REPÚBLICA DE MOÇAMBIQUE

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO E CULTURA

INSTITUTO DE EDUCAÇÃO ABERTA E À DISTÂNCIA - IEDA

PROGRAMA DO ENSINO SECUNDÁRIO À DISTÂNCIA (PESD)

1º CICLO

QUÍMICA

Módulo 1

REPÚBLICA DE MOÇAMBIQUE
MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO E CULTURA
INSTITUTO DE EDUCAÇÃO ABERTA E À DISTÂNCIA - IEDA

PROGRAMA DO ENSINO SECUNDÁRIO À DISTÂNCIA (PESD)
1º CICLO

Ficha técnica

Consultoria:
Rosário Passos

Direcção:
Messias Bila Uile Matusse (Director do IEDA)

Coordenação:
Luís João Tumbo (Chefe do Departamento Pedagógico)

Maquetização:
Fátima Alberto Nhantumbo
Vasco Camundimo

Ilustração:
Raimundo Macaringue
Eugénio David Langa

Revisão:
Abel Ernesto Uqueio Mondlane
Lurdes Nakala
Custódio Lúrio Ualane
Paulo Chissico
Armando Machaieie
Simão Arão Sibinde
Amadeu Afonso

REPÚBLICA DE MOÇAMBIQUE
MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO E CULTURA
INSTITUTO DE EDUCAÇÃO ABERTA E À DISTÂNCIA - IEDA

PROGRAMA DO ENSINO SECUNDÁRIO À DISTÂNCIA (PESD)
1º CICLO

Disciplina de Química

Módulo 1

Elaborado por:

Amadeu Afonso
Filomena Neves da Silva

ÍNDICE

		Pág.
	INTRODUÇÃO ----------	1
Lição 0 1:	Estrutura Atómica ----------	1
Lição 02:	Número atómico e número de Massa ----------	9
Lição 03:	Átomo como Sistema Electricamente Neutro ----------	19
Lição 04:	Isótopos ----------	29
Lição 05:	Distribuição Electrónica por Níveis de Energia ----------	37
Lição 06:	Distribuição Electrónica por Níveis de Energia (contin.) ----------	43
Lição 07:	Iões: Formação e Classificação ----------	53
Lição 08:	Iões: Formação e Classificação (contin.) ----------	61
Lição 09:	Primeiras Tentativas de Classificação dos elementos ----------	69
Lição 10:	Tabela Periodica dos Elementos ----------	77
Lição 11:	Propriedades Periodicas ----------	85
Lição 12:	Relação entre a Estrutura Atómica e a Tabela Periodica ----------	95
Lição 13:	Relação entre a Estrutura Atómica e a Tabela Periodica (contin.) --	103
	TESTE DE PREPARAÇÃO ----------	122

EduSkills
MOÇAMBIQUE

Biblioteca Digital EduSkills

Livros, exames e materiais de apoio para estudar melhor



100% Gratuito

Livros Escolares	Exames Escolares	Exames de Admissão	Exames Resolvidos
CLIQUE AQUI	CLIQUE AQUI	CLIQUE AQUI	CLIQUE AQUI

Estude onde estiver.
Aprenda no seu ritmo.
Construa o seu futuro.

A Biblioteca Digital **EduSkills** é o seu companheiro de estudo para alcançar melhores resultados e realizar sonhos.

ACEDER À BIBLIOTECA

www.eduskills.co.mz

CONFIANÇA
Segurança, credibilidade e compromisso.

EDUCAÇÃO
Conhecimento que transforma vidas.

MOÇAMBIQUE
Orgulho de ser moçambicano, foco no nosso país.

INOVAÇÃO
Tecnologia e educação caminhando juntas.

Ficha técnica

Consultoria:
Rosário Passos

Direcção:
Messias Bila Uile Matusse (Director do IEDA)

Coordenação:
Luís João Tumbo (Chefe do Departamento Pedagógico)

Maquetização:
Fátima Alberto Nhantumbo
Vasco Camundimo

Ilustração:
Raimundo Macaringue
Eugénio David Langa

Revisão:
Abel Ernesto Uqueio Mondlane
Lurdes Nakala
Custódio Lúrio Ualane
Paulo Chissico
Armando Machaieie
Simão Arão Sibinde
Amadeu Afonso

REPÚBLICA DE MOÇAMBIQUE

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO E CULTURA

PROGRAMA DE ENSINO SECUNDÁRIO À DISTÂNCIA

MENSAGEM DO MINISTRO DA EDUCAÇÃO E CULTURA

Estimada aluna,
Estimado aluno,

Sejam todos bem vindos ao primeiro programa de Ensino Secundário através da metodologia de Ensino à Distância.

É com muito prazer que o Ministério da Educação e Cultura coloca nas suas mãos os materiais de aprendizagem especialmente concebidos e preparados para que você, e muitos outros jovens moçambicanos, possam prosseguir os vossos estudos ao nível secundário do Sistema Nacional de Educação, seguindo uma metodologia denominada por "Ensino à Distância".

Com estes materiais, pretendemos que você seja capaz de adquirir conhecimentos e habilidades que lhe permitam concluir, com sucesso, o Ensino Secundário do 1º Ciclo, que, compreende a 8ª, 9ª e 10ª classes. Com o 1º Ciclo do Ensino Secundário você pode melhor contribuir para a melhoria da sua vida, da sua família, da sua comunidade e do país.

O módulo escrito que tem nas mãos, constitui a sua principal fonte de aprendizagem e que "substitui" o professor que você sempre teve lá na escola. Por outras palavras, estes módulos foram concebidos de modo a poder estudar e aprender sozinho obecendo ao seu próprio rítmo de aprendizagem.

Contudo, apesar de que num sistema de Ensino à Distância a maior parte do estudo é realizado individualmente, o Ministério da Educação e Cultura criou Centros de Apoio e Aprendizagem (A.A) onde, você e os seus colegas, se deverão encontrar com os tutores, para o esclarecimento de dúvidas, discussões sobre a matéria aprendida, realização de trabalhos em grupo e de experiências

laboratoriais, bem como a avaliação do seu desempenho. Estes tutores são facilitadores da sua aprendizagem e não são professores para lhe ensinar os conteúdos de aprendizagem.

Para permitir a realização de todas as actividades referidas anteriormente, os Centros de Apoio e Aprendizagem estão equipados com material de apoio ao seu estudo: livros, manuais, enciclopédias, vídeo, áudio e outros meios que colocamos à sua disposição para consulta e consolidação da sua aprendizagem.

Cara aluna,
Caro aluno,

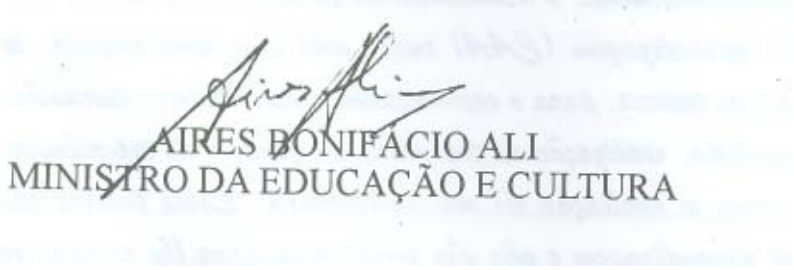
Estudar à distância exige o desenvolvimento de uma atitude mais activa no processo de ensino aprendizagem, estimulando em si a necessidade de dedicação, organização, muita disciplina, criatividade e, sobretudo determinação nos seus estudos.

O programa em que está a tomar parte, enquadra-se nas acções de expansão do acesso à educação desenvolvido pelo Ministério da Educação e Cultura, de modo a permitir o alargamento das oportunidades educativas a dezenas de milhares de alunos, garantindo-lhes assim oportunidades de emprego e enquadramento sócio-cultural, no âmbito da luta contra pobreza absoluta no país.

Pretendemos com este programa reduzir os índices de analfabetismo entre a população, sobretudo no seio das mulheres e, da rapariga em particular, promovendo o equilíbrio do género na educação e assegurar o desenvolvimento da Nossa Pátria.

Por isso, é nossa esperança que você se empenhe com responsabilidade para que possa efectivamente aprender e poder contribuir para um Moçambique Sempre Melhor!

Boa Sorte.



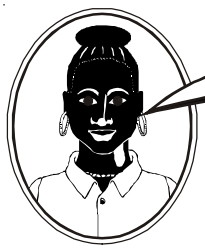
INTRODOÇÃO

Bem vindo, caro aluno ao primeiro módulo de Química da 9ª classe.

Esperamos que tenha gostado de estar connosco ao longo da 8ª classe. Nós adoramos trabalhar para si. Acreditamos que tenha tirado bom proveito da diversidade de conteúdos que lhe apresentamos ao longo da sua aprendizagem, que por sinal, maior parte deles, são de aplicação prática no seu dia-a-dia.

Assim, para este módulo reservamos para si conteúdos que lhe permitirão conhecer como é que o átomo está estruturado bem como passará a conhecer a maneira como os elementos químicos estão organizados na Tabela Periódica.

Acreditamos que você vai gostar. Pelo que desde já lhe desejamos boa aplicação nos seus estudos.



Bem-vindo de novo, caro aluno! Como sabe, eu sou a Sra. Madalena e vou acompanhá-lo no seu estudo. Se tiver algumas questões sobre a estrutura deste Módulo, leia as páginas seguintes. Caso contrário... pode começar a trabalhar. Bom estudo!

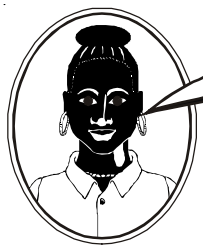
Como está estruturada esta disciplina?

O seu estudo da disciplina de Química é formado por **6 Módulos**, cada um contendo vários temas de estudo. Por sua vez, cada Módulo está dividido em lições. Este **primeiro Módulo** está dividido em **13 lições**. Esperamos que goste da sua apresentação!

Como vai ser feita a avaliação?



No final de cada Módulo, apresentamos um **Teste de Preparação**. Este Teste corresponde a uma auto-avaliação. No final do teste você corrige as respostas, e com a ajuda da Sra. Madalena. Depois disso, você decide se está preparado ou não para fazer o Teste de Fim de Módulo com sucesso. A Sra. Madalena irá acompanhá-lo durante o seu estudo.

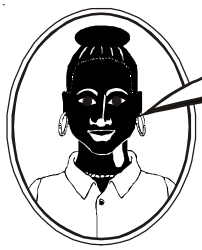


Claro que a função principal do Teste de Preparação, como o próprio nome diz, é ajudá-lo a preparar-se para o Teste de Fim de Módulo, que terá de fazer no **C**entro de **A**poio e **A**prendizagem - **CAA** para obter a sua classificação oficial.
Não se assuste! Se conseguir resolver o Teste de Preparação sem dificuldade, conseguirá também resolver o Teste de Fim de Módulo com sucesso!

Assim que completar o Teste de Fim de Módulo, o Tutor, no **CAA,** dar-lhe-á o Módulo seguinte para você continuar com o seu estudo. Se tiver algumas questões sobre o processo de avaliação, leia o Guia do Aluno que recebeu, quando se matriculou, ou dirija-se ao **CAA** e exponha as suas questões ao Tutor.

Como estão organizadas as lições?

No início de cada lição vai encontrar os **Objectivos de Aprendizagem**, que lhe vão indicar o que vai aprender nessa lição. Vai, também, encontrar uma recomendação para o tempo que vai precisar para completar a lição, bem como uma descrição do material de apoio necessário.



Aqui estou eu outra vez… para recomendar que leia esta secção com atenção, pois irá ajudá-lo a preparar-se para o seu estudo e a não se esquecer de nada!

Geralmente, você vai precisar de mais ou menos meia hora para completar cada lição. Como vê, não é muito tempo!

No final de cada lição, vai encontrar alguns exercícios de auto-avaliação. Estes exercícios vão ajudá-lo a decidir se vai avançar para a lição seguinte ou se vai estudar a mesma lição com mais atenção. Quem faz o controle da aprendizagem é você mesmo.



Quando vir esta figura já sabe que lhe vamos pedir para fazer alguns **exercícios** - pegue no seu lápis e borracha e mãos à obra!

A **Chave de Correcção** encontra-se logo de seguida, para lhe dar acesso fácil à correcção das questões.





Ao longo das lições, vai reparar que lhe vamos pedir que faça algumas **Actividades**. Estas actividades servem para praticar conceitos aprendidos.



Conceitos importantes, definições, conclusões, isto é, informações importantes no seu estudo e nas quais se vai basear a sua avaliação, são apresentadas desta forma, também com a ajuda da Sra. Madalena!

Conforme acontece na sala de aula, por vezes você vai precisar de **tomar nota** de dados importantes ou relacionados com a matéria apresentada. Esta figura chama-lhe atenção para essa necessidade.



E claro que é sempre bom fazer **revisões** da matéria aprendida em anos anteriores ou até em lições anteriores. É uma boa maneira de manter presentes certos conhecimentos.

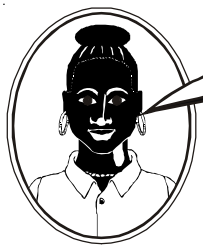


O que é o CAA?

O **CAA - C**entro de **A**poio e **A**prendizagem foi criado especialmente para si, para o apoiar no seu estudo através do Ensino à Distância.

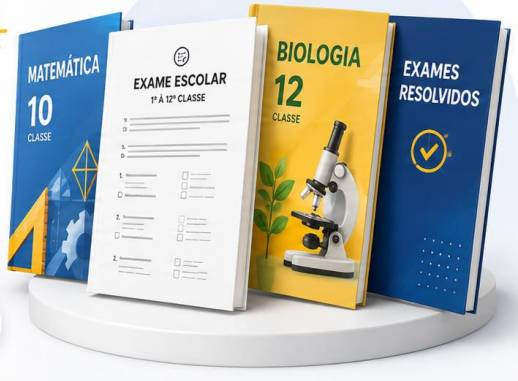


No **CAA** vai encontrar um Tutor que o poderá ajudar no seu estudo, a tirar dúvidas, a explicar conceitos que não esteja a perceber muito bem e a realizar o seu trabalho. O **CAA** está equipado com o mínimo de materiais de apoio necessários para completar o seu estudo. Visite o **CAA** sempre que tenha uma oportunidade. Lá poderá encontrar colegas de estudo que, como você, estão também a estudar à distância e com quem poderá trocar impressões. Esperamos que goste de visitar o **CAA**!



E com isto acabamos esta introdução. Esperamos que este Módulo 1 de Química seja interessante para si! Se achar o seu estudo aborrecido, não se deixe desmotivar: procure estudar com um colega ou visite o **CAA** e converse com o seu Tutor.

Bom estudo!

EduSkills
MOÇAMBIQUE
BIBLIOTECA EDUSKILLS
Encontre Aqui:
Livros Escolares (1ª à 12ª Classe)
Exames Escolares (1ª à 12ª Classe)
Exames de Admissão (Todas Universidades)
Exames Resolvidos
Trabalhos Feitos
Acesse mais conteúdos agora
www.eduskills.co.mz
CLIQUE AQUI
Qual livro ou exame procuras? | 861003535


1 Estrutura Atómica

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Definir átomo
- Mencionar a constituição de um átomo.
- Identificar as partículas constituintes do átomo.

Tempo necessário para completar a lição:

40 minutos

INTRODUÇÃO

Da aprendizagem da Química na 8ª classe, você ficou a saber, de entre outras coisas que o processo de busca de conhecimennto é contínuo e dinâmico, o que quer dizer que algo que é aceite universalmente, em determinado momento, pode a partir de outro ser rejeitado, passando a ter outra explicação ou melhorando a que já existe. Portanto, o Homem está constantemente procurando explicações mais adequadas dos diferentes fenómenos.

É dentro dessa perspectiva que, nesta lição você ficará a saber que a constituição da matéria por átomos indivisiveis quanto aprendeu na 8ª classe, tem outro nível de explicação, ao qual convidamo-lo a prestar atenção.



FAZENDO REVISÕES...

Do Módulo 2 de Química, da 8ª classe, já sabe que o questionamento a respeito da **natureza ou constituição da matéria** vem desde os tempos remotos, e que continuam sendo desenvolvidos diferentes **modelos** de pensamento a respeito da constituição da matéria.

Um modelo é um conjunto de ideias lógicas, imagens mentais ou pensamentos que permitem explicar os factos ou acontecimentos da Natureza. O modelo não é uma ideia e nem algo definitivo pois, depois da sua criação, os cientistas continuam a investigar, facto que pode dar origem a novos pontos de vista sobre o mesmo facto ou acontecimento.

Sobre a constituição da matéria merecem destaque os modelos de Leucipo e Demócrito, o modelo de Aristóteles e o modelo de Dalton, sendo este último o que deu lugar ao actual pensamento sobre a constituição da matéria. Num dos seus princípios, Dalton afirma que: "a matéria é constituída por **átomos,** que são **indivisíveis"**. A palavra átomo provém do grego *atomos* que significa indivisível.

Com os avanços observados nas ciências experimentais, em especial na área da Física, consolidou-se, isto é, confirmou-se o pensamento segundo o qual a matéria é constituída por partículas pequenas designadas átomos, em que os átomos são as mais pequenas partículas de uma substância que **mantêm as suas propriedades específicas inalteradas,** isto é, as **partículas fundamentais e básicas** da constituição da matéria.

ESTRUTURA ATÓMICA



Como é que está estruturado o átomo?



Átomo – é a partícula básica e fundamental da constituição da matéria. Ou é a mais pequena partícula de uma substância que mantém as suas propriedades específicas inalteradas

De entre vários modelos desenvolvidos na perspectiva de explicar a estrutura ou composição do átomo, o Modelo de Rutherfor-Bohr, foi o que mais se notabilizou, pois, com este modelo, a ideia inicial de átomo indivisível não mais teve sentido, tendo por via experimental sido provado que o átomo é **constituído por pequenas partículas**.

Segundo este modelo, foram identificadas no átomo duas regiões distintas: uma central, de tamanho extremamente pequeno e pesada, a que se deu o nome de **núcleo** e, outra periférica, mais espaçosa, designada **electrosfera**.

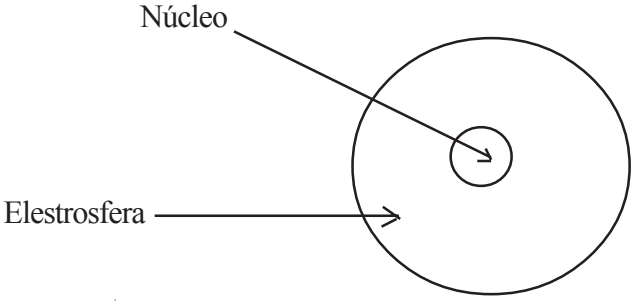


Fig. - Composição de um átomo, onde se distingue o núcleo e a electrosfera.

Em cada uma das regiões, foram identificadas minúsculas partículas que constituem o átomo, nomeadamente: **protões** e **neutrões**, **no núcleo** e **electrões**, **na electrosfera**.

Portanto, na parte central do átomo (no núcleo) encontramos:

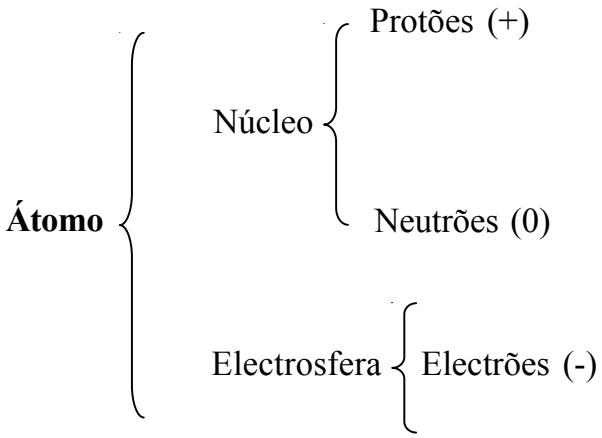
- **Os protões** – que são partículas de carga positiva (+).
- **Neutrões** – que são partículas de carga neutra ou nula, isto é, sem carga (0).

} nucleões

Na electrosfera do átomo (parte periférica ou à volta do núcleo), encontramos:

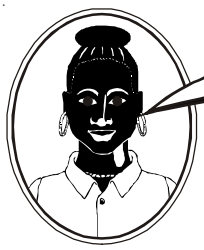
- **Electrões** – partículas de carga negativa, que giram à volta do núcleo.

Esquematicamente podemos apresentar a estruturação do átomo da seguinte forma:



Pode-se igualmente apresentar a estrutura do átomo em forma de tabela, onde se pode notar o uso das notações: $\mathbf{p^+}$, para representar protões; $\mathbf{n^o}$ ou **n**, para neutrões e, $\mathbf{e^-}$, para electrões.

Região	Partículas	Carga
No núcleo	Protão (p^+)	+1
	Neutrão (n^0)	0
Electrosfera	Electrão (e^-)	-1



Muito bem, caro aluno, estamos no fim da nossa primeira lição. Esperamos que tenha com facilidade assimilado estes assuntos referentes à constituição do átomo. Entretanto, antes de finalizarmos, fixe estes aspectos:

RESUMINDO

- O átomo é a partícula fundamental e básica da constituição da matéria.
- O átomo é constituído por duas regiões, o **núcleo** que é a região central e a **electrosfera**, que é a região periférica.
- No núcleo encontramos **protões**, que são partículas carregadas positivamente e **neutrões**, que são partículas sem carga.
- Na **electrosfera**, encontramos os **electrões**, que são partículas carregadas negativamente.



ACTIVIDADE

1. Qual das seguintes afirmações é verdadeira? Assinale com um ✓ a correcta:

a) Átomo é toda a substância estudade em Química.	☐
b) Átomo é a partícula fundamental e básica da constituição da matéria.	☐
c) Átomo é tudo aquilo que podemos ver nas substâncias.	☐

2. Preencha os espaços em brancos por palavras ou expressões de modo que a frase tenha significação certa a propósito da constituição do átomo.

O átomo é constituído por **a)** _____ regiões que são o **b)** _____**,** que é a parte central do átomo e a **c)** _____**,** que é a zona periférica. Os protões, partículas de carga **d)** _____ localizam-se na parte central do átomo, juntamente com os **e)** _____, que são partículas de carga neutra. Os **f)** _____ giram à volta do núcleo e são partículas de carga **g)** _____.

CHAVE DE CORRECÇÃO

1. b)

2.

a) – duas

b) – núcleo

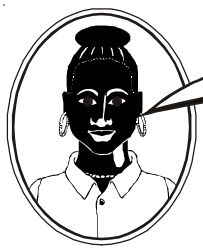
c) – electrosfera

d) – positiva

e) – neutrões

f) – electrões

g) – negativa



Com certeza que conseguiu responder correctamente as questões que lhe colocamos sobre a estrutura do átomo.
Esperamos que ofacto de na 8ª classe ter aprendido que o átomo era indivísivel e, agora constar-lhe que tem a estruturação referida segundo a qual é divisível, não crie problema, trata-se de uma apresentação gradual dos conteúdos.

A MALÁRIA

A **malária é o mesmo que paludismo**. É **transmitida através de picadas de mosquito** e, se não for tratada a tempo, pode levar à morte, principalmente de crianças e mulheres grávidas.

Quais os sintomas da malária?

- Febres altas;
- Tremores de frio;
- Dores de cabeça;
- Falta de apetite;
- Diarreia e vómitos;
- Dores em todo o corpo e nas articulações.

Como prevenir a malária?

Em todas as comunidades devemo-nos proteger contra a picada de mosquitos. Para isso, devemos:

- Eliminar charcos de água à volta da casa - os mosquitos multiplicam-se na água;
- Enterrar as latas, garrafas e outros objectos que possam facilitar a criação de mosquitos;
- Queimar folhas antes de dormir para afastar os mosquitos (folhas de eucalipto ou limoeiro);
- Colocar redes nas janelas e nas portas das casas, se possível;
- Matar os mosquitos que estão dentro da casa, usando insecticidas;
- Pulverizar (fumigar) a casa, se possível.

2 Número Atómico e Número de Massa

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Definir número atómico.
- Definir número de massa.
- Interpretar o significado do número atómico e de número de massa.
- Representar um elemento químico através de seu número atómico e de massa.

Material de apoio necessário para completar a lição:

Tabela com valores de números de massa e números atómicos.

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos

INTRODUÇÃO

Como aprendeu na 8ª classe, caro aluno, são actualmente conhecidos cerca de **109 tipos de átomos**, isto é, **109 elementos químicos diferentes**. Lembra-se do que é um elemento químico? É issso mesmo..., é um conjunto de átomos do mesmo tipo.

Da constituição do átomo tem-se que todo o átomo tem um núcleo constituido por protões e neutrões e uma electrosfera com electrões. Será que todos os átomos são iguais? Se não, qual é a diferença que existe entre os 109 tipos de átomos?

No fim desta lição, você vai poder responder a estas e outras perguntas. Portanto, vai poder definir o conceito de número atómico e de número de massa e, igualmente poderá interpretar o significado de cada um dos valores, que por sinal estão relacionados com a identidade ou identificação do átomo.

Para começar, vamo-nos debruçar sbre o número atómico.

Número Atómico

Caro aluno, certamente que se recorda que durante a sua escolarização na 6ª ou 7ª classes, por exemplo, ao invés do seu professor chamar nominalmente a cada aluno no acto do controle de presenças, ele fazia-o chamando pelos números (1, 2, 3,...). O número da relação nominal (que vem pauta e no livro de sumário) era o que **distinguia cada aluno** na sua turma.

De igual modo deve saber que cada indivíduo deve ter um documento de identificação, que pode ser a Cédula pessoal ou Bilhete de Identidade, com um número de registo geral, em que não existem dois indivíduos com o mesmo número de registo. Portanto o **número de Bilhete de Identidade**, tal como o nome o diz, serve para **identificar o indivíduo** da população a nível do país.

Tal como no exemplo da turma, ou no BI, em que existe um número que identifica o indivíduo, e que não existem dois indivíduos com o mesmo número de registo, de entre os 109 tipos de átomos ou elementos químicos, também existe um número de registo ou de identidade para cada um. A esse número dá-se o nome de **número atómico**.



Número atómico – é o número de protões existente no núcleo de um átomo.

O número atómico representa-se pela letra **Z**.
Cada átomo de um elemento químico tem seu número atómico (Z), que é igual ao **número de protões** que está no núcleo desse elemento. E, este é sempre um **número inteiro** que varia de 1 a 109.

O número atómico é exclusivo, específico e **único** para **apenas um tipo de átomos** (elemento químico), o que permite distingui-lo dos restantes elementos.

Deste modo, **não existem** dois átomos de elementos químicos diferentes com o mesmo número atómico.

Os valores de números atómicos encontram-se listados em tabelas apropriadas e, tal como terá ocasião de aprender proximamente, a ordenação dos elementos num certo tipo de tabela, chamada de tabela periódica foi feita obedecendo a sequência crescente dos números atómicos dos elementos químicos.

Assim, uma das diferenças fundamentais que existe entre os átomos está no **número de protões** existentes no seu núcleo e, consequentemente, no seu **número atómico** visto que, segundo a definição, número atómico é o número de protões existentes no núcleo.

Foi estabelecida uma regra com vista a representação do elemento químico, regra na qual, tendo o símbolo químico de um elemento químico, o **valor do número atómico** representa-se do **lado inferior esquerdo**, conforme se indica nos exemplos a seguir.

Símbolo Químico

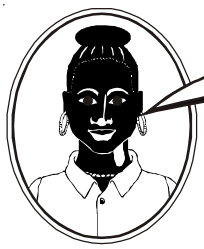
Z

Como deve saber o Z, representa o número atómico. Assim, temos:

- Para átomos de Hidrogénio: $_{1}H$
- Para átomos de Oxigénio: $_{8}O$
- Para átomos de Zinco: $_{30}Zn$

Na representação acima, estão indicados os números atómicos de Hidrogénio, Oxigénio e Zinco, respectivamente e, significa:

- No núcleo do átomo de Hidrogénio, existe um (1) protão.
- No núcleo do átomo de Oxigénio, existem oito (8) protões.
- No núcleo do átomo de Zinco, existem trinta (30) protões.



Todo o valor que aparece no posicionamento quanto ao do "Z" ou do 1, do 8 ou do 30, (no canto inferior esquerdo) num símbolo químico, indica-nos o **número atómico** desse elemento e, corresponde ao **número de protões** que se encontram no núcleo desse átomo.

Número de Massa

Na lição anterior, fez-se referência ao facto de na estrutura do átomo existirem duas regiões distintas: o núcleo e a electrosfera. No núcleo se concentra quase todo o "peso" do átomo.

Tal como é do seu conhecimento, no núcleo encontramos protões e neutrões. Significa que a quantidade total destas partículas nucleares é que determina o peso do átomo, que toma a designação de **número de massa.**

O número de massa é representado pela letra "A". Deste modo matematicamente podemos escrever:

$$\mathbf{A = Z + n}$$

Onde: A – é o número de massa.
Z – é o número atómico.
n – é o número de neutrões.

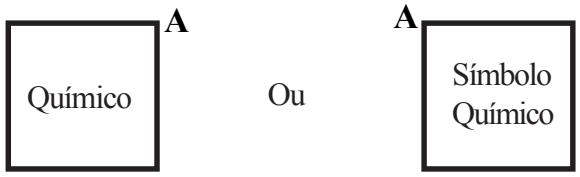


Número de massa – é o somatório de número de protões e de neutrões existentes no núcleo de um átomo.

O número de massa é um **número inteiro** que, à semelhança do número atómico, encontra-se tabelado. O valor numérico do número de massa corresponde à já conhecida **massa atómica relativa** (lembra-se deste grandeza, da 8ª classe? Se não, reveja no seu módulo).

Entretanto, embora para cada elemento tenha um valor específico, existe um certo número de elementos químicos diferentes que têm o mesmo valor de número de massa, tal como veremos adiante.

Tendo o símbolo de um elemento químico, o valor do número de número de massa representa-se do **lado superior direito**, ou do **lado superior esquerdo**, conforme se indica nos exemplos a seguir.

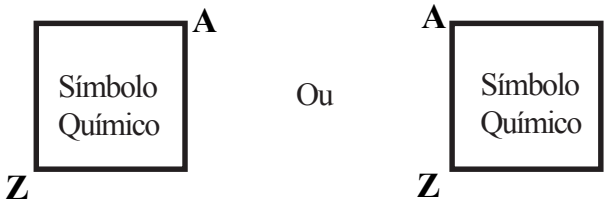


- Para átomos de Hidrogénio: ^{1}H ou H^{1}
- Para átomos de Oxigénio: ^{16}O ou O^{16}
- Para átomos de Zinco: ^{65}Zn ou Zn^{65}

Os exemplos acima mostram a representação dos números de massa de Hidrogénio, Oxigénio e Zinco, respectivamente, cujo significado é:

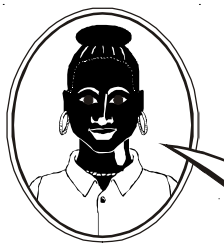
- No núcleo do átomo de Hidrogénio, o somatório do número de protões e de neutrões é igual a um (1).
- No núcleo do átomo de Oxigénio, o somatório do número de protões e de neutrões é igual a dezasseis (16).
- No núcleo do átomo de Zinco, o somatório do número de protões e de neutrões é igual a sessenta e cinco (65).

Assim, já que o símbolo químico representa uma vez, o elemento químico e outra vez, um átomo desse elemento químico (significado do símbolo químico), convencionou-se as seguintes notações para representar o número de átomo e o número de massa de um átomo do elemento químico:



Portanto:

- Para o elemento Hidrogénio: ${}^{1}_{1}H$ ou ${}_{1}H^{1}$
- Para átomos de Oxigénio: ${}^{16}_{8}O$ ou ${}_{8}O^{16}$
- Para átomos de Zinco: ${}^{65}_{30}Zn$ ou



Repare, caro aluno, que em todas as representações o Z sempre fica por baixo e, A por cima do símbolo do elemento químico.

O número atómico e o número de massa são duas grandezas que permitem a caracterização de um elemento químico, sendo de no entanto, o **número atómico** que melhor distingue um elemento químico do outro, pois, como já vimos, o número atómico é único para um certo tipo de átomos, diferentemente do número de massa que pode ser o mesmo para dois elementos químicos diferentes.

A seguir apresentamos-lhe uma tabela com os valores de número atómico e número de massa dos primeiros 20 elementos químicos da tabela periódica.

Simbolo	Z	A
H	1	1,00
He	2	4,00
Li	3	7,00
Be	4	9,00
B	5	11,0
C	6	12,0
N	7	14,0
O	8	16,0
F	9	19,0
Ne	10	20,0

Simbolo	Z	A
Na	11	23,0
Mg	12	24,0
Al	13	27,00
Si	14	28,0
P	15	31,0
S	16	32,0
Cl	17	35,5
K	18	39,0
Ar	19	40,0
Ca	20	40,0



ACTIVIDADE

1. Baseando-se na tabela anterior em que estão indicados os números atómico e de massa, faça no espaço abaixo, as representações dos elementos K, Si e Ne, usando a notação geral de representação de um elemento químico:

2. Dada a notação $_{25}X^{70}$, assinale com um ✓ as afirmações correctas:

a) X representa o número de massa. ☐

b) 70 indica o número atómico do elemento. ☐

c) 25 é o número atómico do elemento. ☐

d) 70 é o número de massa do elemento. ☐

e) X é o símbolo do elemento. ☐

3. O valor 25 na notação $_{25}X^{70}$ indica: assinale com um ✓ a alternativa correcta:

a) O número total de protões que se encontram no núcleo ☐

b) O somatório de protões e electrões que se encontram no núcleo. ☐

c) O somatório de protões e neutrões que se encontram na electrosfera. ☐

4. O valor 70 na notação $_{25}X^{70}$, representa: assinale com um ✓ a resposta correcta:

a) O somatório do número de electrões e de neutrões. ☐

b) O somatório do número de protões e electrões. ☐

c) O somatório do número de protões e de neutrões. ☐

d) O número de electrões que estão no núcleo. ☐

e) O número de protões que estão no núcleo. ☐



Compare, agora, as suas respostas com as da Chave de Correcção que lhe apresentamos a seguir.

CHAVE DE CORRECÇÃO

1. $_{19}K^{39}$ ou $_{19}X^{39}$

$_{14}Si^{28}$ ou $_{14}X^{28}$

$_{10}K^{20}$ ou $_{10}X^{20}$

2. c), d), e)

3. a)

4. c)



Muito bem, caro aluno, esperamos que tenha conseguido responder acertadamente às questões que lhe colocamos. Se de facto certou em todas, está de parabéns. Se é que teve dificuldades em mais que uma questão, volte a ler o conteúdo da sua lição e posteriormente resolva de novo as actividades. Coragem!

AS DTS

O que são as DTS?

As DTS são **Doenças de Transmissão Sexual**. Ou seja, as **DTS** são doenças que se **transmitem pelo contacto sexual**, vulgarmente dito: fazer amor. Antigamente, estas doenças eram chamadas de doenças venéreas, pois "Vénus" era o nome de uma deusa grega que era conhecida como a "deusa do amor".

Quando suspeitar de uma DTS?

Nas meninas e mulheres

- Líquidos vaginais brancos e mal cheirosos;
- Comichão ou queimaduras na vulva, vagina ou no ânus;
- Ardor ao urinar;
- Feridas nos órgãos sexuais.

Nos rapazes e nos homens

- Um corrimento de pus (sujidade) a sair do pénis;
- Feridas no pénis e nos outros órgãos genitais;
- Ardor ao urinar.

3 Átomo Como Sistema Electricamento Neutro

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Estabelecer a relação entre as partículas fundamentais do átomo.
- Determinar a quantidade de protões, electrões e neutrões no átomo.

Material de apoio necessário para completar a lição:

Tabela de números atómico e de massa.

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



FAZENDO REVISÕES...

Da lição anterior já sabe que:

- o número atómico (Z) indica ou representa o número de protões presentes no núcleo.
- o número de massa (A) representa o somatório do número de protões e de neutrões presentes no núcleo.
- o número atómico identifica cada espécie química de átomos (elemento químico) pois, não existem dois elementos químicos com o mesmo número atómico.

Agora pretendemos nesta lição saber quantos electrões existem em cada átomo? E qual a relação que existe entre o número de protões e de electrões no átomo.

Átomo como Sistema Electricamente Neutro

Determinações experimentais realizadas revelaram que a **quantidade** de **protões** presente no núcleo **é igual** a quantidade de **electrões** que se encontram na electrosfera do átomo.

Assim, sabendo que protões são partículas carregadas positivamente (+) e, electrões são partículas carregadas negativamente (-), já que num átomo estão em igualdade numérica, sendo eles de sinais contrários, significa que anulam-se, tornando o **átomo** uma **partícula neutra**, isto é sem carga.



O átomo é um sistema electricamente neutro porque o número de protões presente no núcleo é igual ao número de electrões que se encontram na electrosfera.

Simbólicamente

$$p^+ = e^-$$

Sabendo que o número atómico corresponde ao número de protões e este último é igual ao número de electrões podemos afirmar:

Na matemática existe uma regra que diz: Se A = B e B = C então A, B, C são iguais.

Num átomo, o número de electrões é igual ao número de protões e, consequentemente ao número atómico.

Simbólicamente

$$e^- = p^+ = Z$$

Exemplos:

Para os átomos a seguir teremos:

- Hidrogénio: $Z = p^+ = 1$, teremos que $e^- = 1$.
- Oxigénio: $Z = p^+ = 8$, teremos que $e^- = 8$.
- Zinco, cujo $Z = p^+ = 30$, teremos que $e^- = 30$.

Podemos sistematizar a relação entre as quantidades das partículas que constituem o átomo da seguinte maneira:

1. Número atómico e protões:

$$\mathbf{Z = p^+}$$

2. Protões, electrões e número atómico:

$$\mathbf{p^+ = e^-}$$

Como $p^+ = Z$, então:

$$\mathbf{p^+ = e^- = Z}$$

Logo, o átomo é sistema **electricamente neutro** porque $p^+ = e^-$.

3. Número de massa, protões, neutrões e número atómico

$$\mathbf{A = p^+ + n}$$

Como $Z = p^+$, então:

$$\mathbf{A = Z + n}$$

4. Número de neutrões, massa e protões.

Isolando o n da fórmula anterior, tem-se:

$$\mathbf{n = A - p^+}$$



Ora bem, caro aluno, agora vamos praticar o que acabamos de aprender. Para tal preste atenção à resolução destas actividades.



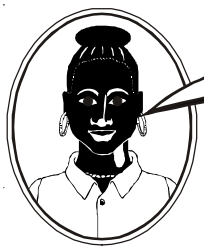
ACTIVIDADE

Parte I

Dada a representação: $_{9}F^{19}$, faça todos os cálculos que julgar necessários nos espaços disponíveis e assinale com um ✓ a resposta certa:

1. O número atómico de F é:

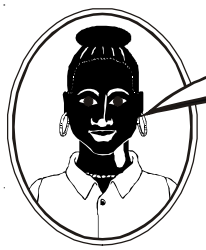
a) 19 ☐
b) 10 ☐
c) 9 ☐
d) 29 ☐



Na representação de um elemento químico, o número atómico é o valor que aparece no canto inferior esquerdo. Então, o número atómico é Z = 9. Pelo que a resposta certa é a da alínea c).

2. O número de protões do elemento F é:

a) 10 ☐
b) 9 ☐
c) 19 ☐
d) 29 ☐



Num átomo, o número de protões é igual ao número atómico ($p^+ = Z$). Como $Z = 9$, então o número de protões será $p^+ = Z = 9$. Está correcta a alínea b).

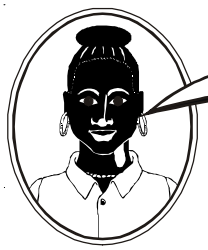
3. O número de electrões do elemento F é:

a) 9 ☐ ✓

b) 19 ☐

c) 10 ☐

d) 29 ☐



Num átomo, o número de electrões é igual ao de protões ($p^+ = e^-$). Como $p^+ = 9$, então o número de electrões também será $e^- = 9$. A alternativa certa é a da alínea a).

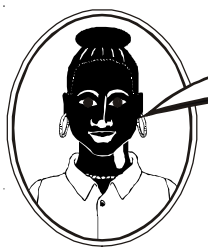
4. O número de massa do elemento F é:

a) 19 ☐ ✓

b) 10 ☐

c) 9 ☐

d) 29 ☐



Num átomo o número de massa é o valor que é representado no canto superior direito. Então o valor do número de massa é $A = 19$.

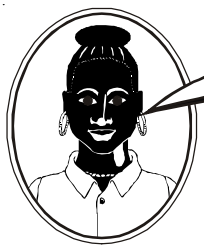
5. O número de neutrões do elemento F é:

a) 9 ☐

b) 10 ✓

c) 11 ☐

d) 28 ☐



Sabe-se que: $A = p^+ + n$

Então: $n = A - p^+$; Como $A = 19$ e $p^+ = 9$

Teremos: $n = 19 - 9$

$n = 10$

A alínea b) é que está correcta.

6. Por que é que é correcto dizer que o átomo $_9F^{19}$ é electricamente neutro?



É correcto dizer o átomo $_9F^{19}$ é electricamente neutro porque o número de cargas positivas, os protões é igual ao número de cargas negativas, os electrões, não havendo manifestação de nenhuma das cargas.

Parte II



Caro aluno, agora é sua vez, veja se consegue resolver.

Um átomo X apresenta: n = 12 e Z = 11. Faça todos os cálculos necessários no espaço dado e assinale com um ✓ a resposta certa:

1. O número de protões do elemento X é igual a:

a) 12 ☐ ✓

b) 23 ☐

c) 11 ☐

d) 34 ☐

2. O número de electrões do elemento X será:

a) 34 ☐ ✓

b) 12 ☐

c) 23 ☐

d) 11 ☐

3. O número de massa do elemento X é:

a) 23 ☐ ✓

b) 11 ☐

c) 12 ☐

d) 34 ☐

4. A representação correcta deste átomo do elemento X é:

a) $_{12}X^{11}$ ☑

b) $_{11}X^{12}$ ☐

c) $_{11}X^{23}$ ☐

d) $_{23}X^{11}$ ☐



Agora compare as suas respostas com as que lhe apresentamos na Chave de Correcção abaixo.

CHAVE DE CORRECÇÃO

1. c)

2. d)

3. a)

Sabe-se que: $A = p^+ + n$ Como $p^+ = 11$ e $n = 12$

Então: $A = 11 + 12$

$A = 23$

1. c)



Ora muito bem, caro aluno, esperamos que com esta actividade tenha conseguido fixar a relação que existe entre as partículas fundamentais de um átomo. Terá a oportunidade de praticar ainda mais estas relações nos exercícios 1 mais adiante. Faça uma pausa de pelo menos 20 minutos e antes de continuar com a lição seguinte, volte a ler a presente lição.

Antes de ter relações sexuais, esteja preparado(a), certifique-se:

- Gosta mesmo dessa pessoa especial?
- Ambos querem ter relações sexuais?
- Sente-se bem e em segurança com essa pessoa especial?

Então ... utilize um preservativo novo e não arrisque o perigo de doenças ou infecções.

A MALÁRIA

A **malária é o mesmo que paludismo**. É **transmitida através de picadas de mosquito** e, se não for tratada a tempo, pode levar à morte, principalmente de crianças e mulheres grávidas.

Quais os sintomas da malária?

- Febres altas;
- Tremores de frio;
- Dores de cabeça;
- Falta de apetite;
- Diarreia e vómitos;
- Dores em todo o corpo e nas articulações.

Como prevenir a malária?

Em todas as comunidades devemo-nos proteger contra a picada de mosquitos. Para isso, devemos:

- Eliminar charcos de água à volta da casa - os mosquitos multiplicam-se na água;
- Enterrar as latas, garrafas e outros objectos que possam facilitar a criação de mosquitos;
- Queimar folhas antes de dormir para afastar os mosquitos (folhas de eucalipto ou limoeiro);
- Colocar redes nas janelas e nas portas das casas, se possível;
- Matar os mosquitos que estão dentro da casa, usando insecticidas;
- Pulverizar (fumigar) a casa, se possível.

4 Isótopos

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Representar elementos químicos que são isótopos.
- Identificar isótopos.
- Indicar a relação entre o número de protões, electrões e neutrões em isótopos.

Material de apoio necessário para completar a lição:

- Tabela de números atómico e de massa.

Tempo necessário para completar a lição:

- 50 minutos

Isótopos

Você sabe, caro aluno, que o **número atómico** e a **massa atómica** são grandezas que permitem a caracterização de um elemento químico e que o número de protões existente no núcleo, como já sabe, corresponde ao número atómico e melhor distingue um átomo de um elemento do outro.

Dalton no seu modelo atómico afirma que *os átomos de um mesmo elemento químico são idênticos*. Será que de facto são todos iguais?

Para responder a esta questão comecemos por resolver juntos a actividade que se segue:



ACTIVIDADE

A presente actividade tem em vista conduzir-nos a identificação de isótopos e correspondente definição. Para tal vamo-nos valer dos conhecimentos que já trazemos das lições anteriores para a resolução.

Dadas as representações: $_6C^{12}$, $_6C^{13}$ e $_6C^{14}$, indique para cada uma o número atómico, o número de massa, o número de electrões e o número de neutrões.

Para $_6C^{12}$, temos:

- Número atómico é Z = 6, pois, é o valor que aparece no canto inferior esquerdo;
- Número de massa é A = 12, pois, é o valor que aparece no canto superior direito da representação;
- Número de electrões é $e^- = 6$, pois, num átomo neutro, o número de electrões é igual ao numero de protões, que por sua vez é igual ao número atómico, que como ja vimos é Z = 6.
- Número de neutrões:

  $A = p^+ + n$. Então:

  $n = A - p^+$

  $n = 12 - 6$

  $n = 6$

Para $_6C^{13}$, temos:

- Número atómico é Z = 6, pois, é o valor que aparece no canto inferior esquerdo;
- Número de massa é A = 13, pois, é o valor que aparece no canto superior direito da representação;
- Número de electrões é e^- = 6, pois, num átomo neutro, o número de electrões é igual ao número de protões que por sua vez é igual ao número atómico, que como já vimos é Z = 6.
- Número de neutrões:

  $A = p^+ + n$. Então:

  $n = A - p^+$

  $n = 13 - 6$

  $n = 7$

Para $_6C^{14}$, temos:

- Número atómico é Z = 6, pois, é o valor que aparece no canto inferior esquerdo;
- Número de massa é A = 14, pois, é o valor que aparece no canto superior direito da representação;
- Número de electroes é e^- = 6, pois, num átomo neutro, o número de electrões é igual ao número de protões que por sua vez é igual ao número atómico, que como já vimos é Z = 6.
- Número de neutrões:

  $A = p^+ + n$. Então:

  $n = A - p^+$

  $n = 14 - 6$

  $n = 8$

Sistematizando numa tabela os valores obtidos nas determinações anteriores, teremos:

Representação	Z	A	e^-	n
$_6C^{12}$	6	12	6	6
$_6C^{13}$	6	13	6	7
$_6C^{14}$	6	14	6	8

Da tabela podemos notar que:

- todos os elementos têm o **mesmo número atómico Z = 6**, o que prova que são átomos de um mesmo elemento químico (lembre-se que átomos de um mesmo elemento têm sempre mesmo número átomico).
- apresentam o mesmo número de electrões.
- diferem entre si no **número de massa** (12, 13 e 14) e no número de neutrões (6, 7, e 8), respectivamente.

Estes átomos apresentam **mesmo número atómico**, mesmo número de electrões mas, **diferem** no **número de neutrões** e no **número de massa**. Aos átomos com estas caracateristicas chamamos de **isótopos**.



Isótopos – são átomos de um mesmo elemento químico, que apresentam mesmo número atómico mas diferem no número de massa.

A diferença no número de massa nos isótopos é resultado da diferença no número de neutrões presentes no núcleo do átomo. Assim, tal como afirmamos anteriormente, o número de massa não é um bom critério para a caracterização e identificação de um elemento químico. A principal característica que identifica um elemento químico é o **número atómico.**

A existência de números atómicos iguais nas três representações, revela tratar-se de **átomos de um mesmo elemento químico**, porém o facto de apresentarem número de neutrões diferente, permite-nos afirmar que **átomos de mesmo elemento químico não são necessariamente idênticos.** Esta é a resposta a afirmação de Dalton que questionamos no início da nossa lição. Lembra-se?

Todos os isótopos conhecidos são chamados pelo nome do elemento químico em questão, sendo especificado o valor da massa desse isótopo. Por exemplo, no caso anterior, os isótopos têm as designações de Carbono 12, Carbono 13 e Carbono 14, respectivamente.

O Hidrogénio constitui o único caso cujos isótopos têm nomes específicos.

$_1H^1$ – Prótio

$_1H^2$ – Deutério

$_1H^3$ – Tritério ou trítio

O conhecimento dos isótopos é muito importante no estudo da Química e, em particular na nossa vida. É com base neste conhecimento que na medicina, por exemplo se consegue tirar a radiografia "raios x", currar determinadas fracturas ósseas; no ramo militar consegue-se produzir bombas atómicas, etc.



Muito bem caro aluno, com certeza não lhe foi dificil entender o que são isótopos. Vamos agora exercitar um pouco para verificar se realmente entendeu bem.



EXERCÍCIOS-1

1. São conhecidos três isótopos do elemento químico Oxigénio: Oxigénio dezasseis, Oxigénio dezassete e Oxigénio dezoito. Sabendo que o número atómico do Oxigénio é oito, assinale com um ✓ a alínea que corresponde a representação simbólica certa dos isótopos:

a) ${}_{8}O^{16}$, ${}_{8}O^{17}$ e ${}_{8}O^{18}$ ☑

b) ${}_{16}O^{8}$, ${}_{17}O^{8}$ e ${}_{18}O^{8}$ ☐

c) ${}^{8}O_{16}$, ${}^{8}O_{17}$ e ${}^{8}O_{18}$ ☐

2. Faça todos os cálculos necessários no espaço a seguir e preencha a tabela:

Representação	Z	A	e^-	n
${}^{O16}_{8}$				
${}^{O17}_{8}$				
${}_{8}O^{18}$				

3. Porque é que é correcto afirmar que Oxigénio 16, Oxigénio 17 e Oxigénio 18, são isótopos?

_____

_____

_____

_____

_____

4. O que melhor caracteriza o átomo de um elemento químico é: marque com um ✓ a resposta certa:

a) Número de massa. ☑

b) Número de electrões. ☐

c) Número neutrões. ☐

d) Número atómico. ☐

5. São conhecidos dois isótopos do elemento químico Cloro. Faça as determinações que achar necessárias, no espaco dado e preencha os espaços em branco na tabela.

Representação	Z	A	e^-	n
			17	18
	17	37		

6. Assinale com um ✓ as alternativas que completam a frase de modo que tenha um significado certo:

Os isótopos têm sempre...:

a) ... números de massas iguais. ✓

b) ... mesmo número atómico. ☐

c) ... diferentes números de neutrões, que tornam diferentes os números de massa. ☐

d) ... igual número de electrões. ☐

7. Considere as representações dos elementos a seguir, em que as letras do abecedário represetam símbolos químicos:

$_{12}A^{24}$, $_{20}B^{40}$, $_{8}C^{17}$, $_{10}D^{22}$, $_{18}E^{40}$, $_{8}F^{16}$, $_{10}G^{20}$.

Os isótopos são: Assinale com um ✓ as alíneas correctas:

a) D e G ✓

b) B e G ☐

c) B e E ☐

d) C e F ☐

e) E e A ☐



Agora compare as suas respostas com as que lhe apresentamos na Chave de Correcção no fim do módulo.
Acertou em todas? Se sim, está de parabéns, faça uma pausa de 30 minutos e passe para a lição seguinte. Se é que teve dificuldades em resolver os exercícios e que tenha errado em uma ou mais questões, reveja a sua lição e volte a resolver os exercícios. Não desanime!

5 Distribuição Electrónica por Níveis de Energia

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Identificar os níveis de energia
- Determinar o número máximo de eletrões por nível de energia.

Material de apoio necessário para completar a lição:

- Tabela de números atómico e de massa.

Tempo necessário para completar a lição:

- 50 minutos

INTRODUÇÃO

Em lições anteriores aprendeu que diferentemente dos primeiros modelos, como o de Dalton, que defendia a existência do átomo indivisível, o Modelo de Rutherford-Bohr, deu a idea inicial de um átomo divisível, constituído por um núcleo que tem protões e neutrões e de uma electrosfera na qual encontramos os electrões.

Nesta lição você ficará a saber como é que os electrões estão dispostos ou distribuidos ao longo do átomo e quais as regras para a sua distribuição.

Distribuição Electrónica Segundo o Modelo de Bohr

No estudo da estrutura do átomo, dissemos que os electrões localizam-se na electrosfera do átomo.

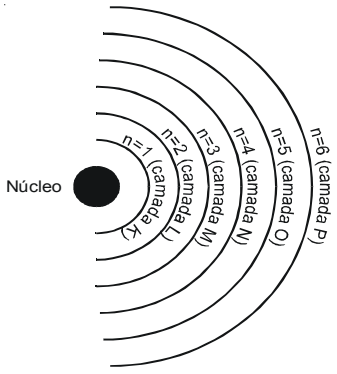
Como é que os electrões se dispõe ou se distribuem na electrosfera (estão espalhados ao a caso? estão organizados? Qual é a base ou critério para a sua colocação na electrosfera?

Niels Bohr, cientista dinamarquês (que viveu de 1885 a 1962), no seu modelo da estrutura atómica, de entre vários aspectos, procurou explicar a **disposição dos electrões** (maneira como os electrões estão colocados ou arrumados) na electrosfera. Assim, Bohr formulou os seguintes princípios:

1. O átomo apresenta um núcleo positivo e está rodeado de electrões (com carga negativa).

2. A electrosfera está **dividida** em regiões denominadas **camadas**, que são órbitas ou linhas circulares bem definidas. O electrão na electrosfera encontra-se sempre numa determinada camada.

3. A cada **camada** ou órbita corresponde um **valor de energia bem definido** para o sistema núcleo-electrão.



Nota: Apresentamos apenas os princípios de Bohr que julgamos mais importantes a este nível. Nas próximas classes verá que há mais do que o lhe apresentamos.

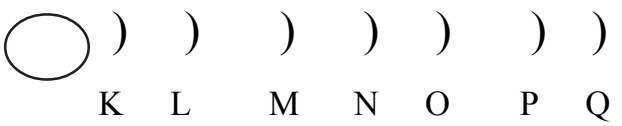
De acordo com o Modelo de Bohr, os **electrões na electrosfera** têm uma distribuição específica em **camadas** também chamadas de **níveis de energia**.

Bohr designou as camadas pelas letras K, L, M, N, O, P, Q, respectivamente, a contar do núcleo para a electrosfera. As camadas correspondem aos níveis de energia "n", que assumem valores numéricos 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, contados a partir do mais próximo do núcleo ao mais afastado. Observe a o quadro baixo.

Nível de energia	Camada
n = 1 (1° nível de energia)	K
n = 2 (2° nível de energia)	L
n = 3 (3° nível de energia)	M
n = 4 (4° nível de energia)	N
n = 5 (5° nível de energia)	O
n = 6 (6° nível de energia)	P
n = 7 (7° nível de energia)	Q



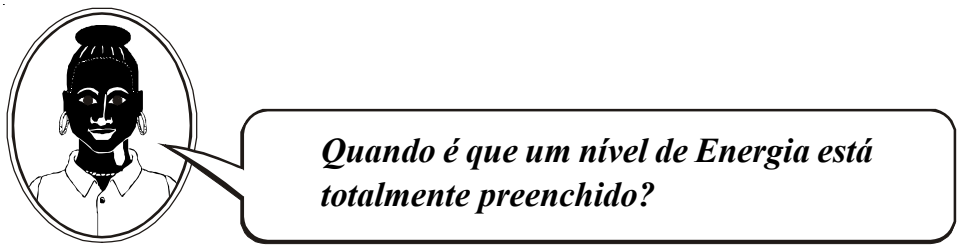
Distribuição electrónica – é a colocação ou disposição dos electrões na electrosfera em camadas ou níveis de energia, obedecendo as quantidades de electrões permitidas para cada camada.



Esquema: Representação esquemática das diferentes camadas electrónicas, de acordo com o Modelo de Bohr

Segundo Bohr, os electrões ocupam as diferentes camadas, já referidas **distribuindo-se por ordem crescente de energia**, dos níveis de menor energia para os de maior energia.

Significa que os electrões dispõe-se, primeiro, no primeiro nível (n = 1) e, quando este nível estiver preenchido, passa-se a preencher o segundo nível (n = 2), assim sucessivamente. Portanto, só se distribuem electrões nos níveis de energia superiores quando os inferiores estiverem **totalmente preenchidos**.



Experiências realizadas revelam que existe um número máximo de electrões permitido em cada nível de energia ou camada. De acordo com a regra (estabelecida por Stoner), cada nível de energia pode ter o máximo de **$2n^2$ electrões**. O **n** representa o número do nível de energia.

Número máximo de electrões por nível de energia	**$N = 2n^2$**

Onde: n - é a camada
N - quantidade máxima de electrões.

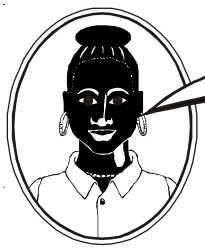
Assim, teremos as seguintes quantidades de electrões por cada nivel:

Nível de energia	Camada	Número máximo de electrões (N)
n = 1	K	$2n^2 = 2 \times 1^2 =$ **2**
n = 2	L	$2n^2 = 2 \times 2^2 =$ **8**
n = 3	M	$2n^2 = 2 \times 3^2 =$ **18**
n = 4	N	$2n^2 = 2 \times 4^2 =$ **32**

Como pode notar, caro aluno, cada nível de energia tem um número máximo de electrões que pode acomodar. Entretanto, apesar dos máximos estabelecidos de acordo com a regra ($N = 2n^2$), existe uma particularidade para o último nível, segundo a qual:



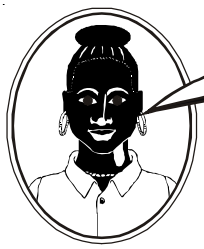
O **último nível** de energia de cada átomo deve ter no máximo **oito electrões**. Excepto quando o átomo tem único nível de energia, o nível **n = 1**, como é o caso de H que no máximo pode ter **dois electrões**.



Muito bem, caro aluno, antes de continuar com a distribuição electrónica propriamente dita que veremos na lição a seguir, recomendamos-lhe que procure fixar os seguintes aspectos:

RESUMINDO:

- Fazer a estrutura ou distribuição electrónica significa distribuir os electrões na electrosfera em níveis de energia ou camadas, de acordo com as quantidades permitidas.
- Cada camada comporta um máximo de electrões que pode ser obtida na base da relação **$2n^2$**, onde o "n" é o nível de energia ou camada.
- A última camada ou nível de energia, não pode ter mais que oito electrões, sendo a excepção quando o átomo tem apenas um nível de energia, que comporta o máximo de dois electrões.



Agora faça uma pequena pausa de cerca de 10 minutos e continue com a lição que se segue. Verá que estas bases aqui criadas são muito úteis para a assimilação eficáz da distribuição electrónica.

Antes de ter relações sexuais, esteja preparado(a), certifique-se:

- Gosta mesmo dessa pessoa especial?
- Ambos querem ter relações sexuais?
- Sente-se bem e em segurança com essa pessoa especial?

Então ... utilize um preservativo novo e não arrisque o perigo de doenças ou infecções.

6 Distribuição Electrónica por Níveis de Energia (Continuação)

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Fazer a distribuição electrónica dos elementos com número atómico de 1 a 20.

Material de apoio necessário para completar a lição:

- Tabela de números atómico e de massa.

Tempo necessário para completar a lição:

- 50 minutos

INTRODUÇÃO

Caro aluno, você ficou a saber na lição anterior que de acordo com o Modelo de Bohr, os electrões de cada átomo estão dispostos na electrosfera em níveis de energia ou camadas. Cada camada comporta um máximo de $2n^2$ de electrões, ocorrendo a ocupação das camadas seguintes após o preenchimento total das camadas iniciais.

À disposição regrada dos electrões por níveis de energia ou camadas dá-se a designação de distribuição electrónica ou estrutura electrónica.

Nesta lição você vai aprender a efectuar a distribuição dos electrões dos átomos de número atómico que varia de 1 a 20. Convidamo-lo a prestar atenção ao procedimento, que como verá, não é complicado.

Distribuição Electrónica

Com base nos conhecimentos até então adquiridos a propósito da distribuição electrónica, segundo os quais:

- os electrões distribuem-se das camadas inferiores (mais próximas do núcleo) às superiores (mais distantes);
- em cada nível de energia ou camada existe um número máximo de electrões $N = 2n^2$;
- o último nível de energia de cada átomo deve ter no máximo oito electrões, excepto quando o átomo tem único nível de energia, o nível n = 1, que no máximo pode ter dois electrões.



Qual é a distribuição electrónica dos seguintes elementos?

Exemplo 1
Átomo de Hidrogénio - $_1\mathbf{H}^1$

Número atómico de Hidrogénio é Z = 1.
Como o número atómico é igual ao número de protões ($Z = p^+$), que por sua vez é igual ao número de electrões ($Z = P^+ = e^-$), então, na electrosfera do átomo de Hidrogénio gira apenas um electrão. E este estará no nível n = 1 ou camada K, que se representa:

K

(+1))

$1e^-$

Significa:

- tem-se 1 protão no núcleo do átomo de Hidrogénio e,
- 1 electrão que fica na camada K da electrosfera.

Exemplo 2
Átomo de Litio - $_{3}Li^{7}$

Z = 3. Como Z =$p^+ = e^-$, então, na electrosfera do átomo de Lítio giram 3 electrões assim distribuidos: 2 electrões na primeira camada (K), pois esta aceita no máximo dois electrões e, o que resta passa à camada seguinte (L), que aceita até 8 electrões. Entretanto dos três iniciais apenas resta um. A representação será:

K L
(+3)))
$2e^-$ $1e^-$

Significa:

- tem-se 3 protões no núcleo do átomo de Hidrogénio e,
- 3 electrões que ficam distribuidos 2, na camada K e, 1 na camada L da electrosfera.

Exemplo 3
Átomo de Oxigénio - $_{8}O^{16}$

Z = 8. Como Z = $p^+ = e^-$, então, na electrosfera do átomo de Oxigénio giram 8 electrões assim distribuídos: dois, na camada K e restam seis que ocuparão a camada L, totalizando 8 (2 + 6 = 8). A representação será:

K L
(+8)))
$2e^-$ $6e^-$

Significa:

- tem-se 8 protões no núcleo do átomo de Oxigénio e,
- 8 electrões que ficam distribuidos 2, na camada K e, 6 na camada L da electrosfera.

Exemplo 4
Átomo de Sódio - $_{11}\mathbf{Na^{23}}$

Z = 11. Como $Z = p^+ = e^-$, então, na electrosfera do átomo de Sódio giram 11 electrões assim distribuídos: dois, na camada K; oito na camada L, totalizando dez (2 + 8 = 10). Para onze falta um electrão e, este não pode estar na segunda camada pois, esta aceita o máximo de oito electrões. Assim o único que falta estará na terceira camada (M). A representação será:

K L M

(+11))))

$2e^-$ $8e^-$ $1e^-$

Significa:

- tem-se 11 protões no núcleo do átomo de Sódio e,
- 11 electrões que ficam distribuidos 2, na camada K, 8 na camada L e 1 na camada M da electrosfera.

Exemplo 5
Átomo de Cloro - $_{17}\mathbf{Cl^{35}}$

Z = 17. Como $Z = p^+ = e^-$, então, na electrosfera do átomo de Cloro giram 17 electrões assim distribuídos: dois, na camada K; oito na camada L, totalizando dez (2 + 8 = 10). Para dezassete faltam sete electrões e, de acordo com a fórmula que permite determinar a quantidade máxima de electrões por nível de energia ($2n^2$), o terceiro nível (camada M) aceita no máximo dezoito electrões. Assim como faltam sete electrões para completar dezassete, os sete ficarão no terceiro nível (camada M). A representação será:

K L M

(+17))))

$2e^-$ $8e^-$ $7e^-$

Significa:

- tem-se 17 protões no núcleo do átomo de Cloro e,
- 17 electrões que ficam distribuidos 2, na camada K, 8 na camada L e 7, na camada M da electrosfera.

Exemplo 6
Átomo de Cálcio - $_{20}Ca^{40}$

Z = 20. Como $Z = p^+ = e^-$, então, na electrosfera do átomo de Cálcio giram 20 electrões assim distribuídos: dois, na camada K; oito na camada L, totalizando dez (2 + 8 = 10). Para vinte faltam dez e, de acordo com a fórmula que permite determinar a quantidade máxima de electrões por nível de energia ($2n^2$), o terceiro nível (camada M) aceita no máximo dezoito electrões. Assim como faltam dez electrões para completar os vinte, todos cabem no terceiro nivel (camada M). Mas lembre-se que a última camada no máximo pode comportar oito electrões e não dez. Pelo que dos dez electrões que restaram, colocaremos oito na camada M e, os restantes dois passam para o quarto nível (camada N). A representação será:

K L M N
(+20)))))
$2e^-$ $8e^-$ $8e^-$ $2e^-$

Significa:

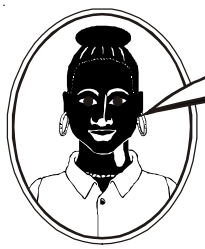
- tem-se 20 protões no núcleo do átomo de Cálcio e,
- 20 electrões que ficam distribuidos 2, na camada K, 8 na camada L, 8 na camada M e, 2 , na camada N da electrosfera.



Caro aluno com base no saber que já temos podemos fazer o processo oposto em que sendo nos dada distribuição electrónica, tenhamos que descobrir a composição do átomo.

Por exemplo, sabendo que o elemento B tem a distribuição electrónica: **2 – 8 - 3e$^-$**, podemos descobrir o número total de electrões, o número de protões bem como o número atómico.

- O número total de electrões do elemento B é o somatório dos electrões que estão distribuídos. Portanto 2 + 8 + 3 = 13. B tem 13 electrões.
- O número de protões do elemento B é igual do número total de electrões ($p^+ = e^-$). Logo elemento B tem 13 protões.
- Número atómico é igual ao número de protões. Assim o elemento B tem $Z = p^+ = e^- = 13$. Número atómico de B é igual a 13.



Muito bem, caro aluno, antes de resolver os exercícios que a seguir lhe sugerimos, faça a recapitulação dos conteúdos que aprendeu nestas duas últimas lições e depois resolva os exercícios a seguir de modo a saber se de facto está a assimilar bem ou não esta matéria. Força!



EXERCÍCIOS-2

1. Assinale com um ✓ as afirmações certas relativas ao procedimento para a distribuição electrónica.

a) Os electrões distribuem-se em camadas por ordem crescente de energia, dos níveis de menor para maior energia. ☑

b) Os electrões distribuem-se de modo que maior quantidade de electrões estejam nas primeiras camadas. ☐

c) Os electrões distribuem-se de acordo com a capacidade que os protões têm de lhes atrair. ☐

d) Os electrões distribuem-se de acordo com a capacidade que estes têm de atrair os neutrões. ☐

2. Complete a frase abaixo com palavras ou fórmulas sugeridas de modo a obter um significado quimicamente certo:

oito **camada** **dois** **nível** **$2n^2$**

De acordo com a regra de distribuição electrónica, cada nível de energia pode ter um máximo de **a)** _____ electrões, onde n representa **b)** _____ ou
c) _____. Entretanto, a última camada de cada átomo deve ter um máximo de **d)** _____ electrões, excepto os átomos com única camada que podem ter um máximo de **e)** _____ electrões.

3. A distribuição electrónica do elemento $_{15}X^{30}$ é: assinale com um ✓ a alínea correcta:

a) ✓

K L M N

(+30)))))

$2e^-$ $8e^-$ $18e^-$ $2\ e^-$

b) ☐

K L M N

(+30)))))

$2e^-$ $8e^-$ $8e^-$ $18\ e^-$

c) ☐

K L M

(+15))))

$2e^-$ $8e^-$ $5e^-$

d) ☐

K L

(+15)))

$8e^-$ $7e^-$

e) ☐

K L M

(+15))))

$2e^-$ $5e^-$ $8e^-$

4. O átomo do elemento Y tem a seguinte distribuição electrónica: 2 – 8 – 8 – 1. Assinale com um ✓ as respostas correctas:

A: O número total de electrões do elemento Y é:

a) 8 ☑
b) 16 ☐
c) 13 ☐
d) 19 ☐
e) 11 ☐

B: O número total de protões do elemento Y é:

a) 15 ☑
b) 18 ☐
c) 19 ☐
d) 11 ☐
e) 12 ☐

C: O número atómico do elemento Y é:

a) 19 ☑
b) 18 ☐
c) 15 ☐
d) 8 ☐
e) 10 ☐

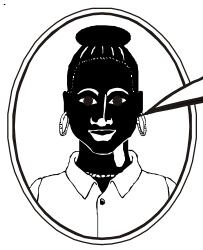
D: Na camada L existem:

a) 2 electrões. ✓

b) 8 electrões.

c) 19 electrões.

d) 1 electrão.



Compare agora as suas respostas com as que lhe apresentamos na Chave de Correcção dada no fim do Módulo.
Acertou em todas? Que bom! Você está de parabéns, continue assim. Se é que teve dificuldades em resolver, não hesite, junte-se a um colega e estudem juntos e depois volte a resolver os exercícios. Não se esqueça que o tutor também está disponível para esclarecer as suas dúvidas, dirija-se ao CAA se julgar ncessário.

7 iões: Formação e Classificação

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Definir o conceito de ião.
- Formar iões a partir de átomos neutros.
- Classificar os iões.

Material de apoio necessário para completar a lição:

- Tabela de números atómico e de massa.

Tempo necessário para completar a lição:

50 minutos

INTRODUÇÃO

Já aprendeu, caro aluno, que um átomo é um sistema electricamente neutro pois, o número de protões existentes no seu núcleo é igual ao número de electrões que se encontram na electrosfera

Você já procurou imaginar o que aconteceria ao átomo (neutro) se ganhasse um ou mais electrões? Ou se perdesse um ou mais electrões? Nesta lição você vai aprender a identificar o que acontece quando um átomo ganha ou perde electrões.

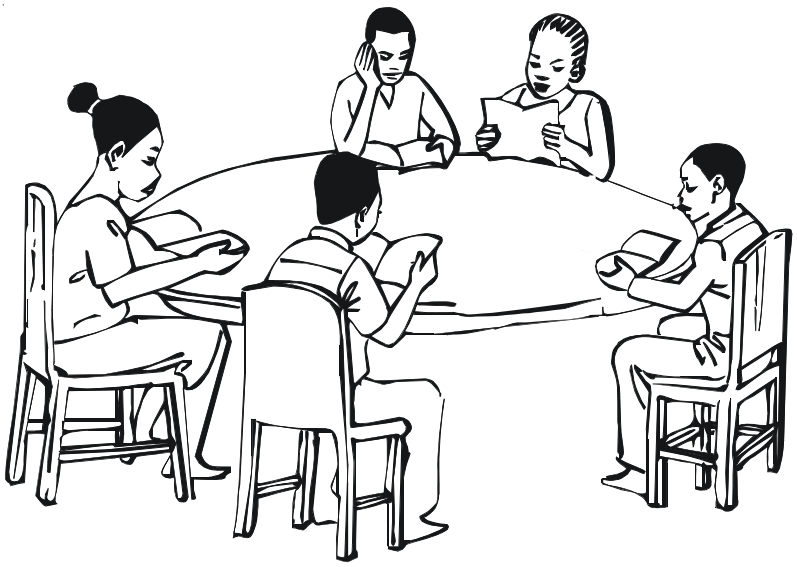
Formação e Classificação de Iões

Caro aluno, para chegarmos ao conceito ião vamos partir de uma realidade como esta:

Um grupo de 6 alunos do PESD - Programa de Ensino Secundária à Distância (3 rapazes e 3 meninas) combinam estudar em grupo no CAA.



Iniciado o estudo, pouco tempo depois a Ana foi solicitada pelos pais e assim teve que deixar de estar com o grupo. Com a saída da Ana é lógico que ficou um grupo de 5 alunos, dos quais 3 rapazes e 2 meninas. Portanto, passou a haver **défice de meninas** (menos meninas em relação aos rapazes).



Num outro dia o mesmo grupo esteve em mais uma sessão de estudo. A Carla, vizinha da Ana que ouviu falar da existência do grupo, foi-se juntar ao grupo. Evidentemente que o grupo passou a ter 7 elementos, 3 rapazes e 4 meninas. Portanto, passou a haver um **excesso de meninas** em relação aos rapazes.





Como pode notar, durante o estudo em grupo tiveram lugar 2 situações:

- uma em que com a saída de uma menina, ficou-se com **défice (falta) de meninas**;
- e, uma segunda em que com a vinda de mais uma menina, passou a haver um **excesso de meninas**;
- portanto estamos a avaliar o grupo em função das meninas, pois, é o número delas que está variando, o dos rapazes é sempre o mesmo.

Caro aluno, o que aconteceu no exemplo anterior pode ser comparado com o que acontece num átomo quando há perda e ganho de electrões. Senão vejamos:

- quando o átomo (neutro) **perde electrões**, (tal como quando saiu uma menina) fica uma estrutura com **défice de electrões** (electrões a menos quando comparados aos protões).
- quando o átomo (neutro) **ganha electrões**, (tal como quando veio mais uma menina) fica uma estrutura com **excesso de electrões** (electrões a mais que os protões).

Às particulas formadas nestas condições (mediante perda ou ganho de electrões) caracterizadas por apresentar défice (Lucas) ou excesso de electrões, dá-se o nome de **iões**.



Ião - é uma partícula carregada (com carga positiva ou negativa). Ou é a partícula que se forma mediante a perda ou ganha de electrões por um átomo.



Caro aluno, vamos juntos resolver a actividade que se segue, que afinal criará uma boa base para entender este conceito.



ACTIVIDADE

1. Considere um átomo de Lítio ($_3Li^7$) e que tem a seguinte distribuição electrónica:

K L

(+3)))

$2e^-$ $1e^-$

O que acontece à estrutura electrónica do átomo de Lítio se, ele perder um electrão? Assinale com um ✓ a alternativa correcta:

a) o número de protões, no núcleo, passará a ser maior que o de electrões, na electrosfera. ☑

b) o número de protões, no núcleo, passará a ser igual ao de electrões, na electrosfera. ☐

c) o número de protões, no núcleo, passará a ser inferior ao de electrões, na electrosfera. ☐

d) não haverá nenhuma alteração da estrutura. ☐



Com certeza assinalou a alínea a), onde o número de protões passa a ser maior que o de electrões, visto que sendo o átomo de Lítio neutro ($p^+ = e^-$), ao perder um electrão o número de protões não irá alterar, consequentemente haverá um **défice de cargas negativas** (menos cargas negativas em relação às positivas, 2 negativas e 3 positivas, respectivamente).

A estrutura de $_3Li^7$ fica:

K

(+3))

$2e^-$

2. Sabendo que o átomo de Flúor ($_9F^{19}$) tem a estrutura electrónica:

K L

(+9)))

$2e^-$ $7e^-$

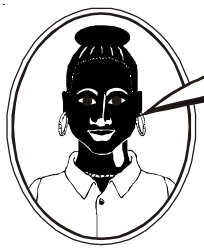
O que acontecerá à estrutura electrónica deste átomo se ele ganhar um electrão? Assinale com um ✓ a alternativa correcta:

a) o número de protões, no núcleo, passará a ser maior que o de electrões, na electrosfera. ☑

b) o número de protões, no núcleo, passará a ser igual ao de electrões, na electrosfera. ☐

c) o número de protões, no núcleo, passará a ser inferior ao de electrões, na electrosfera. ☐

d) não haverá nenhuma alteração da estrutura. ☐



Assinalou a alínea c)? É isso mesmo. Pois, ao átomo neutro, onde ($p^+ = e^-$), ao ganhar um electrão o número de electrões na electrosfera inicialmente igual a 9, aumenta para 10, resultado do ganho de electrões ocorrido. Entretanto do número de protões não se vai modificar, consequentemente passa a haver um **excesso de cargas negativas**.

A estrutura de $_9F^{19}$ fica:

K L

(+9)))

$2e^-$ $8e^-$

CONCLUSÃO

Quando um átomo (que é um sistema electricamente neutro) **perde electrões**, passa a haver na estrutura deste, um **défice de cargas negativas** (electrões). Entretanto se ocorrer o **ganho de electrões**, passa a haver **excesso de cargas negativas** (electrões). Às partículas assim resultantes quer da perda, quer do ganho de electrões dá-se o nome de **iões**.



Iões - são partículas com carga eléctrica (positiva ou negativa).

Caro aluno, a formação de iões é um mecanismo que os átomos dos elementos usam para **adquirirem uma estrutura electrónica estável**, conforme terá a oportunidade de aprender em próximos módulos.

Classificação de Iões

Dependendo do tipo de cargas que estiverem em excesso após a perda ou ganho de electrões, distinguem-se dois tipos de iões:

Quando um átomo perde electrões, conforme se viu no exemplo do Lítio, passa-se a ter uma partícula com menos de electrões. A uma partícula com défice de electrões (**excesso de protões**), dá-se o nome **de ião positivo**.



Ião positivo – é uma partícula com excesso de cargas positivas ou com défice de electrões. O ião positivo também é designado de **catião**.

No exemplo do Flúor, identificou-se que com o ganho de electrões, forma-se uma partícula com excesso de cargas negativas. A uma partícula com excesso de electrões designa-se de **ião negativo**.



Ião negativo – é uma partícula com excesso de electrões, isto é, com excesso de cargas negativas. Ao ião negativo também se chama de **anião**.



Faça uma pausa de 15 minutos e antes de continuar com a próxima lição volte a recapitular os conceitos que aqui aprendeu pois, serão muito úteis para garantir boa compreensão da lição a seguir.

8 iões: Formação e Classificação (Continuação)

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Representar o processo de formação de iões.

Material de apoio necessário para completar a lição:

- Tabela de números atómicos e de massa.

Tempo necessário para completar a lição:

- 50 minutos

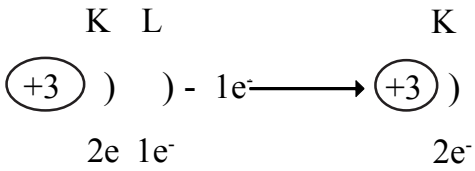
INTRODUÇÃO

Baseados no conhecimento da lição anterior, segundo o qual um ião é uma partícula com carga, que se forma a partir da perda ou ganho de electrões, vamos na presente lição, aprender a representar correctamente o processo da formação de iões.

Representação de Iões

Exemplo 1

Da actividade inicial da nossa lição anterior em que o átomo de Lítio perde um electrão transformando-se em ião positivo ou catião, podemos representar o processo de formação do ião da seguinte maneira:



$Li - 1e^- \longrightarrow Li^{1+}$

$Li \longrightarrow Li^{1+} + 1e^-$

Por conveniência foi estabelecido que os electrões perdidos devem ser representados do **lado direito**. E como na passagem de um membro para outro muda o sinal, representa-se assim:

Como a representação Li é referente ao átomo neutro de Lítio (onde $p^+ = e^-$), Li^{1+} indica-nos que o que era átomo neutro de Lítio, perdeu um electrão e ficou uma estrutura com **excesso de uma carga positiva**. Portanto a carga ou sinal que aparece relativamente a cima indica a **quantidade e o tipo** de carga que está **em excesso** (uma carga positiva ou um protão a mais em relação a electrões).

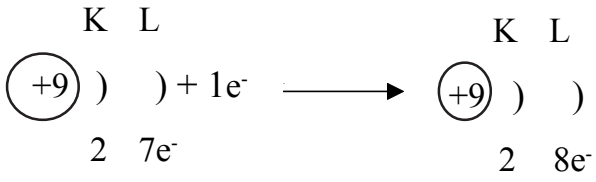
Como deve saber, quando o expoente é 1 (um) não precisamos de colocar. Assim, na prática fica:

$$Li \longrightarrow \mathbf{Li^+} + 1e^-$$

Li^+ - chama-se ião positivo de Lítio ou catião de Lítio.

Exemplo 2

Para o átomo de Flúor, que como vimos ganha um electrão transformando-se em ião negativo ou anião, podemos representar o processo de formação do seu ião de seguinte maneira:



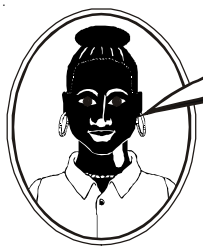
$F + 1e^- \longrightarrow F^{1-}$

Os electrões ganhos são representados do **lado esquerdo**.

Como nos referimos anteriormente, expoente 1 (um) não se coloca. Esta representação mostra que o átomo neutro de Flúor (onde $p^+ = e^-$), ganhou um electrão e ficou-se com uma estrutura com **excesso de uma carga negativa**. Esta estrutura, que já não é mais um átomo, é um ião. Podemos apresentar a formação deste ião da seguinte maneira:

$F + 1e^- \longrightarrow \mathbf{F^-}$

F^- - chama-se ião negativo de Flúor ou anião Flúor.



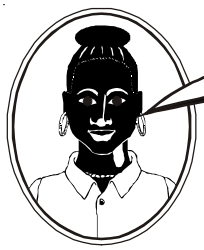
Caro aluno, esperamos que esteja a seguir convenientemente o raciocínio referente à formação de iões. Se é que ainda não, não se preocupe que, já a seguir, vamos juntos resolver a actividade que lhe ajudará a entender bem esta matéria.



ACTIVIDADE

1. Dada a representação: $_{8}O^{16}$, sabendo que para a formação do ião, o átomo de Oxigénio ganha 2 electrões, faça todos os cálculos que achar necessários, no espaço dado e, assinale com um ✓a estrutura certa correspondente ao ião deste elemento.

		✓
a)	O^-	☐
b)	O^+	☐
c)	O^{2+}	☐
d)	O^{2-}	☐
e)	O^{3-}	☐
f)	O^{3+}	☐



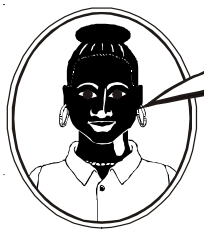
Diz-se que o átomo de Oxigénio (que é neutro, $p^+ = e^-$) ganha 2 electrões, significa que passará a ter uma estrutura com excesso dessas duas cargas negativas, ora ganhas. Assim a representação da estrutura que se forma será:

$O + 2e^- \longrightarrow \mathbf{O^{2-}}$

Portanto, se assinalou a alínea d), você está de parabéns.

2. Assinale com um ✓ a resposta certa referente à classificação do ião formado no número anterior:

		✓
a)	Ião positivo ou anião.	☐
b)	Ião negativo ou catião	☐
c)	Ião negativo ou anião.	☐
d)	Ião positivo ou catião.	☐



Com certeza você assinalou a alínea c), segundo a qual a estrutura formada corresponde a um ião negativo ou anião (O^{2-}).

3. Um certo elemento químico X ao perder 3 electrões forma certo tipo de ião. Faça todas as operações que achar necessárias no espaço dado e marque com um ✓ a representação correcta do ião formado:

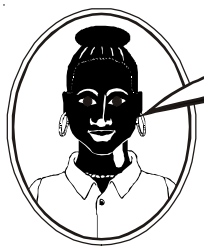
a) X^{3+} ☑

b) X^{-} ☐

c) X^{3-} ☐

d) X^{2} ☐

e) X^{2+} ☐



A formulação refere a ocorrência dum processo no qual o átomo do elemento X (que é neutro, $p^+ = e^-$) perde três electrões. Evidentemente, se no início o número de protões é igual ao de electrões, ao ocorrer a perda de três electrões, a estrutura final terá três cargas positivas a mais em relação às negativas. Assim, teremos a seguinte representação:

$$X \xrightarrow[-3e^-]{} X^{3+} \quad \text{ou}$$

$$X \longrightarrow \mathbf{X^{3+}} + 3e^-$$

Assim, se é que você assinalou a alínea a) como sendo a que traduz a estrutura do ião formado, isso revela que você está a entender bem, continue assim, bravo!

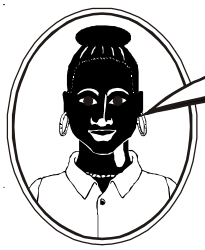
4. Assinale com um ✓ a resposta certa referente à classificação do ião formado:

a) Ião positivo ou anião. ☑

b) Ião negativo ou catião ☐

c) Ião negativo ou anião. ☐

d) Ião positivo ou catião. ☐



Você assinalou a alínea d)? que bom, você assinalou a alínea certa pois, como pode notar a estrutura formada corresponde a um ião positivo, que também se chama de catião.

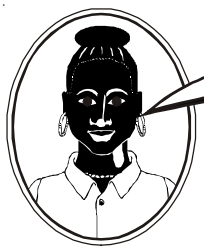
5. Dado o ião G^{2+}, assinale com um ✓ a alínea que traduz o que aconteceu para se formar esse ião:

a) O átomo do elemento G, ganhou 2 electrões, tendo ficado com excesso de 2 electrões. ☑

b) O átomo do elemento G, perdeu 2 protões, tendo ficado com excesso de 2 electrões. ☐

c) O átomo do elemento G, perdeu 2 electrões, tendo ficado com excesso de 2 protões. ☐

d) O átomo do elemento G, perdeu 2 neutrões, tendo ficado com excesso de 2 protões. ☐



Como é do seu conhecimento, caro aluno, quando um átomo perde electrões, passa a ter um excesso de cargas positivas (protões) e torna-se num ião positivo. E, desta feita como passou a ter duas cargas positivas em excesso, significa que ele perdeu dois electrões. Assim, se é que você assinalou a alínea c), isso mostra que você pensou correctamente. Parabéns.

6. Marque com um ✓ a designação correcta do ião G^{2+}:

a) Anião ou ião poisitivo. ☑

b) Anião ou ião negativo. ☐

c) Catião ou ião negativo. ☐

d) Catião ou ião positivo. ☐



Certamente que assinalou a alínea d), pois, partícula com excesso de cargas positivas chama-se de ião positivo ou catião.

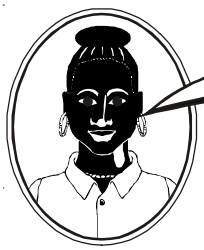
7. O elemento Q, forma um ião que se representa Q^{3-}, marque com um ✓ a alínea que traduz o que aconteceu para se formação desse ião:

a) O átomo do elemento Q, ganhou 3 electrões, tendo ficado com excesso de 3 electrões. ☑

b) O átomo do elemento Q, perdeu 3 protões, tendo ficado com excesso de 3 electrões. ☐

c) O átomo do elemento Q, perdeu 3 electrões, tendo ficado com excesso de 3 protões. ☐

d) O átomo do elemento Q, perdeu 3 neutrões, tendo ficado com excesso de 3 protões. ☐



A alínea correcta é a a), não é? È isso mesmo, a representação Q^{3-}, significa que o então átomo do elemento Q (neutro), ganhou três electrões e passou a ter excesso de três cargas negativas.

8. Marque com um ✓ a designação correcta do ião Q^{3-}:

a) Anião ou ião positivo. ☑

b) Anião ou ião negativo. ☐

c) Catião ou ião negativo. ☐

d) Catião ou ião positivo. ☐



A alínea b) está certa pois, uma partícula com excesso de cargas negativas chama-se de anião ou ião negativo.



Muito bem caro aluno, estamos no fim desta lição e, esperamos que você tenha conseguido entender bem esta matéria. Recomendamos que faça uma pausa de 30 minutos e volte a reler toda a lição e resolver as actividades antes de passar para a lição seguinte. Força, você está a caminhar bem.

9 Primeiras Tentativas de Classificação dos Elementos

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Mencionar as principais ideias e nomes de cientistas que levaram à classificação actual com vista a ordenação dos elementos químicos.

Tempo necessário para completar a lição:

- 40 minutos

INTRODUÇÃO

Da 8ª classe, você aprendeu que ao longo dos tempos foram descobertos, em momentos diferentes da história, vários elementos químicos e que até então são conhecidos cerca de 109 elementos químicos.

Sabe-se que cada elemento químico apresenta, além do número atómico e número de massa, certas características que lhe diferenciam dos outros elementos e outras ainda que lhe tornam, em certa medida semelhante aos outros.

Na perspectiva de facilitar a identificação de elementos químicos com características semelhantes e/ou diferentes, os químicos foram, ao longo dos anos, procurando critérios de organização dos elementos químicos, tendo se notabilizado vários critérios que seguidamente irá aprender.

Nesta lição, você terá a oportunidade de conhecer os diferentes cientistas que se destacaram na procura de critérios eficazes de ordenação dos elementos químicos bem como o pensamento que cada um tomou como base para essa ordenação.

Ao longo das próximas lições, você compreenderá melhor o quanto era importante a descoberta de um critério eficaz de ordenação ou organização dos elementos químicos. Desde já esperamos que você venha a gostar da matéria que lhe vamos apresentar já a seguir.

Primeiras Tentativas de Classificação dos Elementos

Do seu dia-a-dia, caro aluno, frequentemente e por vezes sem se aperceber você tem classificado os objectos ou seres vivos que lhe rodeiam. Por exemplo, você deve ter arrumado os seus módulos em função da ordem de recepção, ou por disciplina, tem classificado as suas roupas em função do gosto que tem por elas; os automóveis, em função das marcas; os alimentos, com base em critérios diversificados e, até mesmo as pessoas tomando critérios que na altura lhe tenham ocorrido.

Em ciências a classificação é um aspecto que é sempre presente e, mais séria em relação ao que fazemos na nossa vida quotidiana. Os químicos, por exemplo, sempre se preocuparam em classificar os átomos e as substâncias segundo vários critérios. E um dos critérios mais importantes de classificação é aquele que consiste em agrupar os elementos químicos em **função das suas semelhanças**, de tal forma que possamos prever as suas propriedades.

No início do período das descobertas, o número relativamente pequeno dos elementos então conhecidos, não parecia exigir uma ordenação ou classificação complicada. Durante o século XIX, à medida que os cientistas identificavam um número cada vez crescente de elementos químicos, começaram a notar a necessidade de encontrar formas de ordenação adequadas, por exemplo, segundo as suas diferenças e semelhanças.

As várias tentativas levaram finalmente a actual classificação ou ordenação dos elementos conhecida como **sistema** ou **classificação periódica dos elementos**.

De entre vários cientistas que se empenharam na busca duma classificação conveniente, merecem destaque os seguintes:

Lavoisier

A primeira tentativa de classificação de elementos foi feita por **Antoine Lavoisier** (Francês, 1789). A classificação de Lavoisier incluía 33 substâncias e deixava de fora a maior parte dos elementos conhecidos na altura. Nela havia uma mistura de elementos e substâncias químicas, o que revelava quanta imperfeição ainda havia nos conceitos daquele Químico, mas que valeu a pena para um começo.

Berzelius

Em 1812, **John Jacob Berzelius** (Grego), apresenta uma proposta de classificação dos elementos baseada em semelhança de propriedades físicas e químicas dos elementos. Assim, Berzelius dispos os 42 elementos químicos conhecidos na altura numa tabela, onde dividiu os elementos químicos em metais e ametais.

Dobereiner

Johann Wolfgany Dobereiner (1780-1849), Alemão, em 1829 descobre a disposição dos elementos em tríades e formula a lei das tríades, segundo a qual: **«** *Existem grupos de três elementos cujos pesos atómicos formam uma progressão aritmética* **»,** isto é, existem grupos formados por três elementos em que a diferença entre o peso atómico do segundo elemento e o primeiro é sempre igual à diferença entre o peso do terceiro e o segundo elemento químico, como pode ver no quadro abaixo:

Elemento	Peso atómico	
Lítio	7	
Sódio	23	16
Potássio	39	16

Newlands

O cientista **John Newlands** (1837-1898), químico inglês, em 1866 formula a lei das oitavas que diz:

«*Dispondo os elementos em sequência crescente dos pesos atómicos, o primeiro torna-se semelhante ao oitavo, repetindo-se o facto em intervalos regulares***»**

Ex:	Li	Be	B	C	N	O	F
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl

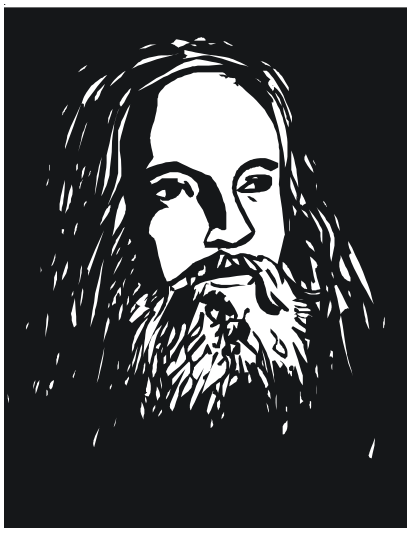
Segundo Newlands, na disposição acima, as características do Lítio, que é o primeiro nessa sequência, são semelhantes às do oitavo elemento, que é o Sódio. De igual modo as do Berílio assemelham-se às do Magnésio, assim sucessivamente. Portanto ele descobre a variação das características dos elementos em intervalos regulares de oito a oito elementos.

Meyer

Lother Meyer (1830-1895), químico Alemão, descobre a regularidade nas propriedades como a condutibilidade para o calor e electricidade.

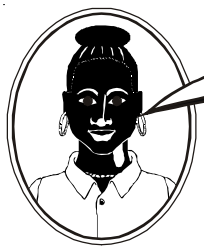
Mendeleev

Dimitri Ivanovitch Ulianov Mendeleev (1834-1907), químico Russo, em 1869, formula a **lei periódica** que diz: «As propriedades dos elementos são uma função periódica dos seus pesos atómicos».



Moseley

Em 1914, **Henry G. J. Moseley** cientista Inglês, verifica que o número atómico (**Z**) é a característica principal do elemento químico e não o peso atómico e reformula a lei periódica que passou a ser:
«As propriedades dos elementos químicos são uma função periódica dos seus números atómicos».



A classificação de Mendeleev constitui o passo mais gigantesco que foi dado no sentido de encontrar uma classificação realmente útil. Assim, torna-se realmente interessante saber como é que Mendeleev procedeu para chegar à sua lei.

Descoberta e Estudo da Lei Periódica de Mendeleev

Ordenando os 60 elementos então conhecidos na época segundo a sequência crescente dos seus pesos atómicos, *Mendeleev* conseguiu:

Dispor os elementos em famílias ou grupos de tal modo que cada família apresentasse elementos com propriedades químicas semelhantes;

Prever espaços vazios na tabela periódica, com vista a colocar elementos ainda por descobrir e que apresentassem propriedades semelhantes aos dos elementos daquele grupo;

Um exemplo típico é o conjunto de propriedades do Germânio. Este elemento era desconhecido na altura de Mendeleev e, da sua previsão, ele designou-o de eka-silício (abaixo de silício). A tabela a seguir mostra as propriedades previstas por Mendeleev e as encontradas uma década mais tarde depois da descoberta.

Propriedades previstas para o Eka-silício	**Propriedades encontradas para o Germânio**
Massa atómica = 72	Massa atómica = 72
Massa específica = 5,5	Massa específica = 5,47
Volume atómico = 13	Volume atómico = 13,2
Deve ter cor cinzenta. Por calcinação dará um óxido branco EsO_2, de densidade 4,7	Tem cor branca-acinzentada. Por calcinação forma óxido branco de Germânio (GeO_2), densidade 4,7

Inverter o posicionamento de certos elementos, por exemplo **Ar** por **K**, **Co** por **Ni**, **Te** por **I**, agrupando-os de acordo com as suas semelhanças.

Algumas falhas da tabela de Mendeleev

- Não cumprimento pleno da ordem crescente de pesos atómicos dos elementos para obter um arranjo harmónico. Ao fazer a inversão do posicionamento desses elementos químicos, Mendeleev notou não estar a obedecer rigorosamente o critério por ele estabelecido da "*disposição dos elementos segundo a sequência crescente dos pesos atómicos*" e, afirmou que "outro critério de classificação ainda iria ser criado" para resolver essa falha.

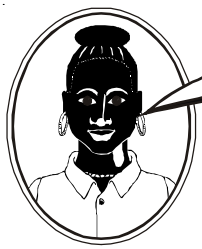
  Ex: $_{18}Ar$ - 39.948

  $_{19}K$ - 39.102

- A não separação nítida entre os metais e os ametais.
- A não definição clara da posição do Hidrogénio.
- A junção de períodos longos e curtos, que leva a consequente existência de 2 ou 3 elementos na mesma casa, por exemplo o grupo de Ferro, Ósmio, etc... .

Com efeito, a reformulação da lei periódica de Mendeleev, efectuada em 1913, por Moseley, ao introduzir o conceito de **número atómico**, dando a indicação da ordenação dos elementos em função crescente do número atómico, as falhas resultantes da inversão do posicionamento dos elementos encontraram uma solução. Assim, se chegou à classificação actual.

A pesar de algumas irregularidades identificadas na tabela de Mendeleev, o trabalho por ele desenvolvido marcou a sociedade, de tal modo que Mendeleev ficou conhecido como "*o pai do sistema periódico actual*".



Muito bem, caro aluno, estamos no fim de mais uma lição deste nosso primeiro módulo da 9ª classe. Esperamos que esta apresentação histórica que levou à descoberta do sistema de classificação em uso até nos nossos dias, possa lhe ajudar a entender quer o percurso que se levou para chegar a actual classificação, assim como outros aspectos históricos que em próximas lições irá aprender.

Faça uma breve pausa e passe à lição que se segue onde além de poder conhecer como é que é a actual classificação, terá a oportunidade de exercitar os aspectos históricos aqui aprendidos.

Antes de ter relações sexuais, esteja preparado(a), certifique-se:

- ➲ Gosta mesmo dessa pessoa especial?
- ➲ Ambos querem ter relações sexuais?
- ➲ Sente-se bem e em segurança com essa pessoa especial?

Então ... utilize um preservativo novo e não arrisque o perigo de doenças ou infecções.

10 Tabela Periódica dos Elementos

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Descrever a estrutura da Tabela Periódica.
- Identificar grupos e períodos.

Material de apoio necessário para completar a lição:

- Tabela periódica.

Tempo necessário para completar a lição:

60 minutos

INTRODUÇÃO

Conforme aprendeu na lição anterior, a classificação dos elementos válida até os nossos dias é resultado de uma evolução histórica das várias tentativas de classificação que tiveram lugar, onde o trabalho de Mendeleev teve maior destaque de entre todos.

Nesta lição você vai poder conhecer a classificação actual dos elementos químicos, a designada tabela periódica ou sistema periódico dos elementos, particularmente como é que está estruturada.
Recomendamos que ao fazer o estudo desta lição tenha consigo um modelo de Tabela periódica pois, irá ajudar-lhe a entender melhor o que irá aprender.

Tabela Periódica dos Elementos

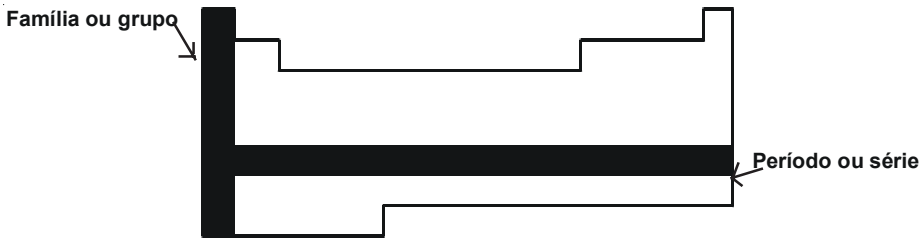
A tabela periódica, também conhecida como sistema periódico ou quadro periódico, é uma tabela onde os elementos químicos estão dispostos ou ordenados segundo a **ordem crescente dos seus números atómicos**. Portanto, a classificação actual é baseada na lei de Moseley que diz: "*as propriedades dos elementos são funções periódicas de seus números atómicos*".

Isto significa que dispondo os elementos na sequência crescente dos números atómicos, observa-se uma variação regular (com uma periodicidade) das propriedades dos elementos.

Dispondo os cerca de 109 elementos químicos de acordo com a sequência crescente dos seus números atómicos, observou-se que em intervalos regulares, elementos com características semelhantes foram-se dispondo uns debaixo dos outros. Assim surgiu uma tabela constituída por 16 ordenações verticais, as colunas e 7 ordenações horizontais, as linhas. Às colunas deu-se a designação de **grupo** ou **família** e, às linhas deu-se o nome de **período**.



Período – é a ordenação horizontal dos elementos químicos no sistema periódico.
Grupo – é a ordenação vertical dos elementos químicos no sistema periódico.

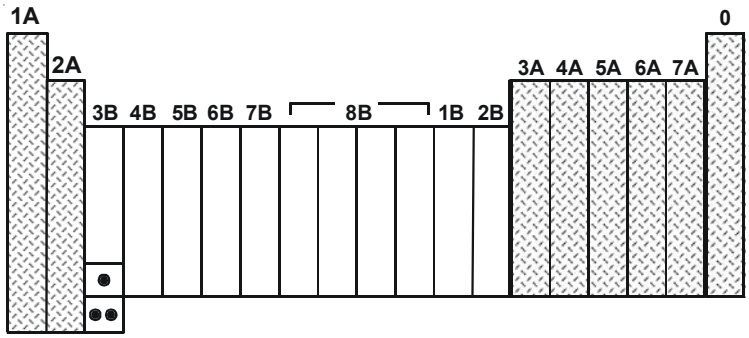


Grupos

De entre os grupos distinguem-se oito **grupos principais** e oito **grupos secundários**.

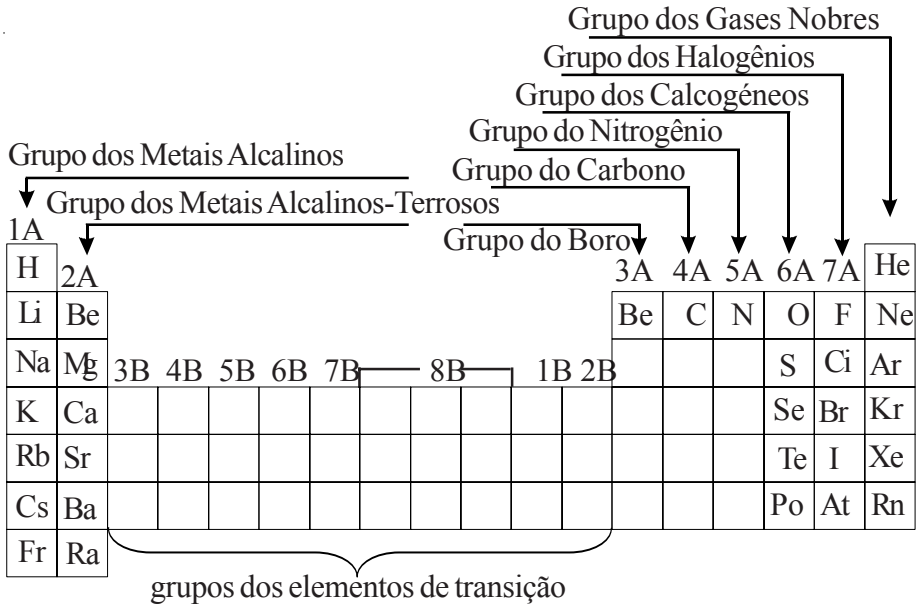
Os grupos principais são chamados por **grupos A** e os secundários por **grupos B**, como mostra a tabela.

O oitavo grupo secundário é constituído por três sub-colunas, o que faz com que embora numa contagem do número de colunas (verticais) sejam encontradas 10 colunas, na classificação dizemos que são 8 grupos secundários.

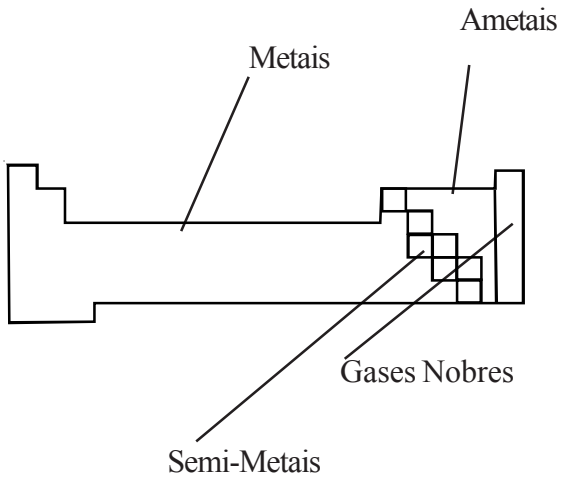


Os grupos são também designados por **famílias** e são representados por numeração romana. Alguns grupos apresentam nomes especiais, por exemplo:

- O grupo IA é também chamado de grupo de metais alcalinos.
- O grupo IIA é igualmente designado de grupo dos metais alcalinos terrosos.
- O grupo IIIA recebe igualmente a designação de grupo ou família do Boro.
- O grupo IVA também é chamado de grupo ou família do Carbono.
- O grupo VA é o grupo ou família do Nitrogénio ou azoto.
- O grupo VIA é de igual modo chamado de grupo dos calcogéneos.
- O grupo VIIA é o grupo dos halogéneos.
- O grupo VIIIA é também chamado de grupo dos gases nobres ou gases raros ou ainda gases inertes.

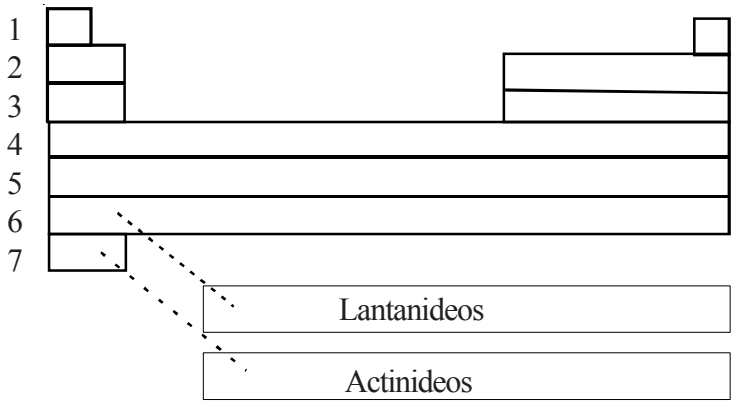


- Os grupos de IA a IIIA são formados por elementos designados de metais.
- Os grupos de IVA a VIIA são formados por elementos chamados de não-metais ou ametais.
- O grupo VIIIA é formado pelos gases nobres.
- Os grupos IA a VIIA são formados por elementos representativos, isto é, elementos de grupos principais.
- Os grupos IB a VIIIB, são formados por metais de transição ou seja, dos grupos secundários.

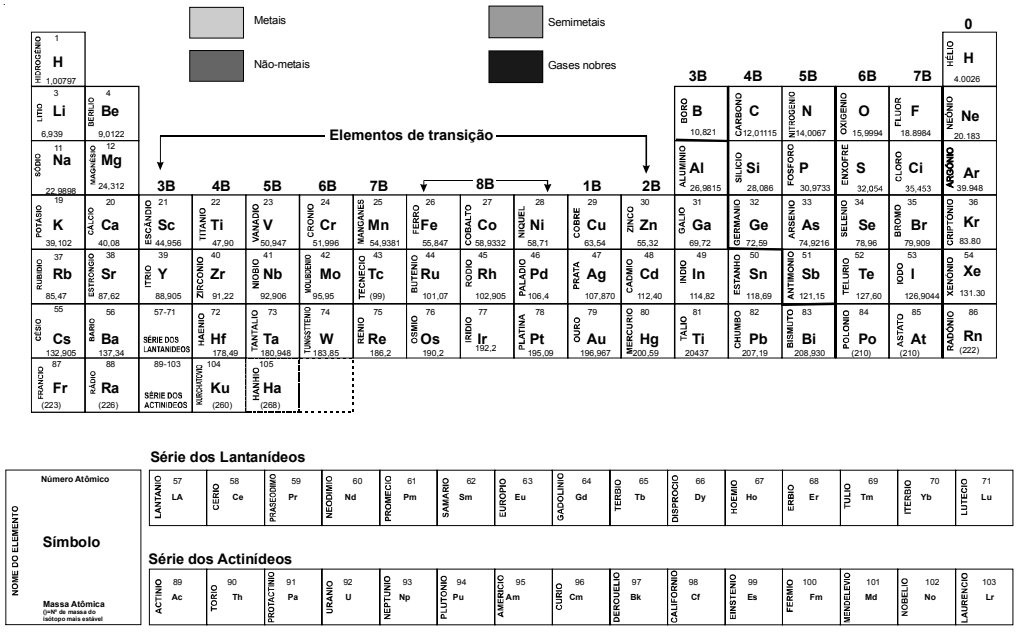


Períodos

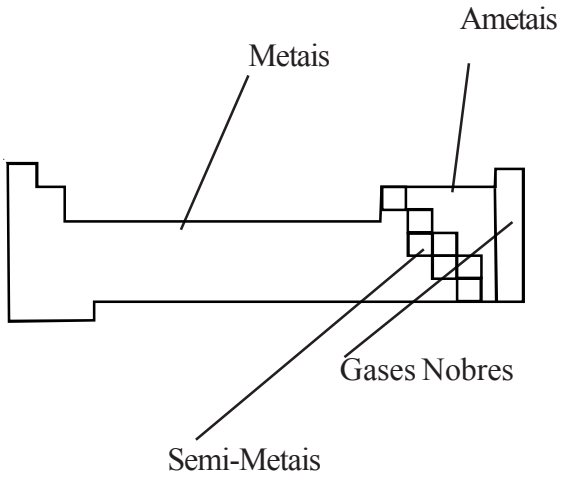
Em geral os períodos não apresentam designações especiais, mas as 2 últimas ordenações horizontais têm as designações de **Lantanídeos** e **Actinídeos**. Entretanto essas duas últimas ordenações pertencem ao 6º e 7º períodos, respectivamente.



Na prática, ao contarmos o número de ordenações horizontais, encontramos 9 entretanto, tal como se fez referência, os Lantanídeos e Actinídeos, são extractos do 6º e 7º períodos. Portanto, pertencem a esses grupos.



Divisão dos Elementos de Acordo com as Características Gerais



Metais

Os metais constituem cerca de 80 % dos elementos químicos existentes na tabela periódica. Na maioria são sólidos, excepto Ga, Hg, e Fr, que são líquidos e bons condutores de calor e electricidade.
Exemplos:

Na, K, Mg, Al, Fe.

Não metais ou Ametais

Estes constituem cerca 10 % dos elementos da tabela periódica, e são os mais abundantes na Natureza (C, Si, O, N, H). Os ametais não apresentam um estado físico que lhes seja característico.

Assim:

- Sólidos: C, P, S, Se, I.
- Líquidos: Br,
- Gases: N, O, P, Cl, H.

São maus condutores de calor e electricidade, excepto carbono na forma de grafite é que conduz.

Semi-metais

Os semi-metais possuem propriedades intermediárias entre os metais e não-metais e todos são sólidos.
Exemplos:

Al, Sn, Ga, Sb, Ge.

Gases nobres:

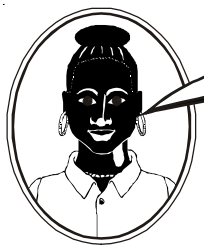
São encontrados sob a forma de moléculas simples monoatómicas.
Exemplos:

Ne, Xe, Ar.

O Hidrogénio

É o primeiro elemento do Sistema Periódico. Este não é metal alcalino, a pesar de estar no primeiro grupo do sistema periódico.

O Hidrogénio não é metal nem ametal, mas é considerado ametal pela semelhança das suas propriedades com estes (ametais).



Muito bem, caro aluno, estamos no fim da nossa lição. Esperamos que tenha conseguido entender a estrutura da tabela periódica e que esteja em altura de identificar o que é um grupo e o que é um período.
Dada a interligação que esta matéria tem com a da próxima lição, esperamos dar-lhe exercícios no final da próxima lição.

A SIDA

A **SIDA** é uma **doença grave** causada por um vírus. **A SIDA não tem cura**. O número de casos em Moçambique está a aumentar de dia para dia. **Proteja-se!!!**

Como evitar a SIDA:

- Adiando o início da actividade sexual para quando for mais adulto e estiver melhor preparado;
- Não tendo relações sexuais com pessoas que têm outros parceiros;
- Usando o preservativo ou camisinha nas relações sexuais;
- Não partilhando o uso de lâminas ou outros instrumentos cortantes.

11 Propriedades Periódicas

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Definir propriedades periódicas e aperiódicas dos elementos.
- Identificar as propriedades periódicas.
- Explicar a variação das propriedades periódicas longo da Tabela Periódica.

Material de apoio necessário para completar a lição:

- Tabela Periódica.

Tempo necessário para completar a lição:

40 minutos

INTRODUÇÃO

Conforme aprendeu na lição anterior, o quadro periódico é uma tabela onde os elementos químicos estão dispostos ou ordenados segundo a ordem crescente dos seus números atómicos. Dessa disposição observa-se uma variação das propriedades dos elementos químicos.

Nesta lição você vai poder distinguir dois tipos de propriedades dos elementos químicos em função da maneira como estas (propriedades) se manifestam ao longo da tabela e, também passará a poder explicar variação de cada uma das propriedades.

Propriedades dos Elementos

Como deve saber, caro aluno, propriedades são características. Em função da maneira como estas características variam ao longo do tabela periódica, distinguem-se dois tipos de propriedades: **propriedades aperiódicas e propriedades periódicas**.

Propriedades Aperiódicas

Também conhecidas por propriedades não-periódicas, as propriedades aperiódicas são características cuja variação (aumento ou diminuição) está em dependência do crescimento do número atómico.



Propriedades aperiódicas - são características cuja variação decorre em função do aumento do número atómico.

As propriedades aperiódicas são também chamadas de **propriedades não-periódicas** e, não apresentam nenhuma regularidade na sua variação. Portanto, os seus valores aumentam e diminuem em função do aumento ou diminuição do número atómico.

Exemplos

- **Massa atómica**

O aumento do número atómico ao longo da tabela periódica (num grupo ou período), implica necessariamente a ocorrência do aumento da massa atómica.

Propriedades Periódicas

As propriedades periódicas são características que obedecem uma certa regularidade na sua variação ao longo da tabela periódica, isto é, são características que ocorrem em intervalos regulares ou fixos.



Propriedades periódicas - são características que variam em função da posição do elemento na tabela periódica, isto é, seus valores variam de forma regular ou fixa ao longo de cada período ou grupo, assumindo valores máximos e mínimos.

A denominação de tabela **"periódica"** deve-se à variação regular ou à **periodicidade** que se observa nas características dos elementos ao longo dos grupo ou períodos. Portanto, tal como dizemos que o ciclo menstrual numa mulher é um fenómeno periódico (dai chamar-se de "período") por ocorrer em intervalos regulares ou periódicos, também chamamos a essas propriedades de periódicas.

Distinguem-se ao longo da tabela periódica várias propriedades periódicas. Entretanto, dada a complexidade de algumas, limitaremos o nosso estudo àquelas que julgamos serem de compreensão fácil para si a este nível, ficando as outras para as classes mais avançadas.

Exemplos:

- **Tamanho do átomo**

Como deve estar lembrado, o átomo apresenta na sua estrutura electrões que estão dispostos em camadas ou níveis de energia. Assim quanto maior for o número atómico do átomo, maior é o número de camadas desse átomo, que se traduz, em princípio, num maior tamanho desse átomo. Desse modo, ao longo da tabela periódica encontramos a seguinte variação desta característica:

No grupo: o tamanho do átomo aumenta de cima para baixo;

No período: aumenta da direita para a esquerda.



- **Raio atómico**

Da Matemática sabe que raio é a distância que parte de qualquer ponto da circunferência ao centro. De igual modo o raio de um átomo será a distância da última camada ao núcleo do átomo do elemento.

No grupo: o raio atómico aumenta de cima para baixo, com o aumento do numero atomico.

No periodo: aumenta da direita para a esquerda, com a dimunuição da carga nuclear.



Propriedades metálicas

Da estrutura da tabela periódica tem-se que cerca de 80% dos elementos são metais, estando estes localizados da esquerda até ¾ da tabela. Será que todos os elementos manifestam esse carácter na mesma intensidade? Claro que não. Então:

No grupo: o carácter metálico aumenta de cima para baixo, com o aumento do número atómico.

No período: aumenta da direita para à esquerda.



Tal como irá aprender mais adiante, uma das características dos metais é a grande tendência que estes têm de ceder electrões quando em suas reacções. Portanto, elementos de maior carácter metálico cedem mais facilmente seus electrões e, consequentemente reagem mais facilmente do que os de menor carácter metálico.

- **Electronegatividade**



A **electronegatividade** - é uma característica que indica a **tendência** que um átomo tem de **atrair** para si um electrão e outro átomo.

Esta tendência ou capacidade está apresentada na tabela periódica sob forma de valores numéricos. A tabela a seguir apresenta os valores de electronegatividades dos elementos dos grupos principais.

H 2.1	**Electronegatividade dos elementos representativos**					
Li **0.97**	**Be** **1.5**	**B** **2.0**	**C** **2.5**	**N** **3.1**	**O** **3.5**	**F** **4.0**
Na **1.0**	**Mg** **1.2**	**Al** **1.5**	**Si** **1.7**	**P** **2.1**	**S** **2.4**	**Cl** **2.8**
K **0.90**	**Ca** **1.0**	**Ga** **1.8**	**Ge** **2.0**	**As** **2.2**	**Se** **2.5**	**Br** **2.7**
Rb **0.89**	**Sr** **1.0**	**In** **1.5**	**Sn** **1.72**	**Sb** **1.82**	**Te** **2.0**	**I** **2.2**
Cs **0,86**	**Ba** **0.97**	**Tl** **1.4**	**Pb** **1.5**	**Bi** **1.7**	**Po** **1.8**	**At** **1.9**

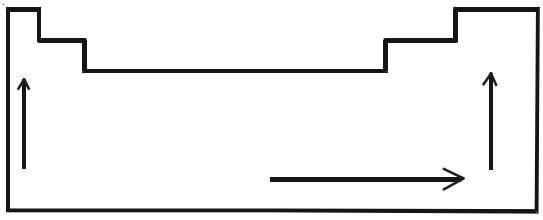
A elctronegatividade é mais acentuada nos ametais, sendo o Flúor, o elemento de maior electronegatividade, que é igual a 4 e, não está definida para os gases nobres.

Por exemplo:

Grupo VI A: **O** é mais electronegativo e **Po** é o menos
Grupo V A: **N** é mais electronegativo e **Bi** é menos
3º Período: **Cl** é mais electronegativo e **Na** é menos

No grupo: a electronegatividade aumenta de baixo para cima;

No período: Aumenta da esquerda para à direita.



Electropositividade

A electropositividade é uma característica oposta à electronegatividade.



A **electropositividade** indica a tendência ou a capacidade de um átomo **em ceder** electrões.

A electropositividade varia no sentido oposto ao da electronegatividade, isto é, onde há maior electronegatividade, mais baixa é a electropositividade e, vice-versa. Assim:

No grupo VI A: **Po** é mais electropositivo e **O** é menos
No grupo V A: **Bi** é mais electropositivo e **N** é menos
No grupo I A: **Cs** é mais electropositivo e **H** é menos
no 3º periódo: **Na** é mais electroopositivo e **Cl** é menos

No grupo: a electropositividade aumenta de cima para baixo;
No período: Aumenta da direita para à esquerda.

H 2.1	**Electronegatividade dos elementos representativos**					
Li **0.97**	**Be** **1.5**	**B** **2.0**	**C** **2.5**	**N** **3.1**	**O** **3.5**	**F** **4.0**
Na **1.0**	**Mg** **1.2**	**Al** **1.5**	**Si** **1.7**	**P** **2.1**	**S** **2.4**	**Cl** **2.8**
K **0.90**	**Ca** **1.0**	**Ga** **1.8**	**Ge** **2.0**	**As** **2.2**	**Se** **2.5**	**Br** **2.7**
Rb **0.89**	**Sr** **1.0**	**In** **1.5**	**Sn** **1.72**	**Sb** **1.82**	**Te** **2.0**	**I** **2.2**
Cs **0,86**	**Ba** **0.97**	**Tl** **1.4**	**Pb** **1.5**	**Bi** **1.7**	**Po** **1.8**	**At** **1.9**

Reactividade química



A **reactividade química** indica a tendência ou capacidade que o elemento químico tem em participar numa reacção química.

- Maior electronegatividade corresponde a maior tendência a captar electrões, isto é, maior carácter ametálico e, consequentemente, maior reactividade química.

- Maior electropositividade corresponde a maior tendência a ceder eletrões, isto é, maior carácter metálico, que por consequência se traduz na maior reactividade química.

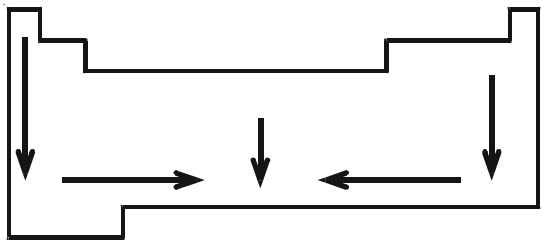
Ponto de fusão



Ponto de fusão - é a temperatura na qual uma substância no estado sólido passa para o estado líquido e vice-versa à determinada pressão.

No grupo: o ponto de fusão dos elementos aumenta de cima para baixo

No período: aumenta das laterais para o centro.

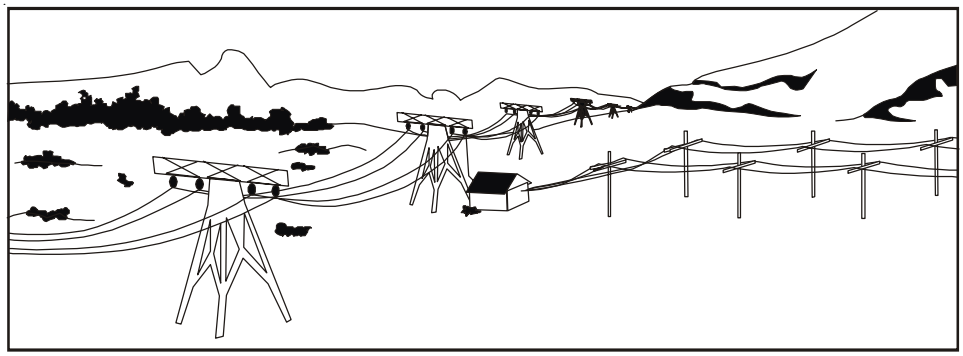


- **Condutibilidade eléctrica**

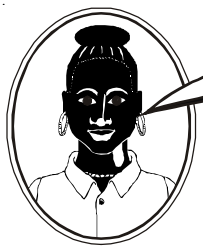


Condutibilidade eléctrica é a capacidade que o elemento apresenta em transportar ou conduzir a corrente eléctrica.
Em geral, os metais são bons condutores de electricidade, enquanto que os ametais, são maus condutores. Assim:

De entre os metais, o Cobre, a Prata e o Ouro se destacam em apresentar a melhor capacidade de condução eléctrica, sendo de entre todos, a Prata o melhor condutor eléctrico.



No grupo: aumenta de cima para baixo.
No período: aumenta da esquerda para à direita.



Muito bem, caro aluno, estamos no fim de mais uma lição, Esperamos que esteja a conseguir acompanhar convenientemente os conteúdos que lhe apresentamos. Se estiver a ter dificuldades, não hesite em combinar com um colega seu para estudarem em grupo, afinal de contas duas cabeças são melhores que uma. Se as dúvidas persistirem, dirija se ao CAA, que com todo o prazer o seu tutor irá esclarecer as suas dúvidas.

Antes de ter relações sexuais, esteja preparado(a), certifique-se:

- Gosta mesmo dessa pessoa especial?
- Ambos querem ter relações sexuais?
- Sente-se bem e em segurança com essa pessoa especial?

Então ... utilize um preservativo novo e não arrisque o perigo de doenças ou infecções.

12 Relação Entre Estrutura Atómica e Tabela Periódica

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Estabelecer a relação entre a estrutura atómica (distribuição electrónica) e a posição ocupada pelo elemento químico na tabela periódica.
- Indicar a posição do elemento na tabela periódica com base na distribuição electrónica.

Material de apoio necessário para completar a lição:

- Tabela Perióica.

Tempo necessário para completar a lição:

- 50 minutos

INTRODUÇÃO

Já sabe que a tabela periódica é constituída por grupos e períodos, de modo que cada elemento químico está localizado em um grupo e período específicos.

Consultando uma tabela periódica é evidentemente possível afirmar que um certo elemento químico B localiza-se no grupo **x** e período **y**. Entretanto, pode-se pretender localizar um certo elemento na tabela e, não ser ter presente este material de consulta.

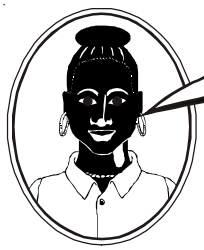
Nesta lição você vai aprender a descobrir a localização exacta de um elemento na tabela periódica, mesmo não tendo este material para consulta.

Antes de mais sugerimos-lhe que faça uma revisão dos conhecimentos sobre a distribuição electrónica por níveis de energia que aprendeu em primeiras lições deste módulo.



FAZENDO REVISÕES

1. Dado o elemento $_{16}X^{32}$, faça a respectiva distribuição electrónica em níveis de energia.



Como aprendeu em lições anteriores, fazer distribuição electrónica significa dispor os electrões em níveis de energia, obedecendo a fórmula $2n^2$, que define o número máximo de electrões que cada camada ou nível pode aceitar.

Por outro lado sabe-se que na representação $_{16}X^{32}$ o valor 16 representa o **número atómico**, que é igual ao número de protões e ao número de electrões. Pelo que no nosso exercício pretendemos distribuir 16 electrões do elemento X.

Assim, teremos a seguinte distribuição electrónica para o elemento X:

K L M

+16)))

$2e^-$ $8e^-$ $6e^-$

2. Faça a distribuição electrónica do elemento químico Cálcio, sabendo que seu número atómico é 20.



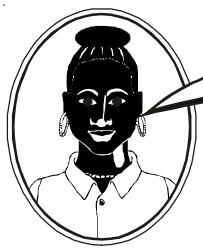
À semelhança do que fizemos no exercício anterior, colocamos o número máximo de electrões permitido por cada camada. Lembre-se que a última camada comporta no máximo oito electrões. Assim o Cálcio apresentará a seguinte distribuição electrónica:

K L M N

+20))))

$2e^-$ $8e^-$ $8e^-$ $2e^-$

3. Faça a distribuição electrónica do elemento químico Néon, sabendo que seu número atómico é 10.

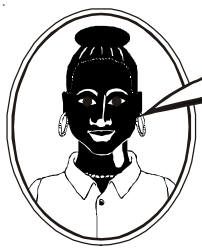


Obedecendo os procedimentos anteriores temos que a distribuição electrónica do Néon é:

K L

+10))

$2e^-$ $8e^-$



Muito bem, caro aluno, esperamos que com estes exercícios tenha se recordado de como é que se faz a distribuição electrónica dos elementos químicos.

Agora sugerimos-lhe que preste maior atenção à relação que existe entre a distribuição electrónica e a posição do elemento químico na tabela periódica que a seguir lhe vamos apresentar.

Relação Entre a Distribuição Electrónica e a Posição do Elemento Químico na Tabela Periódica

Segundo os princípios de distribuição electrónica baseados na teoria de Bohr, depois de efectuada a distribuição electrónica de um átomo:



- O **número de electrões** que aparecem na **última camada**, corresponde ao **grupo** em que se **o elemento** no quadro periódico.
- Os electrões da última camada são também chamados de **electrões de valência** (em próximos módulos saberá o que é valência).



- O **número de camadas** (ou quantidade total de níveis de energia), indica o **período** onde se **localiza o elemento** no quadro periódico.

Portanto, quando se pretende conhecer a localização de um elemento químico na tabela periódica, isto é, saber qual o grupo e o período em que o elemento químico se encontra na tabela periódica, enquanto não temos presente um modelo de tabela para nela consultar, basta conhecermos o número atómico desse elemento e fazermos a distribuição electrónica e depois:

- o número total de electrões que estarão na última camada corresponde ao grupo onde o elemento se localiza e;
- o número total de camadas ou de níveis de energia, corresponderá ao período no qual estará localizado.

O grupo é indicado ou escrito em **numeração romana**, enquanto que o número de período, escreve-se usando a numeração **normal**.

Assim, tomando os exemplos que usamos na revisão de distribuição electrónica que fizemos no início da nossa lição, teremos:

Exemplo 1

Qual é a localização do elemento químico $_{16}X$, (sem consultar a tabela).

Para indicar a localização do elemento X, primeiro faz-se a distribuição electrónica:

K L M

+16)))

$2e^-$ $8e^-$ $6e^-$

- A última camada, a camada M, apresenta seis (6) electrões. Sabe-se que o número máximo de electrões da última camada indica o **grupo** onde o elemento se localiza na tabela. Logo, o elemento X encontra-se no sexto grupo principal e, escreve-se: grupo – VI A.

- na distribuição electrónica temos um total de três camadas (as camadas K, L e M). Sabe-se que o número total de camadas indica o período onde o elemento se localiza na tabela. Assim, o elemento X encontra-se no terceiro período e, escreve-se: período – 3º.

Exemplo 2

Sem consultar a tabela periódica indique o grupo e o período onde se localiza o elemento químico Cálcio, de Z = 20.

Para identificar o grupo e o período onde se localiza o Cálcio, primeiro fazemos a distribuição electrónica.

K L M N

+20))))

$2e^-$ $8e^-$ $8e^-$ $2e^-$

- o total de número de electrões da última camada na nossa distribuição é igual a dois electrões. Como o número de electrões da última camada indica o grupo, então o Cálcio encontra-se o segundo grupo principal e, representa-se: grupo II A.

- o número total de camadas na distribuição electrónica é igual a quatro. Portanto, o Cálcio localiza-se no quarto período, representa-se: período 4º.

Exemplo 3

Qual é a localização do elemento químico Néon, de Z = 10 no sistema periódico?

Fazemos a distribuição dos 10 electrões que o Neón apresenta.

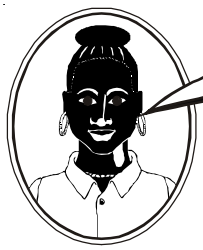
K L

+10))

$2e^-$ $8e^-$

- Da distribuição temos que o número de electrões da última camada é igual a oito. Logo o elemento Néon pertence ao **VIII grupo A.**

- Somando o número de camadas resultantes de toda a distribuição electrónica, temos um total de duas camadas. Isto mostra que o Néon pertence ao **2º período.**



Na ausência de uma tabela periódica, a localização (o grupo e o período) de determinado elemento químico é conseguido bastando para o efeito ter o número atómico desse elemento, pois, fazendo a distribuição electrónica, o número de electrões da última camada indicará o grupo, enquanto que o número total de camadas indicará o período.

Esperamos que tenha conseguido assimilar convenientemente os conteúdos que lhe apresentamos. Na próxima lição você, vai poder exercitar o processo de identificação da localização de elementos no sistema periódico resolvendo uma série de exercícios. Entretanto, antes de passar para a próxima lição, faça uma pausa de 10 minutos e depois volte a ler a sua lição. Coragem!

A CÓLERA

A **cólera** é uma doença que provoca muita **diarreia, vómitos e dores de estômago**. Ela é causada por um micróbio chamado vibrião colérico. Esta doença ainda existe em Moçambique e é a causa de muitas mortes no nosso País.

Como se manifesta?

O **sinal mais importante** da cólera é uma **diarreia** onde as fezes se parecem com água de arroz. Esta diarreia é frequentemente acompanhada de dores de estômago e vómitos.

Pode-se apanhar cólera se:

- Beber água contaminada;
- Comer alimentos contaminados pela água ou pelas mãos sujas de doentes com cólera;
- Tiver contacto com moscas que podem transportar os vibriões coléricos apanhados nas fezes de pessoas doentes;
- Utilizar latrinas mal-conservadas;
- Não cumprir com as regras de higiene pessoal.

Como evitar a cólera?

- Tomar banho todos os dias com água limpa e sabão;
- Lavar a roupa com água e sabão e secá-la ao sol;
- Lavar as mãos antes de comer qualquer alimento;
- Lavar as mãos depois de usar a latrina;
- Lavar os alimentos antes de os preparar;
- Lavar as mãos depois de trocar a fralda do bébé;
- Lavar as mãos depois de pegar em lixo;
- Manter a casa sempre limpa e asseada;
- Usar água limpa para beber, fervida ou tratada com lixívia ou javel;
- Não tomar banho nos charcos, nas valas de drenagem ou água dos esgotos.

13

Relação Entre Estrutura Atómica e Tabela Periódica (Continuação)

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Indicar a localização de um elemento químico na tabela periódica com base na estrutura atómica (distribuição electrónica).
- Identificar ou deduzir a estrutura atómica (distribuição electrónica) com base na localição de um elemento.

Material de apoio necessário para completar a lição:

- Modelo de Tabela Periódica

Tempo necessário para completar a lição:

- 60 minutos



FAZENDO REVISÕES...

Da lição anterior já se referiu que, feita a distribuição electrónica:

- o número total de electrões da última camada corresponde ao grupo onde o elemento se localiza e;
- o número total de camadas ou de níveis de energia corresponde ao período no qual o elemento está localizado.

Por exemplo, para identificar a localização no sistema periódico o elemento químico Alumínio, cujo número atómico é 13 teríamos, primeiro que fazer a distribuição electrónica.

K L M

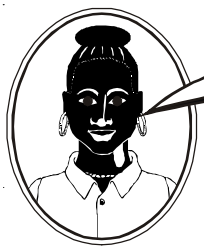
+13)))

$2e^-$ $8e^-$ $3e^-$

Assim:

- como na última camada existem três electrões e, o número de electrões na última camada indica o grupo, então o elemento Alumínio localiza-se no terceiro grupo principal (grupo III A).
- temos no total três camadas e, o número total de camadas indica o período, então o elemento Alumínio localiza-se no terceiro período (período 3º).

Com efeito, se formos consultar na tabela periódica, encontraremos o elemento químico Alumínio no grupo III A e 3º período.



Muito bem, caro aluno, vamos continuar com a nossa lição resolvendo a actividade em que se relaciona a localização de um elemento na tabela periódica com a sua estrutura electrónica.



ACTIVIDADE

1. A que grupo e período pertence o elemento químico F de número atómico 9?

Para responder a esta questão, devemos, primeiro, fazer a distribuição electrónica do elemento químico F. Como já deve saber, distribuímos os electrões pelos níveis de energia considerando sempre a relação $2n^2$, que nos dá o número de electrões por cada nível. Assim teremos:

K L

+9))

$2e^-$ $7e^-$

Feita a distribuição electrónica:

- o número de electrões da última camada indica-nos o grupo. Portanto, o elemento Flúor pertence ao sétimo grupo principal (grupo VII A).
- a quantidade de camadas indica-nos o período. Então, o elemento está localizado no segundo período (período 2º).

2. Qual é o número atómico de um elemento que na tabela periódica se encontra no grupo V A e 3º período?



Vamos resolver juntos? Então preste atenção!

Para resolver esta questão devemos basearmo-nos na relação que existe entre a localização do elemento na tabela e a estrutura electrónica do mesmo, em que sabe-se que:

- se o elemento pertence ao grupo V A, significa que na distribuição esse elemento tem na sua última camada cinco (5) electrões).
- a localização no terceiro período, significa que fazendo a distribuição electrónica do elemento, teremos três camadas ou níveis de energia.

Associando as duas relações, ao fazer a distribuição electrónica desse elemento químico teremos três camadas ou níveis de energia, tendo a última, cinco electrões. Sabe-se porém, que há um número máximo de $2n^2$ electrões por cada camada. Então como não conhecemos o número de protões que estariam no núcleo, a nossa distribuição seria:

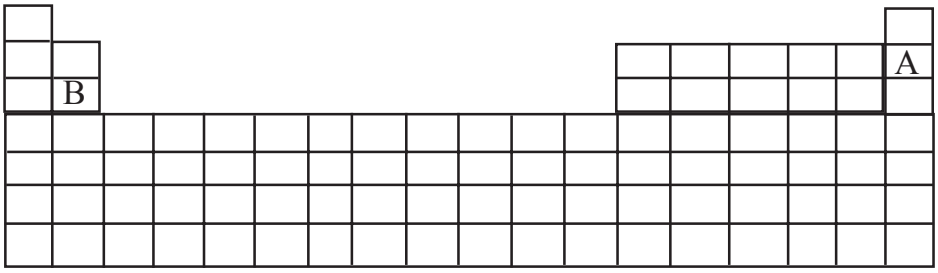
K L M

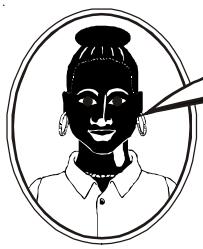
+X)))

$2e^-$ $8e^-$ $5e^-$

Somando o número de electrões temos que são (2+8+5=15) quinze electrões. Como o número de electrões é igual ao de protões e por sua vez igual ao número atómico, logo o elemento químico em causa tem número atómico igual a 15.

3. Dado o esquema de tabela abaixo, indique o grupo e o período onde se localizam os elementos químicos A e B.

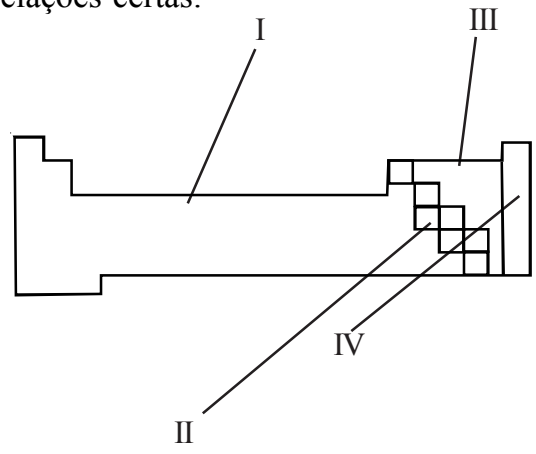




Observando o esboço, pode-se notar que:

- elemento A está no grupo VIII A e, período 2º.
- o elemento B está no grupo II A e período 3º.

4. Com base na tabela periódica esquemática, faça corresponder os números nela representados com a classificação respectiva, de modo a encontrar correlações certas:



Classificação
a) Gases nobres
b) Ametais
c) Semi-metais
d) Metais

Representação
I
II
III
IV

Para responder correctamente a esta questão devemos partir do princípio de que na ordenação dos elementos na tabela periódica temos:

- Mais à esquerda, os metais:
- Seguem-se, mais ou menos no meio, os semi-metais;
- Relativamente à direita, os ametais e,
- Como último grupo, mais à direita, os gases nobres.

Então teremos a seguinte correspondência:

a) = IV

b) = III

c) = II

d) = I

5. Dados os elementos químicos: Be, K, N, Mg, Na; P, Li, Ca, cujos números atómicos são: 4, 19, 7, 12, 11, 15, 3, 20, respectivamente,

A: Faça as correspondentes distribuições electrónicas.

Como são nos dados os números atómicos então teremos:

- Para **Be**

  K L

  +4))

  $2e^-$ $2e^-$

- Para **K**

  K L M N

  +19))))

  $2e^-$ $8e^-$ $8e^-$ $1e^-$

- Para **N**

  K L

  +7))

  $2e^-$ $5e^-$

- Para **Mg**

  K L M

  +12)))

  $2e^-$ $8e^-$ $2e^-$

- Para **Na**

  K L M

  +11)))

  $2e^-$ $8e^-$ $1e^-$

- Para **P**

  K L M

  +15)))

  $2e^-$ $8e^-$ $5e^-$

- Para **Li**

  K L

  +3))

  $2e^-$ $1e^-$

- Para **Ca**

  K L M N

  +20))))

  $2e^-$ $8e^-$ $8e^-$ $2e^-$

B: Sem consultar a tabela periódica, agrupe os que pertencem ao mesmo grupo.

Sabe-se que o número de electrões da última camada indica o número de grupo a que o elemento se encontra na tabela periódica. Então, os elementos que apresentam o mesmo número de electrões na última camada pertencem ao mesmo grupo. Logo:

- Be, Mg e Ca, que apresentam 2 electrões na sua última camada pertecem ao grupo II A.
- K, Na e Li, que apresentam 1 electrão na sua última camada, pertencem ao grupo I A.
- N e P, que apresentam 5 electrões na sua última camada, pertencem ao grupo V A.

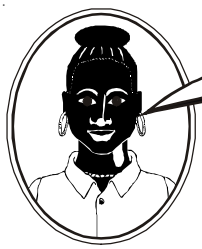
C: Sem consultar a tabela periódica agrupe os que pertencem ao mesmo período.

Feita a distribuição electrónica sabe-se que o número da camadas indica o número do período onde está localizado o elemento. Portanto, elementos com o mesmo número de camadas pertencem ao mesmo período. Assim:

- Be, N e Li, que apresentam 2 camadas, pertencem ao 2º período.
- Na, Mg e P, que apresentam 3 camadas, pertencem ao 3º período.
- K e Ca, que apresentam 4 camadas, pertencem ao 4º período.

Portanto:

- Todos os elementos que pertencem ao mesmo grupo apresentam mesmo número de electrões na última camada.
- Todos os elementos que pertencem ao mesmo período apresentam mesmo número de camadas.



Muito bem, caro aluno, estamos no fim desta nossa última lição, esperamos que tenha conseguido assimilar convenientemente estas relações entre a estrutura do átomo e a tabela periódica. Antes de terminar sugerimos-lhe que resolva os exercícios que lhe apresentamos para avaliar o seu grau de assimilação dos mesmos.



EXERCÍCIOS-3

1. Faça corresponder através de linhas a **coluna A** à esquerda referente aos cientistas que se notabilizaram na tentativa de classificação periódica com a **coluna B** à direita, com as principais descobertas, de modo a formar correlações certas:

Coluna A	Coluna B
a) Mendeleev	**1.** Dividiu os 42 elementos conhecidos em metais e ametais.
b) Moseley	**2.** Tabela misturava elementos e substâncias químicas.
c) Dobereiner	**3.** Formulou a lei das tríades.
d) Lavoisier	**4.** Descobriu tabela periódica. As propriedades dos elementos químicos são função periódica dos pesos atómicos.
e) Berzelius	**5.** As propriedades dos elementos químicos são função periódica dos números atómicos.

2. Assinale com um V a única afirmação verdadeira sobre o que é a tabela periódica:

a) Uma ordenação dos elementos segundo a sequência crescente das massas atómicas. ☐ V

b) Uma tabela onde os elementos químicos estão dispostos de acordo com as características que não variam. ☐

c) Uma tabela onde os elementos químicos estão ordenados segundo a sequência crescente dos números atómicos. ☐

3. Marque com um ✓ a única alternativa certa que corresponde à constituição da tabela periódica.

Uma tabela periódica é constituída por:

a) Grupos apenas. ☐ ✓

b) Períodos apenas. ☐

c) Grupos e períodos. ☐

4. Assinale com um ✓ as designações correctas dos componentes da tabela periódica:

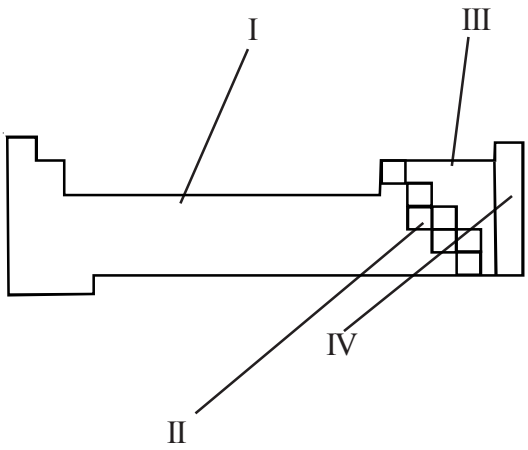
a) Grupos são a ordenação horizontal dos elementos. ☐ ✓

b) Perídos são a ordenação vertical dos elementos. ☐

c) Grupos são a ordenação vertical dos elementos. ☐

d) Períodos são a ordenação horizontal dos elementos. ☐

5. Dado o esboço de tabela periódica, faça a respectiva legenda:



6. Faça corresponder a **coluna A** das propriedades periódicas à **coluna B** que se refere à significação de cada uma das propriedades, de modo a encontrar correlações correctas.

Coluna A	Coluna B
a) Electropositividade	**1.** Tempera em que uma substância sólida se transforma em uma líquida.
b) Reactividade química	**2.** Capacidade de uma substância conduzir a corrente eléctrica.
c) Ponto de fusão	**3.** Capacidade que um elemento químico apresenta em participar numa reacção.
d) Electronegatividade	**4.** Tendência que um elemento químico apresenta em ceder electrões.
e) Condutibilidade eléctrica	**5.** Tendência que um elemento químico apresenta em ganhar ou captar electrões.

7. Assinale com um V ou com um F, conforme a afirmação seja verdadeira ou falsa:

Propriedades periódicas são:

a) Aquelas cuja variação não decorre em função da posição do elemento na tabela. ☐

b) Aquelas cujos valores não variam, mantendo-se constantes para cada grupo ou período. ☐

c) Aquelas cujos valores variam de forma regular ou fixa ao longo de cada período ou grupo, assumindo valores máximos e mínimos. ☐

8. Dada a tabela abaixo, complete os espaços em branco com propriedades periodicas sugeridas de modo a haver correspondência entre a propriedade e o tipo de variação que apresenta:

Electronegatividade Carácter metálico Electropositividade

a)	**1.** No grupo aumenta de cima para baixo e, no período, da direita para à esquerda.
b)	**2.** Nos grupos aumenta de baixo para cima e, nos períodos, da esquerda para à direita.
c)	**3.** Nos grupos aumenta de cima para baixo e, nos períodos, da direita para à esquerda.

9. A que grupo e período pertence o elemento químico X de número atómico 17? Faça todos os cálculos que julgar necessários no espaço dado e, assinale com um ✓ a resposta certa.

a) Grupo VII A e período 3º. ☑

b) Grupo III A e período 7º. ☐

c) Grupo 7º e período III A. ☐

d) Grupo 3º e período VII A. ☐

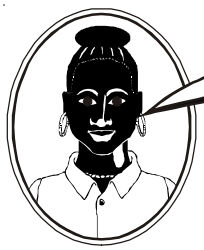
10. A que grupo e período pertence o elemento químico X de número atómico 11? Faça todos os cálculos que julgar necessários no espaço dado e, assinale com um ✓ a resposta certa.

a) Grupo III A e período 1º. ☑

b) Grupo I A e período 3º. ☐

c) Grupo 3º e período I A. ☐

d) Grupo 1º e período III A. ☐



Compare as suas respostas com as que lhe apresentamos na Chave de Correcção no fim do módulo.

Acertou em todas? Bravo! Faça revisão de todo o módulo de modo a resolver o teste de preparação que lhe permitirá saber se está preparado para fazer o teste de fim de módulo. Se é que errou em mais de duas questões, reveja a sua lição e de novo resolva esses exercícios. Desejamos-lhe sucessos no teste de fim de módulo.

A SIDA

A **SIDA** é uma **doença grave** causada por um vírus. **A SIDA não tem cura**. O número de casos em Moçambique está a aumentar de dia para dia. **Proteja-se!!!**

Como evitar a SIDA:

- Adiando o início da actividade sexual para quando for mais adulto e estiver melhor preparado;
- Não tendo relações sexuais com pessoas que têm outros parceiros;
- Usando o preservativo ou camisinha nas relações sexuais;
- Não partilhando o uso de lâminas ou outros instrumentos cortantes.

TESTE DE PREPARAÇÃO

Duração Recomendada - 90 minutos

1. Assinale com um ✓ a afirmação certa referente à constituição do átomo:
O átomo é constituído por:

✓

- **a)** electrões e neutrões, apenas. ☐
- **b)** protões, electrões e neutrões. ☐
- **c)** neutrões e protões, apenas. ☐
- **d)** Partículas nucleares. ☐

2. Dada a representação: $_{15}\mathbf{P}^{31}$, faça todos os cálculos que julgar necessários no espaço a seguir e complete o quadro:

Representação	P^+	Z	A	e^-	n

3. Dada a notação $_{7}\mathbf{Y}^{14}$, assinale com um ✓ as afirmações correctas:

a) 7 indica o número atómico do elemento Y. ☑

b) 7 indica o número de massa do elemento Y. ☐

c) 14 representa o número de massa do elemento Y. ☑

d) 14 representa o número atómico do elemento Y. ☐

4. São conhecidos dois isótopos do elemento químico Y. Faça as determinações que achar necessárias, no espaço dado e, indique na tabela a constituição dos seus átomos:

Representação	P^+	Z	A	e^-	n
				12	8
	12	21			

5. O átomo do elemento químico X apresenta a seguinte distribuição electrónica:

K L M

+15)))

$2e^-$ $8e^-$ $5e^-$

Faça todas as determinações que achar necessárias no espaço dado e preencha o quadro:

Representação	e^-	p^+	Z	Grupo	Período
X					

6. Assinale com um ✓ a alínea que corresponde à distribuição electrónica correcta do elemento $_{19}\mathbf{Y}^{20}$.

a)

K L M N

+19))))

$2e^-$ $8e^-$ $8e^-$ $1e^-$

✓ ☐

b)

K L M N

+20))))

$2e^-$ $8e^-$ $8e^-$ $2\ e^-$

☐

c)

K L M

+20)))

$2e^-$ $10e^-$ $8e^-$

☐

d)

K L M

+19)))

$2e^-$ $8e^-$ $9e^-$

☐

7. A que grupo e período pertencem os elementos químicos X e Y de números atómicos 13 e 7, respectivamente.

8. O elemento químico Magnésio perde 2 electrões formando o respectivo ião.

A: Faça a representação do processo de formação do ião de Magnésio.

B: A representação do ião de Magnésio é:

a) Mg^{1+} ☑

b) Mg^{2+} ☐

c) Mg^{+} ☐

d) Mg^{2-} ☐

C: O ião de Magnésio classifica-se como:

a) Catião ☑

b) Anião ☐

9. Assinale com um V ou F, conforme a afirmação seja verdadeira ou falsa:

	V/F
a) A representação Y^{2+} significa que o então elemento químico Y ganhou dois electrões formando o respectivo ião.	☐
b) A representação Y^{2+} significa que o então elemento químico Y perdeu dois electrões formando o respectivo ião.	☐
c) A representação X^{2-} significa que o então elemento químico X perdeu dois electrões formando o respectivo ião.	☐
d) A representação X^{2-} significa que o então elemento químico X ganhou dois electrões formando o respectivo ião.	☐

10. Faça corresponder através de linhas a **coluna A** à esquerda referente aos cientistas que se notabilizaram na tentativa de classificação periódica com a **coluna B** à direita, das principais descobertas, de modo a formar correlações certas:

Coluna A	Coluna B
a) Mendeleev	**1.** As propriedades dos elementos químicos são função periódica dos números atómicos.
b) Dobereiner	**2.** As propriedades dos elementos químicos são função periódica dos pesos atómicos.
c) Moseley	**3.** Formulou a lei das tríades.

11. Assinale com um ✓ a alínea que melhor descreve a constituição duma tabela periódica:

Uma tabela periódica é constituida por:

a) Metais e ametais, que são a base de sua formação. ☑

b) Grupos, que são a ordenação horizontal e vertical dos elementos. ☐

c) Períodos, que descrevem a periodicidade ou regularidade das propriedades dos elementos químicos. ☐

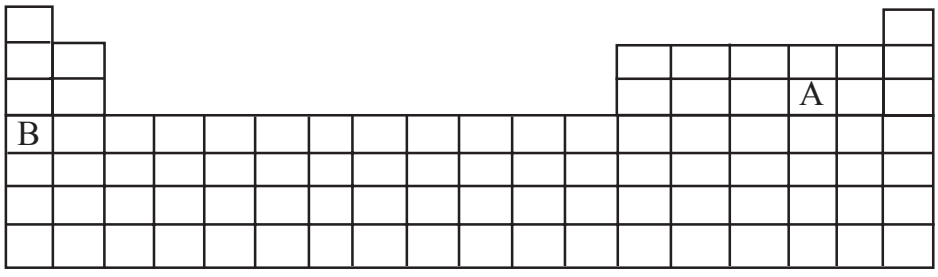
d) Grupos e períodos, que constituem a ordenação vertical e horizontal dos elementos, respectivamente. ☐

12. Complete a frase seguinte usando expressões ou palavras, de modo a obter um sentido quimicamente certo:

períodos gases nobres principais grupos crescente números atómicos metais alcalinos secundários

A disposição dos elementos químicos na tabela periódica obedece a sequência **a)** _____ dos **b)** _____, que dá lugar ao surgimento de ordenações horizontal e vertical de elementos, chamadas de **c)** _____ e **d)**_____. Distinguem-se dois tipos de grupos: grupos **e)** _____ _____ e **f)** _____. Os elementos do primeiro grupo (mais à esquerda) chamam-se de **g)** _____ e, os do último grupo, mais à direita chamam-se **h)** _____.

13. Dado o esboço de tabela periódica, indique a localização dos elementos A e B:



14. Marque com um ✓ a alternativa que melhor completa a frase de modo a ter significado certo:

Propriedades periódicas são...

a) ...aquelas cujos valores não variam, sendo característicos para cada grupo ou perído. ☑

b) ...aquelas cuja variação ocorre em função do aumento do número atómico. ☐

c) ...aquelas cujos valores variam de forma regular ou fixa ao longo de cada grupo ou período, assumindo valores máximos e mínimos. ☐

d) ...aquelas que a variação depende da alteração da massa dos elementos. ☐

15. Assinale com um ✓ a definição de electronegatividade de um elemento:

a) É a capacidade que os elementos de se ligarem com os outros. ☑

b) É a tendência de um elemento atrair electrões para si. ☐

c) É a temperatura em que o elemento ferve. ☐

d) É a grandeza que indica a localização do elemento na tabela periódica. ☐

CHAVE DE CORRECÇÃO

20

1. b)

2.

Representação	p^+	Z	A	e^-	n
$_{15}P^{31}$	15	15	31	15	16

3. a), c)

4.

Representação	Z	A	e^-	n
$_{12}y^{20}$	12	20	12	8
$_{12}Y^{21}$	12	21	12	9

5.

Representação	e^-	p^+	Z	Grupo	Período
X	15	15	15	V	3º

6. a)

7.

K L

+7)) Grupo: V-A ; Período: 2º

$2e^-$ $5e^-$

K L M

+13))) Grupo: III-A ; Período: 3º

$2e^-$ $8e^-$ $3e^-$

8.

A: $Mg \longrightarrow Mg^{2+} + 2e^-$

B: b)

C: a)

9.

a) F

b) V

c) F

d) V

10.

a) – 2

b) – 3

c) – 1

11. d)

12.

a) crescente
b) números atómicos
c) períodos / grupos
d) grupos / períodos
e) principais
f) secundários
g) metais alcalinas
h) gases nobres

13. A: Grupo - VI A; Período - 3º B: Grupo - I A; Período - 4º

14. c)

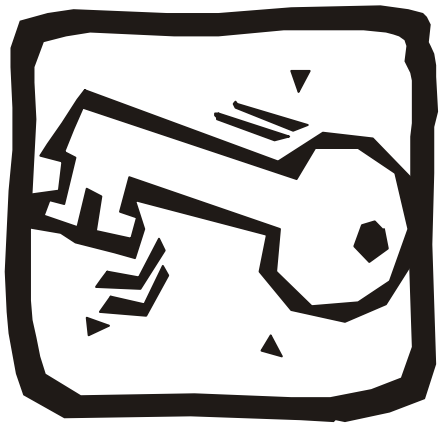
15. b)











CHAVE DE CORREÇÃO









Chave de Correcção

Exercícios – 1

1. a)

2.

Representação	Z	A	e^-	n
$_8O^{16}$	8	16	8	8
$_8O^{17}$	8	17	8	9
$_8O^{18}$	8	18	8	10

3. É correcto porque são átomos de um mesmo elemento químico, têm mesmo número atómico e diferem no número de massa.

Observação: Qualquer formulação que dé a crer que são isótopos por serem átomos de mesmo elemento químico, com mesmo número atómico e diferentes números de massa deve ser considerada certa.

4. d)

5.

Representação	Z	A	e^-	n
$_{17}Cl^{35}$	17	35	17	18
$_{17}Cl^{37}$	17	37	17	20

6. b), c), d)

7. a), d)

Exercícios – 2

1. a)

2.

a) $2n^2$

b) nível de energia

c) camada

d) 8 (oito)

e) 2 (dois)

3. c)

4.

A: d)

B: c)

C: a)

D: b)

Exercícios – 3

1.

a) = 4

b) = 5

c) = 3

d) = 1

e) = 2

2. c)

3. c)

4. c), d)

5.

I = Metais

II = Semi-metais

III = Ametais

IV = Gases nobres

6.

a) = 4

b) = 3

c) = 1

d) = 5

e) = 2

7.

a) F

b) F

c) V

8.

a) = Carácter metálico

b) = Electronegatividade

c) = Electropositividade

9. a)

K L M

+X)))

$2e^-$ $8e^-$ $7e^-$

Electrões da última camada = a grupo ⇨ Sétimo (VII A)
Total de camadas = a período ⇨ Terceiro (3º)

10. b)

K L M

+X)))

$2e^-$ $8e^-$ $1e^-$

Electrões da última camada = a grupo ⇨ Primeiro (I A)
Total de camadas = a período ⇨ Terceiro (3º)

REPÚBLICA DE MOÇAMBIQUE

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO E CULTURA

INSTITUTO DE EDUCAÇÃO ABERTA E À DISTÂNCIA - IEDA

PROGRAMA DO ENSINO SECUNDÁRIO À DISTÂNCIA (PESD)

1º CICLO

QUÍMICA

Módulo 2

REPÚBLICA DE MOÇAMBIQUE

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO E CULTURA

INSTITUTO DE EDUCAÇÃO ABERTA E À DISTÂNCIA - IEDA

PROGRAMA DO ENSINO SECUNDÁRIO À DISTÂNCIA (PESD)

1º CICLO

Ficha técnica

Consultoria:
Rosário Passos

Direcção:
Messias Bila Uile Matusse (Director do IEDA)

Coordenação:
Luís João Tumbo (Chefe do Departamento Pedagógico)

Maquetização:
Fátima Alberto Nhantumbo
Vasco Camundimo

Ilustração:
Raimundo Macaringue
Eugénio David Langa

Revisão:
Abel Ernesto Uqueio Mondlane
Lurdes Nakala
Custódio Lúrio Ualane
Paulo Chissico
Armando Machaieie
Simão Arão Sibinde
Amadeu Afonso

REPÚBLICA DE MOÇAMBIQUE
MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO E CULTURA
INSTITUTO DE EDUCAÇÃO ABERTA E À DISTÂNCIA - IEDA

PROGRAMA DO ENSINO SECUNDÁRIO À DISTÂNCIA (PESD)
1º CICLO

Disciplina de Química

Módulo 2

Elaborado por:

Amadeu Afonso
Filomena Neves da Silva

ÍNDICE

		Pág.
	INTRODUÇÃO ----------	I
Lição 0 1:	Ligação Química ----------	1
Lição 02:	Ligação Atómica ---------- ----------	7
Lição 03:	Ligação Iónica (conclusão) ----------	17
Lição 04:	Propriedades das Substâncias Iónicas ----------	27
Lição 05:	Ligação Covalente ----------	37
Lição 06:	Ligação Covalente Apolar ----------	43
Lição 07:	Ligação Covalente Apolar (Conclusão) ----------	55
Lição 08:	Ligação Covalente Polar ----------	65
Lição 09:	Ligação Covalente Polar (Conclusão) ----------	75
Lição 10:	Rede Covalente ----------	83
Lição 11:	Ligação Metálica ----------	87
	TESTE DE PREPARAÇÃO ----------	97

Ficha técnica

Consultoria:
Rosário Passos

Direcção:
Messias Bila Uile Matusse (Director do IEDA)

Coordenação:
Luís João Tumbo (Chefe do Departamento Pedagógico)

Maquetização:
Fátima Alberto Nhantumbo
Vasco Camundimo

Ilustração:
Raimundo Macaringue
Eugénio David Langa

Revisão:
Abel Ernesto Uqueio Mondlane
Lurdes Nakala
Custódio Lúrio Ualane
Paulo Chissico
Armando Machaieie
Simão Arão Sibinde
Amadeu Afonso

REPÚBLICA DE MOÇAMBIQUE

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO E CULTURA

PROGRAMA DE ENSINO SECUNDÁRIO À DISTÂNCIA

MENSAGEM DO MINISTRO DA EDUCAÇÃO E CULTURA

Estimada aluna,
Estimado aluno,

Sejam todos bem vindos ao primeiro programa de Ensino Secundário através da metodologia de Ensino à Distância.

É com muito prazer que o Ministério da Educação e Cultura coloca nas suas mãos os materiais de aprendizagem especialmente concebidos e preparados para que você, e muitos outros jovens moçambicanos, possam prosseguir os vossos estudos ao nível secundário do Sistema Nacional de Educação, seguindo uma metodologia denominada por "Ensino à Distância".

Com estes materiais, pretendemos que você seja capaz de adquirir conhecimentos e habilidades que lhe permitam concluir, com sucesso, o Ensino Secundário do 1º Ciclo, que, compreende a 8ª, 9ª e 10ª classes. Com o 1º Ciclo do Ensino Secundário você pode melhor contribuir para a melhoria da sua vida, da sua família, da sua comunidade e do país.

O módulo escrito que tem nas mãos, constitui a sua principal fonte de aprendizagem e que "substitui" o professor que você sempre teve lá na escola. Por outras palavras, estes módulos foram concebidos de modo a poder estudar e aprender sozinho obecendo ao seu próprio rítmo de aprendizagem.

Contudo, apesar de que num sistema de Ensino à Distância a maior parte do estudo é realizado individualmente, o Ministério da Educação e Cultura criou Centros de Apoio e Aprendizagem (A.A) onde, você e os seus colegas, se deverão encontrar com os tutores, para o esclarecimento de dúvidas, discussões sobre a matéria aprendida, realização de trabalhos em grupo e de experiências

laboratoriais, bem como a avaliação do seu desempenho. Estes tutores são facilitadores da sua aprendizagem e não são professores para lhe ensinar os conteúdos de aprendizagem.

Para permitir a realização de todas as actividades referidas anteriormente, os Centros de Apoio e Aprendizagem estão equipados com material de apoio ao seu estudo: livros, manuais, enciclopédias, vídeo, áudio e outros meios que colocamos à sua disposição para consulta e consolidação da sua aprendizagem.

Cara aluna,
Caro aluno,

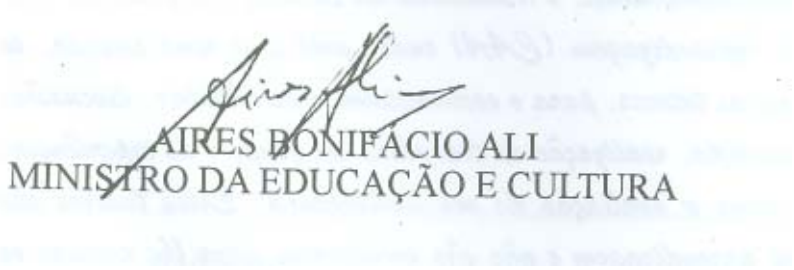
Estudar à distância exige o desenvolvimento de uma atitude mais activa no processo de ensino aprendizagem, estimulando em si a necessidade de dedicação, organização, muita disciplina, criatividade e, sobretudo determinação nos seus estudos.

O programa em que está a tomar parte, enquadra-se nas acções de expansão do acesso à educação desenvolvido pelo Ministério da Educação e Cultura, de modo a permitir o alargamento das oportunidades educativas a dezenas de milhares de alunos, garantindo-lhes assim oportunidades de emprego e enquadramento sócio-cultural, no âmbito da luta contra pobreza absoluta no país.

Pretendemos com este programa reduzir os índices de analfabetismo entre a população, sobretudo no seio das mulheres e, da rapariga em particular, promovendo o equilíbrio do género na educação e assegurar o desenvolvimento da Nossa Pátria.

Por isso, é nossa esperança que você se empenhe com responsabilidade para que possa efectivamente aprender e poder contribuir para um Moçambique Sempre Melhor!

Boa Sorte.

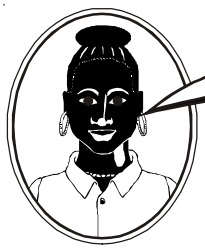


INTRODOÇÃO

Seja bem vindo, caro aluno ao segundo Módulo de Química do seu plano de estudo da 9ª classe.

Depois de ter aprendido no Módulo anterior a Estrutura Atómica e o Sistema Periódico de ordenação dos elementos químicos, neste módulo vai saber como é que os átomos se ligam e porquê terem de se ligar. Terá a oportunidade de conhecer os diferentes tipos de ligação química que os átomos podem estabelecer dependendo do "parceiro" com que se liguem, tal como irá identificar a existência duma certa relação entre as características da substância e o tipo de ligação que levou à sua formação.

Para já fazemos votos de que você venha a entender e gostar desta matéria.



Bem-vindo de novo, caro aluno! Como sabe, eu sou a Sra. Madalena e vou acompanhá-lo no seu estudo. Se tiver algumas questões sobre a estrutura deste Módulo, leia as páginas seguintes. Caso contrário... pode começar a trabalhar. Bom estudo!

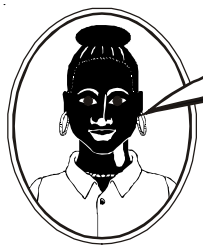
Como está estruturada esta disciplina?

O seu estudo da disciplina de Química é formado por **6 Módulos**, cada um contendo vários temas de estudo. Por sua vez, cada Módulo está dividido em lições. Este **segundo Módulo** está dividido em **11 lições**. Esperamos que goste da sua apresentação!

Como vai ser feita a avaliação?



No final de cada Módulo, apresentamos um **Teste de Preparação**. Este Teste corresponde a uma auto-avaliação. No final do teste você corrige as respostas, e com a ajuda da Sra. Madalena. Depois disso, você decide se está preparado ou não para fazer o Teste de Fim de Módulo com sucesso. A Sra. Madalena irá acompanhá-lo durante o seu estudo.

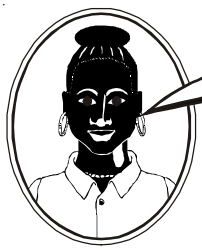


Claro que a função principal do Teste de Preparação, como o próprio nome diz, é ajudá-lo a preparar-se para o Teste de Fim de Módulo, que terá de fazer no **C**entro de **A**poio e **A**prendizagem - **CAA** para obter a sua classificação oficial.
Não se assuste! Se conseguir resolver o Teste de Preparação sem dificuldade, conseguirá também resolver o Teste de Fim de Módulo com sucesso!

Assim que completar o Teste de Fim de Módulo, o Tutor, no **CAA,** dar-lhe-á o Módulo seguinte para você continuar com o seu estudo. Se tiver algumas questões sobre o processo de avaliação, leia o Guia do Aluno que recebeu, quando se matriculou, ou dirija-se ao **CAA** e exponha as suas questões ao Tutor.

Como estão organizadas as lições?

No início de cada lição vai encontrar os **Objectivos de Aprendizagem**, que lhe vão indicar o que vai aprender nessa lição. Vai, também, encontrar uma recomendação para o tempo que vai precisar para completar a lição, bem como uma descrição do material de apoio necessário.



Aqui estou eu outra vez… para recomendar que leia esta secção com atenção, pois irá ajudá-lo a preparar-se para o seu estudo e a não se esquecer de nada!

Geralmente, você vai precisar de mais ou menos meia hora para completar cada lição. Como vê, não é muito tempo!

No final de cada lição, vai encontrar alguns exercícios de auto-avaliação. Estes exercícios vão ajudá-lo a decidir se vai avançar para a lição seguinte ou se vai estudar a mesma lição com mais atenção. Quem faz o controle da aprendizagem é você mesmo.



Quando vir esta figura já sabe que lhe vamos pedir para fazer alguns **exercícios** - pegue no seu lápis e borracha e mãos à obra!

A **Chave de Correcção** encontra-se logo de seguida, para lhe dar acesso fácil à correcção das questões.





Ao longo das lições, vai reparar que lhe vamos pedir que faça algumas **Actividades**. Estas actividades servem para praticar conceitos aprendidos.



Conceitos importantes, definições, conclusões, isto é, informações importantes no seu estudo e nas quais se vai basear a sua avaliação, são apresentadas desta forma, também com a ajuda da Sra. Madalena!

Conforme acontece na sala de aula, por vezes você vai precisar de **tomar nota** de dados importantes ou relacionados com a matéria apresentada. Esta figura chama-lhe atenção para essa necessidade.



E claro que é sempre bom fazer **revisões** da matéria aprendida em anos anteriores ou até em lições anteriores. É uma boa maneira de manter presentes certos conhecimentos.

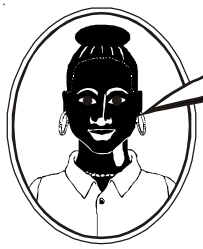


O que é o CAA?

O **CAA - C**entro de **A**poio e **A**prendizagem foi criado especialmente para si, para o apoiar no seu estudo através do Ensino à Distância.



No **CAA** vai encontrar um Tutor que o poderá ajudar no seu estudo, a tirar dúvidas, a explicar conceitos que não esteja a perceber muito bem e a realizar o seu trabalho. O **CAA** está equipado com o mínimo de materiais de apoio necessários para completar o seu estudo. Visite o **CAA** sempre que tenha uma oportunidade. Lá poderá encontrar colegas de estudo que, como você, estão também a estudar à distância e com quem poderá trocar impressões. Esperamos que goste de visitar o **CAA**!



E com isto acabamos esta introdução. Esperamos que este Módulo 2 de Quimica seja interessante para si! Se achar o seu estudo aborrecido, não se deixe desmotivar: procure estudar com um colega ou visite o **CAA** e converse com o seu Tutor.

Bom estudo!

1 Ligação Química

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Definir ligação química.
- Mencionar os tipos de ligação química.

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos

INTRODUÇÃO

Bem vindo, caro aluno, a este seu segundo Módulo de Química na 9ª classe.

Tal como fizemos referência na introdução do módulo, o assunto de destaque neste serão as ligações químicas, que constituem uma forma que os átomos encontram para se apresentarem com a sua estrutura electrónica estável. Certamente que pouco lhe diz isto por enquanto. Acreditamos que até ao final do módulo tudo ficará claro.

Ligação Química

Para falarmos de ligações químicas partiremos de seguintes situações da vida, isto é, situações que ocorrem no nosso do dia-a-dia:

1. Com certeza que na sua família, aldeia ou comunidade já notou que iniciada a época agrícola, por exemplo, alguns membros juntam-se em associações e, de forma organizada fazem a lavoura das machambas dos membros.

2. Deve alguma vez ter ouvido dizer que o Homem quando cresce tem de se juntar (casar). Por quê terem de se juntar?

   Este e outros questionamentos com certeza que qualquer um pode já se ter feito ou poderá se fazer. A resposta a estas e outras questões similares tende a coincidir num mesmo contexto. Senão vejamos caso por caso:

Exactamente! Os membros da comunidade ao se juntarem formando um grupo ou associação de camponeses, juntos em pouco tempo lavram uma porção enorme e, assim cada um pode ter sua machamba limpa. Aliás existe um dizer popular segundo o qual "a união faz a força". Portanto, surge uma rápida **realização e satisfação das necessidades dos intervenientes**.

Quanto à junção homem-mulher para viverem juntos, de entre tantas razões, tanto o homem como a mulher sentem um certo vazio, ausência de algo, certa instabilidade à qual vé no outro a possibilidade de **resolução e satisfação mútua**, ficando então "**estáveis"**.

Como pode notar, caro aluno, as respostas a todas as questões levantadas têm de facto uma essência quase que comum, encontrar uma realização ou criar uma situação ou condição de **estabilidade através de união**. Aliás, na natureza a perspectiva de tudo (objectos, corpos, fenómenos, etc.), é de se apresentar na forma mais estável possível. Esta tendência é também manifeste em elementos químicos.



FAZENDO REVISÕES...

Durante o seu estudo (no Módulo 1 de Química da 9ª classe) da relação entre distribuição electrónica e posição do elemento no sistema periódico, notou que feita a distribuição electrónica, os elementos podiam ter na sua última camada, um, dois, três,..., até oito electrões na última camada.

E, como o número de electrões da última camada corresponde ao grupo em que o elemento se encontra localizado na tabela periódica, dai se explica a existência de oito grupos principais e oito grupos secundários no sistema periódico.

Vejamos as distribuições electrónicas dos seguintes elementos químicos:

Elemento	Símbolo	Z	Distribuição electrónica				Grupo
			K	L	M	N	
Sódio	Na	11	2	8	1		IA
Potássio	K	19	2	8	8	1	
Berílio	Be	4	2	2			IIA
Cálcio	Ca	20	2	8	8	2	
Boro	B	5	2	3			IIIA
Alumínio	Al	13	2	8	3		
Carbono	C	6	2	4			IVA
Silício	Si	14	2	8	4		
Nitrogénio	N	7	2	5			VA
Fósforo	P	15	2	8	5		
Oxigénio	O	8	2	6			VIA
Enxofre	S	16	2	8	6		
Flúor	F	9	2	7			VIIA
Cloro	Cl	17	2	8	7		
Hélio	He	2	**2**				VIIIA
Néon	Ne	10	2	**8**			
Árgon	Ar	18	2	8	**8**		

De entre todos os elementos químicos do sistema periódico, apenas os do **oitavo grupo** (com oito electrões na última camada e o Hélio, com 2 electrões) é que são considerados como apresentando uma **estrutura estável**, daí o nome.

Todos os restantes elementos (do primeiro ao sétimo grupos), são instáveis. E, a sua tendência é de procurar adquirir a estabilidade química, que é conseguida tendo oito electrões na última camada (**Regra do Octeto**) ou 2 no caso do Hélio.



Regra do Octeto
"Um elemento químico é estável quando apresenta oito electrões na última camada".

Esta regra proposta de forma separada por Kossel (alemão) e Lewis (americano), está associada ao princípio mais geral do universo "na Natureza tudo ocorre com tendência a adquirir maior estabilidade".

Assim, os elementos químicos do primeiro ao sétimo grupos (com 1 a 7 electrões na última camada, respectivamente), porque não estão estáveis, desejam e procuram alcançar a estabilidade química. A forma que lhes leva à estabilidade química, o estabelecimento de **ligações químicas**.

O que é uma ligação Química?

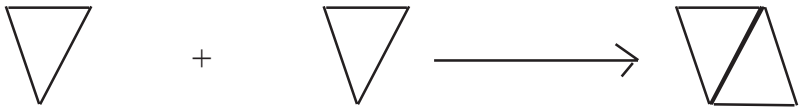
Podemos definir a ligação química de várias maneiras:



Ligação química- é o conjunto de forças que mantêm os átomos unidos uns aos outros de modo a adquirirem a estabilidade química.

Ligação química - é uma associação entre átomos, através de mecanismos diversificados com vista a adquirirem estabilidade química.

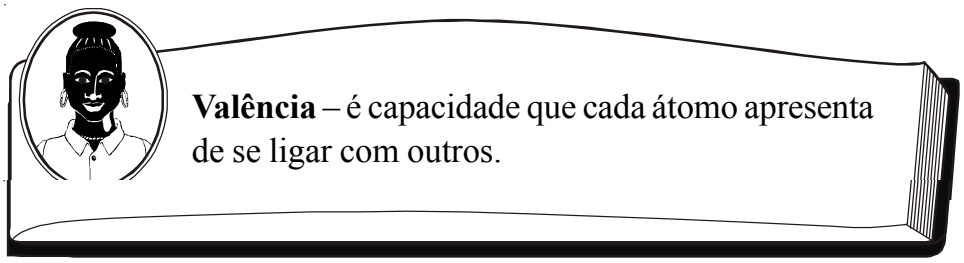
Portanto, em ligações químicas temos:



átomo (instável) átomo (instável) átomos ligados (estáveis)

O objectivo de estabelecimento de ligações químicas entre os átomos é de permitir que eles se tornem estáveis, mediante a apresentação de oito electrões na sua **última camada** ou **camada de valência**.

Do Módulo 4 da 8ª classe, com certeza deve se lembrar do conceito valência. Dissemos:



Valência – é capacidade que cada átomo apresenta de se ligar com outros.

Podemos identificar a valência de um elemento com base no conhecimento da quantidade de electrões da última camada do elemento, daí também se chamar a última camada da distribuição electrónica de um elemento por **camada de valência**.

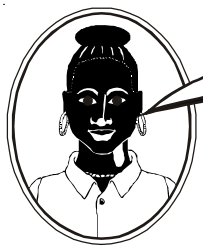
No acto de estabelecimento de **ligação química** entre os átomos, dependendo da **quantidade de electrões que existem na última camada** (dada pela estrutura ou distribuição electrónica), os átomos encontram a possibilidade de estabilização mediante o **ganho** ou **cedência** de electrões, por um lado, ou através do **compartilhamento** de electrões por outro, ou ainda por outros mecanimos mais complexos.

Assim dependendo da maneira como o átomo chega à sua estabilização química, distinguem-se três tipos de ligação química.

Tipos de ligação química

Os principais tipos de ligação química conhecidos são:

- Ligação iónica.
- Ligação covalente e,
- Ligação metálica.



Caro aluno, estamos no fim desta nossa primeira lição. Esperamos que tenha entendido o que é uma ligação química e, quais são os principais tipos.
A essência de cada tipo de ligação será discutida em próximas lições.

2 ligação iónica

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Definir ligação iónica.
- Explicar o processo de formação de substâncias por ligação iónica.

Material de apoio necessário para completar a lição:

- Tabela Periódica

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



FAZENDO REVISÕES...

Do modulo 1 de Química da 9ª classe aprendeu a fazer a distribuição electrónica dos elementos. E, baseando-se nela, aprendeu como é que se formam os iões.

Exemplo 1

Átomo de Sódio
Se ele perder o único electrão que apresenta na última camada, forma-se um ião positivo.

K L M
+11)))
2e⁻ 8e⁻ 1e⁻

K L M
+11))) ——————> K L
2e⁻ 8e⁻ 1e⁻ - 1 electrão +11))
2e⁻ 8e⁻

Ou de forma simplificada:

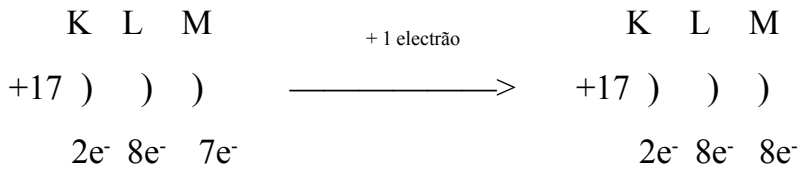
$Na \longrightarrow Na^+ + 1e^-$

A partícula **Na^+** já não é um átomo, é um ião positivo ou simplesmente, catião de Sódio, pois, o número de protões já não é igual ao de electrões. Há uma carga negativa a menos em relação às cargas positivas.

Lembra-se disto, não é? Agora vejamos outro exemplo.

Exemplo 2
Átomo de Cloro
Se ele ganhar um electrão um electrão, forma-se um ião negativo.

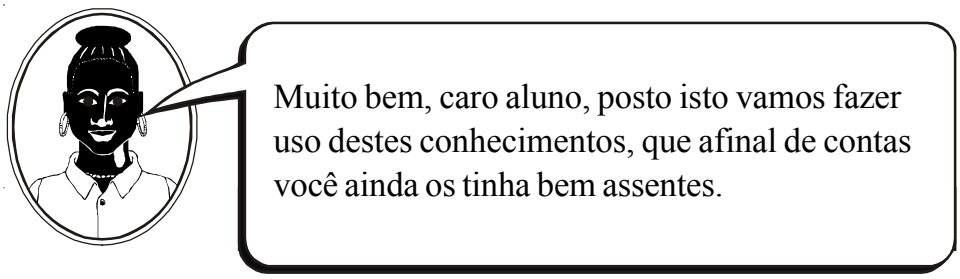
K L M
+17)))
2e⁻ 8e⁻ 7e⁻



Ou de forma simplificada:

$Cl + 1e^- \longrightarrow Cl^-$

A partícula **Cl^-** já não é um átomo (onde $Z = p^+ = e^-$), é um ião negativo ou simplesmente, anião cloreto, visto que o número de protões já não é igual ao de electrões, há uma carga negativa a mais em relação às cargas positivas.



Ligação Iónica

Voltemos aos dois exemplos anteriores em que tivemos a formação de iões de Sódio e de Cloro.

Se repararmos atentamente à estrutura electrónica de cada um dos átomos (de Sódio e de Cloro), mantendo presente na nossa memória que "a tendência de qualquer átomo é de adquirir maior estabilidade", podemos perguntarmo-nos: o que é fácil de acontecer a cada um dos átomos para alcançar a estabilidade desejada? Hum.... ganhar ou perder electrões?

Com certeza você pensou da seguinte maneira:

- Para o átomo de **Sódio**, com 1 electrão na sua última camada, e 8 electrões na penúltima, perdendo o único electrão da última camada, torna-se-lhe conveniente pois, a nova última camada fica com 8 electrões que é um estrutura estável. Na verdade na formação do ião de Sódio, há perda desse único electrão, ficando o catião de Sódio, que é uma estrutura com 8 electrões pois é mais fácil do que ganhar 7.

- Para o átomo de **Cloro**, com 7 electrões na sua última camada, se podesse ganhar 1 electrão, ele ficaria com 8 electrões na última camada que, afinal, é o que ele deseja. Com efeito, na formação do anião cloreto ocorre o ganho de 1 electrão pelo átomo, ficando uma estrutura estável com 8 electrões do que perder 7.

Portanto, significa que se o Sódio e o Cloro "conversassem" e chegassem ao consenso do Sódio **ceder** seu electrão "que está a mais" ao Cloro e, este aceitasse **receber** o electrão que lhe falta, ambos ficariam quimicamente estáveis.

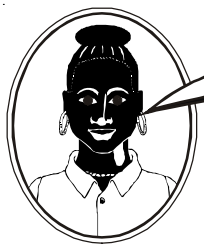
Como já deve saber, com a cedência e recepção de electrões passamos a ter **iões** positivo e negativo, respectivamente, esses iões (de sinais contrários) terão tendência a se atrairem um com o outro (da Física, cargas de sinais contrários atraem-se).

A essa atracção entre iões electronicamente estáveis, chamamos de **ligação iónica**.

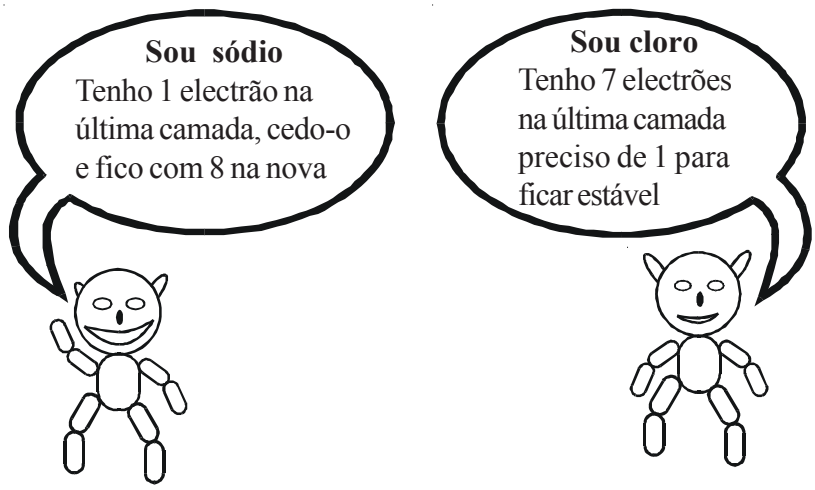


Ligação iónica – é uma ligação química que ocorre por transferência de electrões e atracção entre iões de sinais contrários.

A ligação iónica é também chamada de ligação electrovalente.



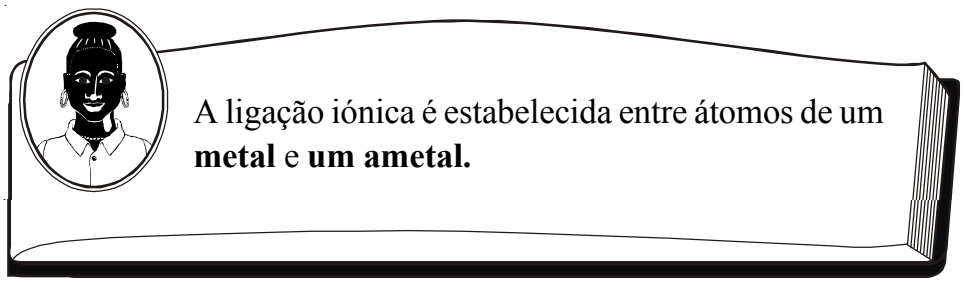
Lembre-se que os iões que se atraem neste tipo de ligação foram formados com a finalidade de dar ao elemento uma estrutura electrónica estável, formando-se assim uma substância. No caso do nosso exemplo forma-se o Cloreto de Sódio.



Que tipo de átomos (elementos) estabelecem ligação iónica?

Do estudo da tabela periódica, no módulo anterior, identificamos duas categorias principais de tipos de átomos de elementos químicos: **metais** e **ametais** (tendo em conta que os **semi-metais** apresentam características mistas).

No geral, cada átomo "escolhe" a maneira de se estabilizar dependendo do tipo de "parceiro" ou elemento com quem se liga. Assim, sempre que um átomo de elemento **metal** pretender se estabilizar, tendo como "parceiro" um **ametal**, eles estabelecem uma **ligação iónica** ou, então, sempre que um **ametal** estiver diante um **metal**, a estabilização de ambos é alcançada via ligação iónica.



Formação de Substâncias Iónicas

Já nos referimos que se estabelece a ligação iónica se, os átomos interevenientes forem um metal e um ametal.

Porquê? Vamos responder a esta questão procurando sempre valermo-nos do exemplo anteriormente apresentado, o do Sódio e o Cloro, que como deve saber formam o Cloreto de Sódio, o sal da cozinha.

Para identificar o tipo ligação ou a maneira como os átomos se ligam para formar uma dada substância, primeiro deve-se fazer a **identificação do tipo de átomos** que estão envolvidos na ligação (se metal ou ametal); em seguida fazer a **estrutura electrónica desses átomos**. Deve-se tomar sempre em consideração que os átomos têm sempre o desejo de se apresentar na forma **estável** apresentando **8 electrões na última camada**.

Assim, obedecendo o procedimento acima descrito, resolvamos a seguinte actividade:



ACTIVIDADE

Com base nas distribuições electrónicas dos elementos químicos: metais (K, Mg, B) e ametais (F, P, S), responda às questões:

⧖ Potássio

K L M N

+19))))

$2e^-$ $8e^-$ $8e^-$ $1e^-$

⧖ Boro

K L

+5))

$2e^-$ $3e^-$

⧖ Magnésio

K L M

+12)))

$2e^-$ $8e^-$ $2e^-$

⧖ Flúor

K L

+9))

$2e^-$ $7e^-$

⧖ Fósforo

K L M

+15)))

2e⁻ 8e⁻ 5e⁻

⧖ Enxofre

K L M

+16)))

2e⁻ 8e⁻ 6e⁻

1. Marque com um ✓ a alternativa que corresponde à quantidade de electrões que existe na última camada dos metais:

✓

a) Oito electrões. ☐

b) Cinco a oito electrões. ☐

c) Um a três electrões. ☐

d) Quatro electrões. ☐

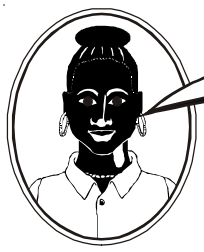
2. Assinale com um ✓ a alínea que melhor completa a frase, de modo a se tornar correcta.

A forma mais fácil que os metais têm para ficarem estáveis consiste em...:

✓

a) ...ganhar electrões. ☐

b) ...ceder electrões. ☐



Certamente que assinalou a alínea **c)** para dar a indicação de que os metais têm 1 a 3 electrões na última camada. Com essa quantidade de electrões a forma mais fácil que têm para chegar a estabilidade consiste em ceder electrões da última camada ficando assim com uma nova última camada com 8 electrões. Pelo que assinalou a **2 b)**.

3. Marque com um ✓ a alternativa que corresponde à quantidade de electrões que existe na última camada dos ametais:

a) Oito electrões. ✓

b) Cinco a sete electrões. ☐

c) Um a três electrões. ☐

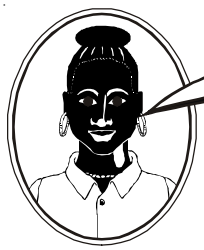
d) Quatro electrões. ☐

4. Assinale com um ✓ a alínea que melhor completa a frase, de modo a se tornar correcta.

A forma mais fácil que os ametais têm para ficarem estáveis consiste em...:

a) ...ganhar electrões. ✓

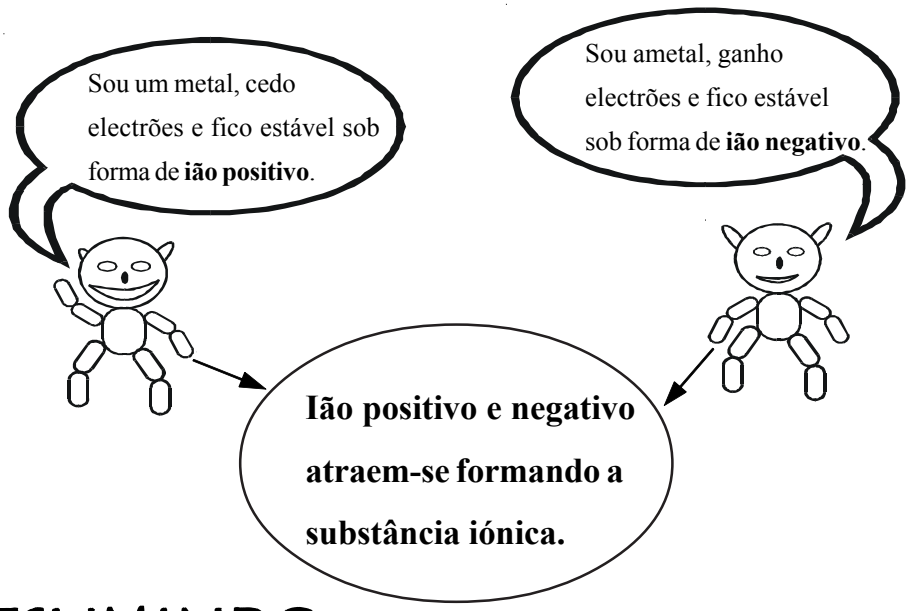
b) ...ceder electrões. ☐



De certo notou que os ametais têm cinco a sete electrões na última camada, pelo que assinalou a alínea **b)**. Com 5 a 7 electrões, muito difícil seria ter que ceder esses electrões todos pelo que mais facilmente chegam à estabilidade ganhando 3, 2 ou 1 electrão, respectivamente, daí que você assinalou a alínea **4a)**.

Portanto, os metais por apresentarem poucos electrões na última camada, é lhes fácil perder os poucos electrões ficando com oito electrões, na última camada enquanto que os ametais apresentam relativamente mais electrões na última camada, estando em falta uns poucos para chegar à estrutura estável, daí a tendência de ganhar os poucos electrões que lhes falta.

Como da perda de electrões formam-se iões positivos e do ganho de electrões formam-se iões negativos, da atracção de ambos resulta uma substância que constitui a forma mais estável de existência dos dois elementos (metal e ametal).



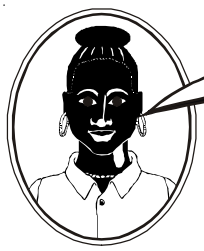
RESUMINDO

Podemos resumir a formação de substâncias por ligação iónica da seguinte maneira:

1. Identificar o tipo de átomos envolvidos na ligação (se metal ou ametal) e fazer a respectiva distribuição electrónica.
2. Mostrar os processos de cedência de electrões pelo metal e de ganho de electrões pelo ametal, tal que cada um fique com uma estrutura electrónica estável (8 electrões ou apenas 2 em poucos casos).
3. Indicar a atracção dos iões, que por sinal, constitui o fundamento do estabelecimento da chamada ligação iónica.

Metal → perde electrões → **ião positivo** → **Ligação iónica**

Ametal → ganha electrões → **ião negativo** → **Ligação iónica**



Tome sempre em considetação que no passo 2, a quantidade de electrões cedida pelo metal deve ser igual à quantidade de electrões que o ametal deve ganhar.

Antes de prosseguir com a demonstração prática do processo de estabelecimento deste tipo de ligação química, recomendamos que faça a recapitulação do que aprendeu nesta lição e, assim, terá criado boas bases para entender as demonstrações que vamos lhe apresentamos na próxima lição.

Antes de ter relações sexuais, esteja preparado(a), certifique-se:

- Gosta mesmo dessa pessoa especial?
- Ambos querem ter relações sexuais?
- Sente-se bem e em segurança com essa pessoa especial?

Então ... utilize um preservativo novo e não arrisque o perigo de doenças ou infecções.

3 Ligação Iónica (Conclusão)

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Demonstrar o processo de formação de substâncias por ligação iónica

Material de apoio necessário para completar a lição:

- Tabela Periódica

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



FAZENDO REVISÕES...

Na lição anterior aprendeu que para o estabelecimento de uma ligação iónica obedece se os seguintes passos:

1. Identificar o tipo de átomos envolvidos na ligação (se metal ou ametal) e fazer a respectiva distribuição electrónica.
2. Mostrar os processos de cedência de electrões pelo metal e de ganho de electrões pelo ametal, tal que cada um fique com uma estrutura electrónica estável (8 electrões ou apenas 2 em poucos casos).
3. Indicar a atracção dos iões formados - ligação iónica.



Então, vamos com base em exemplos que se seguem aplicar esses procedimentos.

Demonstração de Formação de Substâncias por Ligação Iónica

Exemplo 1

Demonstrar o estabelecimento da ligação química entre o Potássio e Flúor para formar o Fluoreto de Potássio (KF).



Para fazer a demonstração requerida, devemos obedecer os passos acima considerados.

- O Potássio é metal e Flúor é ametal. Quando os átomos intervenientes numa ligação são **metal** e **ametal**, a ligação que se espera é **iónica**.

  Fazendo as distribuições electrónicas dos elementos temos:

  K L M N

  $_{19}K$: +19))))

  $2e^-$ $8e^-$ $8e^-$ $1e^-$

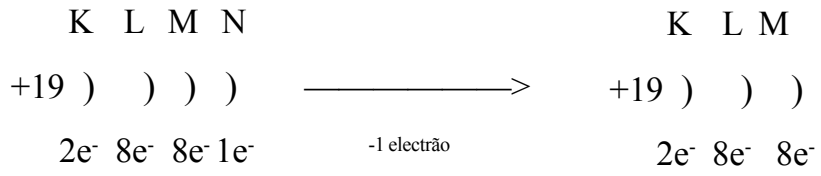
  K L

  $_{9}F$: +9))

  $2e^-$ $7e^-$

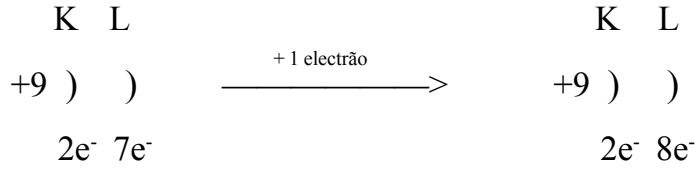
- O Potássio com 1 electrão na última camada, não é estável. Para se estabilizar é lhe mais facil ceder o electrão que "está a mais" do que esperar ganhar 7 electrões.

- O Flúor, tem 7 electrões na última camada, para chegar a 8 electrões precisa ganhar 1 electrão.



Ou de forma simplificada:

$K \longrightarrow K^+ + 1e^-$



Ou de forma simplificada:

$F + 1e^- \longrightarrow F^-$

Os iões formados atraem-se

$\mathbf{K^+ + F^- \longrightarrow KF}$

Ligação iónica

RESUMINDO

Entre metal (Potássio) e ametal (Flúor), espera-se uma ligação iónica.

K L M N → K L M

+19)))) ——————> +19)))

2e⁻ 8e⁻ 8e⁻ 1e⁻ (-1 electrão) 2e⁻ 8e⁻ 8e⁻

$K \longrightarrow K^+ + 1e^-$

K L → K L

+9)) ——(+ 1 electrão)——> +9))

2e⁻ 7e⁻ 2e⁻ 8e⁻

$F + 1e^- \longrightarrow F^-$

$K^+ + F^- \longrightarrow KF$

Ligação iónica

Exemplo 2

Demonstrar o estabelecimento da ligação química entre o Magnésio e Flúor para formar Fluoreto de Magnésio (MgF_2).

- O Magnésio é metal e, do exemplo anterior vimos que Flúor é ametal. Entre eles esperamos que a ligação seja iónica. Fazendo as distribuições electrónicas dos elementos, temos:

K L M

$_{12}Mg$: +12)))

2e⁻ 8e⁻ 2e⁻

K L

$_9F$: +9))

2e⁻ 7e⁻

- O Magnésio com 2 electrões na última camada, não é estável. Entre esperar que "alguém" lhe ofereça 6 electrões para chegar a 8 ou perder os 2 para ficar com 8, é mais fácil ele perder os 2 electrões.

Cada átomo de Flúor, tem 7 electrões na última camada, para chegar a 8 electrões precisa ganhar 1 electrão. Entretanto, como a substância a formar apresenta 2 átomos de Flúor e cada um ganha 1 electrão, significa que os dois átomos ganharão, no total, 2 electrões.

Como já vimos, o Magnésio perde 2 electrões. Portanto, os electrões perdidos são na totalidade ganhos (electrões perdidos iguais a electrões ganhos).

K L M — K L

+12)))) ——— - 2 electrões ——> +12))

2e⁻ 8e⁻ 2e⁻ — 2e⁻ 8e⁻

Ou de forma simplificada:

$Mg \longrightarrow Mg^{2+} + 2e^-$

K L — K L

+9)) ——— + 1 electrão ——> +9))

2e⁻ 7e⁻ — 2e⁻ 8e⁻

Ou de forma simplificada:

$F + 1e^- \longrightarrow F^-$

Entretanto, como são 2 átomos de Flúor, onde cada um ganha 1 electrão, teremos de multiplicar toda esta última equação por 2. Então fica:
$2F + 2e^- \longrightarrow 2F^-$

- Os iões formados atraem-se

$$\mathbf{Mg^{2+} + 2F^- \longrightarrow MgF_2}$$

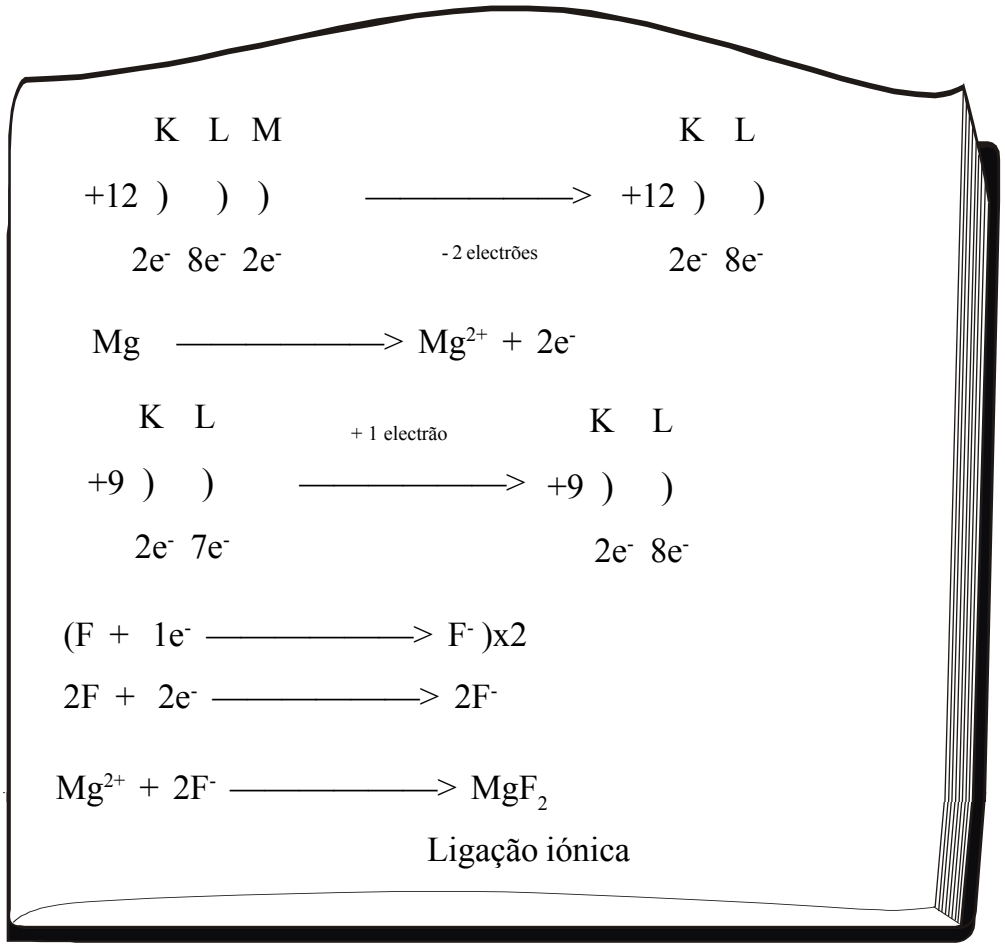
Ligação iónica

Repare que o Magnésio perdeu 2 electrões e, os 2 foram ganhos pelos 2 átomos de Flúor (quantidade de electrões cedida é igual à ganha).



Lembre-se, caro aluno, que a formação de uma substância é acompanhada pela troca de valências (Mg = II e F = I).

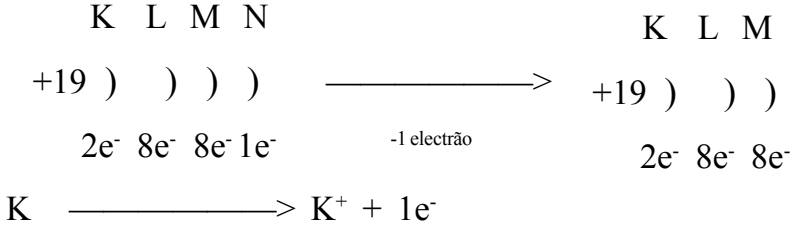
RESUMINDO



Exemplo 3

Demonstrar o estabelecimento da ligação química entre o Potássio e Enxofre para formar o Sulfureto de Potássio (K_2S).

Já identificamos que o Potássio é metal enquanto que o Enxofre é ametal, pelo que esperamos que entre eles se estabeleça uma ligação iónica.





Como reparou, na fórmula do composto há 2 átomos de Potássio, então multiplicamos a equação por 2.

$2K \longrightarrow 2K^{+} + 2e^{-}$

K L M

+16)))

$2e^{-}$ $8e^{-}$ $6e^{-}$

$\xrightarrow{+\ 2\ \text{electrões}}$

K L M

+16)))

$2e^{-}$ $8e^{-}$ $8e^{-}$

$S + 2e^{-} \longrightarrow S^{2-}$

$2K^{+} + S^{2-} \longrightarrow K_2S$

Ligação iónica

Exemplo 4

Demonstrar o estabelecimento da ligação química entre o Alumínio e Enxofre para formar o Sulfureto de Alumínio (Al_2S_3).

Consultando a tabela periódica podemos notar que o Alumínio é um metal de Z = 13, enquanto que o Enxofre é ametal, pelo que esperamos que entre eles se estabeleça uma ligação iónica. Fazendo as distribuições electrónicas teremos:

K L M

+13)))

$2e^{-}$ $8e^{-}$ $3e^{-}$

$\xrightarrow{-3\ \text{electrões}}$

K L

+13))

$2e^{-}$ $8e^{-}$

$Al \longrightarrow Al^{3+} + 3e^{-}$



Como na fórmula do composto que se forma há 2 átomos de Alumínio, então multiplicamos a equação por 2.

$2Al \longrightarrow 2Al^{3+} + 6e^-$

K L M + 2 electrões K L M

+16))) ⟶ +16)))

$2e^-$ $8e^-$ $6e^-$ $2e^-$ $8e^-$ $8e^-$

$S + 2e^- \longrightarrow S^{2-}$



Entretanto na fórmula do composto que se forma há 3 átomos de Enxofre. Então multiplicamos a equação por 3.

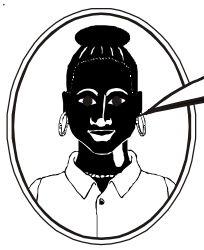
$3S + 6e^- \longrightarrow 3S^{2-}$

Ao multiplicarmos cada equação pelo número de átomos na substância, resultou que a quantidade de electrões cedida pelo metal é igual à quantidade ganha pelo ametal (6 electrões).

Considerando a troca de valências na formação da substância (Al = III e S = II), temos:

$2Al^{3+} + 3S^{2-} \longrightarrow Al_2S_3$

Ligação iónica



Muito bem, caro aluno, estamos no fim desta nossa lição, esperamos que tenha conseguido assimilar o procedimento para a demonstração do estabelecimento da ligação iónica, que é uma forma que os elementos (metal e ametal) encontram para alcançar a estabilidade química que cada um deseja.
Antes de passar para a próxima lição, reveja estas duas últimas lições e certifique-se de ter entendido bem pois, só assim é que com facilidade poderá entender as lições que se seguem.

Antes de ter relações sexuais, esteja preparado(a), certifique-se:

- Gosta mesmo dessa pessoa especial?
- Ambos querem ter relações sexuais?
- Sente-se bem e em segurança com essa pessoa especial?

Então ... utilize um preservativo novo e não arrisque o perigo de doenças ou infecções.

4 Propriedades das Substâncias Iónicas

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Indicar as propriedades das substâncias iónicas.
- Estabelecer a relação entre a estrutura e as propriedades das substâncias com ligação iónica.

Tempo necessário para completar a lição:

- 50 minutos

INTRODUÇÃO

Do seu dia-a-dia, você já reparou que cada conjunto de objectos, animais, pessoas, com certeza apresenta determinadas características que lhe são comuns (daí formarem o conjunto). Entretanto, também apresentam outras características que lhes distinguem um dos outros. Ás características das substâncias, chamamos de **propriedades das substâncias**.

Até ao final desta lição esperamos que você seja capaz de indicar as características típicas de substâncias formadas por ligação iónica e, estabelecer uma correspondência entre as características e a estrutura dessas substâncias.

Para já queira aceitar a nossa sugestão de prestar muita atenção às experiências que vamos apresentar e, tente na medida do possível, relacionar essas experiências com outros factos semelhantes do seu dia-a-dia.

Propriedades das Substâncias Iónicas

Substâncias iónicas são aquelas que se formam mediante o estabelecimento da ligação iónica entre os átomos que as constituem. Como já tivemos ocasião de nos referir em lições anteriores, temos ligação iónica surge quando os átomos que se ligam são de um metal e de um ametal, onde o metal cede electrões transformando-se em um ião positivo e, o ametal ganha electrões transformando-se em ião negativo, seguindo-se, então, a atracção entre os iões positivo e negativo para dar lugar à formação da substância, a **substância iónica**.

Quais são as características das substâncias iónicas?

Para responder a esta pergunta, resolvamos, em conjunto a seguinte actividade:



ACTIVIDADE

1. Considere o Cloreto de Sódio (sal de cozinha): assinale com um ✓ as alternativas que correspondem a respostas certas:

   O estado físico do Cloreto de Sódio, em condições normais é:

   a) Líquido ☐ ✓
   b) Gasoso ☐
   c) Sólido ☐

   Com certeza assinalou a alínea c). O Cloreto de Sódio em condições normais é uma substância que se apresenta no estado sólido, isto é, tem forma e volume constantes.



⌛ Todo o composto iónico é sólido.
Entretanto, nem todo o sólido é iónico.

2. Qual é o aspecto do Cloreto de Sódio?

a) Apresenta-se sob forma de barras rectângulares de cerca de 1 metro de comprimento. ✓

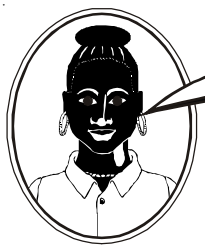
b) Apresenta-se sob forma de cristais vermelhos. ☐

c) Apresenta-se sob forma de cristais brancos e transparentes. ☐

d) Apresenta-se sob forma de cristais incolores. ☐

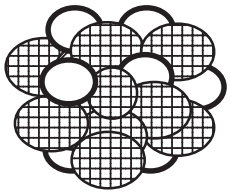
e) Apresenta-se sob forma de cristais esféricas. ☐

Você não duvida que o sal de cozinha apresenta-se sob forma de cristais incolores, daí que você assinalou a alínea d) como a correcta.



Todo o composto iónico tem estrutura cristalina, isto é, os iões distribuem-se alternadamente de forma regular constituíndo estruturas chamadas de retículo cristalino ou rede iónica.

Exemplo de retículo cristalino de Cloreto de Sódio



Esferas pequenas = catião sódio
Esferas grandes = anião cloreto

3. Qual é o comportamento do Cloreto de Sódio quando aquecido?

a) seus cristais (sólidos) passam facilmente para o estado líquido mediante pouco aquecimento. ✓

b) seus cristais (sólidos) passam para o estado líquido (fundem) mediante aquecimento intenso. ☐

c) não se observa nenhuma alteração. ☐

Você assinalou a alínea b), não é? É isso mesmo, os cristais de Cloreto de Sódio exigem um aquecimento intenso para se fundirem, isto é, para se transformarem do estado sólido para líquido.



Todo o composto ou substância iónica tem elevado ponto de fusão e de ebulição.

Muito bem caro aluno, acreditamos que estas características do sal de cozinha não constituem novidade para si. E, como nos referimos, são propriedades típicas das substâncias com ligação iónica. Vamos identificar outras propriedades realizando a experiência a seguir recomendada.



REALIZANDO EXPERIÊNCIAS

Experiência: Condução eléctrica pelas soluções de substâncias iónicas

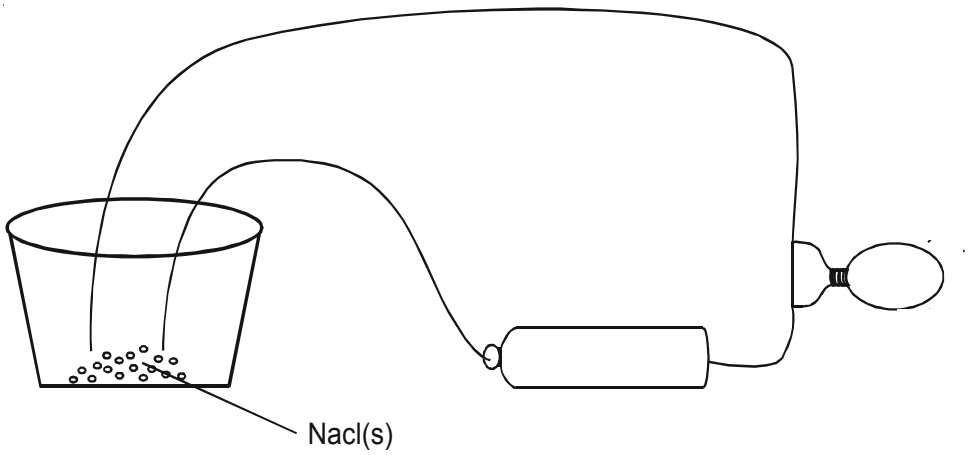
Material

- 1 Tina ou bacia
- 1 pilha
- fios condutores
- 1 lâmpada
- Cloreto de Sódio
- Água

Procedimento

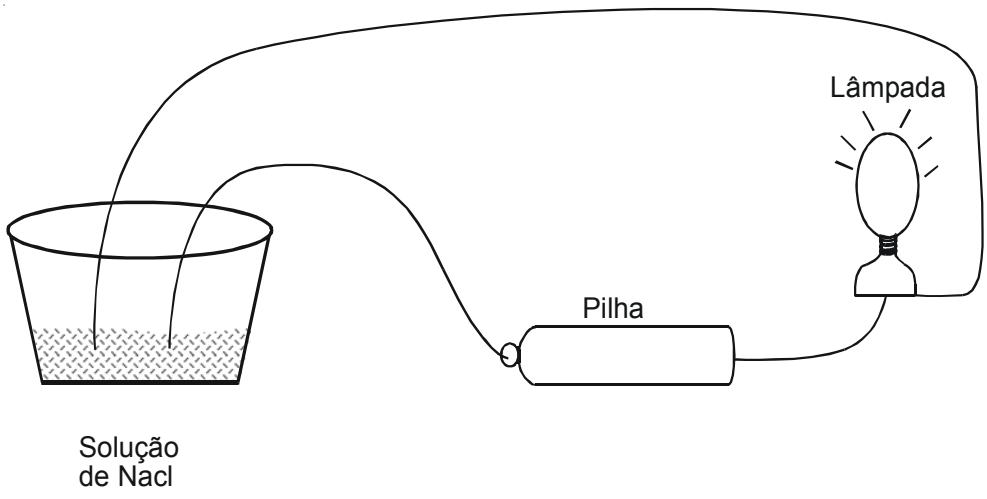
Parte I

1. Introduza numa tina cerca de 2 a 3 colherinhas de Cloreto de Sódio.
2. Faça as ligações dos fios condutores à pilha, intercalando uma lâmpada conforme ilustra a figura.
3. Deixe livres 2 extremidades do fio e introduza-as nos cristais de Cloreto de Sódio e observe.



Parte II

4. Deite cerca de um copo de águma na tina com Cloreto de Sódio e dissolva o sal.
5. Com as ligações dos fios já feitas e com 2 extremidades livres, introduza-as na tina com solução do Cloreto Sódio e observe.





Responda às questões que seguem assinalando com um ✓ as correctas de modo a traduzirem as suas observações no decurso da experiência.

1. Depois de efectuadas as ligações dos fios na pilha e na lâmpada, com extremidades nos cristais do sal (parte I) verifica-se que:

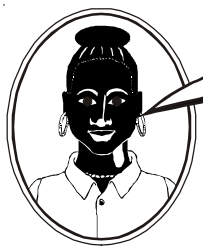
a) A lâmpada acende. ☑

b) A lâmpada mantém-se apagada. ☐

2. O que se observa quando se introduz as extremidades livres dos fios na tina com solução de Cloreto de Sódio (parte II))

a) A lâmpada acende. ☑

b) A lâmpada apaga-se. ☐



Certamente que notou que apôs efectuar as ligações dos fios à pilha intercalando uma lâmpada, quando se deixou as extremidades dos fios na tina com cristais de Cloreto de Sódio, a lâmpada manteve-se apagada. Entretanto Quando as extremidades dos fios foram introduzidas na tina com solução de Cloreto de Sódio, a lâmpada acendeu.

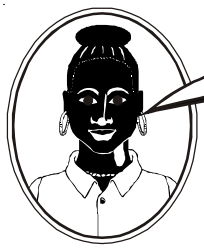
Que conclusão se pode tirar da experiência?

- A pilha produz corrente eléctrica, facto demonstrado pelo acender da lâmpada quando se fazem as ligações à lâmpada.
- O apagar da lâmpada quando os fios estão na tina com cristas de Cloreto de Sódio, é sinal de que o Cloreto de Sódio no estado sólido não conduz corrente eléctrica.
- O acender da lâmpada quando os fios estão na tina com solução de Cloreto de Sódio, é sinal de que o Cloreto de Sódio em solução aquosa conduz a corrente eléctrica.

Então, caro aluno, fixe as seguintes propriedades das substâncias iónicas:

RESUMINDO

- Os compostos iónicos são sólidos.
- Os compostos iónicos têm estrutura cristalina, isto é, apresentam-se sob forma de cristais.
- As substâncias iónicas têm elevados pontos de fusão e de ebulição.
- Os compostos iónicos no estado sólido não conduzem corrente eléctrica.
- Os compostos iónicos em solução aquosa conduzem a corrente eléctrica.
- Os compostos iónicos no estado fundido conduzem a corrente eléctrica.



Estamos no fim da nossa lição, antes de passar para a próxima lição, sugerimo-lhe que resolva os exercícios que lhe apresentamos como forma de avaliar o seu grau de assimilação do que aprendeu nestas primeiras 4 lições.

EXERCÍCIOS-1

1. Assinale com um ✓ a alínea que corresponde à definição de ligação química:

a) Ligação química é o conjunto de forças que mantêm os átomos unidos uns aos outros de modo a adquirirem a estabilidade química. ☑

b) Ligação química é o acto com base no qual os átomos se encontram ordenados na tabela períodica. ☐

c) Ligação química é reacção química que ocorre entre as substâncias químicas. ☐

2. Marque com um V as alíneas que correspondem aos tipos de ligação química:

	V
a) Ligação periódica.	☐
b) Ligação covalente.	☐
c) Ligação iónica.	☐
d) Ligação metálica.	☐
e) Ligação ametálica.	☐

3. Assinale com um ✓ a alternativa que completa a frase de modo a corresponder a definição certa de ligação iónica.

Ligação iónica é aquela que...

a) ... ocorre por transferência de electrões e atracção entre iões de sinais contrários. ☑

b) ...ocorre quando os iões são dissolvidos em água. ☐

c) ...ocorre numa substância formada por dois metais. ☐

d) ...ocorre para formar substâncias constituídas por átomos ametálicos. ☐

4. Marque com um ✓ a alínea que apresenta o tipo de átomos que intervêm no estabelecimento da ligação iónica:

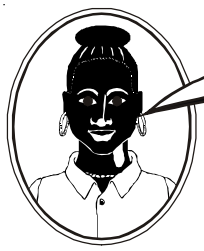
a) Ametal e ametal. ☑

b) Metal e metal. ☐

c) Metal e ametal. ☐

5. No espaço abaixo, demonstrar o estabelecimento da ligação química entre o Sódio e o Oxigénio para formar o Óxido de Sódio (Na_2O).

6. No espaço abaixo, demonstrar o estabelecimento da ligação química entre o Cálcio e o Cloro para formar o Cloreto de Cálcio ($CaCl_2$).



Compare agora as suas respostas com as soluções que lhe apresentamos na Chave de Correcção no final do módulo.

Acertou em todas? Bravo! Você é o máximo, está, de facto, a assimilar bem esta matéria. Se é que teve dificuldades em responder mais que duas questões, volte a ler a lição os conteúdos em que teve dificuldades e torne a resolver os exercícios. Coragem!

5 Ligação Covalente

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Definir ligação covalente e ligação covalente apolar.
- Representar a estrutura de Lewis de diferentes átomos com base na sua distribuição electrónica.

Material de apoio necessário para completar a lição:

- Tabela Periódica

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos

INTRODUÇÃO

Na lição introdutória do presente módulo foram indicados três tipos principais de ligação química. Lembra-se? Hum... é isso mesmo, ligação iónica, covalente e metálica. Pois bem, depois de já termos falado da ligação iónica ou electrovalente, vamos saber um pouco mais sobre o que é uma ligação covalente e quando é que se estabelece.

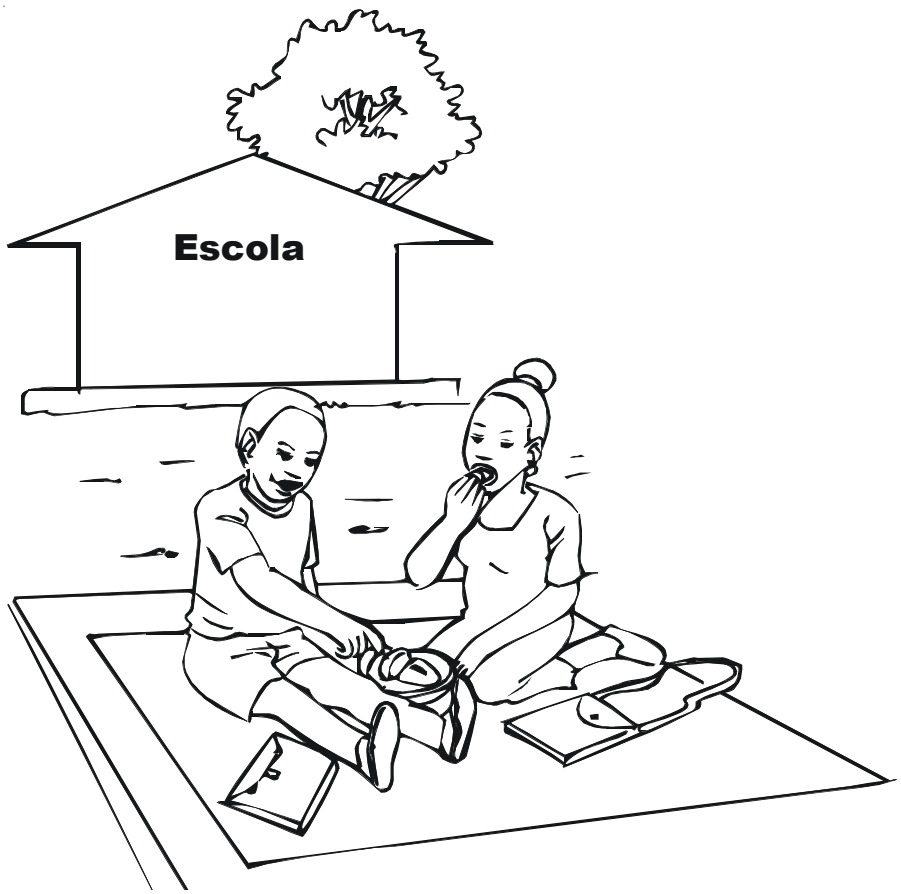
Ligação Covalente

Como deve estar lembrado, caro aluno, qualquer ligação química o seu estabelecimento tem como objectivo permitir a aquisição de uma estrutura estável por parte dos átomos dos elementos químicos envolvidos na ligação, adquirindo assim cada átomo oito electrões na última camada.

Para perceber o que é uma ligação covalente, partamos duma situação da vida que, certamente já presenciou ou no mínimo já ouviu falar.

É comum dizer-se para os que praticam a religião: no próximo domingo além da celebração da missa, haverá um convívio, ao qual todos são convidados a participar e, cada um deverá trazer o seu farnel (marmita). O almoço será **partilhado** ou **compartilhado.** O que significa o termo "partilha ou compartilho"?

Ora, a partilha ou compartilho referido quer nos dizer que se o João trouxe caracata (xima de farinha de mandioca) e a Isabel trouxe uma galinha assada, o João vai dar parte de sua refeição à Isabel e, esta fará o mesmo com a sua galinha. Portanto, o que era de um, passa a ser de benefício de ambos, deixa de haver comida do João e comida da Isabel, há comida dos dois e para os dois.



A ligação química do tipo covalente estabelece-se obedecendo este tipo de raciocínio. Então, o que é uma ligação covalente?

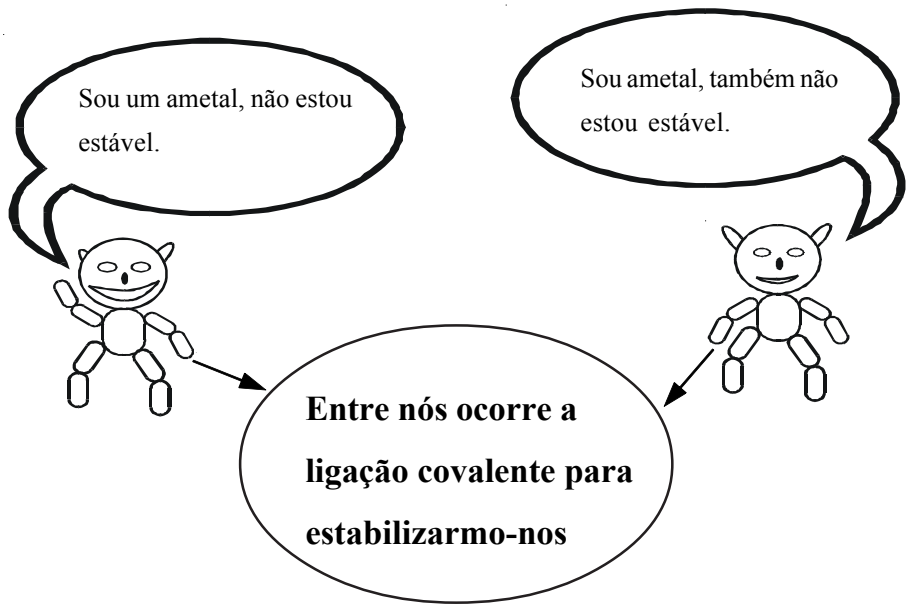


Uma **ligação covalente** - é aquela que ocorre por compartilhamento de electrões entre os átomos dos elementos envolvidos na ligação.

A ligação covalente é também chamada de **ligação molecular**. A covalência constitui uma sociedade de electrões, onde cada átomo envolvido deve disponibilizar 1 electrão para a partilha.

Que tipo de Elementos Participam neste Tipo de Ligação?

No estabelecimento da ligação covalente participam átomos de elementos **ametálicos**, isto é, a ligação covalente ocorre entre **ametal** e **ametal.** A ligação pode ocorrer entre átomos ametálicos de um mesmo elemento químico ou entre átomos ametálicos de elementos químicos diferentes.



Antes de falarmos da ligação covalente quanto nos propomos, façamos uma pequena revisão de um conceito que aprendeu no Móludo 1, que será muito importante para entendermos bem a distinção dos tipos de ligação covalente. Referimo-nos à **electronegatividade.**



FAZENDO REVISÕES...

Definimos a **electronegatividade** como sendo uma característica que indica a **tendência** de um átomo **em atrair** um electrão para si.

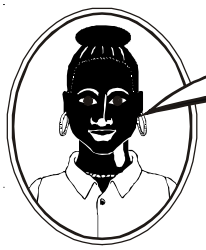
Esta tendência ou capacidade está apresentada na tabela periódica sob forma de valores numéricos.

H 2.1	**Electronegatividade dos elementos representativos**					
Li **0.97**	**Be** **1.5**	**B** **2.0**	**C** **2.5**	**N** **3.1**	**O** **3.5**	**F** **4.0**
Na **1.0**	**Mg** **1.2**	**Al** **1.5**	**Si** **1.7**	**P** **2.1**	**S** **2.4**	**Cl** **2.8**
K **0.90**	**Ca** **1.0**	**Ga** **1.8**	**Ge** **2.0**	**As** **2.2**	**Se** **2.5**	**Br** **2.7**
Rb **0.89**	**Sr** **1.0**	**In** **1.5**	**Sn** **1.72**	**Sb** **1.82**	**Te** **2.0**	**I** **2.2**
Cs **0,86**	**Ba** **0.97**	**Tl** **1.4**	**Pb** **1.5**	**Bi** **1.7**	**Po** **1.8**	**At** **1.9**

A electronegatividade é mais acentuada nos ametais, sendo o Flúor, o elemento de maior electronegatividade, que é igual a 4 e, não está definida para os gases nobres.

Portanto, cada elemento químico apresenta seu valor de electronegatividade que irá indicar a capacidade de atrair electrões para si no acto do compartilhamento. Elementos com maior valor de electronegatividade vão sempre tender a puxar mais para si os electrões a compartilhar, enquanto que os de menor electronegatividade, puxarão fracamente.

Logicamente que átomos de elementos com mesmo valor de electronegatividade irão atrair electrões com mesma força, o que significa "ninguém" puxará mais que o outro.



Acreditamos que se é que havia se esquecido destes aspectos, agora está lembrado. vejamos em seguida um conceito que muito usaremos em próximas lições - a **Estrutura de Lewis**.

Estrutura de Lewis

O mecanismo de estabelecimento de ligação covalente, foi pela primeira vez apresentado pelo químico inglês Lewis, assim, em sua homenagem, este mecanismo é chamado de **estrutura de Lewis**.

Para demonstrar a formação de substâncias por ligação iónica, vimos que primeiro se **identifica o tipo de átomos** intervenientes, fazendo-se em seguida a sua **distribuição electrónica** para avaliar se com a estrutura em causa o átomo é ou não estável. Para substância covalentes procede-se de mesma maneira.

A particularidade das ligações covalentes é de usar -se sempre a estrutura de Lewis, onde os electrões da última camada são representados por meio de **pontos (.), asteriscos (*) ou outro sinal ($_x$)**, à volta do símbolo do elemento em causa.

Geralmente procura-se agrupar os electrões aos pares (dois a dois), como teremos a oportunidade de observar a seguir.



Estrutura de Lewis - é a representação de electrões da última camada através de pontos ou asterísticos à volta do símbolo do elemento químico.

Por exemplo, se efectuada a distribuição electrónica constar que a última camada do elemento apresenta:

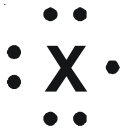
- 5 electrões, coloca-se à volta do símbolo desse elemento, 5 pontos.

  Então, a estrura de Lewis do átomo T será:



- Se forem 7 electrões, colocam-se 7 pontos.

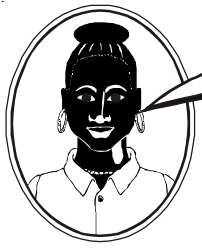
  Então, a estrura de Lewis do átomo X será:



- E, se forem 6 electrões, então, a estrura de Lewis do átomo Y será:



É com base no uso da Estrutura de Lewis que iremos demostrar o processo de formação de substância de ligação covalente.



Muito bem, caro aluno, antes de passarmos a exemplos típicos que elucidem o mecanismo de estabelecimento de ligações covalentes apolar, sugerimos que faça uma pausa e, logo depois releia a sua lição e só depois dessa recapitulação passe a lição seguinte com conhecimentos bem assentes.

6 Ligação Covalente Apolar

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Definir ligação covalente apolar.
- Demonstrar o mecanismo de formação de uma substância por ligação covalente apolar.

Material de apoio necessário para completar a lição:

- Tabela Periódica

Tempo necessário para completar a lição:

- 45 minutos

INTRODUÇÃO

Da lição anterior você já sabe que uma ligação covalente é aquela que ocorre entre átomos de elementos ametálicos. Entretanto pode-se ter a ligação entre átomos ametálicos do mesmo elemento ou de elementos diferentes.

Assim, nesta lição vamos ver como é que os átomos de ametais do mesmo elemento se ligam. Para tal chamamos à sua especial atenção.

Ligação Covalente Apolar

Imagine só, caro aluno, que depois de um jogo de futebol um jovem forte partilhe o prato com uma criança ou dispute o jogo de puxar a corda com a mesma criança e, no outro caso, haja partilha entre duas vovós de 70 anos. Será que haverá igualdade de benefícios na partilha nos dois casos?

É evidente que o jovem que acaba de jogar irá se beneficiar mais do que a menina, enquanto que as duas vovós em princípio espera-se que tenham igual consumo. Assim, em átomos de elementos químicos, quando ocorre o compartilhamento de electrões, encontramos situações semelhantes às que nos referimos. O caso das duas vovós é semelhante ao que acontece na ligação covalente apolar.



Ligação covalente apolar - é aquela que ocorre entre átomos ametálicos do mesmo elemento químico. Ou
Ligação covalente apolar - é aquela que ocorre entre átomos de elementos ametálicos com mesmo valor de electronegatividade.

É lógico que se os átomos em causa apresentam mesmo valor de electronegatividade, se fizermos a diferença entre a electronegatividade do primeiro e do segundo, esta será igual a zero. Portanto, ocorre a ligação covalente apolar quando **a diferença de electronegatividades** dos átomos envolvidos fôr **igual a zero**.

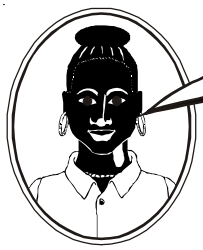
Formação de Substâncias por Ligação Covalente Apolar

Para demonstrar a formação de uma substância por ligação covalente apolar, obedecemos os seguintes passos:

1. Identifica-se o tipo de átomos intervenientes e faz-se as respectivas distribuições electrónicas.
2. Se houver uma tabela das electronegatividades, consulta-se os valores e determina-se a **diferença de electronegatividades** dos átomos envolvidos na ligação pois, se o resultado fôr **igual a zero,** dá-nos a certeza de ser uma **ligação covalente apolar**.
3. Apresenta-se a estrutura de Lewis de cada átomo.
4. Dependendo da quantidade de electrões na última camada, mostra-se o processo de compartilhamento de electrões, tendo em consideração que o par de electrões compartilhado passa a pertencer aos dois átomos envolvidos.
5. Substitui-se cada par de electrões por traço de ligação (estrutura de Kekulé), onde o traço representa 2 electrões.
   O número de traços que partem de um átomo para o outro indica a quantidade de electrões compartilhada.

Portanto:

- Se efectuada a distribuição electrónica de certo elemento químico e houver 7 electrões na última camada, significa que para 8 (electrões de estabilização) falta 1 electrão. Então, o elemento em causa precisará de compartilhar apenas 1 electrão.
- Se a última camada de um elemento Y apresentar 6 electrões, para 8 faltam 2. Significa que o elemento Y deverá compartilhar 2 electrões.
- Se a última camada dum certo elemento T apresentar 5 electrões, para 8 (electrões de estabilização) faltam 3. Então ele precisa de compartilhar 3 electrões.



Vamos agora aplicar as regras acima indicadas e demonstrar o estabelecimento de ligações covalentes apolares. Para fazer as distribuições electrónicas, certamente que se recorda que precisamos de ter o número atómico. Este encontrá-lo-emos na tabela periódica.

Lembre-se que o número de electrões que faltam para se alcançar a estabilidade indica-nos a quantidade de electrões que deverão ser compartilhados por esse elemento.

Exemplo 1

Demonstrar o estabelecimento da ligação química entre os átomos de Cloro para formar a molécula de Cloro (Cl_2).

Resolução

1. O Cloro é um elemento químico ametálico. Portanto, entre dois átomos ametálicos de mesmo elemento químico espera-se uma **ligação covalente apolar**.

- Se consultarmos os valores das electronegatividades, encontramos que a electronegatividade do átomo de Cloro é igual a 2,8.
  Determinando a diferença de electronegatividades entre o primeiro átomo de Cloro e do segundo, teremos:

$$Dif\ Electr = Electr(Cl) - Electr(Cl)$$
$$\Delta En = En_{(Cl)} - En_{(Cl)}$$
$$\Delta En = 2,8 - 2,8$$
$$\Delta En = 0$$

A diferença de electronegatividade igual a zero, dá-nos ainda mais a certeza de que a ligação que vai ocorrer entre os dois átomos de Cloro será uma **ligação covalente apolar**.



Caro aluno, não é obrigatório determinar a diferença de electronegatividades. No entanto determina-se quando solicitado.

2. Faz-se a distribuição electrónica dos elementos temos:

K L M

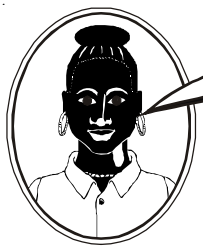
+17)))

$2e^-$ $8e^-$ $7e^-$

Cada átomo de Cloro tem na sua última camada 7 electrões.

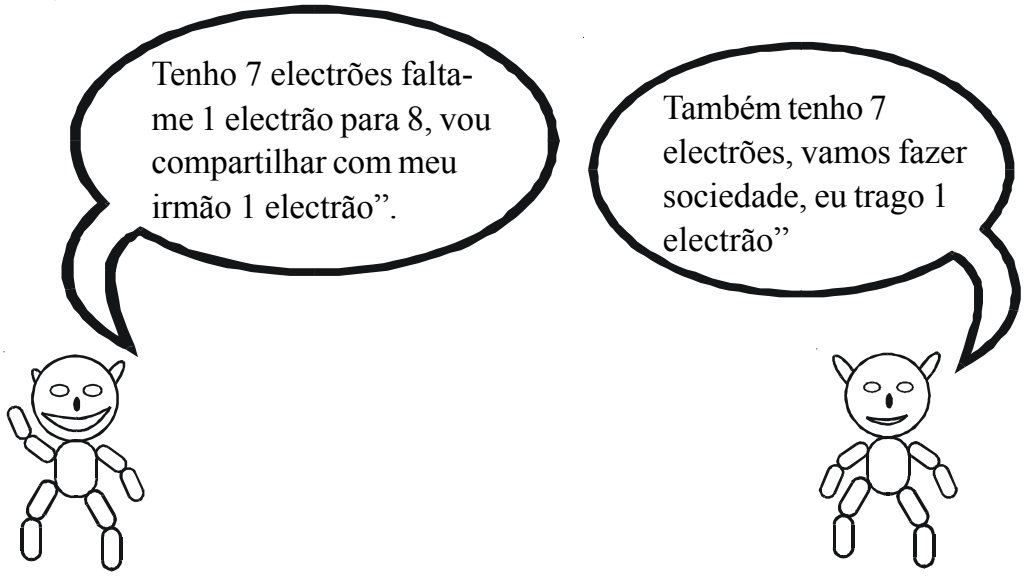
3. Em seguida faz-se a estrutura de Lewis de cada átomo. Lembre-se que a estrutura de Lewis é a representação do átomo rodeado pelos electrões da última camada sob forma de pontos. Então teremos:



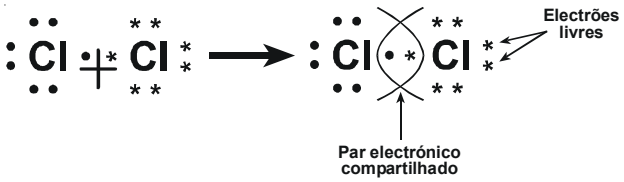


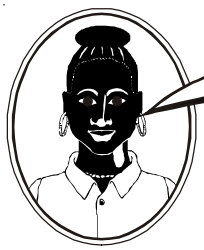
Como pode notar, caro aluno, cada um dos átomos de Cloro apresenta 7 electrões na última camada, portanto, não é estável, precisando assim de **ganhar 1 electrão** para se estabilizar. Já que os dois precisam ganhar, quem é que cederá os electrões pretendidos? Lembre-se que "nada vem do nada".

Como os dois átomos precisam de receber 1 electrão e, no entanto, nenhum deles está disposto a ceder, então, a única forma que eles encontram é "fazer uma sociedade". Entram em concenso de compartilharem um electrão, onde cada um põe à disposição 1 electrão para a partilha.



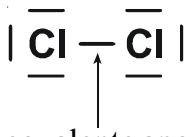
Então a "sociedade" ou compartilhamento de electrões por átomos de Cloro será assim representada:



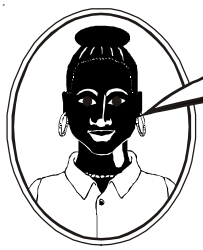


Os dois electrões compartilhados formam um **par electrónico** que passa a pertencer aos dois átomos. Portanto, para cada átomo de Cloro além dos 6 electrões que não participaram na partilha (electrões livres) passa a ter mais dois que provém do compartilhamento (electrões compartilhados), completando assim 8, que corresponde à estrutura estável.

4. Substituindo os pontos e asteríscos por traços (estrutura de Kekulé), onde cada traço corresponde a união de 2 electrões teremos:



Ligação covalente apolar simples



Repare que há um um **único traço** que resulta da união do electrão do primeiro átomo ao segundo. Esse traço corresponde à união dos electrões compartilhados e, são eles que criam a ligação química entre um átomo e o outro.

Uma ligação química em que os átomos participantes são ametais do mesmo elemento ou que a diferença de electronegatividade é igual a zero, onde no compartilhamento cada um comparticipa com apenas 1 electrão formando um único traço de união do primeiro ao segundo átomo, chama-se de **ligação covalente apolar simples.**

RESUMINDO

Ligação Cloro e Cloro corresponde a ligação ametal-ametal e, sendo ametais do mesmo elemento, teremos ligação covalente apolar.

- Diferença de electronegatividades é igual a zero, ficamos com a certeza de ser uma ligação covalente apolar.

$$Dif\ Electr = Electr(Cl) - Electr(Cl)$$
$$\Delta En = En_{(Cl)} - En_{(Cl)}$$
$$\Delta En = 3,0 - 3,0$$
$$\Delta En = 0$$

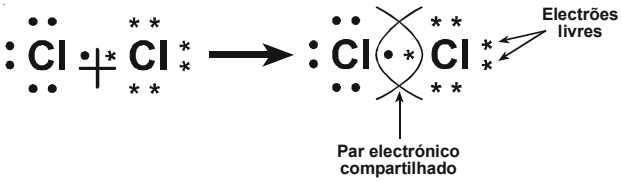
Distribuição electrónica e estrutura de Lewis

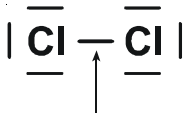
K L M

+17)))

$2e^-$ $8e^-$ $7e^-$







Ligação covalente apolar simples

A ligação que ocorre por compartilhamento de um par de electrões entre ametais de mesmo elemento química e, cuja diferença de electronegatividades igual a zero, chama-se ligação **covalente apolar simples**.

Exemplo 2

Demonstrar o estabelecimento da ligação química entre os átomos de Hidrogénio para formar a molécula de Hidrogénio (H_2)

Resolução

1. Ligação Hidrogénio e Hidrogénio corresponde a ligação ametal-ametal. Assim, espera-se que seja uma ligação covalente apolar.

- Diferença de electronegatividades é igual a zero, prova-se ainda mais que trata-se de uma ligação covalente apolar.

$$Dif\ Electr = Electr(H) - Electr(H)$$
$$\Delta En = En_{(H)} - En_{(H)}$$
$$\Delta En = 2,1 - 2,1$$
$$\Delta En = 0$$

2. Distribuição electrónica e estrutura de Lewis

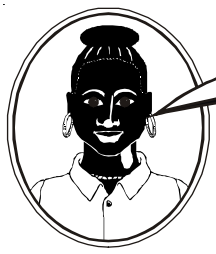
K

+1)

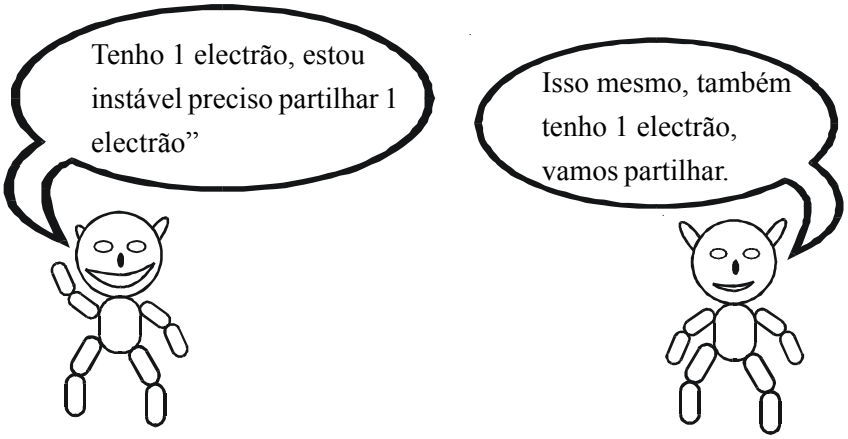
1e$^-$

- Cada átomo de Hidrogénio tem na sua última camada 1 electrão. Então teremos:

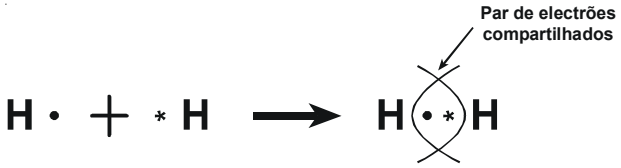
H • * **H**

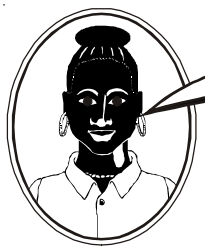


Como pode notar, caro aluno, cada um dos átomos de Hidrogénio apresenta 1 electrão na última camada, o que revela que não é estável e, portanto, cada um precisa de **ganhar 1 electrão** para se estabilizar, adquirindo a estrutura do gás nobre Hélio, que tem 2 electrões.
Como nenhum dos átomos está disposto a ceder o único electrão, então, a única forma que eles encontram é "fazer uma sociedade" ou partilha.
Entram em concenso de cada um colocar à disposição o único electrão para ser compartilhado.



Então o compartilhamento de electrões por átomos de Hidrogénio será assim representada:

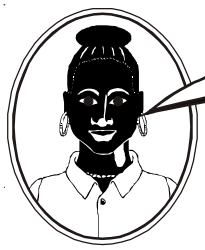




Como pode notar, caro aluno, os electrões compartilhados formam um par electrónico em que os dois electrões passam a pertencer aos dois átomos. Portanto, cada átomo de Hidrogénio passa a ter dois electrões na última camada, o que corresponde a uma estrutura estável (como a do Hélio).

3. Fazendo a substituição dos pontos e asteríscos por traços, onde o traço corresponde à união de 2 electrões teremos:





Repare que da união do electrão do primeiro átomo de Hidrogénio ao segundo formou-se **um traço de ligação**. Esse traço corresponde a estabelecimento da ligação química entre eles.

Como vimos no primeiro exemplo, uma ligação química em que os átomos participantes são ametais do mesmo elemento ou cuja diferença de electronegatividade é igual a zero e que, no compartilhamento cada um comparticipa com 1 electrão formando um traço de união, chama-se de **ligação covalente apolar simples.**

RESUMINDO

Ligação Hidrogénio e Hidrogénio corresponde a ligação ametal-ametal. Logo, espera-se que seja covalente apolar.

- Diferença de electronegatividades é igual a zero, dá-se ainda mais a certeze de ser uma ligação covalente apolar.

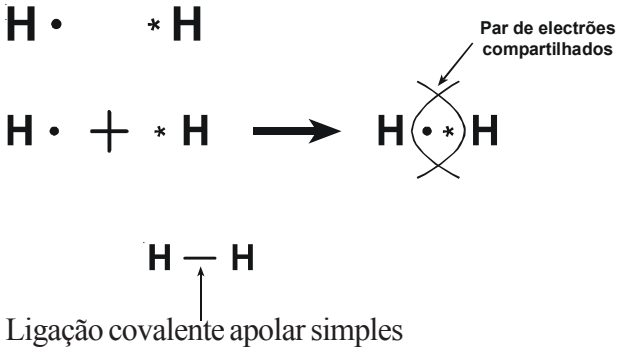
$$Dif\ Electr = Electr(H) - Electr(H)$$
$$\Delta En = En_{(h)} - En_{(h)}$$
$$\Delta En = 2,1 - 2,1$$
$$\Delta En = 0$$

Distribuição electrónica e estrutura de Lewis

K

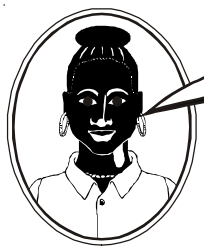
+1)

1e-



Ligação covalente apolar simples

- A ligação que ocorre por compartilhamento de um par de electrões entre ametais de diferença de electronegatividades igual a zero, chama-se **ligação covalente apolar simples**.



Caro aluno, em algum momento da lição anterior questionamo-nos se haveria igualdade de benefícios numa partilha de prato entre um jovem saído duma partida de futebol com uma criança e no outro caso, entre duas vovós de 70 anos.

E, respondemos que em princípio, o jovem que acaba de jogar irá se beneficiar mais do que a criança, enquanto que as duas vovós, em princípio espera-se que tenham igual consumo.

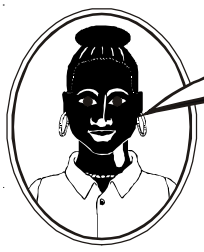
Agora que estivemos a falar de ligações covalentes apolares e, aparece-nos este questionamento: Qual dos dois átomos participantes irá puxar mais para si o par electrónico compartilhado?

Caro aluno, concerteza deve se lembrar que a electronegatividade, indica-nos a capacidade que cada átomo tem em puxar o electrão para si.

Como em ligações covalentes apolares, os dois átomos que compartilham o par electrónico têm mesmo valor de electronegatividade, é lógico que nenhum dos átomos puxará mais o par de electrões para si. Portanto, os dois átomos irão se beneficiar dos dois electrões compartilhados de forma igual. Daí se dizer "***em ligações covalentes apolares, o par electrónico é compartilhado de forma igual***".

Então, lembre-se sempre que na ligação covalente apolar há uma partilha justíssima, "ninguém" se beneficia mais do par de electrões compartilhado do que o outro átomo. Interessante, não é? Bom seria se todos fizéssemos esse tipo de sociedade que é bem justa.

O termo **covalente apolar**, refere-se à **não existência de pólos** (pólo positivo ou negativo), que apareceria se um dos átomos puxasse os electrões mais do que o outro. Apolar está a negar a existência de pólos.



Muito bem, caro aluno, sugerimos-lhe que faça uma pausa de pelo menos 15 minutos e, depois continuará com a próxima lição onde verá outras particularidades referentes à demonstração de ligação covalente apolar.

7 Ligação Covalente Apolar (Conclusão)

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Demonstrar o mecanismo de formação de uma substância por ligação covalente apolar.

Material de apoio necessário para completar a lição:

- Tabela Periódica

Tempo necessário para completar a lição:

- 45 minutos

INTRODUÇÃO

Certamente notou que continuaremos ainda a demonstrar a maneira como os átomos se ligam pela modalidade covalente apolar. Dependendo da estrutura electrónica dos átomos envolvidos existem algumas particularidades que diferenciam uma covalência apolar da outra.
Vamos, nesta lição, mostrar-lhe outros pormenores e, para tal resolvamos juntos mais um exercício:

Ligação Covalente Apolar

Exemplo 3

Demonstrar o mecanismo de estabelecimento da ligação química entre os átomos de Oxigénio para formar a molécula de Oxigénio (O_2)

Resolução

1. O Oxigénio é um elemento químico ametálico. Portanto, entre dois átomos ametálicos de mesmo elemento químico espera-se uma **ligação covalente apolar**.

- Se consultarmos os valores das electronegatividades, encontramos que a electronegatividade do átomo de Oxigénio é igual a 3,5.

  Determinando a diferença de electronegatividades entre o primeiro átomo de Oxigénio e do segundo, teremos:

  $$Dif\ Electr = Electr(O) - Electr(O)$$
  $$\Delta En = En_{(O)} - En_{(O)}$$
  $$\Delta En = 3,5 - 3,5$$
  $$\Delta En = 0$$

  A diferença de electronegatividades igual a zero, dá-nos a certeza de que vai ocorrer entre os dois átomos de Oxigénio uma **ligação covalente apolar**.

2. Fazendo a distribuição electrónica dos elementos temos:

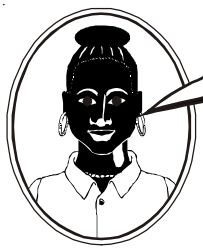
K L

+8))

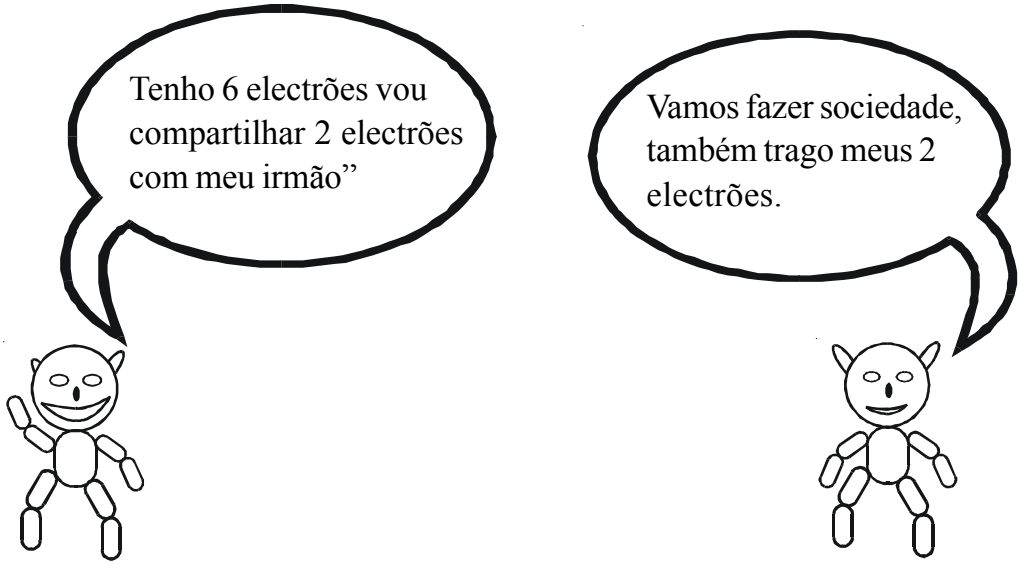
$2e^-$ $6e^-$

Cada átomo de Oxigénio tem na sua última camada 6 electrões. Então teremos:

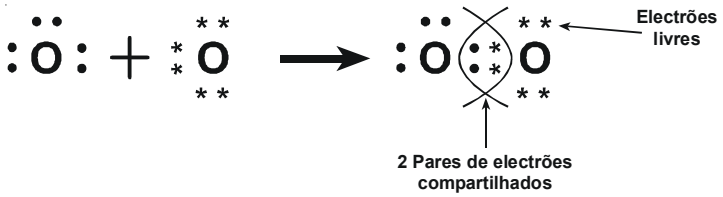


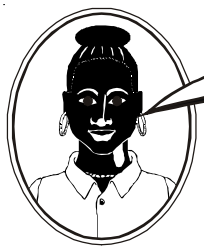


Como pode notar, caro aluno, cada um dos átomos de Oxigénio apresenta 6 electrões na última camada, o que revela que não é estável e, portanto, cada um precisa de **ganhar 2 electrões** para se estabilizar. Como nenhum deles está disposto a ceder electrões, então a única forma que eles encontram para se estabilizar é "fazendo uma sociedade". Entram em concenso de cada um disponibilizar 2 electrões para serem compartilhados.



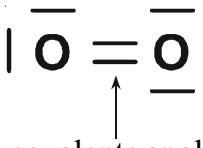
Então a "sociedade" ou compartilhamento de electrões por átomos de Oxigénio será assim representada:



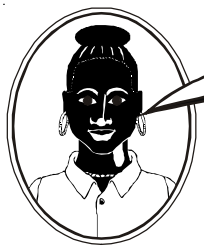


Os electrões compartilhados formam dois pares electrónicos em que os quatro electrões passam a pertencer aos dois átomos. Portanto, para cada átomo de Oxigénio além dos 4 que electrões não participaram na sociedade (electrões livres), passa a ter mais quatro, que provém do compartilhamento, completando assim 8, que corresponde à estrutura estável.

3. Fazendo a substituição dos pontos e asteríscos por traços, onde cada traço corresponde a união de 2 electrões teremos:



Ligação covalente apolar dupla



Repare que há **dois traços** que resultam da união do electrão do primeiro átomo de Oxigénio ao segundo. Esse traço corresponde à união dos electrões compartilhados e, são eles que criam a ligação química entre um átomo e o outro.

Uma ligação química em que os átomos participantes são ametais do mesmo elemento ou cuja diferença de electronegatividade é igual a zero e que, no compartilhamento cada um comparticipa com 2 electrões formando dois traços de união do primeiro ao segundo átomo, chama-se de **ligação covalente apolar dupla.**

RESUMINDO:

Ligação Oxigénio e Oxigénio corresponde a ligação ametal-ametal entre átomos de mesmo elemento químico. Espera-se ligação covalente apolar.

- Diferença de electronegatividades é igual a zero, certifica-nos que espera-se uma ligação covalente apolar.

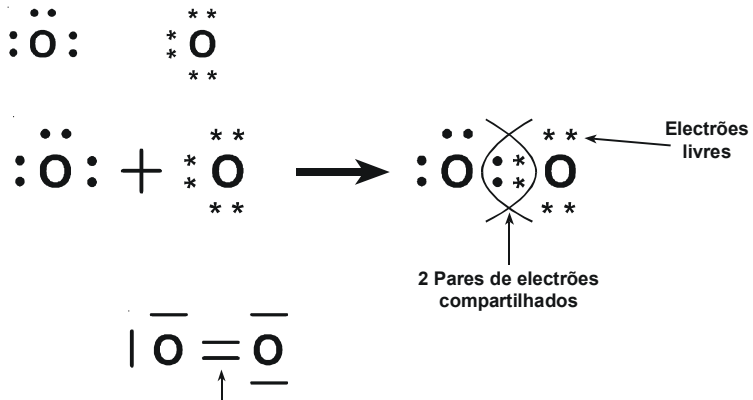
$$Dif\ Electr = Electr(O) - Electr(O)$$
$$\Delta En = En_{(O)} - En_{(O)}$$
$$\Delta En = 3,5 - 3,5$$
$$\Delta En = 0$$

Distribuição electrónica e estrutura de Lewis

K L

+8))

2e⁻ 6e⁻



Ligação covalente apolar dupla

A ligação que ocorre por compartilhamento de dois pares de electrões entre ametais de mesmo elemento químico e, cuja diferença de electronegatividades é igual a zero, chama-se **ligação covalente apolar dupla**.

Exemplo 4

Demonstrar o estabelecimento da ligação química entre os átomos de Nitrogénio para formar a molécula de Nitrogénio (N_2)

Resolução

1. O Nitrogénio é um elemento químico ametálico. Portanto estabelece-se uma ligação química entre ametal e ametal. Já que os intervenientes são átomos de mesmo ametal, a ligação que se espera é covalente apolar.

- Se consultarmos os valores das electronegatividades, encontramos que a electronegatividade do átomo de Nitrogénio é igual a 3,1.

  Determinando a diferença de electronegatividades entre o primeiro átomo de Nitrogénio e do segundo, teremos:

$$Dif\ Electr = Electr(N) - Electr(N)$$
$$\Delta En = En_{(N)} - En_{(N)}$$
$$\Delta En = 3,1 - 3,1$$
$$\Delta En = 0$$

  A diferença de electronegatividades é igual a zero e, dá-nos a indicação de que a ligação que vai ocorrer entre os dois átomos de Nitrogénio será uma **ligação covalente apolar**.

2. Fazendo a distribuição electrónica dos elementos temos:

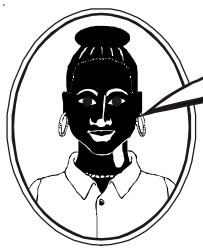
K L

+7))

2e⁻ 5e⁻

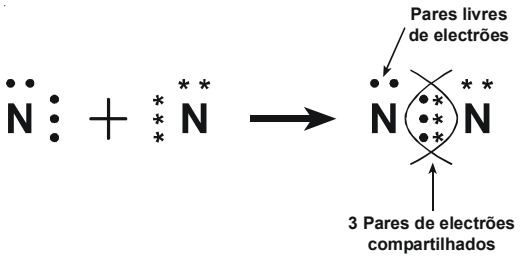
Cada átomo de Nitrogénio tem na sua última camada 5 electrões. Então teremos:

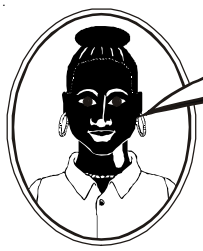




Como pode notar, caro aluno, cada um dos átomos de Nitrogénio apresenta 5 electrões na última camada, o que revela que não é estável e, portanto, cada um precisa de **ganhar 3 electrões** para se estabilizar. Assim cada um torna disponíveis 3 electrões para serem compartilhados.

Então a "sociedade" ou compartilhamento de electrões por átomos de Nitrogénio será assim representada:



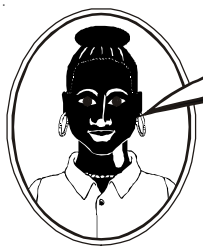


Os electrões compartilhados formam três pares electrónicos em que os seis electrões passam a pertencer aos dois átomos. Cada átomo de Nitrogénio além dos 2 electrões que não participaram na partilha (electrões livres), passa a ter mais seis, que provém do compartilhamento, completando assim 8, que corresponde à estrutura estável.

3. Fazendo a substituição dos pontos e asteríscos por traços, teremos:



Ligação covalente apolar tripla



Repare, caro aluno, que há **três traços** que resultam da união do electrão do primeiro átomo de Nitrogénio ao segundo. Esses traços correspondem à união dos electrões compartilhados e, são eles que criam a ligação química entre um átomo e o outro.

Uma ligação química em que os átomos participantes são ametais do mesmo elemento ou cuja diferença de electronegatividade é igual a zero e que, no compartilhamento cada um comparticipa com 3 electrões formando três traços de união do primeiro ao segundo átomo, chama-se de **ligação covalente apolar tripla.**

RESUMINDO:

Ligação Nitrogénio e Nitrogénio corresponde a ligação ametal-ametal de mesmo elemento químico. Assim, espera-se ligação covalente apolar.

- Diferença de electronegatividades é igual a zero, dá-nos mais certeza de esperar-se uma ligação covalente apolar.

$$Dif\ Electr = Electr(N) - Electr(N)$$
$$\Delta En = En_{(N)} - En_{(N)}$$
$$\Delta En = 3,1 - 3,1$$
$$\Delta En = 0$$

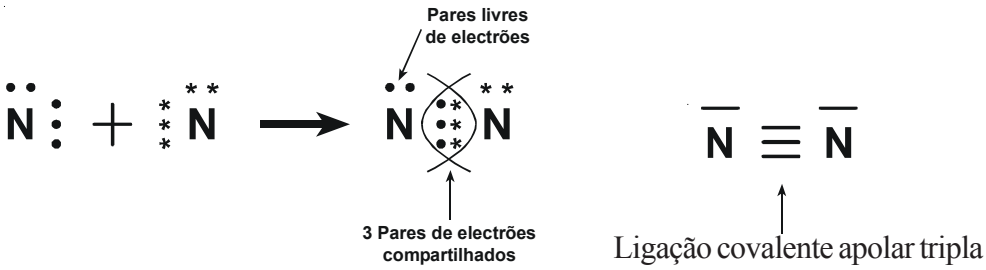
Distribuição electrónica e estrutura de Lewis

K L

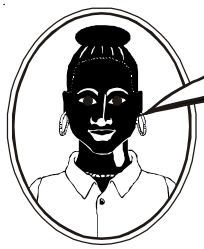
+7))

$2e^-$ $5e^-$





A ligação que ocorre por compartilhamento de três pares de electrões entre ametais de mesmo elemento químico e de diferença de electronegatividades igual a zero, chama-se **ligação covalente apolar tripla**.



Chegados a esta parte, esperamos que você tenha conseguido assimilar o procedimento para a demonstração do procedimento de estabelecimento da ligação química do tipo covalente apolar. Como pode notar, dependendo da quantidade de electrões a partilhar, podemos ter a ligação covalente apolar simples, dupla e trípla. Era importante que lhe mostrassemos todos esses pormentores. Esperamos que consiga destinguir estas particularidades.

Faça uma pausa antes de passar à lição seguinte volte a rever os conteúdos que aqui aprendeu, que verá que terá muita facilidade de assimilar os da próxima lição. Coragem!

A MALÁRIA

A **malária é o mesmo que paludismo**. É **transmitida através de picadas de mosquito** e, se não for tratada a tempo, pode levar à morte, principalmente de crianças e mulheres grávidas.

Quais os sintomas da malária?

- Febres altas.
- Tremores de frio.
- Dores de cabeça.
- Falta de apetite.
- Diarreia e vómitos.
- Dores em todo o corpo e nas articulações.

Como prevenir a malária?

Em todas as comunidades devemo-nos proteger contra a picada de mosquitos. Para isso, devemos:

- Eliminar charcos de água à volta da casa - os mosquitos multiplicam-se na água.
- Enterrar as latas, garrafas e outros objectos que possam facilitar a criação de mosquitos.
- Queimar folhas antes de dormir para afastar os mosquitos (folhas de eucalipto ou limoeiro).
- Colocar redes nas janelas e nas portas das casas, se possível.
- Matar os mosquitos que estão dentro da casa, usando insecticidas.
- Pulverizar (fumigar) a casa, se possível.

8 Ligação Covalente Polar

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Definir ligação covalente polar.
- Demonstrar o mecanismo de formação de uma substância por ligação covalente polar.

Material de apoio necessário para completar a lição:

- Tabela Periódica

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



FAZENDO REVISÕES...

Em lições anteriores referimo-nos ao facto de a ligação covalente ser aquela que se estabelece entre átomos de elementos ametálicos por compartilhamento de electrões.

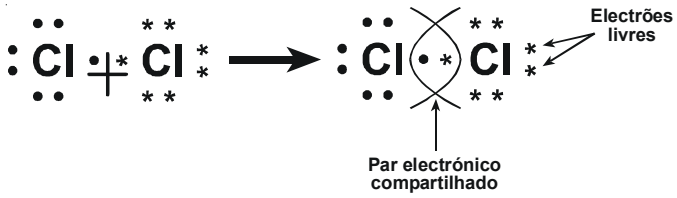
Também se referiu à existência de dois tipos de ligação covalente: a covalente apolar e covalente polar, que estão em função do tipo de átomos ametálicos que estabelecem a ligação.

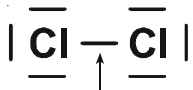
Assim, se a ligação ocorre entre átomos ametálicos do mesmo elemento químico ou seja entre átomos ametálicos cuja diferença de electronegatividades é igual a zero, dizemos tratar-se de uma ligação covalente apolar.

Certamente que ainda se lembra que dependendo, então, do número de pares de electrões que seja compartilhado, e que corresponde ao número de traços de ligação entre um e outro átomo (na estrutura de Kekulé), distinguem-se dentre ligações covalentes apolares:

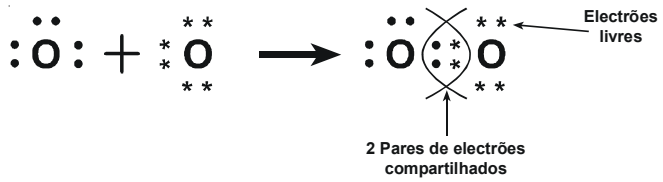
- ligação covalente apolar simples;
- ligação covalente apolar dupla e,
- ligação covalente apolar tripla, para o compartilhamento de um par (1 traço de ligação), dois pares (2 traços de ligação) e três pares (3 traços deligação), respectivamente.

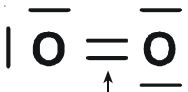
Exemplo:



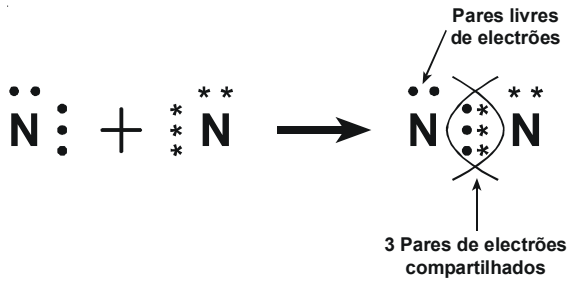


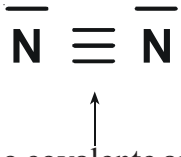
Ligação covalente apolar



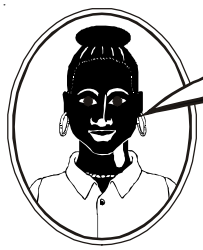


Ligação covalente apolar dupla





Ligação covalente apolar tripla



E, então, o que será uma ligação covalente polar?

Nos próximos momentos, ao longo da nossa lição teremos a oportunidade de responder a essa questão. Entretanto, desde já convidamos-lhe a máxima atenção às particularidades que lhe vamos apresentar pois, serão muito importantes para você poder diferenciar um tipo de ligação covalente do outro.

Ligação Covalente Polar

Para falarmos da ligação covalente polar, vamos, primeiro, voltar a um dos exemplos que tomamos quando da identificação dos tipos de ligação covalente, em lições anteriores, o da partilha de prato entre o jovem atleta com uma criança, onde dissemos, sem receio, que o jovem iria consumir maior parte da comida posta à disposição dos dois. Lembra-se?

Agora como é já do seu conhecimento, a ligação covalente ocorre entre átomos ametálicos. E, a covalente apolar é estabelecida entre átomos ametálicos de mesmo elemento químico ou de electronegatividades iguais. O que será uma ligação covalente polar?

Será uma ligação cujo decurso é semelhante à partilha do jovem com a acriança. Portanto:



Ligação covalente polar – é aquela que ocorre entre átomos ametálicos de elementos químicos diferentes.
Ou
Ligação covalente polar - é aquela que ocorre entre átomos de elementos ametálicos com valores de electronegatividade diferentes.

Como os átomos intervenientes numa ligação covalente polar são de electronegatividades diferentes, é lógico que se determinarmos a diferença entre a electronegatividade entre os dois, teremos um resultado diferente de zero. Portanto, em ligação covalente polar, a **diferença de electronegatividades** entre os átomos é **diferente de zero**.



Muito bem, caro aluno, vamos agora ver como é que se formam as ligações covalentes polares.

Formação de Substâncias por Ligação Covalente Polar

Para demonstrar a formação de uma substância por ligação covalente polar, o procedimento é exactamente o mesmo que das ligações covalentes apolares.

É importante manter sempre presente a ideia de que o estabelecimento de uma ligação química tem em vista permitir que os átomos envolvidos adquiram a estabilidade química, alcançando os desejados 8 electrões na última camada.
Assim:

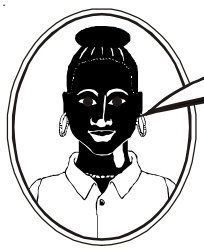
1. Identifica-se o tipo de átomos intervenientes (se metal ou ametal) e faz-se as respectivas distribuições electrónicas.

2. Se houver tabela das electronegatividades consulta-se os seus valores e determina-se a **diferença de electronegatividades** entre ambos. Se o resultado fôr **diferente de zero**, dá-nos a certeza de se estabelecer uma **ligação covalente polar** entre os átomos.

3. Apresenta-se as estruturas de Lewis de cada átomo.

4. Dependendo da quantidade de electrões na última camada, mostra-se o compartilhamento de electrões tendo em consideração que o par de electrões compartilhado passa a pertencer aos dois átomos envolvidos.

5. Substitui-se cada par de electrões por traços de ligação.



Vamos agora aplicar as regras acima indicadas e demonstrar o estabelecimento de ligações covalentes polares. Lembre-se que o número de electrões que faltam para alcançar a estabilidade indica-nos a quantidade de electrões que deverão ser compartilhados por esse elemento. E, o Hidrogénio é um caso específico em que a sua estabilização é conseguida alcançando a estrutura do Hélio (2 electrões na última camada).

Exemplo 1

Demonstrar o estabelecimento da ligação química entre os átomos de Hidrogénio e Cloro para formar o Cloreto de Hidrogénio (HCl).

Resolução

1. O Cloro é um elemento químico ametálico e o Hidrogénio é considerado ametal. Portanto estabelece-se uma ligação química entre ametal e ametal. Quando os intervenientes são ametal e ametal, a ligação que se espera é covalente.

- Se consultarmos os valores das electronegatividades, encontramos que a electronegatividade do átomo de Cloro é igual a 2,8 e, a do Hidrogénio é de 2,1.
  Determinando a diferença de electronegatividades entre o átomo de Cloro e de Hidrogénio (sempre faz-se a electronegatividade maior menos amenor), teremos:

$$Dif\ Electr = Electr(Cl) - Electr(H)$$
$$\Delta En = En_{(Cl)} - En_{(H)}$$
$$\Delta En = 2,8 - 2,1$$
$$\Delta En = 0,7$$
$$\Delta En \neq 0$$

A diferença de electronegatividade entre os dois átomos é diferente de zero, dá-nos informação de que a ligação que vai ocorrer entre os dois átomos será uma **ligação covalente polar**.

2. Fazendo a distribuição electrónica dos elementos temos:

Cloro

K L M

+17)))

$2e^-$ $8e^-$ $7e^-$

Hidrogénio

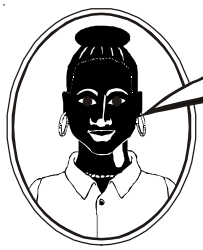
K

+1)

$1e^-$

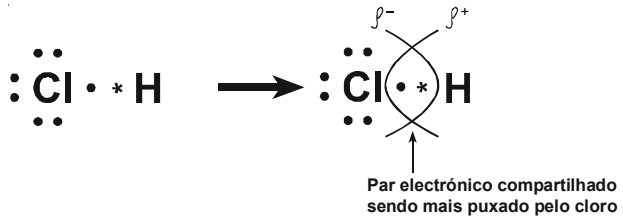
- O átomo de Cloro tem na sua última camada 7 electrões e, o de Hidrogénio, apenas um electrão. Então as estruturas de Lewis de cada átomo serão:

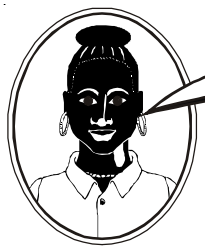




O Cloro apresenta 7 electrões na última camada, não é estável e, portanto, precisa de **ganhar 1 electrão** para se estabilizar. O Hirogénio com apenas 1 electrão na sua última camada, precisa pelo menos alcançar a estrutura do Hélio (2 electrões). Portanto ambos precisam ganhar, pelo que entram em concenso de compartilharem um electrão, onde cada um põe à disposição 1 electrão para a partilha.

Então a "sociedade" ou compartilhamento de electrões entre o Cloro e o Hidrogénio será assim representada:

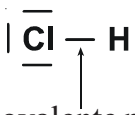




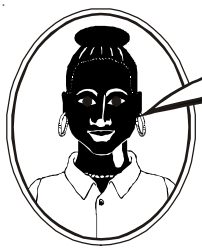
Os dois electrões compartilhados formam o par electrónico que passa a pertencer aos dois átomos. Portanto, para o átomo de Cloro além dos 6 electrões que não participaram na partilha (electrões livres) passa a ter mais dois que provém do compartilhamento alcançando a estrutura estável. Para o Hidrogénio, passa a ter 2 electrões, que correspondem à estrutura estável, tal como o gás nobre Hélio.

Como o Cloro é mais electronegativo, ele puxa mais o par electrónico para si, fazendo com que o Hidrogénio se beneficie menos. Isso faz com que no Cloro haja "excesso" de electrões e, no Hidrogénio "falta". Onde há **excesso de electrões**, passamos a ter uma **carga parcial negativa** e, onde há **défice**, **carga parcial positiva**, que correspondem, respectivamente a pólo negativo e positivo. Daí se chamar de **ligação covalente polar**.

3. Fazendo a substituição dos pontos e asteríscos por traços teremos:



Ligação covalente polar simples



Uma ligação química em que os átomos participantes são ametais de elementos químicos diferentes e, a diferença de electronegatividades é diferente de zero, eque no compartilhamento cada átomo comparticipa com apenas 1 electrão formando um único traço de união do primeiro ao segundo átomo, chama-se de **ligação covalente polar simples.**

RESUMINDO:

Ligação Cloro e Hidrogénio corresponde a ligação ametal-ametal. Sendo ametais diferentes, espera-se ligação covalente polar.

- Diferença de electronegatividades é diferente de zero, mais certeza ainda de ser uma ligação covalente polar.

$$Dif\ Electr = Electr(Cl) - Electr(H)$$
$$\Delta En = En_{(Cl)} - En_{(H)}$$
$$\Delta En = 2,8 - 2,1$$
$$\Delta En = 0,7$$
$$\Delta En \neq 0$$

Distribuição electrónica e estrutura de Lewis

Cloro

K L M

+17)))

$2e^-$ $8e^-$ $7e^-$

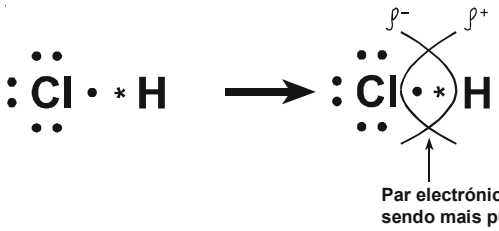
Hidrogénio

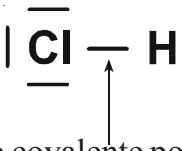
K

+1)

1e$^-$

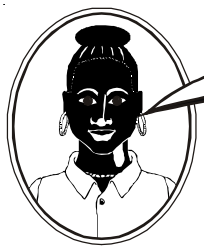






Ligação covalente polar simples

A ligação que ocorre por compartilhamento de um par de electrões entre ametais diferentes ou de diferença de electronegatividades diferente de zero, chama-se **ligação covalente polar simples**.



Esperamos que você esteja a conseguir entender como é que os átomos ametálicos de elementos químicos diferentes se ligam por covalência polar simples. Se você prestou atenção, certamente que notou que não há muita diferença com os procedimentos vistos em ligações covalentes apolares.
Faça uma pausa bem merecida de cerca de 20 minutos e depois verá outras particularidades de estabelecimento deste tipo de ligação já a seguir, na próxima lição.

9 Ligação Covalente Polar (Conclusão)

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Demonstrar o mecanismo de formação de uma substância por ligação covalente polar.

Material de Apoio para completar a lição:

- Tabela Periódica

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos

INTRODUÇÃO

Como teve oportunidade de ver na lição anterior, os ametais de elementos químicos diferentes seguem um mecanismo semelhante ao dos ametais de elementos iguais. Vamos continuar a ver, nesta lição mais pormenores referentes ao procedimento de formação de substâncias por covalência polar.

Acompanhe com atenção os exemplos a seguir.

Ligação Covalente Polar

Exemplo 2

Demonstrar o mecanismo de estabelecimento da ligação química entre os átomos de Hidrogénio e de Oxigénio para formar a Água (H_2O).

Resolução

1. Ligação Hidrogénio e Oxigénio corresponde a ligação ametal-ametal.

- Diferença de electronegatividades:

$$Dif\ Electr = Electr(O) - Electr(H)$$
$$\Delta En = En_{(O)} - En_{(H)}$$
$$\Delta En = 3,5 - 2,1$$
$$\Delta En = 1,4$$
$$\Delta En \neq 0$$

A diferença de electronegatividades é diferente de zero, significa que espera-se uma ligação covalente polar.

2. Distribuição electrónica e estrutura de Lewis

Oxigénio

K L

+8))

2e⁻ 6e⁻

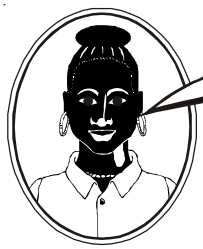
Hidrogénio

K

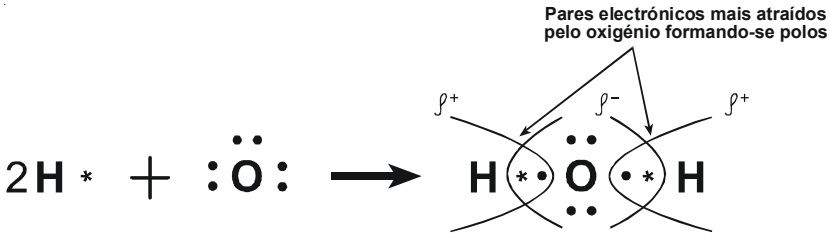
+1)

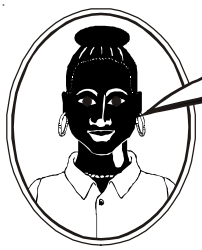
1e⁻





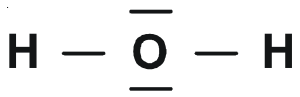
Como pode notar, o átomo de Oxigénio precisa partilhar 2 electrões para chegar a 8. Entretanto cada átomo de Hidrogénio (já que na molécula de água há dois) precisa de compartilhar 1 electrão. Assim, o átomo de Oxigénio irá compartilhar 1 electrão seu com um dos Hidrogénios e, o outro, com outro átomo.





No compartilhamento, sempre fica no meio o átomo do elemento que está em menor quantidade. Neste caso o Oxigénio é que fica no meio. E, este por ser de maior electronegatividade, faz com que o par electrónico compartilhado fique mais de seu lado, daí advirem cargas parciais que dão lugar à formação de pólos.

Repare que cada átomo de Hidrogénio ao compartilhar um electrão, alcançou a estrutura estável de 2 electrões. Por outro lado, o átomo de Oxigénio também ficou estável pois, tem 2 pares de electrões não compartilhados (pares livres) que totalizam 4 electrões e, 2 pares de electrões compartilhados, totalizando igualmente, 4 electrões. Assim com 8, o Oxigénio estabilizou-se.



Ligação covalente polar simples

3. A ligação química que se estabeleceu entre átomos de Oxigénio e de Hidrogénio, que ocorre por compartilhamento de um par de electrões entre ametais de diferença de electronegatividades diferente de zero, chama-se **ligação covalente polar simples**.

RESUMINDO:

Oxigénio

K L

+8))

$2e^-$ $6e^-$

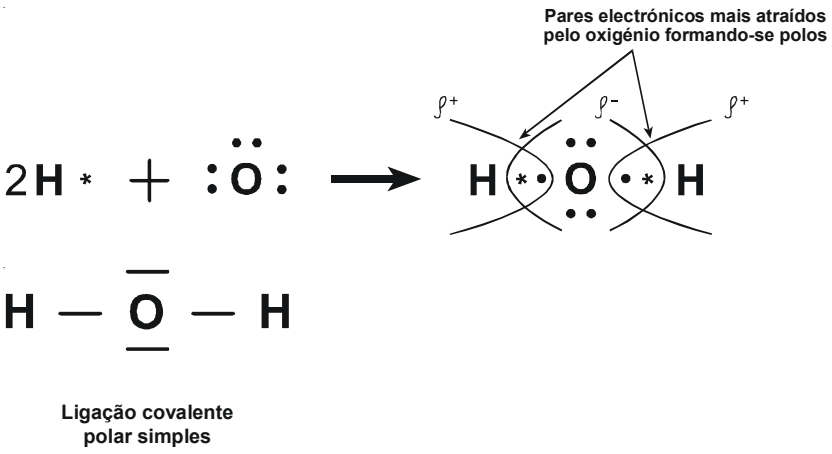
Hidrogénio

K

+1)

$1e^-$





Ligação covalente polar simples

Exemplo 3

Demonstrar o estabelecimento da ligação química entre os átomos de Hidrogénio e de Nitrogénio para formar o Amoníaco (NH_3).

1. Ligação Amoníaco e Hidrogénio corresponde a ligação ametal-ametal.

- Diferença de electronegatividades é diferente de zero, significa que espera-se uma ligação covalente polar.

$$Dif\ Electr = Electr(N) - Electr(H)$$
$$\Delta En = En_{(N)} - En_{(H)}$$
$$\Delta En = 3,1 - 2,1$$
$$\Delta En = 1,0$$
$$\Delta En \neq 0$$

2. Distribuição electrónica e estrutura de Lewis

Nitrogénio

K L

+7))

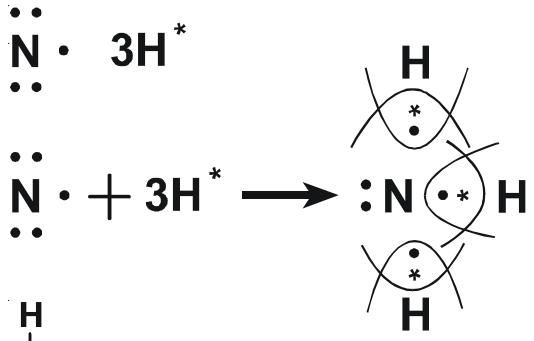
$2e^-$ $5e^-$

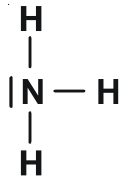
Hidrogénio

K

+1)

$1e^-$





Ligação covalente polar simples

3. Caro aluno, como pode observar, o átomo de Nitrogénio compartilhou um electrão com cada um dos 3 átomos de Hidrogénio. A ligação que ocorre por compartilhamento de um par de electrões entre ametais diferentes ou de diferença de electronegatividades diferente de zero, chama-se **ligação covalente polar simples**.

RESUMINDO:

Nitrogénio

K L

+7))

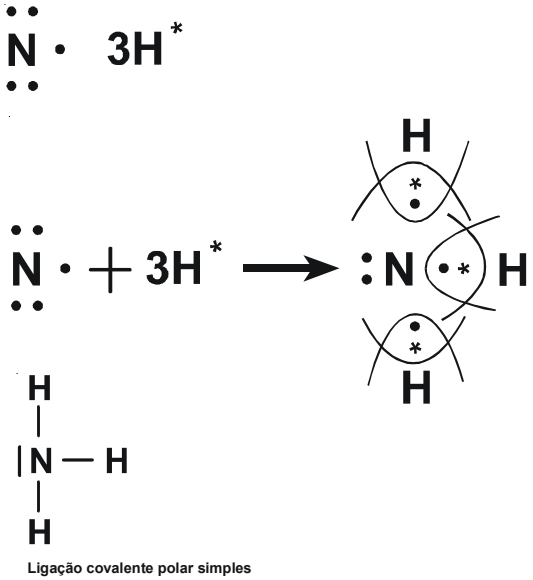
$2e^-$ $5e^-$

Hidrogénio

K

+1)

$1e^-$



Ligação covalente polar simples

Exemplo 4

Demonstrar o estabelecimento da ligação química entre os átomos de Carbono e de Oxigénio para formar o Dióxido de Carbono (CO_2).

Resolução

1. Ligação Carbono e Oxigénio corresponde a ligação ametal-ametal.

- Diferença de electronegatividades:

$$Dif\ Electr = Electr(O) - Electr(C)$$
$$\Delta En = En_{(O)} - En_{(C)}$$
$$\Delta En = 3,5 - 2,1$$
$$\Delta En = 1,4$$
$$\Delta En \neq 0$$

A diferença de electronegatividades é diferente de zero, significa que espera-se uma ligação covalente polar.

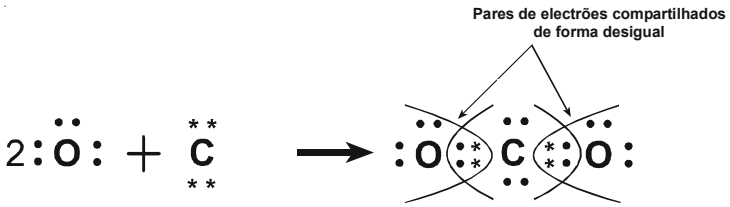
2. Distribuição electrónica e estrutura de Lewis

Oxigénio	**Carbono**
K L	K L
+8))	+6))
$2e^-$ $6e^-$	$2e^-$ $4e^-$





Como pode notar, cada átomo de Oxigénio precisa partilhar 2 electrões para chegar a 8 (repare que na molécula de Dióxido de Carbono há dois átomos de Oxigénio). Entretanto o átomo de Carbono precisa de compartilhar 4 electrões, pois, com 4 electrões na última camada, para chegar a 8 faltam ainda 4.





No compartilhamento, sempre fica no meio o átomo que está em menor quantidade. Neste caso o Carbono é que fica no meio.
Como o Oxigénio é o mais electronegativo, os pares electrónicos compartilhados ficam mais de seu lado, daí advirem cargas parciais que dão lugar à formação de pólos.



3. Como pode notar, a ligação química que ocorreu entre átomos de Oxigénio e de Carbono, foi por compartilhamento de dois pares de electrões entre ametais de diferença de electronegatividades diferente de zero. Assim, temos uma **ligação covalente polar dupla**.

RESUMINDO:

Oxigénio

K L

+8))

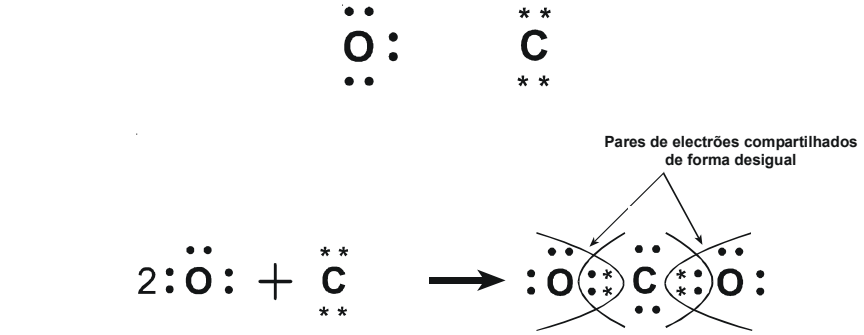
$2e^-$ $6e^-$

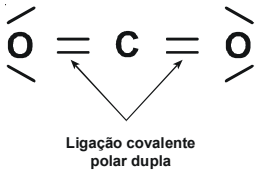
Carbono

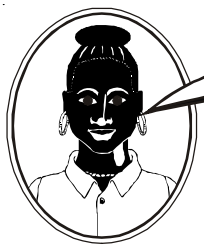
K L

+6))

$2e^-$ $4e^-$







Bem, caro aluno, esperamos que tenha conseguido assimilar o que é uma ligação covalente polar e, como é que se pode demonstrar o seu estabelecimento.
Você está de parabéns por já se encontrar a este nível, força!

10 Rede Covalente

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Mencionar as propriedades covalentes.

Tempo necessário para completar a lição:

30 minutos

INTRODUÇÃO

Caro aluno, no estudo das propriedades das substâncias iónicas você ficou a saber que com base na estrutura, pode-se derivar as características da substância. Por exemplo, devido ao facto das substâncias iónicas serem formadas por iões, sabe-se estas quando em água, se dissociam e, por conseguinte, conduzem a corrente eléctrica.

No final desta lição, esperamos que você venha a ser capaz de mencionar algumas características das substâncias covalentes e, delas prever a sua estrutura e vice-versa.

Rede Cristalina Covalente

Será que com base nas características exteriores de uma substância podemos de forma segura tirar conclusão sobre o tipo de ligação química que permitiu sua formação?

Tomemos em consideração cristais finos do sal de cozinha e de açúcar (ambos "brancos"). Seria possível pelo critério visual identificar um do outro?... Certamente que não. E, por outro lado, se as introduzirmos em água, ambas dissovem-se formando soluções incolores.

Entretanto, sabemos que o sal é uma substância formada por ligação iónica, enquanto que o açúcar forma-se por ligação covalente entre átomos de carbono. Portanto, não existem características exteriores bem evidentes que permitam distinguir uma substância iónica duma covalente, por exemplo.

Aliás, um composto covalente pode ser bem diferente do outro: o hidrogénio é um gás; a água, por exemplo, é um líquido incolor mas o diamante que também é uma substância covalente é um sólido muito duro, com elevada tempereratura de fusão.

Então, **quais são as propriedades comuns das substâncias covalentes**?

Uma descrição duma experiência simples, como a que a seguir lhe propomos ajuda-nos identificar algumas das propriedades:.

Se deitarmos alguns feijões ou grãos de milho numa peneira e agitarmos com movimentos circular, que se observa?
De certo que haverá uma disposição dos grãos no centro peneira.



Os grãos adquirem uma ordenação semelhante a de uma rede, aliás, você conhece a rede de pesca ou rede da janela e, chama-se a essa disposição em forma de **rede cristalina**. Tratando-se de uma ordenação de átomos ou moléculas que constituem a substância covalente, dá-se a designação de **rede cristalina covalente** ou apenas de **rede covalente**.

As substâncias covalentes, diferentemente das iónicas, apresentam poucas características comuns ao grupo.

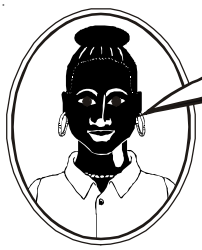
- São constituídas por átomos ou moléculas.
  Por exemplo o Iodo apresenta uma rede cristalina covalente constituída por moléculas, enquanto que o diamante apresenta uma rede cristalina covalente formada por átomos.

- Não apresentam um estado físico uniforme.
  Exemplo, em condições normais, o hidrogénio é um gás, a água é um líquido e o diamente é um sólido;

- São relativamente moles.

- As forças de atração entre os átomos ou as moléculas são relativamente fracas.
  Daí que maior parte das substâncias covalentes apresentam temperaturas de fusão e de ebulição relativamente baixas. Algumas, quando no estado sólido volatilizam-se facilmente (Iodo e naftalina). O diamante constitui uma das excepções, pois apresenta pontos de fusão e de ebulição elevados;

- Não conduzem a corrente eléctrica tanto no estado fundido como em solução aquosa, excepto a grafite.



Muito bem, caro aluno, estamos no fim da nossa lição, esperamos que a pesar de não existirem muitas características uniformes e comuns às substâncias covalentes, você consiga indicar algumas, baseiadas na sua estrutura, que como vimos chama-se de rede cristalina covalente. E, estas substâncias são formadas por átomos ou moléculas.

11 Ligação Metálica

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Definir ligação metálica.
- Mencionar as propriedades das substâncias metálicas.

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos

INTRODUÇÃO

Em lições anteriores, você teve a oportunidade de estudar o mecanismo de estabelecimento de ligação química para a formação de substâncias tanto por ligação iónica como por ligação covalente.

É do seu conhecimento que para a formação de substância iónicas, os átomos intervenientes têm de ser um metal e um ametal, que por transferência de electrões, formam iões que se atraiem mutuamente. E para a formação de substâncias covalentes, os átomos participantes são de elementos ametálicos de mesmo ou de elementos químicos diferentes, que compartilham electrões.

Na presente lição, pretendemos que no seu culminar, você seja capaz de explicar o mecanismo de formação de substâncias metálicas; a razão para a sua boa condução de calor e de corrente eléctrica, entre outras características dos metais que você bem conhece.

Ligação Metálica

Dos metais com certeza já ouviu falar bastante, aliás você os tem usado para diferentes finalidades no seu dia-a-dia. Da 8ª classe, no módulo 2 teve a oportunidade de conhecer algumas das suas características específicas. Antes de nos referirmos a essas características vejamos, primeiro, como é que os átomos se ligam para formar as substâncias metálicas.

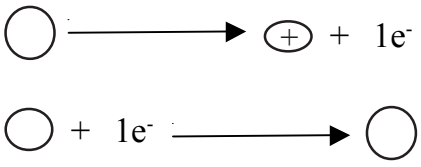
O que é uma Ligação Metálica?

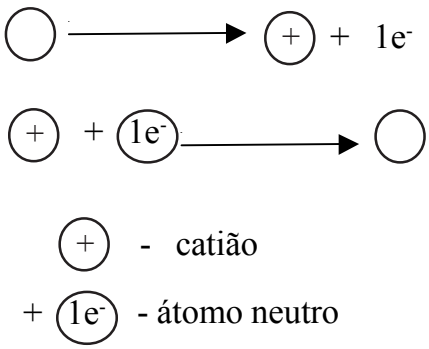


Ligação metálica – é aquela que se estabelece entre átomos de elementos metálicos, constituíndo uma substância metálica.

A formação de uma substância metálica, ocorre o seguinte maneira:

- Os átomos (neutros) de metais perdem electrões da última camada, formando catiões;
- Por sua vez os catiões ganham electrões transformando-se em átomos neutros;
- Há sempre electrões livres que se movem de átomo para catião e vice-versa, constituíndo-se assim o cristal metálico (substância metálica).





Pensa-se que num cristal metálico tem-se sempre um aglomerado de átomos neutros, catiões e electrões livres. Os electrões livres estão dotados de grande mobilidade e interactuam não só com os núcleos do ião a que pertencem, como também com os núcleos dos iões positivos que ficam à sua volta. Esta interacção constitui **a ligação metálica**.

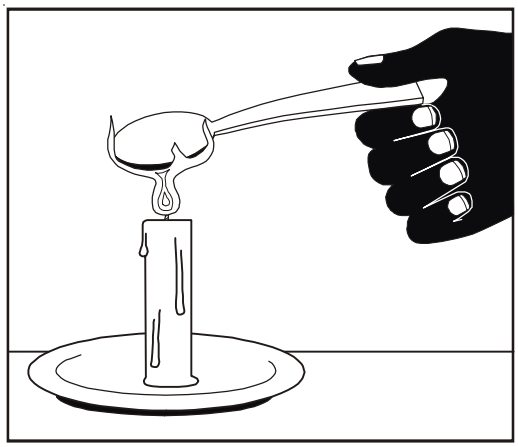
Portanto, em uma barra ou pedaço de metal, temos sempre uma estruturação caracterizada pela interacção entre electrões livres, catiões e átomos neutros, num processso contínuo e permenente.

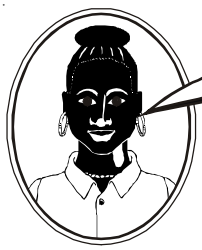
Propriedades das Substâncias Metálicas

Como tivemos ocasião de nos referir anteriormente, as propriedades físicas constituem a forma básica de identificação de substâncias. Existem aquelas que são observáveis facilmente e, outras são mais complexas. Vejamos então algumas propriedades das substâncias metálicas:

- **Estado físico** – em condições normais todos os metais são **sólidos**, com excepção do **Mercúrio**, que é líquido.
- **Cor** – em geral os metais são **brancos-acinzentados**, variando a tonalidade de uns para outros. Algumas excepções incluem o Ouro que é amarelo e o Cobre que é vermelho.
- **Brilho** – os metais apresentam um **brilho característico**, chamado **brilho metálico**.
- **Condutibilidade calorífica -** os metais são de um modo geral **bons condutores de calor**. O grau de condutibilidade varia para os diversos metais. Os melhores condutores de calor são a Prata, o Cobre e o Alumínio (exemplo de panelas que são de mental).

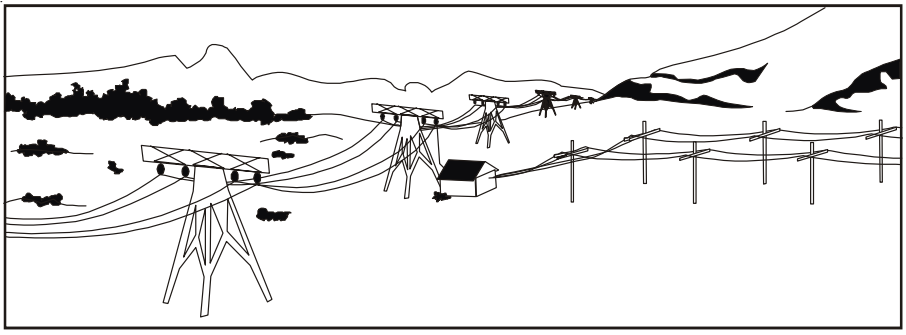
Da 8ª classe deve-se lembrar de uma experiência simples que você pode voltar a realiza-la, que consiste em segurar uma colher numa das extremidades e colocar a extremidade oposta sobre uma chama de uma vela ou da brasa.





Com certeza que passado algum tempo, a colher aquece na sua totalidade porque o metal de que é feita é um bom condutor de calor, ou seja, o calor foi facilmente conduzido de uma extremidade em contacto directo com a chama para para toda a extensão da colher, graças a presença de electrões livres no metal.

- **Condutibilidade eléctrica** – regra geral, os metais são **bons condutores de electricidade**, embora esta varie de metal para metal. Os melhores condutores de electricidade são: a Prata, o Cobre e o Alumínio.



É de seu conhecimento que os cabos eléctricos que transportam a corrente eléctrica de uma fonte geradora desta para as casas são feitos de metal. Os fios que aparecem nos rádios, televisores, lanternas, entre outros artigos que pressupõe a condução eléctrica, são de metais. Isto mostra o quanto os metais são bons condutores de corrente eléctrica.

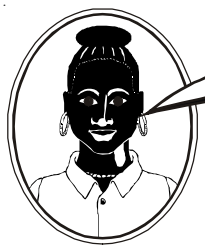
A boa condutibilidade eléctrica dos metais é resultado da existência de electrões livres na sua estrutura e que têm grande mobilidade.

- **Maleabilidade e ductibilidade** – todos os metais são maleáveis e dúcteis, isto é, podem **ser reduzidos a lâminas e fios finos**.

Vejamos alguns exemplos:

As lâminas de barbear ou agulhas para cozer roupa são exemplos que mostram esta característica das substâncias metálicas de se reduzirem a lâminas e fios finos (exemplos de fios de ouro).

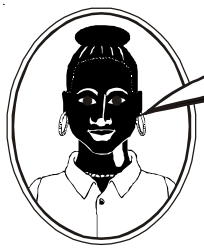
A maleabilidade dos metais é devida à capacidade que os metais têm de perante uma força neles aplicada poder fazer deslizar uma porção do metal sobre a outra (presença de átomos e catiões), mantendo-se a condutibilidade graças a presença de electrões livres que são móveis, acompanhando o deslizar da porção metálica.



Caro aluno, estamos quase a terminar o estudo deste nosso capítulo relativo às ligações químicas. Preste especial atenção ao quadro resumo que lhe apreesentamos a seguir que insere em si a essência do que acabou de aprender.

RESUMINDO

Tipo de ligação	Tipo de átomos	Forma de ocorrência	Diferença de electronegatividade	Localização do par electrónico	Exemplo
Iónica	Metal e Ametal	Transferência de electrões e atracção entre iões	Geralmente maior que 1,7	————	NaCl
Covalente apolar	Ametal e Ametal	Compartilha-mento de electrões	Igual a zero	Uniformemente distribuido	Cl_2
Covalente polar	Ametal e Ametal	Compartilha-mento de electrões	Diferente de zero, menor que 1,7	Lado do elemento mais electronegativo	HCl
Metálica	Metal e Metal	Atracção entre átomos, iões e electrões livres	Igual a zero	————	Na



Chegados a esta fase da nossa lição, nada mais nos resta senão desejar-lhe que faça uma revisão de todo o seu módulo como forma de reapreciar todo o conteúdo que lhe permitirá realizar o teste de preparação convenientemente.
Esperamos que tenha conseguido assimilar as bases fundamentais para o estabelecimento de ligações químicas bem como reconhecer as particularidades de cada tipo.

TESTE DE PREPARAÇÃO

Duração Recomendada - 90 minutos

1. Assinale com um ✓ a alternativa que completa a frase de modo a corresponder ao objectivo do estabelecimento de uma ligação química:

Os átomos ligam-se porque...

a) ...gostam de estarem juntos pois pertencem aos elementos químicos. ☑

b) ...precisam apresentar-se na forma instável que é o que mais lhes interessa, pois adquirem 8 electrões na primeira camada. ☐

c) ...precisam apresentar-se na forma estável, que é conseguida apresentando 8 electrões na última camada. ☐

d) ...está assim estabelecido. ☐

2. Complete a frase de modo que tenha um sentido quimicamente certo a respeito de ligação iónica:

Para o estabelecimento duma ligação iónica, os átomos de **a)** _____ perdem **b)**_____ da última camada e transformam-se em **c)**_____. Por seu turno, os átomos de **d)** _____ ganham **e)** _____ transformando-se em **f)** _____. Os **g)**_____ formados, atraem-se uns com outros formando assim a substância (pelo mecanismo iónico), que é a forma estável dos átomos intervenientes.

3. Demonstrar, no espaço dado abaixo, o mecanismo de estabelecimento da ligação química entre o Cálcio e o Flúor para formar Fluoreto de Cálcio (CaF_2).

4. O Lítio e o Oxigénio formam um composto com a fórmula Li_2O.

a) Identifique o tipo de ligação química que ocorre.

b) Demonstre o mecanismo de seu estabelecimento.

5. Assinale com um V ou F, conforme as afirmações abaixo sejam verdadeiras ou falsas:

	V/F
a) Substâncias iónicas apresentam-se sob forma de cristais.	☐
b) A estrutura das substâncias iónicas designa-se de rede cristalina iónica.	☐
c) Substâncias iónicas não conduzem a corrente eléctrica tanto em solução aquosa como no estado fundido.	☐
d) Substâncias iónicas conduzem a corrente eléctrica tanto no estado fundido como em solução aquosa.	☐
e) Por ocorrerem forças de atracção fortes entre os iões, as substâncias iónicas apresentam pontos de fusão e de ebulição elevados.	☐

6. Faça corresponder através de linhas a **coluna A** referente ao tipo de ligação covalente à **coluna B** correspondente à respectiva caracterização, de modo a obter correlações certas:

Coluna A	Coluna B
1. Ligação covalente polar	**a)** Ocorre entre átomos ametálicos de electronegatividades iguais.
	b) Ocorre entre átomos ametálicos de elementos químicos diferentes.
2. Ligação covalente apolar	**c)** Ocorre entre átomos ametálicos de elementos químicos iguais.
	d) Ocorre entre átomos de electronegatividades diferentes.

7. Sabendo que o Flúor tem electronegatividade igual a 4 e a combinação entre dois átomos seus forma a molécula de Flúor (F_2):

a) Identfique o tipo de ligação química que ocorre.

a) Demonstre, no espaço dado abaixo, o estabelecimento da ligação química entre os átomos de Flúor.

8. Demonstrar o estabelecimento da ligação química entre os átomos de Carbono e de Oxigénio para formar o Dióxido de Carbono (CO_2).

9. Assinale com um ✓ as alíneas que correspondem a propriedades físicas certas das substâncias covalentes:

Substâncias covalentes são...:

a) ...todas elas sólidas. ☐

b) ...más condutoras de corrente eléctrica, excepto a grafite. ☐

c) ...de baixas temperaturas de fusão. ☐

d) ...de elevadas temperaturas de fusão. ☐

e) ...de estados físicos variados, desde sólidos, líquidos e gases. ☐

10. O Cobre, a Prata, o Alumínio, etc., são metais. Marque com um ✓ as alternativas que correspondem às suas caracteríticas:

a) são bons condutores de calor e de electricidade. ☐

b) apresentam um brilho característico, chamado brilho metálico. ☐

c) são bem solúveis em água e, a sua solubilidade vai diminuindo com o aumento do seu peso. ☐

d) são gases, com excepção do alumínio, que é líquido. ☐

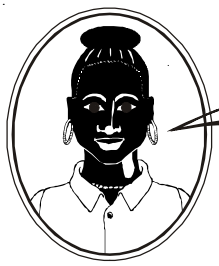
11. Preencha a tabela a baixo de modo a corresponder a essência do estabelecimento de ligações químicas.

Tipo deligação	**Tipo de átomos**	**Forma de estabelecimento**	**Localização do par electrónico**	**Exemplo**
Iónica			———	
Covalente apolar				O_2
	Ametal/Ametal		Lado do elemento mais electronegativo	
Metálica		Atracção entre átomos, iões e electrões livres	———	

12. Complete os espaços em branco com palavras ou expressões abaixo, de forma que a frase tenha sentido quimicamente certo no que se refere ao estabelecimento de ligações químicas:

mobilidade metálica electrões livres metais

Para o transporte de energia eléctrica são usados como fios condutores, substâncias formadas por ligação **a)** _____ ou simplesmente **b)**_____ porque na sua estrutura, apresentam **c)** _____, caracterizados por apresentarem elevado grau de **d)** _____ permitindo assim a boa condução eléctrica.



Excelente trabalho! Compare agora as suas respostas com as que propomos na Chave de Correcção e depois avalie o seu grau de aprendizagem.

CHAVE DE CORRECÇÃO

1. c)

2.

a) metais

b) electrões

c) catiões ou iões positivos

d) ametais

e) electrões

f) aniões ou iões negativos

g) iões

3.

Cloreto de Cálcio (CaF_2)

- Ca – é metal e F – é ametal. Então a ligação que se espera é iónica.

K L M N

+20))))

2e⁻ 8e⁻ 8e⁻ 2e⁻

——————> - 2 electrões

K L M

+20)))

2e⁻ 8e⁻ 8e⁻

$Ca \longrightarrow Ca^{2+} + 2e^-$

K L
+9))
2e⁻ 7e⁻

$\xrightarrow{+\ 1\ \text{electrão}}$

K L
+17))
2e⁻ 8e⁻

$(F + 1e^- \longrightarrow F^-) \times 2$

$2F + 2e^- \longrightarrow 2F^-$

$\mathbf{Ca^{2+} + 2F^- \longrightarrow CaF_2}$

4. Óxido de Lítio: Li_2O

a) Li é metal e O é ametal. Então a ligação que se espera é iónica.

b) Demonstração do estabelecimento da ligação:

K L
+3))
2e⁻ 1e⁻

$\xrightarrow{1\ \text{electrão}}$

K
+3)
2e⁻

$2 \times (Li \longrightarrow Li^+ + 1e^-)$

$2Li \longrightarrow 2Li^+ + 2e^-$

K L
+8))
2e⁻ 6e⁻

$\xrightarrow{+\ 2\ \text{electrões}}$

K L
+8))
2e⁻ 8e⁻

$O + 2e^- \longrightarrow O^{2-}$

$\mathbf{2Li^+ + O^{2-} \longrightarrow Li_2O}$

5.

a) V; **b)** V; **c)** F; **d)** V; **e)** V

6.

1 = b), d)
2 = a), c)

7.

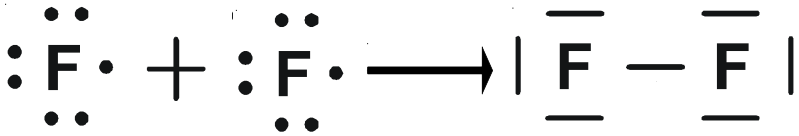
Molécula de Flúor - F_2

a)

$$Dif\ Electr = Electr(F) - Electr(F)$$
$$\Delta En = En_{(F)} - En_{(F)}$$
$$\Delta En = 4 - 4$$
$$\Delta En = 0$$

F – é ametal. Entre dois átomos de ametais do mesmo elemento e de diferença de electronegatividades igual a zero a ligação que ocorre é covalente apolar.

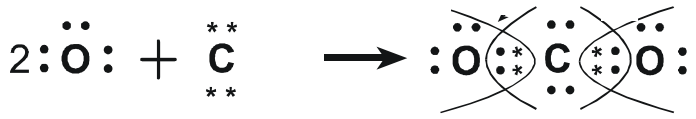
b) Demonstração do estabelecimento da ligação:

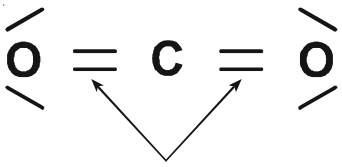


Ligação covalente apolar simples

8. Dióxido de Carbono

Oxigénio	Carbono
K L	K L
+8))	+6))
$2e^-$ $6e^-$	$2e^-$ $4e^-$





9. b), c), e)

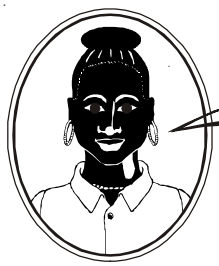
10. a), b)

11.

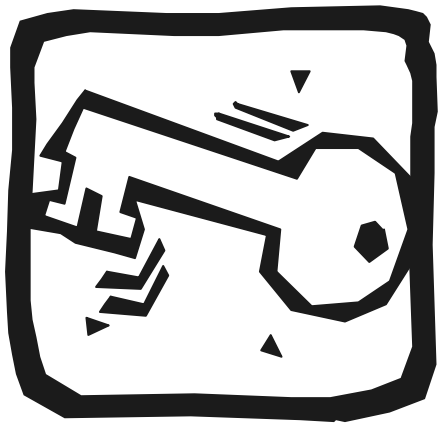
Tipo de ligação	**Tipo de átomos**	**Forma de estabelecimento**	**Localização do par electrónico**	**Exemplo**
Iónica	Metal e ametal	Transferência de electrões e atracção entre iões	_____	KF
Covalente apolar	Ametal e ametal	Compartilhamento de electrões	Uniformemente distribuído	O_2
Covalente polar	Ametal/ Ametal	Compartilhamento de electrões	Lado do elemento mais electronegativo	HBr
Metálica	Metal/ Metal	Atracção entre átomos, iões e electrões livres	_____	Fe

12.

a) metálicas b) metais c) electrões livres d) mobilidade



Acertou em todas? Bravo! Excelente trabalho! Pode dirigir-se ao CAA para fazer o seu Teste de Final do Módulo. Se é que teve dificuldades para resolver, volte a estudar as suas lições ou então procure estudar com um colega e, depois, resolva novamente o seu teste. Não vá fazer o teste de fim do módulo enquanto ainda tivere dificuldades na resolução do teste de preparação.



CHAVE DE CORREÇÃO







Chave de Correcção

Exercícios – 1

1. a)
2. b), c), d)
3. a)
4. c)

5. Óxido de Sódio: Na_2O

- Na – é metal e O – é ametal. Então a ligação que se espera é iónica.

K L M
+11))) ——————> K L
2e⁻ 8e⁻ 1e⁻ 1 electrão +11))
2e⁻ 8e⁻

$Na \longrightarrow Na^+ + 1e^-$

$2Na \longrightarrow 2Na^+ + 2e^-$

K L
+8)) ——————> K L
2e⁻ 6e⁻ + 2 electrão +8))
2e⁻ 8e⁻

$O + 2e^- \longrightarrow O^{2-}$

$\mathbf{2Na^+ + O^{2-} \longrightarrow Na_2O}$

6. Cloreto de Cálcio ($CaCl_2$)

- Ca – é metal e Cl – é ametal. Então a ligação que se espera é iónica.

K L M N

+20)))) ——————> +20)))

$2e^-$ $8e^-$ $8e^-$ $2e^-$ - 2 electrões $2e^-$ $8e^-$ $8e^-$

$Ca \longrightarrow Ca^{2+} + 2e^-$

K L M

+17))) ——————> +17)))

$2e^-$ $8e^-$ $7e^-$ + 1 electrão $2e^-$ $8e^-$ $8e^-$

$2 \times (Cl + 1e^- \longrightarrow Cl^-)$

$2\,Cl + 2\,e^- \longrightarrow 2\,Cl^-$

$\mathbf{Ca^{2+} + 2Cl^- \longrightarrow CaCl_2}$

A CÓLERA

A **cólera** é uma doença que provoca muita **diarreia, vómitos e dores de estômago**. Ela é causada por um micróbio chamado vibrião colérico. Esta doença ainda existe em Moçambique e é a causa de muitas mortes no nosso País.

Como se manifesta?

O **sinal mais importante** da cólera é uma **diarreia** onde as fezes se parecem com água de arroz. Esta diarreia é frequentemente acompanhada de dores de estômago e vómitos.

Pode-se apanhar cólera se:

- Beber água contaminada.
- Comer alimentos contaminados pela água ou pelas mãos sujas de doentes com cólera.
- Tiver contacto com moscas que podem transportar os vibriões coléricos apanhados nas fezes de pessoas doentes.
- Utilizar latrinas mal-conservadas.
- Não cumprir com as regras de higiene pessoal.

Como evitar a cólera?

- Tomar banho todos os dias com água limpa e sabão.
- Lavar a roupa com água e sabão e secá-la ao sol.
- Lavar as mãos antes de comer qualquer alimento.
- Lavar as mãos depois de usar a latrina.
- Lavar os alimentos antes de os preparar.
- Lavar as mãos depois de trocar a fralda do bébé.
- Lavar as mãos depois de pegar em lixo.
- Manter a casa sempre limpa e asseada todos os dias.
- Usar água limpa para beber, fervida ou tratada com lixívia ou javel.
- Não tomar banho nos charcos, nas valas de drenagem ou água dos esgotos.

REPÚBLICA DE MOÇAMBIQUE

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO E CULTURA

INSTITUTO DE EDUCAÇÃO ABERTA E À DISTÂNCIA - IEDA

PROGRAMA DO ENSINO SECUNDÁRIO À DISTÂNCIA (PESD)

1º CICLO

QUÍMICA

Módulo 3

REPÚBLICA DE MOÇAMBIQUE
MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO E CULTURA
INSTITUTO DE EDUCAÇÃO ABERTA E À DISTÂNCIA - IEDA

PROGRAMA DO ENSINO SECUNDÁRIO À DISTÂNCIA (PESD)
1º CICLO

Ficha técnica

Consultoria:
Rosário Passos

Direcção:
Messias Bila Uile Matusse (Director do IEDA)

Coordenação:
Luís João Tumbo (Chefe do Departamento Pedagógico)

Maquetização:
Fátima Alberto Nhantumbo
Vasco Camundimo

Ilustração:
Raimundo Macaringue
Eugénio David Langa

Revisão:
Abel Ernesto Uqueio Mondlane
Lurdes Nakala
Custódio Lúrio Ualane
Paulo Chissico
Armando Machaieie
Simão Arão Sibinde
Amadeu Afonso

REPÚBLICA DE MOÇAMBIQUE
MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO E CULTURA
INSTITUTO DE EDUCAÇÃO ABERTA E À DISTÂNCIA - IEDA

PROGRAMA DO ENSINO SECUNDÁRIO À DISTÂNCIA (PESD)
1º CICLO

Disciplina de Química

Módulo 3

Elaborado por:

Amadeu Afonso
Filomena Neves da Silva

ÍNDICE

		Pág.
	INTRODUÇÃO ----------	I
Lição 0 1:	Elementos do Grupo VII a da Tabela Periódica ----------	1
Lição 02:	Cloro como Representante dos Halogéneos ----------	11
Lição 03:	Propriedades Químicas do Cloro ----------	19
Lição 04:	Aplicações dos Halogéneos ----------	27
Lição 05:	Comparação da Reactividade Química dos Halogéneos ----------	37
Lição 06:	Ácido Clorídrico ----------	47
Lição 07:	Identificação de Iões Cloreto ----------	55
Lição 08:	Número de Oxidação ----------	63
Lição 09:	Cálculo do Número de Oxidação ----------	69
Lição 10:	Reações Redox ----------	81
Lição 11:	Reacções Redox. (Contin.) ----------	91
Lição 12:	Cálculo Estequiométrico. Volume Molar ----------	101
Lição 13:	Volume Molar (Contin.) ----------	113
Lição 14:	Volume Molar (Contin.) ----------	125
Lição 15:	Volume Molar (Contin.) ----------	133
Lição 16:	Volume Molar (Conclusão) ----------	141
	TESTE DE PREPARAÇÃO ----------	153

Ficha técnica

Consultoria:
Rosário Passos

Direcção:
Messias Bila Uile Matusse (Director do IEDA)

Coordenação:
Luís João Tumbo (Chefe do Departamento Pedagógico)

Maquetização:
Fátima Alberto Nhantumbo
Vasco Camundimo

Ilustração:
Raimundo Macaringue
Eugénio David Langa

Revisão:
Abel Ernesto Uqueio Mondlane
Lurdes Nakala
Custódio Lúrio Ualane
Paulo Chissico
Armando Machaieie
Simão Arão Sibinde
Amadeu Afonso

REPÚBLICA DE MOÇAMBIQUE

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO E CULTURA

PROGRAMA DE ENSINO SECUNDÁRIO À DISTÂNCIA

MENSAGEM DO MINISTRO DA EDUCAÇÃO E CULTURA

Estimada aluna,
Estimado aluno,

Sejam todos bem vindos ao primeiro programa de Ensino Secundário através da metodologia de Ensino à Distância.

É com muito prazer que o Ministério da Educação e Cultura coloca nas suas mãos os materiais de aprendizagem especialmente concebidos e preparados para que você, e muitos outros jovens moçambicanos, possam prosseguir os vossos estudos ao nível secundário do Sistema Nacional de Educação, seguindo uma metodologia denominada por "Ensino à Distância".

Com estes materiais, pretendemos que você seja capaz de adquirir conhecimentos e habilidades que lhe permitam concluir, com sucesso, o Ensino Secundário do 1º Ciclo, que, compreende a 8ª, 9ª e 10ª classes. Com o 1º Ciclo do Ensino Secundário você pode melhor contribuir para a melhoria da sua vida, da sua família, da sua comunidade e do país.

O módulo escrito que tem nas mãos, constitui a sua principal fonte de aprendizagem e que "substitui" o professor que você sempre teve lá na escola. Por outras palavras, estes módulos foram concebidos de modo a poder estudar e aprender sozinho obecendo ao seu próprio rítmo de aprendizagem.

Contudo, apesar de que num sistema de Ensino à Distância a maior parte do estudo é realizado individualmente, o Ministério da Educação e Cultura criou Centros de Apoio e Aprendizagem (AA) onde, você e os seus colegas, se deverão encontrar com os tutores, para o esclarecimento de dúvidas, discussões sobre a matéria aprendida, realização de trabalhos em grupo e de experiências

laboratoriais, bem como a avaliação do seu desempenho. Estes tutores são facilitadores da sua aprendizagem e não são professores para lhe ensinar os conteúdos de aprendizagem.

Para permitir a realização de todas as actividades referidas anteriormente, os Centros de Apoio e Aprendizagem estão equipados com material de apoio ao seu estudo: livros, manuais, enciclopédias, vídeo, áudio e outros meios que colocamos à sua disposição para consulta e consolidação da sua aprendizagem.

Cara aluna,
Caro aluno,

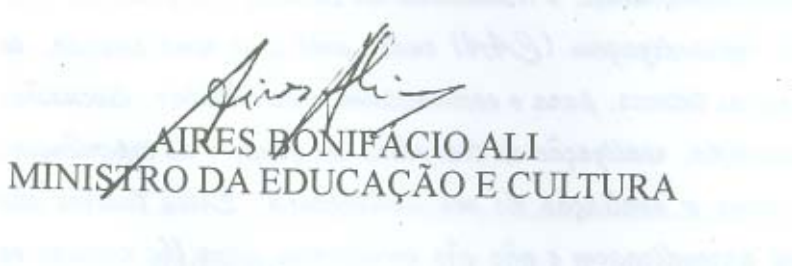
Estudar à distância exige o desenvolvimento de uma atitude mais activa no processo de ensino aprendizagem, estimulando em si a necessidade de dedicação, organização, muita disciplina, criatividade e, sobretudo determinação nos seus estudos.

O programa em que está a tomar parte, enquadra-se nas acções de expansão do acesso à educação desenvolvido pelo Ministério da Educação e Cultura, de modo a permitir o alargamento das oportunidades educativas a dezenas de milhares de alunos, garantindo-lhes assim oportunidades de emprego e enquadramento sócio-cultural, no âmbito da luta contra pobreza absoluta no país.

Pretendemos com este programa reduzir os índices de analfabetismo entre a população, sobretudo no seio das mulheres e, da rapariga em particular, promovendo o equlíbrio do género na educação e assegurar o desenvolvimento da Nossa Pátria.

Por isso, é nossa esperança que você se empenhe com responsabilidade para que possa efectivamente aprender e poder contribuir para um Moçambique Sempre Melhor!

Boa Sorte.

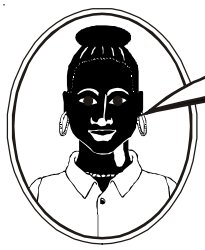


INTRODOÇÃO

Bem vindo a mais um módulo de Química da 9ª classe. Acreditamos que estudou com éxito todas as lições dos módulos anteriores. Neste módulo, você vai estudar especialmente o Cloro e os elementos do 7º grupo principal da Tabela Periódica. A sua ocorrência e abundância na Natureza, suas propriedades, como se pode obter tanto no laboratório como na indústria, e suas aplicações. Mas os temas não se esgotam apenas no estudo do Cloro e dos elementos do seu grupo. Voltará a falar das reacções redox mas desta vez num contexto mais amplo.

Sugerimos-lhe que ao longo das lições deste módulo você, caro aluno, faça revisões de algumas lições dos módulos 4 e 7 da 8ª classe. É importante que siga os nossos conselhos pois, é fundamental para o sucesso do seu estudo.

Resta-nos desejar que continue na nossa companhia e seja aquele aluno estudioso a que já estamos habituados. Bons estudos.



Bem-vindo de novo, caro aluno! Como sabe, eu sou a Sra. Madalena e vou acompanhá-lo no seu estudo. Se tiver algumas questões sobre a estrutura deste Módulo, leia as páginas seguintes. Caso contrário... pode começar a trabalhar. Bom estudo!

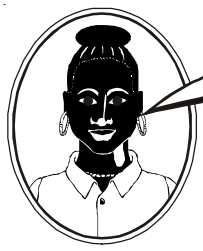
Como está estruturada esta disciplina?

O seu estudo da disciplina de Química é formado por **6 Módulos**, cada um contendo vários temas de estudo. Por sua vez, cada Módulo está dividido em lições. Este **terceiro Módulo** está dividido em **16 lições**. Esperamos que goste da sua apresentação!

Como vai ser feita a avaliação?



No final de cada Módulo, apresentamos um **Teste de Preparação**. Este Teste corresponde a uma auto-avaliação. No final do teste você corrige as respostas, e com a ajuda da Sra. Madalena. Depois disso, você decide se está preparado ou não para fazer o Teste de Fim de Módulo com sucesso. A Sra. Madalena irá acompanhá-lo durante o seu estudo.

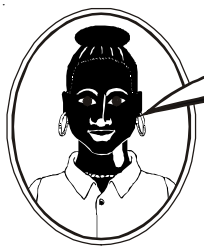


Claro que a função principal do Teste de Preparação, como o próprio nome diz, é ajudá-lo a preparar-se para o Teste de Fim de Módulo, que terá de fazer no **C**entro de **A**poio e **A**prendizagem - **CAA** para obter a sua classificação oficial.
Não se assuste! Se conseguir resolver o Teste de Preparação sem dificuldade, conseguirá também resolver o Teste de Fim de Módulo com sucesso!

Assim que completar o Teste de Fim de Módulo, o Tutor, no **CAA,** dar-lhe-á o Módulo seguinte para você continuar com o seu estudo. Se tiver algumas questões sobre o processo de avaliação, leia o Guia do Aluno que recebeu, quando se matriculou, ou dirija-se ao **CAA** e exponha as suas questões ao Tutor.

Como estão organizadas as lições?

No início de cada lição vai encontrar os **Objectivos de Aprendizagem**, que lhe vão indicar o que vai aprender nessa lição. Vai, também, encontrar uma recomendação para o tempo que vai precisar para completar a lição, bem como uma descrição do material de apoio necessário.



Aqui estou eu outra vez… para recomendar que leia esta secção com atenção, pois irá ajudá-lo a preparar-se para o seu estudo e a não se esquecer de nada!

Geralmente, você vai precisar de mais ou menos meia hora para completar cada lição. Como vê, não é muito tempo!

No final de cada lição, vai encontrar alguns exercícios de auto-avaliação. Estes exercícios vão ajudá-lo a decidir se vai avançar para a lição seguinte ou se vai estudar a mesma lição com mais atenção. Quem faz o controle da aprendizagem é você mesmo.



Quando vir esta figura já sabe que lhe vamos pedir para fazer alguns **exercícios** - pegue no seu lápis e borracha e mãos à obra!

A **Chave de Correcção** encontra-se logo de seguida, para lhe dar acesso fácil à correcção das questões.





Ao longo das lições, vai reparar que lhe vamos pedir que faça algumas **Actividades**. Estas actividades servem para praticar conceitos aprendidos.



Conceitos importantes, definições, conclusões, isto é, informações importantes no seu estudo e nas quais se vai basear a sua avaliação, são apresentadas desta forma, também com a ajuda da Sra. Madalena!

Conforme acontece na sala de aula, por vezes você vai precisar de **tomar nota** de dados importantes ou relacionados com a matéria apresentada. Esta figura chama-lhe atenção para essa necessidade.



E claro que é sempre bom fazer **revisões** da matéria aprendida em anos anteriores ou até em lições anteriores. É uma boa maneira de manter presentes certos conhecimentos.

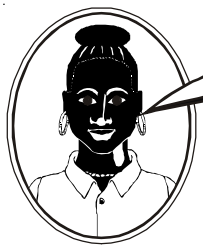


O que é o CAA?

O **CAA - C**entro de **A**poio e **A**prendizagem foi criado especialmente para si, para o apoiar no seu estudo através do Ensino à Distância.



No **CAA** vai encontrar um Tutor que o poderá ajudar no seu estudo, a tirar dúvidas, a explicar conceitos que não esteja a perceber muito bem e a realizar o seu trabalho. O **CAA** está equipado com o mínimo de materiais de apoio necessários para completar o seu estudo. Visite o **CAA** sempre que tenha uma oportunidade. Lá poderá encontrar colegas de estudo que, como você, estão também a estudar à distância e com quem poderá trocar impressões. Esperamos que goste de visitar o **CAA**!



E com isto acabamos esta introdução. Esperamos que este Módulo 3 de Química seja interessante para si! Se achar o seu estudo aborrecido, não se deixe desmotivar: procure estudar com um colega ou visite o **CAA** e converse com o seu Tutor.

Bom estudo!

1 Elementos do Grupo VII A da Tabela Periódica

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Identificar a ocorrência dos halogéneos na Natureza
- Identificar as características dos elementos do 7º grupo principal da Tabela Periódica

Material de apoio necessário para completar a lição:

- Modelo de Tabela Periódica
- Módulo 1 da 9ª classe

Tempo necessário para completar a lição:

30 minutos

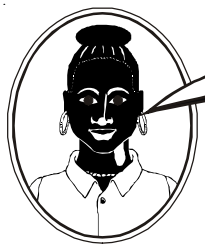
INTRODUÇÃO

Caro aluno!

Você certamente sabe que o **comportamento químico dos diferentes elementos é determinado pela sua estrutura atómica, mais específicamente pelos electrões da última camada também chamados electrões de valência.**

Os elementos de um mesmo grupo ou família da Tabela Periódica, apresentam a mesma estrutura electrónica na última camada, sendo esta a razão de apresentarem propriedades químicas semelhantes. Você sabe também que o número de electrões da última camada determina o número do grupo ocupado na tabela periódica. Quer isto dizer que se um elemento tem **dois electrões na última camada, ocupa o segundo grupo da tabela, um outro elemento com cinco electrões ocupará o quinto grupo** e por aí fora.

Nesta lição vamo-nos dedicar ao estudo dos elementos do sétimo grupo principal da Tabela Periódica, onde esperamos que você reconheça quais são os elementos que pertencem a este grupo, como e onde ocorrem, quais as suas características e, por quê pertencerem a este grupo. Acreditamos que parte dos aspectos por estudar você já os conheça e que portanto, constituirão uma boa base para a assimilação dos aspectos tipicamente novos para si.



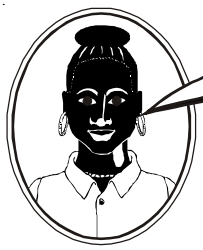
Vamos recordar outros conhecimentos aprendidos em Módulos anteriores que, serão bem úteis para a boa assimilação dos outros. Para tal recomendamos-lhe que resolva a seguinte actividade:



ACTIVIDADE

Na tabela abaixo está representada a estrutura electrónica de uma das famílias ou grupo da Tabela Periódica. De que grupo se trata? Justifique.

Símbolo do elemento	Número atómico	Estrutura electrónica
Li	3	2,1
Na	11	2,8,1
K	19	2,8,8,1



Reconheceu a que grupo pertencem os elementos químicos que constam na tabela? Isso! São os três primeiros elementos do grupo dos metais alcalinos, o primeio grupo principal (I- A). São desse grupo pois, apresentam todos o mesmo número de electrões de valência (um electrão). Como já foi referido, o número de electrões da última camada determina o número do grupo. Deste modo, estes elementos encontram-se no primeiro grupo pois, apresentam um electrão na última camada.

Vamos agora, dirigir a nossa atenção ao grupo VII-A da Tabela Periódica para conhecê-lo melhor.

Elementos do Grupo VII-A

Caro aluno! Pegue no seu modelo de Tabela Periódica e identifique os elementos que constituem o grupo em estudo.

Certamente que conseguiu identificar que os elementos que constituem o sétimo grupo principal da Tabela Periódica são: o Flúor (F), o Cloro (Cl), o Bromo (Br), o Iodo (I) e o Astato (At). Estes cinco elementos formam a família ou grupo dos **halogéneos**, que significa "geradores de sais".

Os elementos do sétimo grupo têm uma tendência muito elevada de reagirem com os metais, formando assim sais típicos (como o Cloreto de Sódio, NaCl por exemplo), daí o nome halogéneos. Durante o nosso estudo, na maior parte das vezes não faremos referência ao elemento Astato pois, é um elemento raro e com algumas características especiais.

Observe as estruturas electrónicas dos halogéneos na tabela abaixo.

Tabela 1 - Estrutura electrónica dos halogéneos

Símbolo do elemento	Número atómico	Estrutura electrónica
F	9	2,**7**
Cl	17	2,8,**7**
Br	35	2,8,18,**7**
I	53	2,8,18,18,**7**

Todos apresentam na sua camada de valência sete (7) electrões, o que justifica a sua pertença ao mesmo grupo, o VII-A.

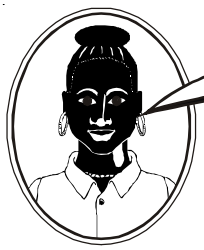
Estado Natural e Abundância dos Halogéneos

Conforme referimos, os halogéneos são muito reactivos. Por isso, não existem na natureza como átomos isolados. Eles ocorrem basicamente na **forma combinada** (compostos), sob forma de minerais e sais, sendo os compostos de Flúor e de Cloro os mais abundantes.

Assim:

- O Flúor ocorre em minérios como fluorite, criolite e fluorapatite;
- O Cloro extrai-se do Cloreto de Sódio (sal comum) que se encontra nas minas de sal-gema ou água do mar e em minérios;
- O Bromo também se encontra na água do mar e nas salinas;
- O Iodo ocorre nas salinas em estado idêntico ao do Bromo;
- O Astato é muito raro na Natureza.

Na forma livre encontramos halogéneos sob forma de moléculas diatómicas (X_2, onde X representa o símbolo do halogénio).



Caro aluno, não se aborreça com os nomes dos minerais acima, o fundamental é você saber que os halogéneos ocorrem sob forma de compostos (sais e minerais). São designações pelas quais eram conhecidos antigamente, sendo para si importante saber que são compostos que contêm elementos que fazem parte do grupo dos halogéneos.



Fig. - O Cloro entra na constituição do sal comum

Características Gerais dos Elementos do Grupo VII-A

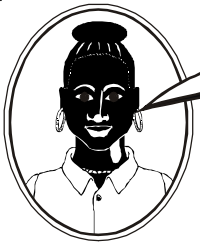
A apresentação de sete electrões na camada de valência pelos elementos F, Cl, Br, I e At, faz com que todos eles pertençam ao sétimo grupo, tal como já se referiu anteriormente. Entretanto, existe um conjunto de outras características que faz com que, de facto, eles pertençam ao mesmo grupo e outras que são específicas para cada elemento.

A tabela abaixo apresenta algumas das características gerais dos halogéneos, que foram determinadas à temperatura ambiente.

Tabela 2 – Características gerais dos halogéneos

Nome e símbolo	**Número atómico**	**Substância elementar**	**Estado físico**	**Solubilidade**		**Cor em condições normais**
				Água	**Éter**	
Flúor (F)	9	F_2	gasoso	pouco solúvel	muito solúvel	amarelo-pálido
Cloro (Cl)	17	Cl_2	gasoso	pouco solúvel	muito solúvel	amarelo-esverdeado
Bromo (Br)	35	Br_2	líquido	pouco solúvel	muito solúvel	vermelho-escuro
Iodo (I)	53	I_2	sólido	pouco solúvel	muito solúvel	cinzento-escuro

A tabela mostra que no grupo dos halogéneos, as substâncias elementares por estes formados (F_2, Cl_2, Br_2, I_2), o seu estado físico varia de gasoso a sólido, passando pelo líquido. Cada um apresenta uma cor característica e, todos eles são pouco solúveis em água e bem solúveis em solventes de carácter orgânico como o éter.



Caro aluno! Sempre que se refere a **substância** Flúor, Cloro, Bromo e Iodo, trata-se de substância molecular formada por dois átomos quimicamente ligados entre si. Dai que escreve-se F_2, Cl_2, Br_2, I_2.

Quando intervem em reacções químicas, os átomos dos halogéneos "recebem" um electrão dos átomos dos elementos com que reagem, originando iões mono negativos, já com estrutura estável. Esta propriedade determina a "química dos halogéneos".

A tabela 3 mostra os iões originados por átomos dos halogéneos e as respectivas estruturas electrónicas:

Tabela 3 – Iões halogeneto

Nome do ião	Fórmula do ião	Estrutura electrónica
Fluoreto	F^-	2,**8**
Cloreto	Cl^-	2,8,**8**
Brometo	Br^-	2,8,18,**8**
Iodeto	I^-	2,8,18,18,**8**



Propômos-lhe que realize, em seguida, a actividade abaixo de modo a avaliar o seu grau de assimilação dos conteúdos até então apresentados e que lhe ajudarão no estudo das lições seguintes!



ACTIVIDADE

1. Assinale com um ✓ as afirmações correctas relacionadas com a ocorrência dos halogéneos:

a) O Flúor ocorre em minas de sal gema. ☐

b) O Cloro obtém-se a partir do Cloreto de Sódio. ☐

c) O Flúor ocorre no minério fluorapatite. ☐

d) O Bromo ocorre como criolite. ☐

2. Assinale com um ✓ a razão porque os elementos da família dos halogéneos apresentam propriedades semelhantes:

a) Porque apresentam o mesmo número atómico. ☐

b) Porque apresentam a mesma massa atómica. ☐

c) Porque apresentam o mesmo número de electrões na última camada. ☐

3. Os halogéneos não ocorrem na Natureza como átomos isolados. Comente a afirmação.

_____

_____

_____

_____

_____

_____

4. No estado livre, os halogéneos apresentam-se sob forma de: marque com um ✓a resposta certa:

a) Átomos isolados. ☑

b) Moléculas triatómicas. ☐

c) Moléculas diatómicas. ☐

5. Os iões halogenetos são: marque com um ✓a resposta certa:

a) Mononegativos ☑

b) Monopositivos ☐

c) Dinegativos ☐



Agora compare as suas respostas com as da Chave de Correcção que lhe apresentamos a seguir!

CHAVE DE CORRECÇÃO

1. b) c)

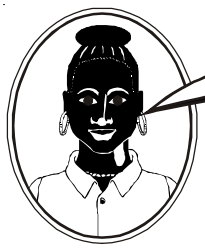
2. c)

3. Isso acontece porque eles são muito reactivos e, a sua tendência é de se encontrar ligados com metais, formando assim compostos.

Observação: Qualquer resposta bem formulada que se refira à grande reactividade dos halogéneos deve ser considerada certa.

4. c)

5. a)



Acertou em todas? Parabéns! Continue estudando as suas lições com o mesmo empenho. Se é que teve dificuldades, volte a ler a sua lição pois, a boa compreensão de muitos aspectos das próximas lições dependerá das boas bases aqui criadas.

Antes de ter relações sexuais, esteja preparado(a), certifique-se:

- Gosta mesmo dessa pessoa especial?
- Ambos querem ter relações sexuais?
- Sente-se bem e em segurança com essa pessoa especial?

Então ... utilize um preservativo novo e não arrisque o perigo de doenças ou infecções.

2 Cloro como Representante dos Halogéneos

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Mencionar as propriedades físicas do Cloro.
- Escrever as equações das reacções de obtenção do Cloro.

Material de apoio necessário para completar a lição:

- Modelo de Tabela Periódica

Tempo necessário para completar a lição:

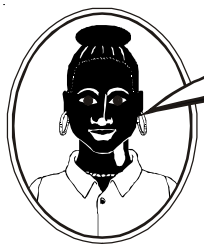
45 minutos

INTRODUÇÃO

Caro aluno!

Já reparou que os membros de uma mesma família nos seres humanos apresentam uma série de características que os identifica como pertencentes á família referida. Estas características, ajudam a reconhecer que a pessoa tal é parente daquela outra pois, apresentam um conjunto de traços semelhantes.

Acontece algo semelhante com os grupos ou famílias dos elementos na Tabela Periódica.



Vamos continuar a conhecer a família dos halogéneos, é uma família interessante. Nesta lição vamos conhecer o "chefe da família", o Cloro! Está cheio de curiosidade em conhecê-lo, não é? Então Estuda com atenção a sua lição.

Cloro como Representante dos Halogéneos

Propriedades Físicas do Cloro

Vamos, em conjunto, identificar algumas das propriedades físicas do Cloro. Veja a tabela 2 da lição 1.

O Cloro é um gás amarelo-esverdeado, pouco solúvel em água, com a qual reage. Como todos os outros halogéneos, o Cloro possui um cheiro muito forte. **A sua aspiração, mesmo em pequenas quantidades, leva a inflamação das vias respiratórias e, em quantidades consideráveis leva à morte**.

Obtenção do Cloro no Laboratório

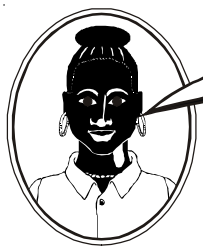


TOME NOTA...

Atenção!

O Cloro é muito tóxico pelo que a experiência para a obtenção deste gás deve ser feita **no nicho**, que é um lugar próprio que existe num laboratório e que evita a expansão do gás na sala bem como a sua fuga para o ambiente. Deve-se assegurar que a sala onde decorre a experiência seja bem ventilada.

O Permanganato de Potássio é tóxico. Deve-se lavar bem as mãos se alguns cristais tiverem entrado em contacto com a pele.



Caro aluno! No seu CAA não existem condições para a obtenção laboratorial do Cloro. Por esta razão, vamo-nos limitar a descrever o procedimento usado para o efeito.

No laboratório, obtém-se Cloro a partir da reacção do Permanganato de Potássio, $KMnO_4$ com o Ácido Clorídrico, HCl.
A seguir apresentamos-lhe a experiência que permite a obtenção do Cloro.



REALIZANDO EXPERIÊNCIAS

Experiência: Obtenção Laboratorial do Cloro a partir do Permanganato de Potássio e Ácido clorídrico

Material

- 1 funil de decantação
- 1 espátula
- 1 tubo de ensaio
- 1 kitasato (balão de Erlenmeyer com tubuladura lateral)
- 1 tubo abdutor
- 1 rolha
- Tina hidropneumática

Substâncias

- Ácido clorídrico (HCl)
- Permanganato de Potássio em pó ($KMnO_4$)
- Água da torneira

Montagem e Realização

1. Deita-se 1 espátula rasa, de Permanganato de Potássio no kitasato.

2. Fixa-se o funil na boca do kitasato com o auxílo de uma rolha e depois, adapta-se o tubo abdutor na tubuladura lateral do kitasato de modo que a sua extremidade livre penetre na água da tina hidropneumática, como mostra a figura.

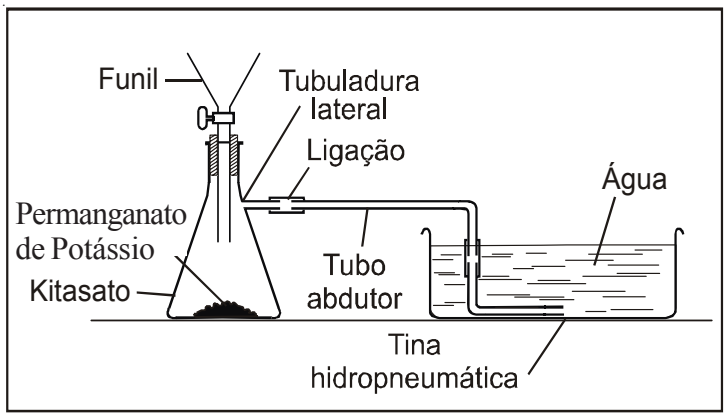


Fig.1a) – Obtenção de Cloro no laboratório

3. Pega-se no tubo de ensaio e enche-se com água. Tapa-se a boca do tubo de ensaio cheio de água com o polegar até o introduzir, de boca para baixo, na tina. Posiciona-se de forma a cobrir a extremidade do tubo abdutor. Veja a figura 1b

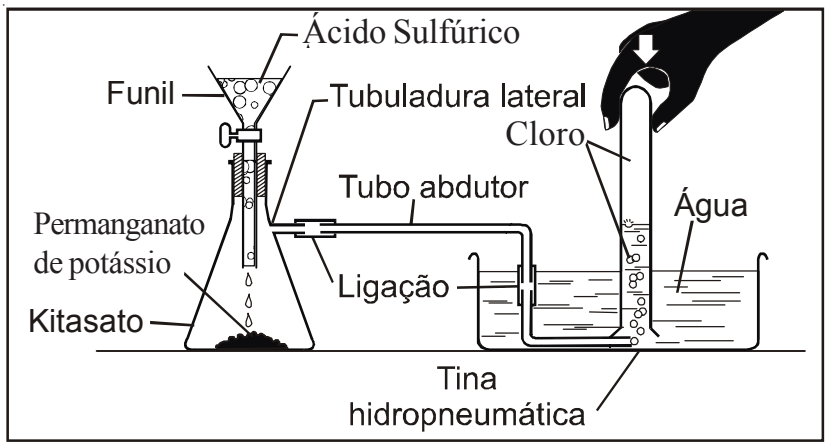


Fig.1b) - Obtenção de Cloro no laboratório

4. Deitam-se algumas gotas de Ácido clorídrico no funil de decantação.

5. Com cuidado, abre-se a torneira do funil e deixa-se cair algumas gotas de Ácido clorídrico sobre o Permanganato de Potássio dentro do kitasato e agita-se cuidadosamente de vez em quando.

6. Retira-se o tubo de ensaio da tina e posiciona-se verticalmente de boca para cima.

Observações e conclusões

- Ao se adicionar Ácido clorídrico ao Permanganato de Potássio, a solução no kitasato borbulha vigorosamente enquanto se produz um gás, o que se comprova pela formação de bolhas.
- Pelo orifício do tubo lateral do kitasato, sente-se um forte cheiro a javel.
- O gás formado é o Cloro como se confirma pela equação da reacção.



A equação da reacção é:

$$2KMnO_4 + 16HCl \rightarrow 2KCl + MnCl_2 + 8H_2O + 5Cl_2 \uparrow$$



Lembre-se, caro aluno, é uma experiência que não se pode realizar na ausência de condições apropriadas, o nicho.

No laboratório também se pode obter o Cloro pela acção do Dióxido de Manganês sobre o HCl.

O procedimento para a realização da experiência é idêntico ao descrito na obtenção a partir do Permanganato de Potássio pois, é uma questão de troca do Permanganato de Potássio pelo Dióxido de Manganês.



A equação da reacção é:

$MnO_2 + 4HCl \rightarrow MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2 \uparrow$



Muito bem, caro aluno, nada melhor que chegados a esta fase, procurar medir o grau de compreensão do que foi aprendido. Pelo que sugerimos-lhe que resolva a actividade abaixo.



ACTIVIDADE

1. De entre as equações químicas abaixo, assinale com um ✓ as que correspondem a equações de reacções de obtenção do Cloro no laboratório:

✓

a) $2HCl \rightarrow H_2 + Cl_2 \uparrow$ ☐

b) $MnO_2 + 4HCl \rightarrow MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2 \uparrow$ ☐

c) $4HCl + O_2 \rightarrow 2H_2O + 2Cl_2 \uparrow$ ☐

d) $2KMnO_4 + 16HCl \rightarrow 2KCl + MnCl_2 + 8H_2O + 5Cl_2 \uparrow$ ☐

2. Assinale com um ✓ a afirmação correcta referente as propriedades físicas do Cloro:

a) Gás amarelo-esverdeado solúvel em Éter. ☑

b) Gás amarelo-esverdeado, muito solúvel em Água. ☐

c) Líquido vermelho, muito solúvel em Água. ☐



Fácil, não é? Compare então as suas respostas com as da chave de correcção que lhe apresentamos a seguir!

CHAVE DE CORRECÇÃO

1. b), d)

2. a)



Parabéns por ter acertado em todas. Pode prosseguir o seu estudo na próxima lição.

A SIDA

A **SIDA** é uma **doença grave** causada por um vírus. **A SIDA não tem cura**. O número de casos em Moçambique está a aumentar de dia para dia. **Proteja-se!!!**

Como evitar a SIDA:

- Adiando o início da actividade sexual para quando for mais adulto e estiver melhor preparado;
- Não tendo relações sexuais com pessoas que têm outros parceiros;
- Usando o preservativo ou camisinha nas relações sexuais;
- Não partilhando o uso de lâminas ou outros instrumentos cortantes.

3 Propriedades Químicas do Cloro

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Escrever as equações das reacções químicas do Cloro com metais e ametais

Material de apoio necessário para completar a lição:

- Tabela Periódica

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos

INTRODUÇÃO

Em lições anteriores aprendeu as características gerais dos halogéneos. De entre elas, ficou a saber que pelo facto de pertencerem ao grupo VII, os elementos deste grupo têm uma tendência específica de em suas reacções químicas captarem um electrão formando um ião mono negativo que constitui uma forma de sua existência estável.

Nesta lição, você terá a oportunidade de aprender as propriedades químicas dos halogéneos. Lembre-se, caro aluno, sempre que se refere a propriedades químicas, está em causa a reactividade química das substâncias. Neste caso, com quem os halogéneos reagem e o que se forma.

Propriedades Químicas do Cloro

O Cloro na forma livre (Cl_2), como os outros halogéneos, manifesta uma actividade química muito alta. Se quisermos dizer em palavras vulgares diríamos que o Cloro, depois do Flúor é o elemento mais "irriquieto"desta família, tende a ligar se com outros elementos ao seu redor.

Reacção com Metais

O Cloro reage directamente com a maioria das substâncias simples. O Sódio metálico fundido arde no seio do Cloro dando uma cintilação ofuscante e nas paredes do recipiente aparece o depósito branco do Cloreto de Sódio, NaCl como mostra a figura.

A equação da reacção é:

$$2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$$

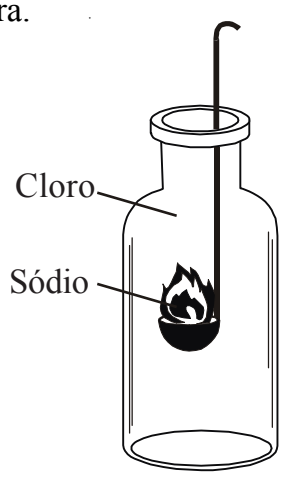


Fig.1 - O Sódio metálico fundido arde no seio do Cloro

A interacção do Cloro com metais como o Potássio, (K) e o Magnésio (Mg), também ocorre de forma muito enérgica.

$$Mg + Cl_2 \rightarrow MgCl_2$$

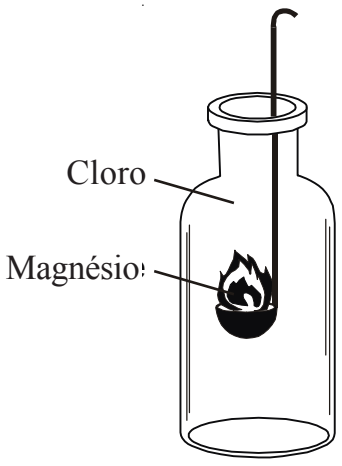
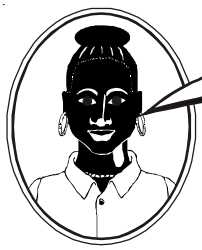


Fig.2 - O Magnésio reage com Cloro de forma enérgica

O Cobre, o Ferro e muitos outros metais ardem no Cloro formando os respectivos sais.

$$Cu + Cl_2 \rightarrow CuCl_2$$

$$2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$$



Caro aluno! Vamos realizar a experiência que permite a obtenção do Cloreto de Ferro (III), $FeCl_3$. Esta experiência inicia com a obtenção do Cloro (que você , teve oportunidade de aprender embora teóricamente) seguida da preparação do Cloreto de Ferro(III).



REALIZANDO EXPERIÊNCIAS

Experiência: Preparação Laboratorial do Cloreto de Ferro(III)



TOME NOTA...

Algumas preocauções

O Cloro é uma substância muito tóxica pelo que a experiência para a obtenção deste gás deve ser feita **no nicho**, que é um lugar próprio que existe num laboratório e que evita a expansão do gás na sala bem como a sua fuga para o ambiente. Deve-se assegurar que a sala onde decorre a experiência seja bem ventilada.

O Permanganato de Potássio é tóxico. Deve-se lavar bem as mãos se alguns cristais tiverem entrado em contacto com a pele.

O álcool metílico usado na lamparina é muito tóxico.

Material

- 1 funil de decantação
- 1 espátula
- 1 tubo de ensaio
- 1 kitasato (balão de Erlenmeyer com tubuladura lateral)
- 1 tubo abdutor
- 1 rolha
- Tina hidropneumática
- 1 lamparina

Substâncias

- Ácido clorídrico (HCl)
- Permanganato de Potássio em pó ($KMnO_4$)
- Água da torneira
- Ferro em pó, (FeS)
- Álcool metílico para lamparina

Montagem e Realização

1. Deita-se 1 espátula rasa, de Permanganato de Potássio no kitasato.

2. Fixa-se o funil na boca do kitasato com o auxílo de uma rolha.

3. Mantendo o tubo abdutor na horizontal e com a ponta estreita de um espátula, coloca-se uma pequena quantidade de Ferro em pó no meio do tubo. Depois, adapta-se uma das extremidades do tubo abdutor na tubuladura lateral do kitasato, de modo que a sua extremidade livre penetre na água da tina hidropneumática.

4. Pega-se no tubo de ensaio e enche-se com água. Tapa-se a boca do tubo de ensaio cheio de água com o polegar até o introduzir, de boca para baixo, na tina. Posiciona-se de forma a cobrir a extremidade do tubo abdutor.

5. Acende-se a lamparina e mantendo-a afastada.

6. Deitam-se algumas gotas de Ácido clorídrico no funil de decantação.

7. Com cuidado, abre-se a torneira do funil e deixa-se cair algumas gotas de Ácido clorídrico sobre o Permanganato de Potássio dentro do kitasato e agita-se cuidadosamente de vez em quando.

8. Espera-se que na água do tubo de ensaio apareçam as bolhas.

9. Começa-se aquecer o Ferro em pó no tubo abdutor, segurando a lamparina directamente por baixo do local onde está o pó no tubo. Veja a figura.

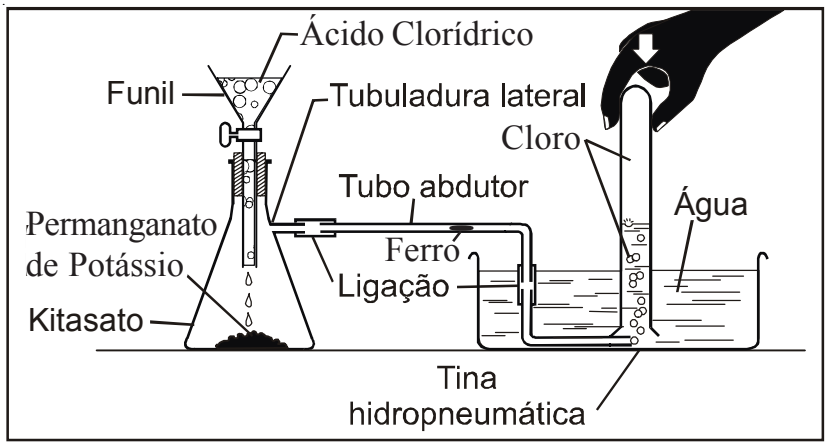


Fig.3 - Obtenção de Cloreto de Ferro(III) no laboratório

Observações e conclusões

- Ao aquecer-se Ferro em pó, de cor negra, há formação de um vapor amarelo alaranjado, que se move para a extremidade mais fria do tubo, e deposita-se no fundo. Este depósito é o Cloreto de Ferro(III).



A equação da reacção de obtenção do Cloreto de Ferro(III) é:

$2Fe_{(s)} + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_{3(s)}$



Sempre que se escreve a fórmula química de uma substância, lembre-se, caro aluno, que se deve efectuar a troca de valências.

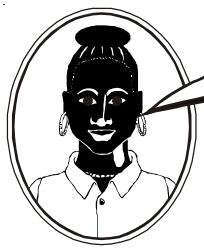
Reacção com Ametais

Á temperatura ambiente, sem iluminação, o Cloro praticamente não reage com o Hidrogénio. Porém, ao se aquecer a reacção decorre normalmente:

$$Cl_2 + H_2 \rightarrow 2HCl$$

Os não-metais como o Fósforo (P) e o Silício (Si), reagem com o Cloro a temperaturas baixas.

$$2Cl_2 + Si \rightarrow SiCl_4$$



Caro aluno! As reacções químicas ora vistas para o Cloro são semelhantes às que têm lugar com os outros elementos do grupo. Pelo que proceda de mesma maneira quando são os outros halogéneos a reagirem.

Chegados aqui, propômos-lhe que resolva as questões que se seguem como forma de se auto-avaliar e consolidar os seus conhecimentos.



ACTIVIDADE

1. O Cloro reage com o Fósforo formando o Óxido de fósforo-III. Assinale com um ✓ a equação química correcta da reacção referida:

a) $3Cl_2 + 2P \rightarrow 2PCl_3$ ☑

b) $Cl_2 + 3P \rightarrow P_3Cl_2$ ☐

c) $3Cl_2 + 2F \rightarrow 2FCl_3$ ☐

d) $Cl_2 + P \rightarrow PCl_3$ ☐

2. Escreva a equação química acertada de reacção do Cloro com o Alumínio.

$2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$

3. Assinale com um ✓ a alínea que traduz a equação química certa de reacção do Cloro com o Sódio:

a) $Na_2 + Cl_2 \rightarrow Na_2Cl_2$ ☑

b) $Na + Cl \rightarrow NaCl$ ☐

c) ☐

4. Assinale com um ✓ a alínea que traduz a equação química da reacção do Cloro com Hidrogénio:

a) $H + Cl \rightarrow HCl$ ✓

b) ☐

c) $H_2 + Cl_2 \rightarrow H_2Cl$ ☐



Agora compare as suas respostas com as da chave de correcção que se encontra no fim do módulo.

CHAVE DE CORRECÇÃO

1. a)

2. $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$

3. $2Al + 3Cl_2 \rightarrow 2AlCl_3$

4. c)

5. b)



Parabéns. Certamente que não enfrentou dificuldades na resolução destas questões. Se é que teve dificuldades e que tenha errado em mais de duas questões, releia a sua lição e volte a resolver as questões. Se no entanto continuar a ter dificuldades, não hesite, junte-se a um colega e estudem juntos, que verá que duas cabeças são sempre melhores que uma.

4 Aplicações dos Halogéneos

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Mencionar as aplicações do Cloro, Flúor, Bromo e Iodo.

Tempo necessário para completar a lição:

30 minutos

INTRODUÇÃO

Os halogéneos no geral e o Cloro em especial, são largamente usados em diversas áreas sociais, tecnológicas e industriais. Com o desenvolvimento da Tecnologia, o ramo da aplicação dos produtos que contêm o Cloro tornou-se mais amplo; isso leva ao aumento contínuo da produção de Cloro. Infelizmente, alguns químicos usam os conhecimentos de Química em prejuízo dos seus semelhantes e da Natureza.

Nesta lição, você conhecerá as várias e múltiplas aplicações do Cloro e de outros halogéneos no geral. Igualmente saberá da utilização indevida do Cloro feita em prejuízo da própria humanidade!

Aplicações dos Halogéneos

Aplicações do Cloro

Juntamente com o Ácido sulfúrico, Amoníaco e Hidróxido de Sódio (Soda), o Cloro constitui um dos produtos mais importantes fabricados pela indústria química.

O Cloro emprega-se na produção do Ácido clorídrico, de alguns cloretos e cloratos.

A maior parte do Cloro emprega-se no branqueamento de tecidos (na indústria têxtil) e da celulose destinada ao fabrico papel.

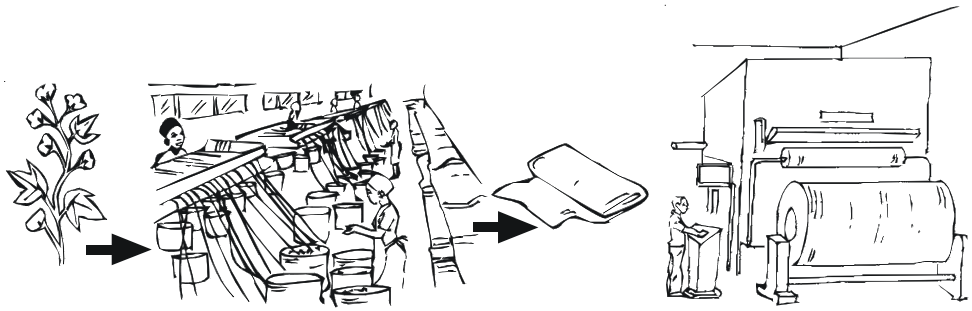


Fig. 1 - O cloro emprega-se no branqueamento de tecido

Certamente que você tem acompanhado a informação que continuamente se faz referência a necessidade de tratamento de água antes de ser consumida. Além da fervura desta antes do consumo, o método mais usado para o tratamento da água baseia-se no uso do Cloro, tendo em conta a sua acção desinfectante. Os vários produtos comerciais, como o javel (lixívia), recomendados para o tratamento da água são fabricados a partir do Cloro. Portanto, O Cloro aplica-se na esterilização de água para beber. A água para beber deve conter no máximo 0,1mg de Cloro por litro de modo a não alterar o seu sabor.

Como deve saber, em piscinas mergulham pessoas de diferente estado de limpeza e de saúde. Certamente que isso colocaria em risco a vida dos outros. Porém não há risco em mergulhar em água de piscinas pois, esta é constantemente desinfectada com recurso ao uso do Cloro. De igual modo usa-se o Cloro para desinfectar águas residuais.

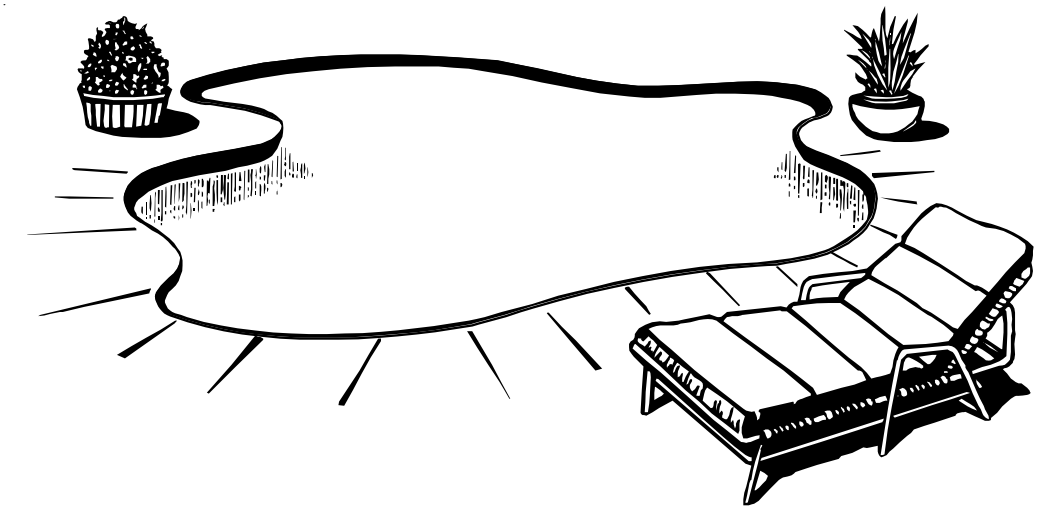
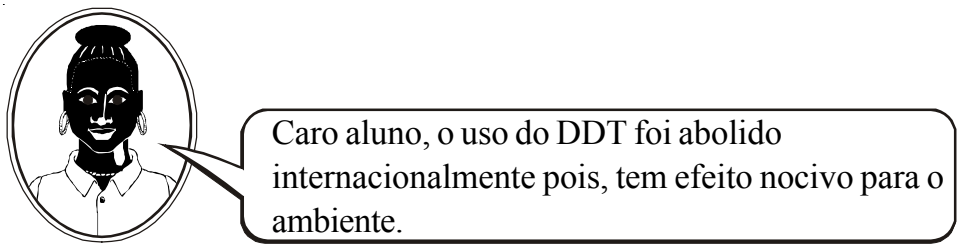


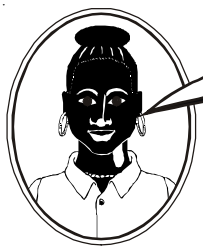
Fig. 2 - O Cloro emprega-se no tratamento de água

É provavel que você tenha alguma vez ouvido falar de DDT, um insecticida que foi largamente usado no passado no combate aos insectos nas culturas agrícolas, para eliminar piolhos, pulgas, ratos, etc. O DDT entre outros insecticidas são produzidos a partir do Cloro. Portanto, o Cloro emprega-se na produção de insecticidas.



O Cloro é igualmente usado na indústria de fabrico de borracha e plásticos. Com certeza deve já ter ouvido dizer que a queima de artigos plásticos tem efeito negativo para o ambiente pois, causa a sua poluição.

O Cloro foi usado pela primeira vez em 1915, durante a primeira guerra mundial como arma química, violando os acordos já existentes. **Vitimou um total de 120.000 pessoas**. É uma pena que se tenha utilizado o Cloro para fins que não dignificam em nada a humanidade.



Saiba, caro aluno, que existe uma relação directa entre as aplicações das substâncias e as suas propriedades. Na tabela que a seguir lhe apresentamos está evidenciada a relação entre as propriedades e as aplicações do Cloro.

Propriedades	Aplicações
Reage facilmente com outras substâncias	Para a produção de Cloreto de Hidrogénio, Ácido clorídrico, solventes e insecticidas.
Descorante em presença da água	Como descorante na indústria de tecidos e celulose.
Desinfectante (em solução aquosa)	Como desinfecção da água para consumo, piscinas.

Aplicações do Flúor, Bromo e Iodo

Devido á sua grande reactividade, o Flúor tem poucas aplicações. No entanto, em quantidades muito reduzidas é usado nas pastas de dentes, para combater a cárie dentária. Deficiências de Flúor no organismo podem causar cárie e mortalidade infantil. O Flúor é também utilizado na obtenção de plásticos (Teflon) e lubrificantes.

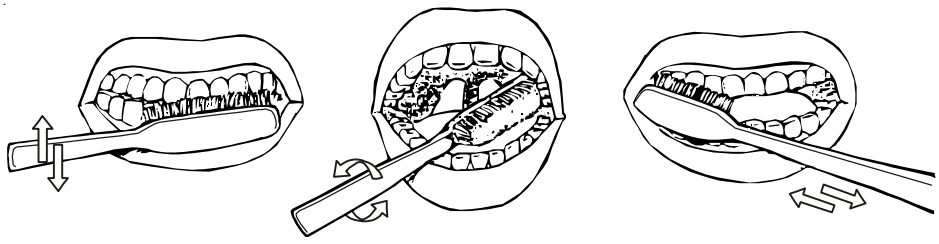


Fig. - O Flúor é utilizado nas pastas dentrífricas

O Bromo é necessário para fabrico de medicamentos, de alguns corantes e na obtenção do Brometo de Prata que se utiliza em fotografia.

O Iodo é um sólido que sublima. É empregue na medicina em forma de tintura de iodo (10% de Iodo em Álcool etílico) que é um agente hemostático (ajuda a parar hemorragias) e antiséptico (é um desinfectante para feridas). O Iodo também entra na composição de vários outros preparados farmacêuticos. A deficiência de Iodo no organismo humano provoca o bócio (doença devida ao mau funcionamento da glândula tiróide, onde geralmente nota-se um inchaço no pescoço da pessoa que sofra desta doença).



Mais uma vez comprovamos o quão importante são os elementos desta família. Resolva já a seguir as questões que lhe propomos.



ACTIVIDADE

1. Assinale com um ✓ as afirmações correctas sobre as aplicações do Cloro:

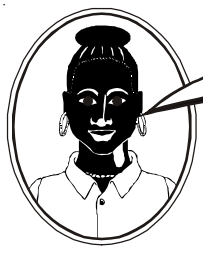
	✓
a) Na produção de óleo.	☐
b) Na produção de electricidade.	☐
c) Na produção de Ácido clorídrico, Cloretos e Cloratos.	☐
d) No branqueamento de tecidos.	☐
e) Na produção de insecticidas, plásticos e borrachas.	☐
f) Na desinfecção da Água.	☐

2. Assinale com um ✓ as afirmações correctas sobre as aplicações do Flúor:

		✓
a)	Na produção de plástico.	☐
b)	No branqueamento de papel.	☐
c)	Na produção de pasta dentífrica.	☐
d)	Na produção de electricidade.	☐
e)	Na esterelização da Água.	☐

3. Assinale com um **V** ou **F** conforme as afirmações abaixo sejam verdadeiras ou falsas sobre as aplicações do Bromo e Iodo:

		V/F
a)	O Bromo emprega-se em fotografia.	☐
b)	O Bromo emprega-se na produção de borracha.	☐
c)	O Iodo emprega-se na produção de tintura.	☐
d)	O Iodo emprega-se em fotografia.	☐
e)	O Iodo emprega-se na produção de medicamentos.	☐



Certamente saíu-se bem na resolução destas questões. Agora compare as suas respostas com as da Chave de Correcção que se encontra já a seguir.

CHAVE DE CORRECÇÃO

1. c) d) f)

2. a) c)

3.

a) V

b) F

c) V

d) F

e) V



Tínhamos a certeza que conseguiria responder á maioria de questões. Parabéns! Agora faça uma pausa e bem merecida para recupere as suas forças pois, vem aí mais lições.

AS DTS

O que são as DTS?

As DTS são **Doenças de Transmissão Sexual**. Ou seja, as **DTS** são doenças que se **transmitem pelo contacto sexual**, vulgarmente dito: fazer amor. Antigamente, estas doenças eram chamadas de doenças venéreas, pois "Vénus" era o nome de uma deusa grega que era conhecida como a "deusa do amor".

Quando suspeitar de uma DTS?

Nas meninas e mulheres

- Líquidos vaginais brancos e mal cheirosos;
- Comichão ou queimaduras na vulva, vagina ou no ânus;
- Ardor ao urinar;
- Feridas nos órgãos sexuais.

Nos rapazes e nos homens

- Um corrimento de pus (sujidade) a sair do pénis;
- Feridas no pénis e nos outros órgãos genitais;
- Ardor ao urinar.

5 Comparação da Reactividade Química dos Halogéneos

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Comparar a reactividade dos halogéneos e seus iões.
- Comparar a reactividade dos iões halogeneto.

Material de apoio necessário para completar a lição:

- Tabela Periódica
- Módulo 1 da 9ª classe

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



FAZENDO REVISÕES...

Caro aluno!

No módulo 1, na lição que trata das propriedades periódicas, você aprendeu que a reactividade química indica a facilidade que um determinado elemento apresenta para participar numa reacção química. Aprendeu também que elementos com um grande valor de electronegatividade como o Flúor (valor máximo: 4), têm uma grande actividade química pois, têm uma elevada capacidade de "tirar" electrões a outros elementos com menor valor de electronegatividade. Sabe também que ao longo de um grupo, como por exemplo o sétimo grupo, a electronegatividade vai diminuindo de cima para baixo. O quadro abaixo esclarece melhor o que acaba de ser afirmado:

F	Cl	Br	I	At
4,0	2,8	2,7	2,2	1,9

O Flúor atrai mais fortemente os electrões para si do que o Cloro, este último atrai electrões mais fortemente que o Bromo mas, menos que o Flúor e por aí adiante. Naturalmente já recordou estes conhecimentos que lhe vão ser úteis nesta lição.

Como varia a reactividade dos halogéneos ao longo do grupo é o que vamos ver já a seguir. Sugerimos-lhe que estude esta e outras lições com uma tabela periódica á sua frente.

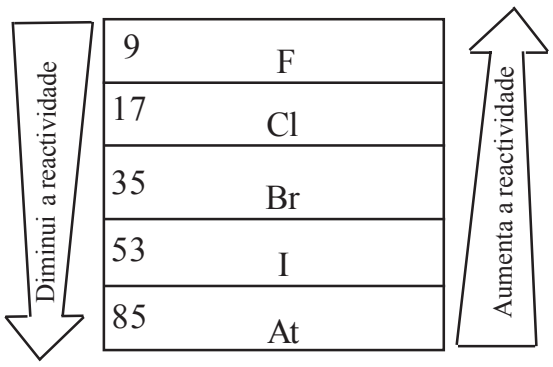
Comparação da Reactividade Química dos Elementos do Grupo VII - A

A reactividade (ou actividade química) dos elementos do grupo VII-A **diminui à medida que aumenta o seu número atómico**, isto é, a actividade química na família dos halogéneos diminui sucessivamente do Flúor até ao Iodo.

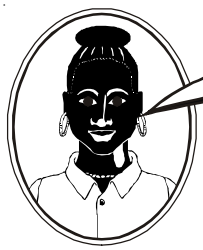
Recorda-se que afirmamos que o Cloro era um elemento "irriquieto"? É mais ou menos isso que acontece com os elementos desta família. É uma família de "irriquietos", nada pode passar perto de si, eles logo "captam" para si. Caro aluno! É apenas uma brincadeira que estámos fazendo consigo. O objectivo é apenas ajudá-lo a compreender o que queremos dizer quando nos referimos á alta actividade química dos halogéneos.

A actividade química do Flúor é extramente alta. Reage com todos os metais, incluindo Ouro e Platina, que são metais passivos (pouco reagem). Reage com muitos não-metais, com o vidro e com o vapor de água.

O Cloro no estado livre manifesta também uma actividade química muito alta, embora menor que a do Flúor.
A actividade química do Bromo e Iodo apesar de ser grande, é menor que a do Cloro. Reagem com muitos metais e não-metais.
O Bromo é um pouco menos activo que o Cloro e o Iodo já é bastante menos reactivo que o Cloro.



FAZENDO REVISÕES...



Vamos recordar em conjunto o que foi aprendido na lição "Cloro como representante dos halogéneos" sobre a formação de iões halogenetos.

A tabela mostra as fórmulas dos iões originados por um átomo de Flúor, um átomo de Cloro, um átomo de Bromo, um átomo de Iodo e as respectivas estruturas electrônicas:

Símbolo do elemento	Fórmula do ião	Estrutura electrónica
ião fluoreto	F^-	2,**8**
ião cloreto	Cl^-	2,8,**8**
ião brometo	Br^-	2,8,18,**8**
ião iodeto	I^-	2,8,18,18,**8**

Conclui-se que os átomos dos halogéneos "recebem" um electrão quando participam em reacções químicas, originando iões mononegativos, os iões halogeneto: F^-, Cl^-, Br^- e I^-, que são estáveis.

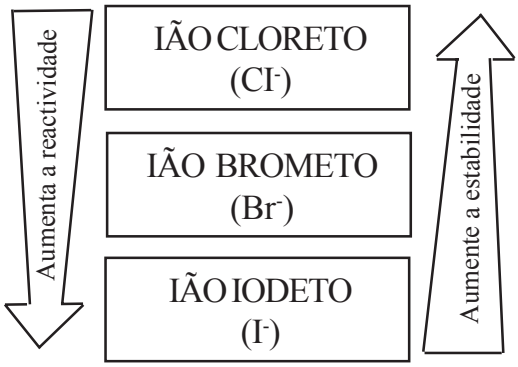
Comparação da Reactividade Química dos Iões Halogeneto

Caro aluno! Vamos raciocinar em conjunto. O elemento químico Flúor que tem uma grande electronegatividade (veja o quadro no início da lição), é o mais reactivo do seu grupo e, portanto, o **mais instável**, quer dizer o mais "irriquieto" certo?

Com base neste conhecimento, pode-se concluir que muito difícilmente um átomo de outro elemento químico conseguirá "arrancar" o electrão que o Flúor "tirou" a outro elemento menos electronegativo.

Sendo assim, o **ião fluoreto**, F^- é **o mais estável**, de todos os iões deste grupo o que equivale dizer **menos reactivo** ou menos "irriquieto".
Continuamos juntos no nosso raciocínio?
O elemento químico Iodo apresenta valor de electronegatividade relativamente baixo, quando comparado com os valores da electronegatividade do Cloro e do Bromo (veja o quadro com os valores de electronegatividade no início da lição). Consequentemente, o **ião iodeto**, I^- será o **menos estável** (pela relativa facilidade com que se pode tirar o electrão que ele retirara a outro átomo menos electronegativo) e consequentemente, o **ião mais reactivo** do grupo dos iões halogenetos. Fácil chegar a esta conclusão, não acha?

Deste modo, apesar dos iões halogeneto serem todos estáveis, pode-se estabelecer uma comparação da variação da sua reactividade, isto é, saber qual dos iões halogeneto tem maior facilidade em ceder o electrão que "ganhou" doutro elemento com menor electronegatividade. A figura abaixo ilustra essa variação de reactividade e de estabilidade.



CONCLUSÃO

Em relação ao grupo VII-A podemos concluir:

- O Flúor é, no seu grupo, é o elemento **mais reactivo**, logo, o **mais instável**;
- O ião fluoreto é, entre os outros iões halogeneto, o **menos reactivo**, logo, o **mais estável**;

- O Iodo é, no seu grupo, o **menos reactivo**, logo, o mais **estável**;
- O ião iodeto é, entre os outros iões halogeneto, o **mais reactivo**, logo, o **menos estável**.

Como consequência desta diferença de reactividade pode se afirmar:

- Ao se adicionar o Flúor à solução de iões Cl^-, a reacção ocorre e forma-se Cl_2 e iões fluoreto (F^-):

  $F_2 + 2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2F^-$

  A transformação inversa, do cloro em iões fluoreto não ocorre visto que o Cloro não consegue "arrancar" o electrão do fluoreto e transformar-se em ião cloreto por motivos acabados de explicar, o fluoreto é muito estável:

  $Cl_2 + 2F^- \rightarrow$ **não ocorre**

- Ao se adicionar o Cloro à solução de iões Br^-, a reacção ocorre e forma-se Br_2 e iões cloreto (cl^-):

  $Cl_2 + 2Br^- \rightarrow Br_2 + 2Cl^-$

  A reacção inversa, do Bromo com iões cloreto não ocorre visto que o Bromo não consegue "arrancar" o electrão do ião cloreto (que é mais estável) e transformar-se em ião brometo.

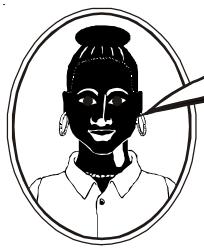
  $Br_2 + 2Cl^- \rightarrow$ **não ocorre**

- Ao se adicionar Bromo à solução de iões I^-, a reacção ocorre e forma-se I_2 e iões brometo (Br^-):

  $Br_2 + 2I^- \rightarrow I_2 + 2Br^-$

  A transformação inversa não ocorre.

  $I_2 + 2B^- \rightarrow$ **não ocorre**



Chegados a este passo, nada melhor que parar e olhar por onde andamos e como é que andamos. Teve que se esforçar um pouco mais para seguir a lógica do que lhe apresentamos, não é? Mas foi um raciocínio interessante, não? Agora sugerimos-lhe que resolva a actividade a seguir para sua auto-avaliação.



ACTIVIDADE

1. Assinale com um ✓ a afirmação correcta sobre a variação da reactividade dos halogéneos:

a) Aumenta de cima para baixo. ☑

b) Diminui de cima para baixo. ☐

c) Não se altera ao longo da família dos halogéneos. ☐

2. Assinale com um ✓ a afirmação correcta sobre a variação da estabilidade dos halogéneos:

a) Aumenta de cima para baixo. ☑

b) Diminui de cima para baixo. ☐

c) Não se altera ao longo da família dos halogéneos. ☐

3. Assinale com um ✓ a afirmação correcta sobre a variação da reactividade dos iões halogenetos:

a) Aumenta de cima para baixo. ☑

b) Diminui de cima para baixo. ☐

c) Não se altera. ☐

4. O Cloro substitui o Bromo em brometos mas o Bromo já não pode substituir o Cloro em cloretos. Comente a afirmação.

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

5. Assinale com um ✓ as transformações possíveis, tendo em conta a estabilidade e reactividade dos halogéneos.

✓

a) $Cl_2 + 2I^- \rightarrow I_2 + 2Cl^-$ ☐

b) $I_2 + Cl^- \rightarrow I_2 + 2Cl^-$ ☐

c) $I_2 + 2Br^- \rightarrow Br_2 + 2I^-$ ☐

d) $Br_2 + 2I^- \rightarrow I_2 + 2Br^-$ ☐

6. Assinale com um ✓ a afirmação correcta sobre a variação da estabilidade dos iões halogenetos:

✓

a) Aumenta de cima para baixo. ☐

b) Diminui de cima para baixo. ☐

c) Não se altera. ☐



Agora compare as suas respostas com as da Chave de Correcção que lhe dámos já a seguir.

CHAVE DE CORRECÇÃO

1. b)

2. a)

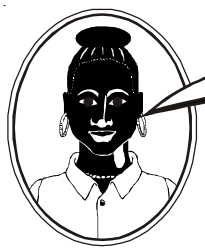
3. a)

4. É verdade. Isso deve-se ao facto do Cloro ser mais electronegativo e consequentemente mais reactivo que o Bromo, o que lhe dá força suficiente para arrancar electrões do brometo. O ião cloreto é mais estável que o Bromo, assim sendo, o Bromo não consegue retirar electrões do Cloro.

Observação: qualquer resposta que se refira à grande electronegatividade e reactividade do Cloro permite que ele substitua o Bromo do brometo e a estabilidade do Cloreto que dificulta a retirada de electrões pelo Bromo, é correcta.

5. a), d)

6. b)



Bravo! Terminou com éxito mais uma lição. Entretanto, se é que teve dificuldades e que tenha errado em mais que duas questões, leia de novo a lição e volte a resolver as questões.

A CÓLERA

A **cólera** é uma doença que provoca muita **diarreia, vómitos e dores de estômago**. Ela é causada por um micróbio chamado vibrião colérico. Esta doença ainda existe em Moçambique e é a causa de muitas mortes no nosso País.

Como se manifesta?

O **sinal mais importante** da cólera é uma **diarreia** onde as fezes se parecem com água de arroz. Esta diarreia é frequentemente acompanhada de dores de estômago e vómitos.

Pode-se apanhar cólera se:

- Beber água contaminada;
- Comer alimentos contaminados pela água ou pelas mãos sujas de doentes com cólera;
- Tiver contacto com moscas que podem transportar os vibriões coléricos apanhados nas fezes de pessoas doentes;
- Utilizar latrinas mal-conservadas;
- Não cumprir com as regras de higiene pessoal.

Como evitar a cólera?

- Tomar banho todos os dias com água limpa e sabão;
- Lavar a roupa com água e sabão e secá-la ao sol;
- Lavar as mãos antes de comer qualquer alimento;
- Lavar as mãos depois de usar a latrina;
- Lavar os alimentos antes de os preparar;
- Lavar as mãos depois de trocar a fralda do bébé;
- Lavar as mãos depois de pegar em lixo;
- Manter a casa sempre limpa e asseada;
- Usar água limpa para beber, fervida ou tratada com lixívia ou javel;
- Não tomar banho nos charcos, nas valas de drenagem ou água dos esgotos.

6 Ácido clorídrico

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Escrever a equação da reacção de obtenção de Cloreto de Hidrogénio.
- Identificar as propriedades físicas e químicas do Cloreto de Hidrogénio e Ácido clorídrico.

Material de apoio necessário para completar a lição:

- Módulo 6 da 8ª classe.
- 3 tubos de ensaio.
- 3 conta-gotas.
- Ácido clorídrico (HCl).
- Solução alcoólica de fenolfetaleína.
- Solução ou tintura azul de tornasol (ou papel de tornasol).

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos

INTRODUÇÃO

Uma das aplicações do Cloro por si estudada é do seu uso na produção de uma diversidade de compostos, de entre eles, o Ácido clorídrico. Do ácido clorídrico tanto já se fez referência desde da 8ª classe até então.
Nesta lição, você vai ficar a conhecer as propriedades deste ácido, a maneira como se obtém. Mas por outro também vai conhecer as características do Cloreto de hidrogénio, que por sinal até que pode-se confundir com o Ácido clorídrico.

Cloreto de Hidrogénio e Ácido clorídrico

Cloreto de Hidrogénio

Propriedades Físicas

De fórmula química **HCl**, o Cloreto de Hidrogénio é um gás incolor, de cheiro penetrante e tóxico.

É um gás muito bem solúvel em Água. A solução aquosa de Cloreto de Hidrogénio denomina-se Ácido clorídrico ($Hcl_{(aq)}$).
Portanto, Cloreto de Hidrogénio é $\mathbf{HCl_{(g)}}$.

Obtenção

O Cloreto de Hidrogénio, HCl, conforme já se referiu é uma substância gasosa. Como é que se obtém?

O Cloreto de Hidrogénio obtém-se **na indústria** da reacção do Hidrogénio com Cloro.

A equação da reacção é:
$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2HCl_{(g)}$

No laboratório faz-se reagir Cloreto de Sódio com Ácido sulfúrico, como ilustra a figura abaixo.

É uma reacção em que a recolha do gás em tubo de ensaio pode ser feita a seco, sem passar pela tina hidropneumática ou em tina hidropneumática, dissolvendo o gás na água (Cloreto de Hidrogénio é bem solúvel em água) e testando-se as propriedades ácidas da solução resultante.

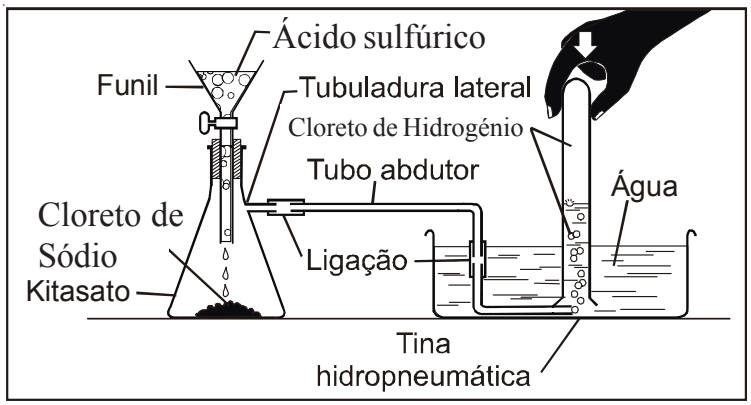


Fig. Obtenção laboratorial do Cloreto de Hidrogénio

A equação da reacção é:

$2NaCl_{(aq)} + H_2SO_{4(aq)} \rightarrow Na_2SO_{4(aq)} + 2HCl\uparrow$

Ácido clorídrico

Propriedades Físicas e Obtenção

Quando se dissolve o Cloreto de Hidrogénio em água, obtém-se uma solução aquosa que se designa de Ácido clorídrico (HCl). Portanto, o Ácido clorídrico é uma solução aquosa do Cloreto de Hidrogénio.

Ácido clorídrico e o Cloreto de Hidrogénio têm em comum a fórmula química **HCl**. A diferença está no estado físico: o Cloreto de Hidrogénio é um gás, $HCl_{(g)}$ e o Ácido clorídrico é um líquido $HCl_{(aq)}$.

O Ácido clorídrico é um líquido incolor com cheiro forte semelhante ao do Cloreto de Hidrogénio.

O Ácido clorídrico obtém-se dissolvendo o Cloreto de Hidrogénio em Água:

$HCl_{(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow 2HCl_{(aq)}$

Propriedades Químicas



FAZENDO REVISÕES...

Experiência: Alteração da cor dos indicadores em presença do Ácido clorídrico



TOME NOTA...

O Ácido clorídrico é corrosivo. Se algum ácido for derramado sobre a pele, a área afectada deve ser imediatamente lavada abundantemente com água. Qualquer queimadura grave deve receber assistência médica.

Se algum ácido salpicar os olhos, lave-os imediatamente com água. Deve-se ter sempre perto uma solução diluída de Hidrogenocarbonato de Sódio ou leite, para aplicar na lesão. Estas substâncias ajudam a neutralizar o ácido nos olhos.

Nunca aponte para cima um conta-gotas contendo ácido. Uma distracção momentânea pode causar um acidente sério.

Material

- 3 tubos de ensaio
- 3 conta-gotas

Substâncias

- Ácido clorídrico (HCl)
- Solução alcoólica de fenolfetaleína.
- Solução ou tintura azul de tornasol (ou papel de tornasol)

Montagem e Realização

1. Divida a solução de Ácido clorídrico em três tubos de ensaio.
2. A um dos tubos, adicione algumas gotas de solução alcoólica de fenolfetaleína. Observe o que acontece.
3. A outro tubo, junte algumas gotas de solução ou tintura de tornasol (ou papel de tornasol). Observe o que acontece.
4. O último tubo deve conter apenas a solução de Ácido clorídrico.

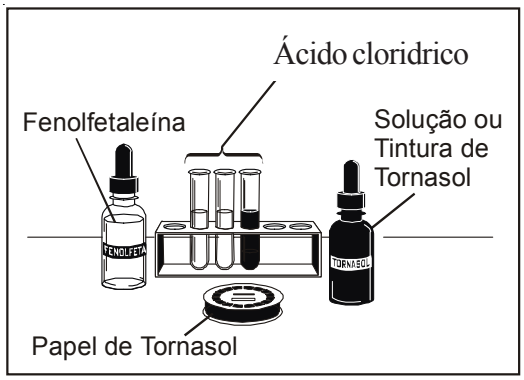
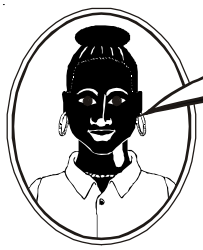


Fig.2 - Acção do Ácido Clorídrico sobre indicadores

Observações e Conclusões

- A fenolftaleina mantém-se incolor
- O Ácido clorídrico altera a cor da solução ou tintura de tornasol (ou papel azul de tornasol) para vermelho.
- A mudança da cor do indicador tornasol para vermelho indica a existência de uma solução ácida. **Ácidos mudam o tornasol para vermelho**.

O Ácido Clorídrico reage enérgicamente com muitos metais, óxidos de metais e hidróxidos. Os produtos dessas reacções são **sais**. Os Sais do Ácido clorídrico denominam-se **cloretos**. O Cloreto de sódio é um sal muito conhecido por todos nós!

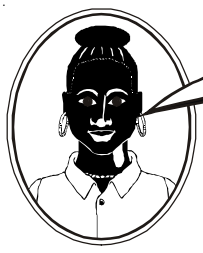


Caro aluno, se é que não mais se lembra do que aprendeu na 8ª classe a respeito dos sais, releia o Módulo 6, a lição relativa aos sais.

Então vejamos as reacções químicas típicas do Ácido clorídrico. Você já sabe que falar das propriedades químicas significa referir-se à reactividade da substância em causa.

1. Reacção de Ácido clorídrico com o Sódio metálico:

$$2HCl_{(aq)} + 2Na_{(s)} \rightarrow 2NaCl_{(aq)} + H_{2(g)}$$



Caro aluno! Lembre-se que na montagem da fórmula química deve-se sempre considerar a troca de valências. Neste caso o Sódio tem valência I e o Cloro também.

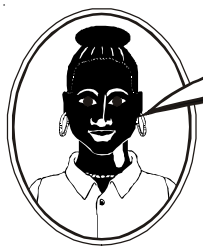
2. Reacção de Ácido clorídrico com Óxido de Potássio:

$$2HCl_{(aq)} + K_2O_{(s)} \rightarrow 2KCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

3. Reacção de Ácido clorídrico com Hidróxido de Sódio e com Hidróxido de Cálcio:

$$2HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow 2NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

$$2HCl_{(aq)} + Ca(OH)_{2(s)} \rightarrow CaCl_{2(aq)} + 2H_2O_{(l)}$$



Para se certificar que percebeu a diferença entre o Cloreto de Hidrogénio e Ácido clorídrico, nada melhor que responder ás questões que a seguir lhe apresentamos.



ACTIVIDADE

1. Assinale com um **V** a única afirmação correcta sobre as propriedades físicas do Cloreto de Hidrogénio:

V

a) Substância gasosa, incolor de cheiro sufocante. ☐

b) Substância líquida, incolor de cheiro forte. ☐

c) Substãncia sólida, incolor de cheiro sufocante. ☐

2. Assinale com um ✓a alínea que apresenta as propriedades físicas do Ácido clorídrico:

a) Substância gasosa, incolor de cheiro sufocante. ✓

b) Substância líquida, incolor de cheiro forte. ☐

c) Substância sólida, incolor de cheiro sufocante. ☐

3. Escreva a equação da reacção química de obtenção do Cloreto de Hidrogénio na indústria:

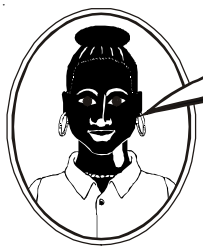
4. Complete e acerte as equações de reacção do Ácido clorídrico com as substâncias indicadas.

a) $HCl_{(aq)} + Zn_{(s)} \rightarrow$

b) $HCl_{(aq)} + BaO_{(s)} \rightarrow$

c) $HCl_{(aq)} + KOH_{(aq)} \rightarrow$

d) $2HCl_{(aq)} + KOH_{(aq)} \rightarrow$



Certamente percebeu bem a diferença entre o Cloreto de Hidrogénio e Ácido clorídrico. A formação de Cloreto de Sódio, é uma reacção que nos interessa particularmente. Que seria de nós sem o sal de cozinha? Agora compare as suas respostas com as da chave de correcção que lhe damos já a seguir.

CHAVE DE CORRECÇÃO

1. a)

2. b)

3. $H_{2\ (g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2HCl_{\ (g)}$

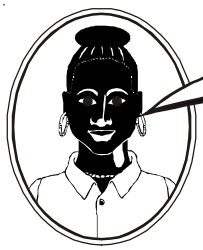
4.

a) $2HCl_{(aq)} + Zn_{(s)} \rightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$

b) $2HCl_{(aq)} + BaO_{(s)} \rightarrow BaCl_{2(aq)} + H_2O_{(l)}$

c) $HCl_{(aq)} + KOH_{(aq)} \rightarrow KCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$

d) $2HCl_{(aq)} + K_2O_{(s)} \rightarrow 2KCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$



Acertou em todas? Parabéns! Você percebeu bem mesmo o conteúdo desta lição. Se é que errou em mais que duas, reveja a sua lição, volte a resolver as questões que tenha errado. Á frente é que é o caminho!

7 Identificação de Iões Cloreto

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Descrever o procedimento para a identificação de iões cloreto.
- Escrever a equação química de reacção de identificação do ião cloreto.
- Mencionar as aplicações do Ácido clorídrico.

Material de apoio necessário para completar a lição:

- 1 conta-gotas;
- 1 tubo de ensaio;
- 1 suporte para tubos de ensaio;
- Ácido clorídrico, HCl;
- Nitrato de Prata ou Nitrato de Chumbo-II

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos

INTRODUÇÃO

Certamente você já teve que apresentar seus documentos em várias ocasiões para se identificar, isto é dar a conhecer o seu nome, idade, naturalidade, residência, etc. Ao identificar-se, mostra às pessoas, que estão perante você e não perante seu vizinho, irmão ou amigo. A identificação impede que seja confundido com qualquer outra pessoa do mundo. Isto é possível pois, na sua identificação estão presentes características específicas que impedem essa confusão.

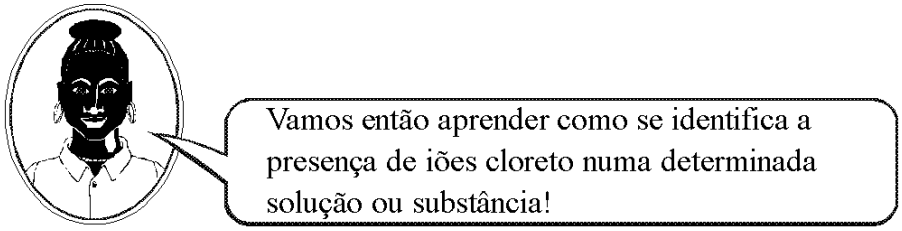
Saiba caro aluno que com as substâncias acontece algo parecido! Dadas as semelhanças existentes, muitas vezes não é possível através das características visíveis a olho nú (como o estado físico, cor, cheiro, solubilidade, etc), reconhecer uma determinada substância.

Os químicos servem-se dos conhecimentos que têm sobre as características das substâncias e, através de uma série de procedimentos, para comprovar, com toda a certeza, a identidade de uma substância. Ao conjunto de passos e procedimentos considerados para o reconhecimento, dá-se o nome de **processo de identificação**.

A identificação de uma substância permite:

- Reconhecer substâncias nocivas, venenosas ou perigosas, evitando-se acidentes no seu manuseamento, facto que pode até levar á morte ou provocar danos irreversíveis.
  Por exemplo, o Ácido sulfúrico é muito corrosivo (queima) e deve-se evitar um contacto directo com a pele ou roupa pois, provoca queimaduras graves e difíceis de curar.

- Tirar proveito de determinadas propriedades das substâncias em benefício da humanidade.
  Por exemplo, pelo conhecimento das suas propriedades, o Dióxido de Carbono é usado para apagar o fogo pois, não arde, é incombustível. No entanto, se por desconhecimento das propriedades alguém fizer o uso do Oxigénio para apagar uma chama, certamente que, você deve imaginar que estaria a aumentar a chama causando assim danos graves.



Identificação dos Iões Cloreto

Para a identificação dos iões cloreto vamo-nos basear na realização de uma experiência.



REALIZANDO EXPERIÊNCIAS

Identificação dos iões cloreto, Cl^-

Material

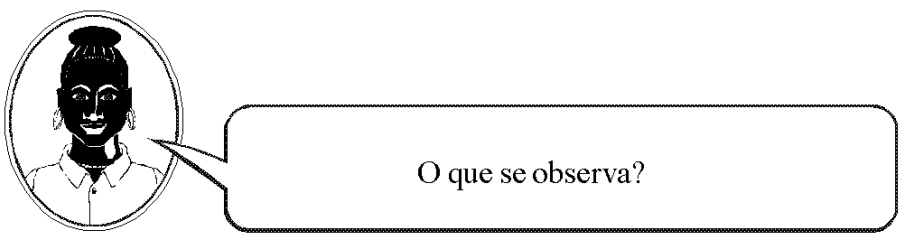
- 1 conta-gotas
- 1 tubo de ensaio
- 1 suporte para tubos de ensaio

Substâncias

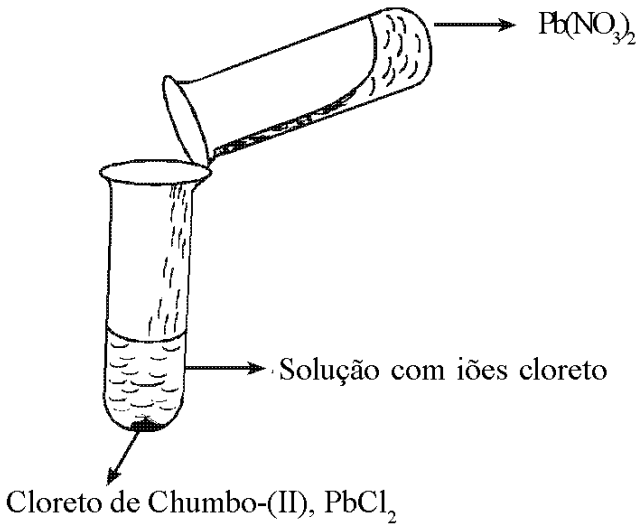
- Ácido clorídrico diluído
- Nitrato de Prata, $AgNO_3$
- Nitrato de chumbo, II $Pb(NO_3)_2$ ou
- Nitrato de Prata, $AgN0_3$ →

Montagem e realização

1. Deite, num tubo de ensaio, 2 a 3 ml de Ácido clorídrico, HCl diluído.
2. Adicione 2 a 3 ml de Nitrato de Chumbo (II), $Pb(NO_3)_2$ ou de Nitrato de Prata.
3. Observe o que ocorre com atenção.



Certamente que notou que a solução do tubo de ensaio inicialmente incolor, começou a ficar turva e, depois, depositou-se um sólido branco no fundo do tubo de ensaio como mostra a figura.





Identificação do ião cloreto
Identifica-se os iões cloreto adicionando-se á solução que se pensa ter esses iões, uma solução de $Pb(NO_3)_2$. Se de facto existirem iões Cl^- na solução, **forma-se um precipitado branco de Cloreto de Chumbo-(II), $PbCl_2$.**

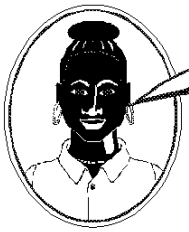
Precipitado é a designação que se dá ao sólido que se deposita no fundo da solução.

O Nitrato de Chumbo pode ser substituído por Nitrato de Prata, $AgNO_3$. Forma-se também um precipitado branco de Cloreto de Prata, AgCl.

Equação total da reacção:

$$Pb(NO_3)_{2(aq)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow 2HNO_{3(aq)} + \underset{\text{Branco}}{PbCl_2} \downarrow$$

A seta para abaixo indica que a substância formada é um sólido e por isso se precipita, isto é deposita-se no fundo do tubo de ensaio.



Quando as reacções químicas ocorrem entre iões existentes em soluções aquosas, como aconteceu nesta experiência, escrevem-se **equações iónicas**. Na equação iónica, ao contrário da equação total (onde se escrevem as fórmulas químicas completas dos compostos que participam na reacção), escrevem-se apenas os iões que levam á formação do produto que nos interessa.

Equação iónica:

$$Pb^{2+}_{(aq)} + 2Cl^{-}_{(aq)} \rightarrow PbCl_2 \downarrow$$

Branco

Se se adicionar o Nitrato de Prata, tem-se:

Equação total:

$$AgNO_{3(aq)} + HCl_{(aq)} \rightarrow HNO_{3(aq)} + AgCl \downarrow$$

Branco

Equação iónica:

$$Ag^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)} \rightarrow AgCl \downarrow$$

Branco

Aplicações do Ácido clorídrico

O Ácido clorídrico tem larga aplicação e a sua produção mundial é de milhões de toneladas. Aplica-se tanto nos laboratórios como na indústria. É usado:

- Na limpeza de superfícies metálicas;
- Em laboratórios;
- Na indústria de papel, tinta, tecidos, couros, etc.

Este ácido é comumente vendido no comércio, porém de forma impura, de cor amarelada, com nome usual de Ácido muriático.

Fica aqui para si uma coisa curiosa caro aluno! O suco gástrico (que existe no nosso estômago) contém Ácido clorídrico! Não se espante. É que este ácido é indispensável para a digestão e eliminação de microrganismos causadores de doenças. O excesso deste ácido no estômago pode provocar graves doenças.



Para mudar de actividade, propômos-lhe que responda às questões que se seguem. Certamente vão lhe ajudar a recuperar o ânimo pelo estudo.



ACTIVIDADE

1. O Ussene, aluno da 9ª classe, afirmou que numa solução de sal de cozinha há iões cloreto. Porém os amigos dele da 8ª classe não concordaram tendo-lhe exigido que provasse. Você como aluno da 9ª classe, como é que comprovaria a existência desses iões em solução? Explique.

2. Assinale com um ✓ a equação da reacção que melhor elucidaria a sua explicação de identificação do ião cloreto:

a) $MgSO_{4\,(aq)} + 2HCl_{\,(aq)} \rightarrow Na_2SO_{4\,(aq)} + MgCl_{2\,(aq)}$ ☑

b) $2NaCl_{\,(aq)} + ZnSO_{4\,(aq)} \rightarrow Na_2SO_{4\,(aq)} + H_2SO_{4\,(aq)}$ ☐

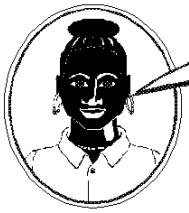
c) $Pb(NO_3)_{2\,(aq)} + 2HCl_{\,(aq)} \rightarrow 2HNO_{3\,(aq)} + PbCl_{2\,(s)}$ ☐

3. Assinale com um ✓ a equação da reacção iónica que melhor lhe ajudaria a elucidar a explicação de identificação do ião cloreto:

a) $Mg^{2+}_{\,(aq)} + 2Cl^{-}_{\,(aq)} \rightarrow MgCl_{2\,(aq)}$ ☑

b) $Pb^{2+}_{\,(aq)} + 2Cl^{-}_{\,(aq)} \rightarrow PbCl_{2\,(s)}$ ☐

c) $2NaCl_{\,(aq)} + ZnSO_{4\,(aq)} \rightarrow Na_2SO_{4\,(aq)} + H_2SO_{4\,(aq)}$ ☐



Tudo resolvido? Óptimo! Agora compare as suas respostas com as da chave de correcção que lhe apresentamos.



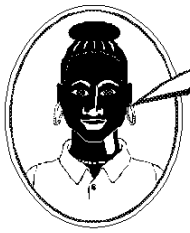
CHAVE DE CORRECÇÃO

1. Para identificar a presença de iões cloreto na solução de Cloreto de sódio, iria deitar algumas gotas de solução de Nitrato de Prata ou de Chumbo-II na referida solução pois, em presença destas soluções, se existirem iões cloreto forma-se um precipitado branco. Portanto, o aparecimento desse precipitado branco constituiria uma prova da existência dos iões cloreto na solução.

Observação: Qualquer explicação que se refira ao uso de solução de Nitrato de Chumbo-II ou de Prata e que o aparecimento de precipitado branco prova a existência de iões cloreto, deve ser considerada correcta.

1. c)

2. b)



Respondeu acertadamente às questões? Parabéns! Você percebeu mesmo o conteúdo desta lição. Se teve dificuldades, não avance para lição seguinte. Releia de novo a lição dando mais enfâse á resolução das questões que constam nas lições onde a dificuldade foi maior. Tudo vai dar certo com a sua força de vontade.

Depois de tudo terminado, que tal comer uma fruta para que o Ácido clorídrico que se encontra no suco gástrico do seu estômago o ajude na digestão?

8

Número de Oxidação

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Definir número de oxidação.

Material de apoio necessário para completar a lição:

- Módulo 2 da 9ª classe
- Tabela Periódica

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos

INTRODUÇÃO

Vamos supor caro aluno, que você foi picado por um mosquito que lhe transmitiu o agente causador da malária! É só uma suposição, isto é estámos a fazer de conta. **Cuide-se para que isto não aconteça**! Continuemos então com a nossa suposição. Quando você for ao centro de saúde, o resultado do teste indicará se você tem uma cruz (+), duas cruzes (++), três cruzes (+++) ou mais cruzes. É como se você tivesse "ganho" cruzes após a picadela do mosquito.

Após a medicação recomendada no centro de saúde, quando você for de novo para o controle da malária, provavelmente o teste indicará, através do número de cruzes que diminuiu ou até eleminou o agente causador da doença. É como se você tivesse "perdido" cruzes. Parece um jogo de ganhar ou perder cruzes. Na realidade nós não temos cruzes no nosso sangue. É apenas um critério que permite ao pessoal de saúde avaliar o nosso grau de infecção.

Pois bem, os átomos dos elementos ao ligarem-se uns aos outros também assume-se que "ganham" ou "perdem" electrões uns dos outros e ficam com uma carga, como no caso das cruzes.

No processo de formação de substâncias mediante o estabelecimento de ligações químicas entre os átomos, ocorre a formação de cargas em átomos, facto que ocorre como se se estivessem a formar cruzes. Isso é o que terá a oportunidade de aprender nesta lição.

Número de Oxidação



FAZENDO REVISÕES...

Caro aluno, dos módulos anteriores você ficou a saber que maior parte dos elemento químicos não estão estáveis pois, não apresentam 8 electrões na última camada. Assim sendo, ligam-se uns com os outros formando substâncias, mediante o compartilhamento ou transferência de electrões e, no fim cada átomo adquire uma estrutura estável.

No estabelecimento da ligação iónica, por exemplo, há átomos que cedem electrões e outros que os ganham, ocorrendo assim a transformação dos átomos iniciais em iões que constituem uma forma de existência estável dos átomos envolvidos. Certamente que você se recorda deste assunto pois, já foi tratado no módulo 2.

Examinemos em conjunto o que acontece quando os átomos de Sódio e Cloro se ligam para formar Cloreto de Sódio.
Comecemos pela estrutura electrónica dos átomos dos dois elementos:

$_{11}$Na:

K L M

+11)))

$2e^-$ $8e^-$ $1e^-$

$_{17}$Cl:

K L M

+17)))

$2e^-$ $8e^-$ 7e

Ao átomo de Sódio "convém" perder um electrão e ao átomo de Cloro ganhar um electrão para que fiquem com 8 electrões na última camada cada .



Veja os quadros I e II que esquematizam o que se passa durante a formação da ligação:

Quadro I

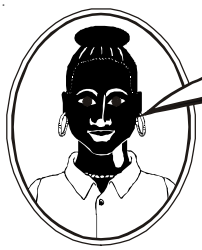
Na • ⟶	** * Cl ** **
Tem um electrão na última camada que vai "ceder" ao Cloro	Tem 7 electrões na última camada e vai "ganhar" o electrão do Sódio.

Quadro II

Na^+ ⟶	** • * Cl ** **
"Perdeu" 1 electrão. Ficou carga eléctrica positiva: +1	**"Ganhou"** 1 electrão. Ficou com carga eléctrica negativa: -1

$Na \longrightarrow \mathbf{Na^+} + 1e^-$

$Cl + 1e^- \longrightarrow \mathbf{Cl^-}$



Como pode notar, o Sódio ao perder um electrão ficou com uma carga positiva (+1) e o Cloro ao ganhar uma carga negativa ficou com carga negativa (-1). A carga que cada átomo adquire por ter ganho ou perdido electrões, chamamos de **número de oxidação**.



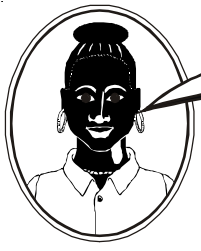
Número de oxidação de um elemento – é a carga (positiva, negativa ou mesmo nula) que um átomo de um elemento teria ao perder ou ganhar electrões.

Ou

é a carga (positiva ou negativa) que um elemento teria se os electrões (dos átomos que formam a ligação) pertencessem ao elemento mais electronegativo.

Para designar o número de oxidação comummente usa-se a abreviatura **nox**. Para o exemplo de NaCl, dizemos nox de Sódio é **+1** e de Cloro é **–1** e, representa-se nox (Na) = +1 e do elemento nox (Cl)= -1. Geralmente o nox representa-se por cima do símbolo do referido elemento.

$$\overset{+1}{Na}\overset{-1}{Cl}$$



Conta-se como uma unidade de carga positiva, cada electrão cedido, e como uma unidade carga negativa cada electrão recebido.

Vejamos a seguir qual é o número de oxidação do Cálcio e Oxigénio na substância Óxido de Cálcio (CaO).

Tal como procedemos no primeiro caso, comecemos pela identificação da estrutura electrónica dos átomos dos dois elementos:

$_{20}$Ca:

K L M N

+20))))

$2e^-$ $8e^-$ $8e^-$ $2e^-$

$_{8}$O:

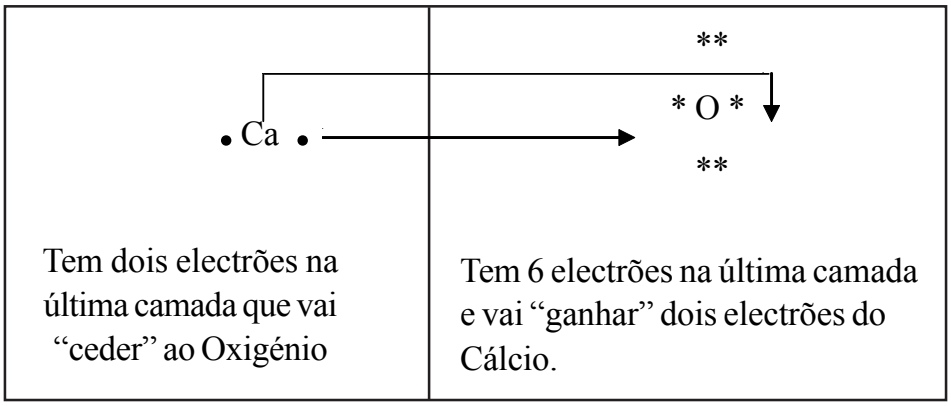
K L

+8))

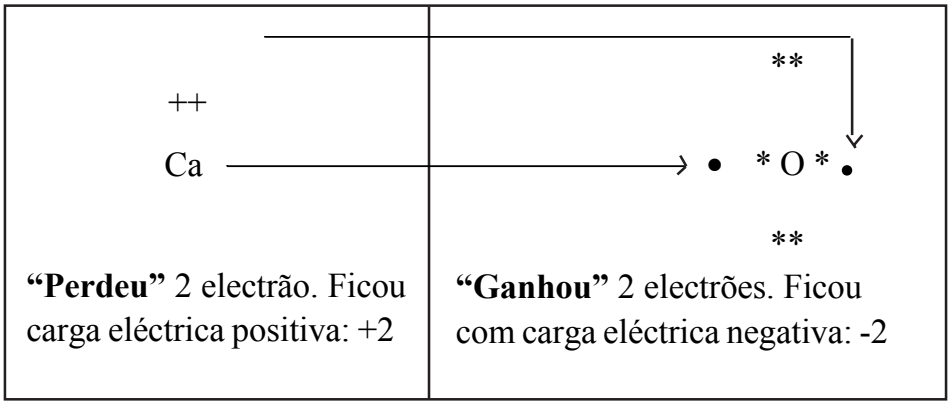
$2e^-$ $6e^-$

Com dois electrões na última camada, ao átomo de Cálcio convém perder os dois electrões e ao do Oxigénio com seis electrões convém, ganhar dois electrões para que fiquem com 8 electrões na última camada cada. De forma mais detalhada temos:

Quadro I



Quadro II



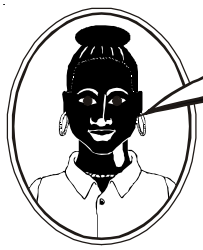
$Ca \longrightarrow \mathbf{Ca^{2+}} + 2e^-$

$O + 2e^- \longrightarrow \mathbf{O^{2-}}$

O átomo de Cálcio "perdeu" 2 electrões, tem duas unidades de carga positiva, o átomo de Oxigénio "ganhou" dois electrões, tem duas unidades de carga negativa.

Daqui podemos afirmar que o Cálcio tem nox +2 e, o Oxigénio tem nox -2. E representa-se:

$$\overset{+2\ \ -2}{CaO}$$



Caro aluno, como pode notar, descobrimos o nox do elemento com base na identificação da quantidade de electrões que o átomo ganha ou perde quando da sua participação da ligação. Entretanto, é igualmente possível determinar o nox de um elemento com base no uso de regras simples, que dispensam "tantas voltas".
As regras em questão vai conhecê-las na próxima lição.

Antes de passar à lição que se segue, faça uma revisão breve desta lição, que será uma boa base para a boa e rápida compreensão da matéria a seguir. Coragem!

9 Cálculo do Número de Oxidação

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Determinar o número de oxidação de um elemento.

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos

INTRODUÇÃO

Certamente se recorda que afirmamos que os átomos dos elementos ao se ligarem uns aos outros "ganham" ou "perdem" electrões e ficam com uma carga. Fizemos até uma comparação com as cruzes, quando se faz o teste de malária. Recorda-se do exemplo? Também estabelecemos uma comparação com oque acontece na ligação iónica.

No entanto, também na formação da ligação covalente se formam cargas parciais ou imaginárias entre os átomos que se ligam. Isto é, o número de oxidação pode também ser determinado para átomos que estão ligados por ligação covalente.

Neste lição, você conhecerá as regras para determinação de nox de um átomo. Para tal convidamos-lhe a prestar a maior atenção possível nos procedimentos.

Regras Para a Determinação do Nox

Os valores de número de oxidação dos elementos, foram já determinados. Alguns elementos químicos, dependendo da substância que formam, têm nox variável. Assim, para facilitar a identificação do nox de cada elemento em qualquer que seja a substância, foram estabelecidas regras.



Caro aluno, as regras de cálculo de nox constituem uma espécie de "tabuada" para você conhecer os nox. Veja a seguir as regras:

1. Cada **átomo de Oxigénio** num composto sempre apresenta nox igual **-2**. Excepção vale para casos em que o Oxigénio está em peróxidos, onde apresenta nox igual a **-1**.

2. Um **átomo de Hidrogénio** num composto sempre apresenta nox igual a **+1**. Excepção vale para casos em que o Hidrogénio está em hidretos, onde apresenta nox igual a **-1**.

3. Em uma **substância elementar** (simples ou composta), os átomos que as constituem apresentam nox igual a **zero**.

4. **Iões simples** apresentam nox igual à **carga desse ião**.

5. Num **composto, o somatório dos nox** dos átomos que constituem a substância é igual a **zero**.

6. Em **iões compostos, o somatório dos nox** dos átomos que constituem o ião é igual à **carga do ião**.

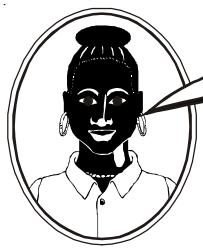
7. Átomos de **metais alcalinos** em compostos apresentam sempre nox igual a **+1**.

8. Átomos de **metais alcalinos terrosos** em compostos apresentam sempre nox igual a **+2**.

9. Átomos de **halogéneos** em compostos não oxigenados apresentam nox igual a **-1**.

10. Átomos de **Enxofre** em compostos não oxigenados apresentam nox igua a **-2**.

11. Em compostos, átomos de Alumínio apresentam nox +3; átomos de Prata apresentam nox +1; átomos de Zinco apresentam nox +2; átomos de Ferro em compostos de Ferro-II apresentam nox +2 e, nos de Ferro-III, nox igual a +3.



Com certeza que as regras acima ainda não lhe dizem muita coisa sem a exemplificação. E, isso faremos já.
É importante referir que quando se escreve a fórmula de um ião, coloca-se o sinal da carga do ião depois do valor numérico, por exemplo, o ião Magnésio escreve-se Mg^{2+}, o ião de Alumínio, Al^{3+}. Diferentemente, quando se escreve o número de oxidação, coloca-se primeiro o sinal e só depois o valor numérico. Assim, os nox de Magnésio e do Óxigénio no Óxido de Magnésio escreve-se $\overset{+2}{M}_g$ e $\overset{-2}{O}$.

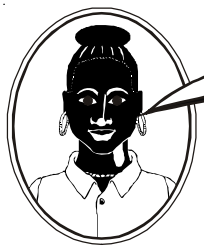
Lembre-se que o nox escreve-se por cima do símbolo do elemento.



Vejamos agora exemplos práticos de determinação de nox de elementos. Para tal devemos fazer uso das regras já apresentadas.

Exemplo 1

Determinar o nox dos elementos Cálcio, Ferro, Bromo, Nitrogénio e Hélio em: **N_2, Ca, Fe, Br_2, e O_3**.



Para determinarmos os noxs precisamos saber em que tipo de substâncias aparecem os elementos referidos, de modo a aplicarmos a regra correspondente. Da 8ª classe, você aprendeu que as substâncias se classificavam em elementares e compostas. Onde as elementares são as formadas por apenas átomos do mesmo tipo, enquanto que as compostas por dois ou mais átomos de elementos diferentes. Desse modo, voltando ao exercício teremos:

Ca e **Fe** – são substâncias elementares simples (formadas por 1 átomo desse elemento).

N_2, **Br_2**, **e O_3** – são substâncias elementares compostas (formadas por 2 ou mais átomos do mesmo elemento).
A regra estabelece:

"substância elementar *(simples ou composta), apresenta nox igual a* zero".

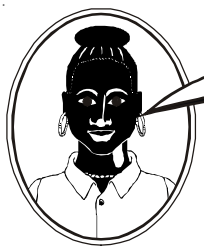
0 0 0 0 0

Ca; Fe; N_2, Br_2 e O_3

Nox (Ca) = 0; nox (Fe) = 0; nox (N) = 0; nox (Br) = 0; nox (O) = 0;

Exemplo 2

Determinar o nox dos elementos Hidrogénio e Oxigénio na substância **H_2O.**

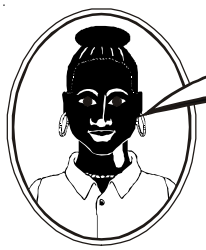


Os elementos Hidrogénio e Oxigénio aparecem num composto, a água (H_2O). Das regras consta: "*em composto, cada átomo de Hidrogénio apresenta nox +1 e, cada átomo de Oxigénio apresenta nox -2.*

+1 -2
H_2O ; nox(H) = +1 e nox (O) = -2

Exemplo 3

Determinar o nox dos iões de Ca^{2+} e N^{3-}.

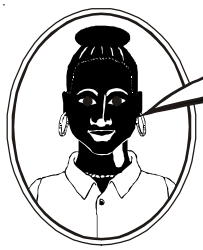


Ca^{2+} e N^{3-} são iões simples (ião formado por apenas um elemento químico). Das regras consta: "*nox de ião simples é igual a carga do ião"*. Então:

+2 -3
Ca^{2+} ; nox (Ca^{2+}) = +2; N^{3-} ; nox (N^{3-}) = -3

Exemplo 4

Determinar o nox do Cloro no Ácido clórico ($HClO_3$).



$HClO_3$ – é um composto. Das regras estabelecidas temos "a *soma dos noxs de todos os átomos que compõe a molécula é igual a zero"*.
Valendo-nos então do facto de alguns dos átomos terem nox constante, poderemos determinar o nox desconhecido. Assim:

1º - Coloca-se o nox junto dos símbolos dos elementos (por cima de cada átomo) que formam a molécula. O elemento cujo nox é desconhecido coloca-se uma incógnita (*x*, y, etc.).

$$\overset{+1}{H}\ \overset{x}{Cl}\ \overset{-2}{O_3}$$

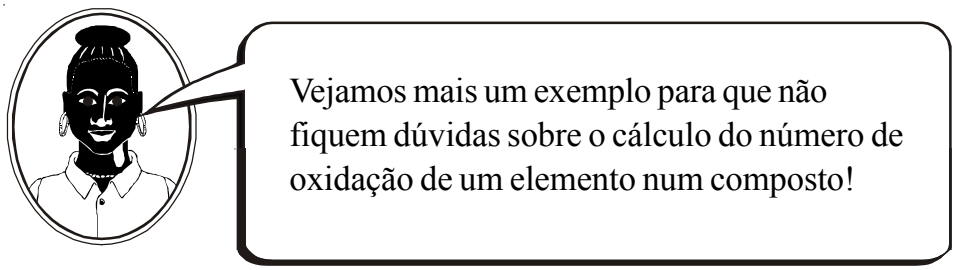
2º - Calcula-se o nox desconhecido, tendo em conta que *"a soma de cargas positivas e negativas numa molécula é zero"*.

$$\text{Nox (H)} + \text{nox (Cl)} + 3 \bullet \text{nox (O)} = 0$$
$$(+1) + x + 3 \bullet (-2) = 0$$
$$+1 + x - 6 = 0$$
$$x - 5 = 0$$
$$x = +5$$
$$\text{Nox (Cl)} = +5$$

3º - Verificar se o nox obtido satisfaz a condição "*soma de cargas positivas e negativas (nox) é igual a zero"*.

$$\text{Nox (H)} + \text{nox (Cl)} + 3 \bullet \text{nox (O)} = 0$$
$$(+1) + 5 + 3 \bullet (-2) = 0$$
$$+6 - 6 = 0$$
$$0 = 0$$

No composto $HClO_3$, realmente o **cloro** apresenta nox igual a +5.



Exemplo 5

Determinar o **nox do Fósforo** no Ácido fosfórico, H_3PO_4.

1º - Identifica-se o nox junto dos símbolos dos elementos que formam a molécula.

$$\overset{+1}{H_3}\ \overset{x}{P}\ \overset{-2}{O_4}$$

2º - Calcula-se o nox desconhecido, tendo em conta que a soma dos nox, de cargas positivas e negativas numa molécula é igual a zero.

$3 \bullet \text{nox (H)} + \text{nox (P)} + 4 \bullet \text{nox (O)} = 0$

$3 \bullet (+1) + x + 4 \bullet (-2) = 0$

$+3 + x - 8 = 0$

$x - 5 = 0$

$x = +5$

3º - Verificar se o nox obtido satisfaz a condição.

$\text{Nox (H)} + \text{nox (Cl)} + 3 \bullet \text{nox (O)} = 0$

$3 \bullet (+1) + 5 + 4 \bullet (-2) = 0$

$+3 + 5 - 8 = 0$

$+8 - 8 = 0$

$0 = 0$

De facto nox de **Fósforo** no composto H_3PO_4 é igual a +5.

Até aqui estivemos a calcular o nox do átomo de um elemento que entra na constituição de uma molécula que como sabe é neutra. Numa molécula, o somatório dos nox (a soma das cargas positivas e negativas) é igual a zero. Vamos em seguida calcular o nox do átomo de um elemento que pertence a um ião composto.

Exemplo 6

Determinar o **nox do Carbono** no ião carbonato, CO_3^{2-}.

Da 8ª classe **ião composto** é partícula com carga, constituída por dois ou mais átomos de elementos químicos diferentes.

A regra estabelece "*num ião composto o somatório dos nox dos átomos que o compõe é igual à carga do ião*".

Obedecendo mesmos procedimentos que dos casos anteriores teremos:

1º - Coloca-se o nox junto dos símbolos dos átomos dos elementos que formam o ião.

$x \quad -2$

$C \; O_3^{2-}$

2º - Calcula-se o nox desconhecido, tendo em conta que o somatório dos nox num ião compostos é igual à carga do ião (neste caso, 2-).

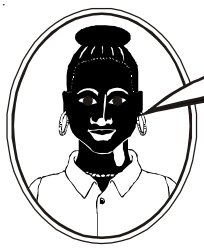
$$nox(C)+3\bullet nox(O)=-2$$
$$x+3\bullet(-2)=-2$$
$$x-6=-2$$
$$x=+6-2$$
$$x=+4$$

Nox (C) = +4

3º - Verificar se o nox obtido, com base na regra satisfaz a condição estabelecida.

$$nox(C)+3\bullet nox(O)=-2$$
$$+4+3\bullet(-2)=-2$$
$$+4-6=-2$$
$$-2=-2$$

Portanto, o nox de Carbono no composto de facto é igual a +4.

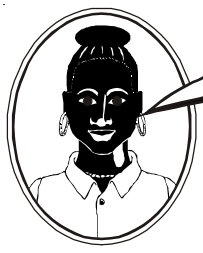


Muito bem, caro aluno, esperamos que você tenha conseguido seguir atentamente o raciocínio a obedecer para determinar o número de oxidação de um elemento. A tabela abaixo contém o resumo das regras que lhe permitem determinar os noxs.

Tabela: Regras para a determinação de noxs.

Partículas	Nox	Exemplos
Átomos nas substâncias elementares	**0**	$\overset{0}{H_2}$, $\overset{0}{S}$; $\overset{0}{Na}$
Metais alcalinos e Ag em compostos	**+1**	$\overset{+1}{Na}Cl$, $\overset{+1}{K}Br$, $\overset{+1}{Ag}Br$
Metais alcalino-terrosos) e Zn em compostos	**+2**	$\overset{+2}{Zn}O$, $\overset{+2}{Mg}Cl_2$
Alumínio em compostos	**+3**	$\overset{+3}{Al}Cl_3$, $\overset{+3}{Al}_2O_3$

Partículas	Nox	Exemplos
Hidrogénio em compostos	**+1** (Excepto nos hidretos que é igual a –1) Ex. NaH	+1 +1 -1 $H\,Cl$, $H_2\,O$; $Na\,H$
Oxigénio em compostos	**-2** (Excepto nos peróxidos que é igual a –1) Ex. H_2O_2	-2 -2 -1 $Mg\,O$, $H_2\,O$; H_2O_2
Halogéneos em compostos não oxigenados	**-1**	-1 -1 $H\,F$, $H\,Cl$
Enxofre em compostos não oxigenados	**-2**	-2 -2 $Fe\,S$, $Na_2\,S$
Iões simples	**Carga do ião**	+1 -2 Na^+; S^2
Iões compostos	**A soma algébrica do nox de todos os átomos é igual a carga do ião.**	x -2 SO_4^{2-} $(+x)+4.(-2)=-2$
Moléculas	**A soma algébrica do nox de todos átomos na moléculas é igual a zero.**	+1 -2 $H_2\,O$ $2.(+1)+(-2)=0$



Muito bem, caro aluno, chegados a este momento, nada melhor que fazer uma auto-avaliação do grau de assimilação desta matéria. Para tal recomendamos que resolva a actividade a seguir.



ACTIVIDADE

1. Assinale com um ✓a alínea que corresponde ao número de oxidação do Cloro no Cl_2:

a) +1 ☐ ✓

b) -1 ☐

c) 0 ☐

d) -2 ☐

2. Faça todos os cálculos que julgar necessários no espaço ao lado e assinale com um ✓a resposta correcta que corresponde ao nox do Cloro na substância $HClO_2$:

a) +3 ☐ ✓

b) -3 ☐

c) 0 ☐

d) -1 ☐

3. O nox do Enxofre na substância H_2S é: marque com um um ✓a afirmação correcta:

a) 0 ☐ ✓

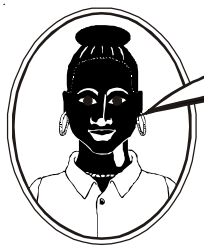
b) -2 ☐

c) +2 ☐

d) +3 ☐

4. Faça todos os cálculos que julgar necessários no espaço ao lado e assinale com um ✓a resposta correcta que corresponde ao nox de Enxofre em SO_4^{2-}:

	✓
a) 0	☐
b) -2	☐
c) +6	☐
d) +4	☐



Agora compare as suas respostas com as da chave de correcção que lhe apresentamos já a seguir. Saber calcular o nox de um átomo, ião ou molécula é muito importante, particularmente nas reacções redox de que vamos falar nas próximas lições.



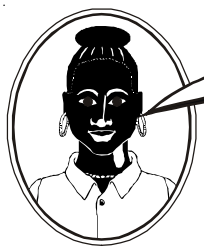
CHAVE DE CORRECÇÃO

1. c)

2. a)

3. b)

4. c)



Acertou em todas? Parabéns! Você percebeu mesmo o conteúdo desta lição. Faça uma pausa de pelo menos 20 minutos e, volte a rever a sua lição antes de passar para a próxima. Se entretanto ficaram algumas dúvidas por favor releia as 2 últimas lições.

Ter relações sexuais quando se é muito jovem é perigoso:

- pode causar uma gravidez não
- planeada,
- pode transmitir doenças como a SIDA,
  pode provocar infertilidade - onde raparigas não possam ter filhos quando
- forem mais velhas,
  pode causar cancro do colo do útero em raparigas.

Pense bem antes de ter relações sexuais. Não corra riscos desnecessários.

10 Reacções Redox

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Definir redutor, oxidação, redução, redox, oxidante e redutor

Material de apoio necessário para completar a lição:

- Módulo 6 da 8ª classe

Tempo necessário para completar a lição:

- 60 minutos

INTRODUÇÃO

Caro aluno, com certeza que com o seu crescimento tem notado que a sua percepção dos acontecimentos da vida vai se alterando.

Na 8ª classe, você teve uma lição cujo título foi exactamente o mesmo que desta lição, notou isso, não? Não se enganou caro aluno, os conceitos redutor, oxidante, redução, oxidação e redox foram já tratados. Estes conceitos estavam todos relecionados com o ganho ou perda de Oxigénio. Na 9ª classe, os mesmos conceitos serão tratados dentro duma outra perspectiva, por sinal a mais correcta, se com isso querer dizer que a outra estivesse errada. Portanto, as reacções redox não envolver necessariamente o ganho ou perda de Oxigénio.

Vamos então recordar, primeiro, o que aprendemos na 8ª classe sobre reacções redox.



FAZENDO REVISÕES...

Redutor – substância que **ganha Oxigénio** no decurso de uma reacção química.

Oxidante – substância que **perde Oxigénio** no decurso de uma reacção química.

Oxidação – **processo de combinação de uma substância com Oxigénio** durante uma reacção química.

Redução – processo de perda de Oxigénio durante uma reacção química.

Reacção redox – reacção química que **ocorre com perda e ganho simultâneo de Oxigénio**.



Caro aluno, mais pormenores do tratamento feito sobre este tema na 8ª classe, poderá té-los abrindo o Módulo 6 de Química, 8ª classe nas lições relativas a reacções redox.

Reacções Redox

Na 9ª classe voltaremos a tratar do tema sobre reacções redox, mas o conceito é mais amplo. Nesta classe, os processos de oxidação ou redução, não envolvem ganho ou perda de Oxigénio apenas, isto é existem reacções redox em que o Oxigénio não participa.



Vejamos então estes novos conceitos de oxidação, redução, redox, oxidante e redutor.

Oxidação e Redução

Para definirmos os conceitos oxidação e redução comecemos por uma questão prática.

Dada a equação abaixo, indique os processos de oxidação e de redução:

$$2NaI + Cl_2 \rightarrow 2NaCl + I_2$$

Para responder à questão colocada, procede-se da seguinte maneira:

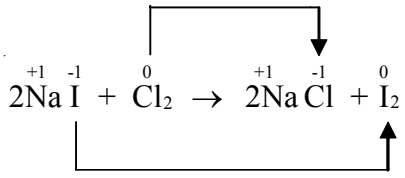
1. Determina-se o nox de todos os elementos.

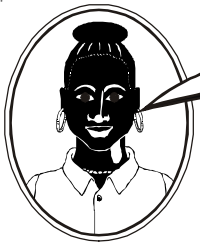
Para tal aplicam-se as regras aprendidas em lições anteriores e, assim teremos.

$$\overset{+1}{2Na}\overset{-1}{I} + \overset{0}{Cl_2} \rightarrow \overset{+1}{2Na}\overset{-1}{Cl} + \overset{0}{I_2}$$

2. Identifica-se os elementos cujo nox variou.

A variação do nox é identificada reparando elemento por elemento o valor do seu nox nos reagentes e nos produtos. Se o valor fôr o mesmo, então não houve variação, pelo que e o elemento em causa não nos interessa. Se for diferente, significa que variou e indicamos a variação por uma seta, que tem origem no átomo reagente para o do produto.





Repare, caro aluno, que o nox do Sódio é o mesmo nos reagentes e nos produtos (+1), não variou, pelo que não nos interessa.
Entretanto, para o elemento Iodo, temos nox -1, nos reagentes e 0, nos produtos, variou; para o elemento Cloro, temos nox 0 nos reagentes e -1, nos produtos, variou.

3. Indica-se o nome do processo em função do tipo de variação.

Em que consistiu a variação de nox dos elementos Iodo e Cloro?

Para o Iodo, de nox **-1** para **0**, nota-se que houve **aumento algébrico do valor de nox**; para o Cloro, de **0** para **-1**, nota-se que houve uma **diminuição algébrica do valor de nox**.

Então, sempre que numa variação de nox se observar **um aumento** algébrico do valor, dizemos que houve uma **oxidação**. E, se no entanto, se observar uma **diminuição** algébrica no valor, dizemos que ocorreu uma **redução**.

Agora sim, podemos já definir o conceito oxidação.



Oxidação – é o processo que ocorre acompanhado de **aumento de nox** durante uma reacção química.

$$\overset{+1}{2Na}\overset{-1}{I} + \overset{0}{Cl_2} \rightarrow \overset{+1}{2Na}\overset{-1}{Cl} + \overset{0}{I_2}$$

Oxidação

Esta mesma equação de oxidação pode ser representada por uma semi-equação. A semi-equação de oxidação é:

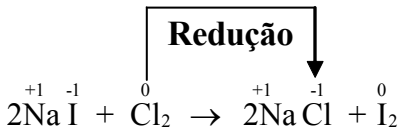
$$2\,Na\overset{-1}{I} \rightarrow \overset{0}{I_2}$$

O nox do Iodo alterou-se. Passou de **-1** para **0**. É evidente que foi a perda de 2 electrões que provocou este aumento do nox. Note que cada átomo de Iodo perdeu um electrão!

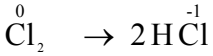
E o que é a redução?



Redução – é o processo que ocorre acompanhado de **diminuição do nox** durante uma reacção química.

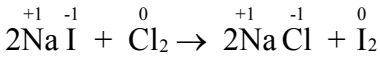
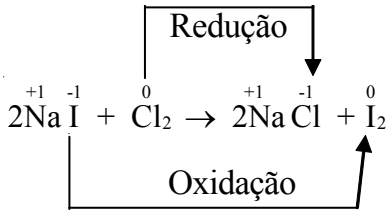


A equação de redução pode também ser representada por uma semi-
-equação. A semi-equação de redução é:



O nox do Cloro alterou-se. Passou de **zero** para **-1**. Houve, portanto uma **diminuição** do seu número de oxidação. É evidente que foi o ganho de 2 electrões que provocou esta diminuição do nox. Note que cada átomo de Cloro ganhou um electrão!

A tabela a seguir apresenta o resumo daquilo que acabamos de explicar anteriormente.

	Indica-se, junto aos símbolos dos elementos, os respectivos números de oxidação.
	Observe que somente o Iodo e o Cloro variou seu nox na passagem do 1º para o 2º membro da equação.
Houve um **aumento algébrico do nox** do Iodo de **–1** para **0**.	Este fenómeno é chamado **oxidação**. Quando uma partícula é **oxidada,** o seu **nox aumenta**.
Houve uma **diminuição algébrica do nox** de Cloro de **0** para **-1**.	Este fenómeno é chamado **redução**. Quando uma partícula é **reduzida,** o seu **nox diminui**.

Reacção Redox. Oxidante e Redutor

Na 8ª classe, a reacção redox foi sempre aquela em que ocorria simultaneamente a cedência e ganho de Oxigénio. Onde o processo de cedência é a oxidação e, o de ganho, a redução. Assim juntando **red** da redução e, **ox** da oxidação, resulta **redox.**

Continuaremos a assumir o conceito **redox** como sendo a ocorrência simultânea de **redução** e **oxidação**. No entanto, o que muda é o que assumimos como sendo a redução e a oxidação. Assim, baseando-nos nas definições de oxidação e redução que acabamos de aprender, teremos:

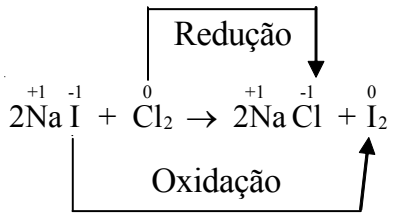


Reacção de oxidação-redução ou **redox** – é aquela que ocorre acompanhada de **variação do número de oxidação**. Ou

Reacção de oxidação-redução ou **reacção redox** - é aquela que ocorre acompanhada de **aumento** e **diminuição** simultâneo do número de oxidação.

Assim podemos então concluir que a equação:

$\overset{+1}{2Na}\overset{-1}{I} + \overset{0}{Cl_2} \rightarrow \overset{+1}{2Na}\overset{-1}{Cl} + \overset{0}{I_2}$, é uma equação de reacção redox, pois ocorre com alteração do número de oxidação ou seja ocorrem simultâneamente os processos de oxidação e de redução.



Para que uma reacção seja redox, conforme já se fez referência deve ocorrer o aumento e diminuição simultâneo de nox. A substância cujo nox aumenta, chama-se **redutor** e, a que o nox diminui designa-se de **oxidante**.



Redutor – é a substância cujo número de oxidação aumenta numa reacção redox.
O redutor **oxida-se** ou seja, sofre o processo de oxidação.

Na equação da reacção que serviu de exemplo, o redutor é o ião iodeto, (I^-) do composto Iodeto de Sódio, NaI, pois o seu nox aumentou de **-1** para **0** ao passar do 1º para o 2º membro da equação.

$$2Na\overset{-1}{I} + Cl_2 \rightarrow 2NaCl + \overset{0}{I_2}$$

Redutor



Oxidante – é a substância cujo número de oxidação diminui numa reacção redox.

O oxidante **reduz-se**, isto é, sofre o processo de redução.

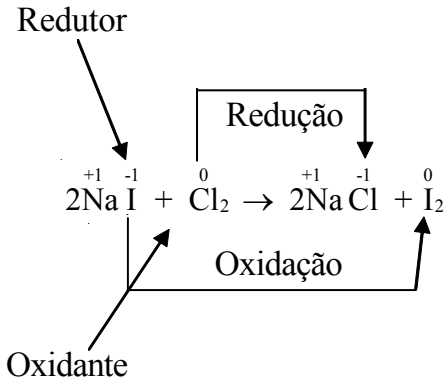
Assim na equação da reacção que serviu de exemplo, o oxidante é o Cloro, Cl_2, pois o seu nox diminuiu de **0** para **-1**, ao passar do 1º para o 2º membro da equação química.

$$2NaI + \overset{0}{Cl_2} \rightarrow 2Na\overset{-1}{Cl} + I_2$$

Oxidante



Caro aluno, se reunirmos todo o saber aqui apresentado, temos:





A melhor maneira de confirmar que assimilou o conteúdo desta lição é fazendo uma auto-avaliação.



ACTIVIDADE

1. Faça corresponder com uma linha a **coluna A**, de conceitos ligados a reacções redox com a **coluna B**, referente a significação dos conceitos de modo a obter correlações certas:

Coluna A
a) Redução
b) Oxidação
c) Reacção redox.
d) Oxidante
e) Redutor

Coluna A
1. reacção que ocorre com aumento de nox.
2. partícula cujo nox aumenta.
3. reacção que ocorre com variação de nox.
4. partícula cujo nox diminui.
5. reacção que ocorre com diminuição de nox.



Agora compare as suas respostas com as da chave de correcção que lhe dámos já a seguir.



CHAVE DE CORRECÇÃO

a) - 5

b) - 1

c) - 3

d) - 4

e) - 2



Parabéns! Foi interessante alargar ainda mais os seus conceitos sobre reacções redox. Sigamos para a nova lição. Recorde-se sempre que ganhar electrões implica ganhar carga negativa.

Antes de ter relações sexuais, esteja preparado(a), certifique-se:

- Gosta mesmo dessa pessoa especial?
- Ambos querem ter relações sexuais?
- Sente-se bem e em segurança com essa pessoa especial?

Então ... utilize um preservativo novo e não arrisque o perigo de doenças ou infecções.

11 Reacções redox. (consolidação)

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Demonstrar o carácter redox de uma reacção.
- Identificar os processos de oxidação e de redução bem como o oxidante e o redutor numa reacção redox.

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos

INTRODUÇÃO

Na lição anterior apresentamos-lhe um tratamento mais geral do conceito redox, diferentemente do da 8ª classe que estava restrito a apenas reacções que envolviam ganho e perda de Oxigénio em seu decurso.
Na apresentação em referência, tivemos então novas considerações sobre os processos de oxidação e redução e das partículas oxidante e redutora tendo em conta que um processo redox envolve uma variação de nox (aumento e sua diminuição simultânea).

Nesta lição você terá a oportunidade de praticar os conceitos ora aprendidos, identificando e demonstrando de entre várias equações, aquelas que correspondem a processos redox. Para já sugerimos-lhe que preste muita atenção à maneira como procederemos pois, só assim é que sozinho, você poderá também conseguir fazer a identificação e demonstração.

Reacções Redox

1. Dada a equação da reacção química abaixo, demonstre que representa uma reacção redox (indique os processo de oxidação e redução, o oxidante e o redutor).

$$ZnO + Mg \rightarrow Zn + MgO$$



Caro aluno, para demonstrar se uma dada equação é ou não redox obedece-se os seguintes passos:

1. Determina-se os nox de todos os elementos.

2. Identifica-se os elementos cujos noxs variaram.

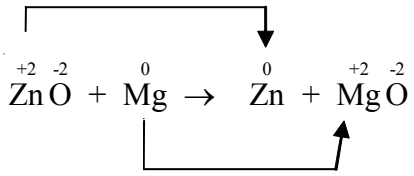
3. Indica-se o nome do processo em função do tipo de variação.

Então para a equação dada teremos:

1. Determinação dos noxs de todos os elementos.

$$\overset{+2}{Zn}\overset{-2}{O} + \overset{0}{Mg} \rightarrow \overset{0}{Zn} + \overset{+2}{Mg}\overset{-2}{O}$$

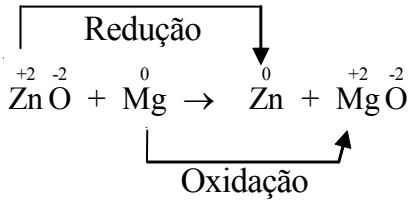
2. Identificação dos elementos cujos noxs variaram.

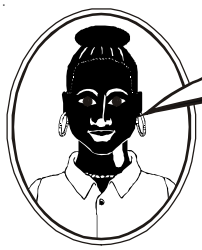




Com certeza você sabe determinar os nox e, como pode notar, houve variação nos noxs de Zinco e de Magnésio. No entanto o nox de Oxigénio não variou, pelo que não nos interessa.

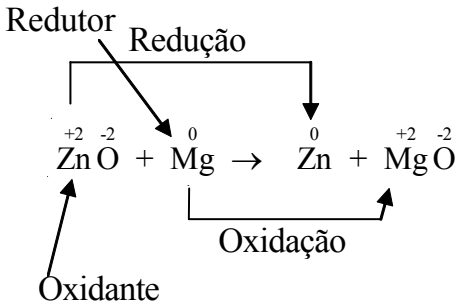
3. Indicação do nome do processo em função do tipo de variação.





O nox de Zinco diminuiu de **+2** para **0**. Um processo que ocorre com diminuição de nox chama-se **redução**.
O nox de Magnésio aumentou de **0** para +**2**. Um processo que ocorre acompanhado de aumento de nox chama-se **oxidação**.
O Magnésio cujo nox aumentou chamamo-lo de **redutor** e o Zinco cujo nox diminuiu, dizemos que é um **oxidante**.
Como no decurso da reacção ocorreu a redução e oxidação, simultaneamente, a nossa equação é **redox**.

RESUMINDO



⟹ **É uma reacção redox.**

⧗ A **semi-equação de oxidação** é: $\overset{0}{Mg} \rightarrow \overset{+2}{Mg}$

O **redutor** é o Magnésio metálico (Mg) pois, o seu nox aumentou.

⧗ A **semi-equação de redução** é: $\overset{+2}{Zn} + \rightarrow \overset{0}{Zn}$

O **oxidante** é o Zinco ($\overset{+2}{Zn}$) pois, o seu nox diminuiu.



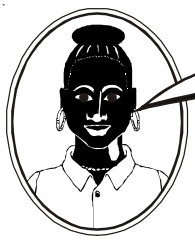
Resolvamos juntos mais um exercício.

2. Dada a equação da reacção química abaixo, demonstre que é uma reacção redox (indicar os processo de oxidação e redução, o oxidante e o redutor).

$$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$$

Resolução

$$\overset{0}{H_2} + \overset{0}{Cl_2} \rightarrow 2\overset{+1\ -1}{HCl}$$



Determinando os nox dos elementos, nota-se que há variação de nox de Hidrogénio de **0** para **+1** e, o nox de Cloro de **0** para **-1**. Então, teremos:

Oxidante

Redução

$$\overset{0}{H_2} + \overset{0}{Cl_2} \rightarrow 2\overset{+1\ -1}{HCl}$$

Oxidação

Redutor

⟹ **É uma reacção redox.**

Semi-equação de Oxidação:

$$\overset{0}{H_2} \rightarrow 2\overset{+1}{HCl}$$

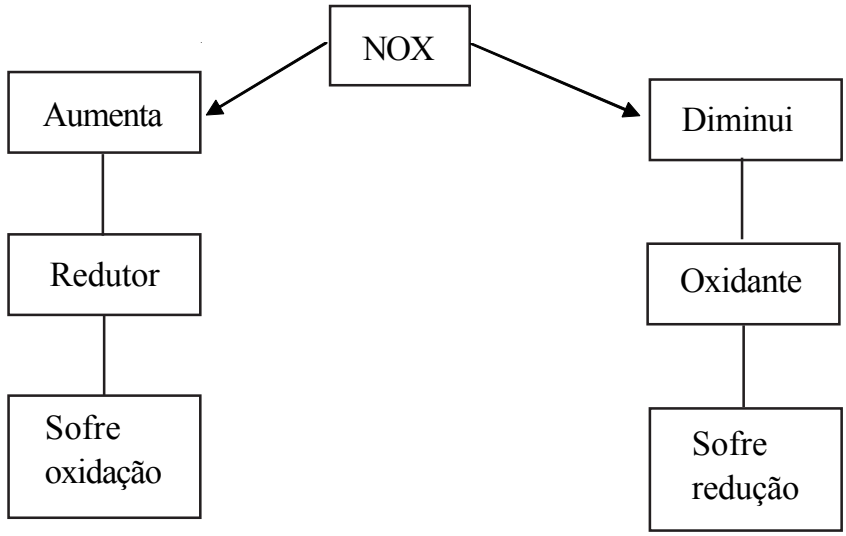
H_2 – é redutor, pois seu nox aumenta

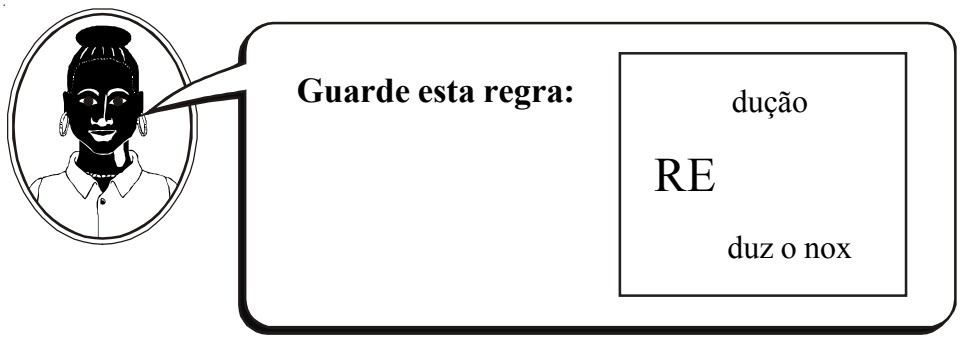
Semi-equação de Redução:

$$\overset{0}{Cl_2} \rightarrow 2H\overset{-1}{Cl}$$

Cl_2 – é oxidante, pois seu nox diminui.

Vamos então resumir o que aprendemos!





Observe que **não há redução sem oxidação e vice-versa.**

É por isso que só teremos reacção redox se ocorrerem simultanêamente os dois processos, diminuição e aumento do número de oxidação.

Os hologéneos possuiem uma elevada capacidade de captar electrões em suas reacções químicas. Assim sendo, o seu nox baixa (sofrem redução), daí serem **oxidentes** típicos.

Por seu turno os metais, em suas reacções, perdem electrões, pelo que o seu nox aumenta (sofrem oxidação), dai serem redutores fortes.



Propômos-lhe que resolva em seguida a actividade abaixo para consolidação dos conteúdos aprendidos.



ACTIVIDADE

1. Assinale com um ✓a afirmação correcta que caracteriza um oxidante:

a) Substância cujo nox aumenta no decurso da reacção. ☑

b) Substância cujo nox diminui no decurso da reacção. ☐

c) Substância cujo nox não varia no decurso da reacção. ☐

2. Assinale com um ✓a afirmação correcta que caracteriza um redutor:

a) Substância cujo nox aumenta no decurso da reacção. ☑

b) Substância cujo nox diminui no decurso da reacção. ☐

c) Substância cujo nox se mantém no decurso da reacção. ☐

3. Assinale com um ✓a afirmação correcta sobre a definição de reacção de oxidação:

a) É aquela que ocorre com aumento do nox. ☑

b) É aquela que ocorre com diminuição do nox. ☐

c) É aquela que ocorre sem alteração do nox. ☐

4. Dadas as equações abaixo, identifique a única que é redox e demonstre no espaço dado que é redox.

a) $NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$

b) $Fe + S \rightarrow FeS$

c)

$$Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$$

5. Dada a equação da reacção:

$$Mg + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + H_2$$

Prove que é uma reacção redox (indique os processos de oxidação, e redução)

$$\overset{0}{C} \rightarrow \overset{+2}{C}O$$

6. Dada a equação da reacção: $CaO + C \rightarrow Ca + CO$,

Assinale com um ✓a alínea correcta que traduz:

A: a semi-equação de redução:

✓

a) ☐

b) $\overset{+2}{C}aO \rightarrow \overset{0}{C}a$ ☐

c) $CaO + C \rightarrow Ca + CaO$ ☐

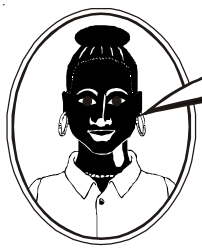
B: a semi-equação de oxidação:

✓

a) $\overset{0}{C} \rightarrow \overset{+2}{C}O$ ☐

b) $\overset{+2}{C}aO \rightarrow \overset{0}{C}a$ ☐

c) $CaO + C \rightarrow Ca + CaO$ ☐



Agora compare as suas respostas com as da Chave de Correcção que se segue. Não precisamos de lhe dizer que não veja as respostas antes de terminar de responder todas as questões pois não? Isso! Sabíamos que podíamos confiar no seu bom senso.

CHAVE DE CORRECÇÃO

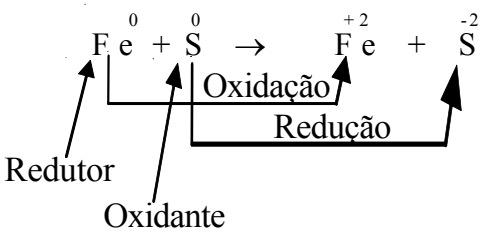
Colun

1. b)

2. a)

3. a)

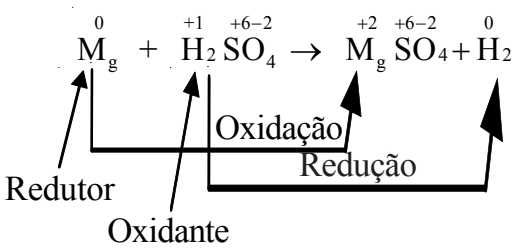
4.



Oxidação: $\overset{0}{F}_e \rightarrow \overset{+2}{F}_e$ ou F_e - é Redutor

Redução: $\overset{0}{S} \rightarrow \overset{-2}{S}$ S é - Oxidante

5.

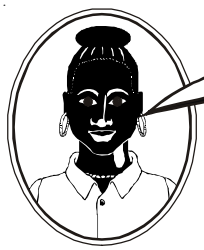


Oxidação: $\overset{0}{M}_g \rightarrow \overset{+2}{M}_g$ M_g - é Redutor

Redução: $2\overset{+1}{H} \rightarrow \overset{0}{H}_2$ $\overset{+1}{H}$ - é Oxidante

6.

A: b)
B: a)



Parabéns! Acreditamos que foi interessante para si alargar ainda mais os seus conceitos sobre reacções redox.

A sua vida é importante... **proteja-se da SIDA**... use um preservativo novo cada vez que tiver relações sexuais.

12 Cálculo Estequiométrico. Volume Molar

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Calcular o volume dos reagentes de uma reacção a partir da massa dos produtos da reacção.

Material de apoio necessário para completar a lição:

- Módulos 4 e 7 da 8ª classe
- Tabela de números e massas atómicas

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos

INTRODUÇÃO

Caro aluno!

Mais uma vez bem vindo ao estudo da Química, numa altura em que o assunto de estudo não é totalmente novo para si - o cálculo estequiométrico envolvendo o volume molar de um gás.
Com certeza ainda deve ainda guardar alguma recordação sobre Amadeo Avogadro e a sua lei bem como o valor da sua constante e, das condições normais de temperatura e pressão.

Ora bem, nestas lições terminais do estudo deste módulo atenção especial dedicaremos ao calculo do volume de um dos reagentes que participa numa reacção química a partir da massa de um produto formado.

Para tal façamos uma breve revisão do que aprendeu na 8ª classe, associado a este conteúdo. Entretanto caso note que precisa de mais informação, não hesite, faça uma leitura dos módulos 4 e 7 das lições que tratam deste conteúdo.



FAZENDO REVISÕES...

Sabe já, que a parte da Química que estuda os cálculos de números de moles, de massa e de volume aplicados às reacções químicas chama-se **estequiometria** e, os cálculos envolvidos neste estudo, são chamados **cálculos estequiométricos**.

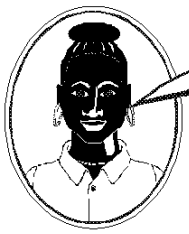
O cálculo estequiométrico pressupõe sempre a definição de proporções devidamente estabelecidas, a partir de uma equação química correctamente balanceada.

Aprendeu também que Amadeo Avogadro, físico italiano, formulou uma lei relaciona a quantidade de partículas existente em certo volume de substâncias gasosas, que ficou conhecida como sendo **Lei de Avogadro**. E esta lei determina que "*Volumes iguais de quaisquer gases, à mesma temperatura e pressão, contêm o mesmo número de partículas*".

De igual modo soube que em condições normais de temperatura e pressão (CNTP), uma mole de qualquer gás, ocupa um volume de 22,4 litros e contém $6,02 \bullet 10^{23}$ partículas desse gás.

Por exemplo:

Gás	n (moles)	N (partículas)	Vm em CNTP
Oxigénio (O_2)	1	$6,02 \cdot 10^{23}$	$22,4\,dm^3$
Nitrogénio (N_2)	1	$6,02 \cdot 10^{23}$	$22,4\,dm^3$
Cloro (Cl_2)	1	$6,02 \cdot 10^{23}$	$22,4\,dm^3$
Dióxido de Carbono (CO_2)	1	$6,02 \cdot 10^{23}$	$22,4\,dm^3$
Cloreto de Hidrogénio (HCl)	1	$6,02 \cdot 10^{23}$	$22,4\,dm^3$



Vamos então, a partir destes e outros pré-conhecimentos praticar os procedimentos que permitem aos químicos fazerem determinações diversas evitando desperdícios de matérias-primas que, por sinal são bem caras.

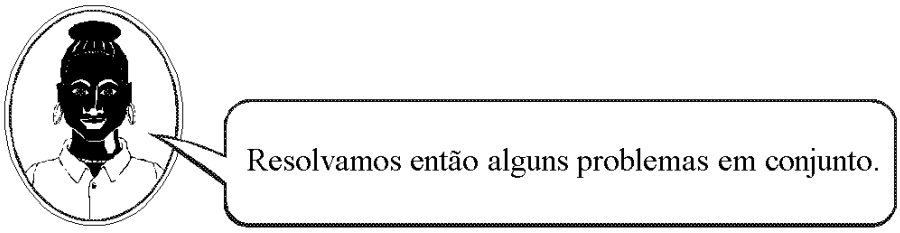
Volume molar

Cálculo de Volume do Reagente a Partir da Massa do Produto da Reacção

Dos módulos anteriores você aprendeu que para a resolução de um problema de cálculo estequiométrico obedece-se a três etapas principais:

- Identificação dos dados.
- Resolução do problema.
- Apresentação da resposta.

A etapa de resolução apresenta diferentes passos, que no seu culminar permitem-nos ter a solução do nosso problema.



Problema 1

Determinar o volume de Oxigénio envolvido na combustão de uma fita de Magnésio para obter 5g de Óxido de Magnésio nas CNTP.
As massas atómicas são: Mg = 24; O = 16

Resolução

1º PASSO – Escreve-se a equação da reacção:

$$Mg + O_2 \rightarrow MgO$$

2º PASSO – Acerta-se a equação da reacção:

Certamente sabe que para acertar uma equação química é necessário:

- Contar o número de átomos de cada elemento em cada um dos membros da equação química.
- Colocar coeficientes tal que o número total de átomos dos elementos que se encontram nos reagentes seja igual ao número total de átomos dos elementos que se encontram nos produtos da reacção.

A equação da reacção acertada é:

$$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$$

3º PASSO – Indica-se na equação, a incógnita e a massa da substância envolvida:

$$2Mg + \underset{x}{O_2} \rightarrow \underset{5g}{2MgO}$$

4º PASSO – Com base na relação molar da equação, calcula-se a massa e volume das substâncias envolvidas no problema:

Na equação acertada tem-se a seguinte relação molar:

- 1 mol de Oxigénio molecular forma 2 mol de Óxido de Magnésio.
- Tratando-se de CNTP, 1 mol de Oxigénio ocupa o volume de 22,4 *l*
- A massa molar de Óxido de Magnésio é M (MgO) = 40 g/mol
- A massa de 2 mol de Óxido de Magnésio é 2•40g = 80g/mol

5º PASSO – Estabelece-se a proporção e em seguida, resolve-se o problema:

$$2Mg + \underset{x}{\overset{22,4l}{O_2}} \rightarrow \underset{5g}{\overset{80g}{2MgO}}$$

Escrevendo sob a forma de proporção:

$$\frac{22,4l}{x} = \frac{80g}{5g}$$

Resolvendo esta proporção obtém-se:

$$22,4l \bullet 5g = 80g \bullet x$$

$$x = \frac{22,4l \bullet 5g}{80g}$$

$$x = 1,4l$$

6º PASSO – Dar a resposta:

Para se obter 5g de Óxido de Magnésio em CNTP é necessário um volume de 1,4 litros de Oxigénio.



Propômos-lhe que resolvamos em seguida mais um problema.

Problema 2:

Calcule o volume de Oxigénio que deve reagir com o Hidrogénio para formar 72g de Água, em CNTP.
As massas atómicas são: H = 1 ; O = 16

1º PASSO – Escreve-se a equação da reacção:

$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$

2º PASSO – Acerta-se a equação da reacção:

$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$

3º PASSO – Indica-se na equação, a incógnita, a massa e o volume das substâncias envolvidas:

$$\begin{array}{l} 2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O \\ \quad\ x \qquad\ 72g \end{array}$$

4º PASSO – Com base na relação molar da equação, calcula-se a massa e volume das substâncias envolvidas no problema:

Na equação acertada tem-se a seguinte relação molar:

- 1mol de moléculas de Oxigénio forma 2 mol de moléculas de água.
- 1 mol de Oxigénio ocupa o volume de 22,4 *l*
- A massa molar de Água é M (H_2O) = 18 g/mol
- A massa de 2 mol de Água é $2 \bullet 18 = 36\,g/mol$

5º PASSO – Estabelece-se a proporção e resolve-se o problema:

$$\begin{array}{rcl} & \overset{22,4l}{} & \overset{36g}{} \\ 2H_2 + & O_2 & \rightarrow 2H_2O \\ & \underset{x}{} & \underset{72g}{} \end{array}$$

Escrevendo sob a forma de proporção:

$$\frac{22,4l}{x} = \frac{36g}{72g}$$

Resolvendo esta proporção obtém-se:

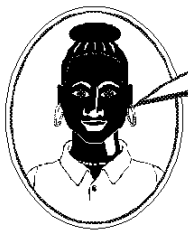
$$22,4l \bullet 72g = 36g \bullet x$$

$$x = \frac{22,4l \bullet 72g}{36g}$$

$$x = 44,8l$$

6º PASSO – Dá-se a resposta:

Para formar 72g de Água, em CNTP, devem reagir 44,8 litros de Oxigénio.



Como pode notar, caro aluno, a resolução de deste tipo de problemas não difere tanto do que aprendeu na 8ª classe. É uma questão de ter cuidado no acerto e no estabelecimento das proporções. Quanto ao resto, são aspectos puramente matemáticos. Agora veja se resolve sozinho!



ACTIVIDADE

1. Que volume de Dióxido de Carbono (CO_2) é necessário para formar 50g de Carbonato de Cálcio ($CaCO_3$), em CNTP?

(Considere a equação: $CaO + CO_2 \rightarrow CaCO_3$ e massas atómicas: C = 12, O = 16, Ca = 40).

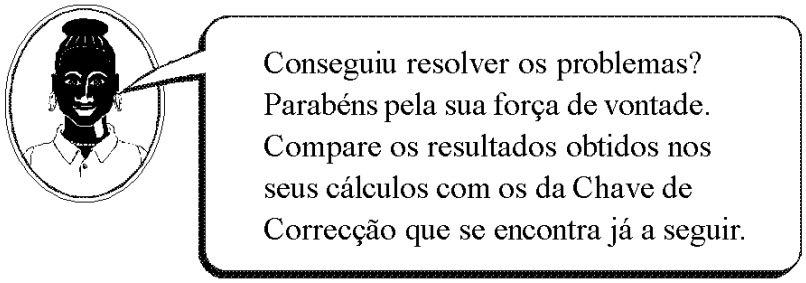
2. Que volume de Oxigénio reage com 24 g de Carbono, em CNTP?

(Equação: $C + O_2 \rightarrow CO_2$; massas atómicas: C = 12, O = 16)

3. O Amoníaco é obtido na indústria segundo a equação:
($N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$; massas atómicas: N= 14, H = 1)

a) Calcule o volume de Nitrogénio que deve reagir com o Hidrogénio para formar 17g de Amoníaco, em CNTP.

b) Quantos litros de Hidrogénio participam na reacção para formar os 17g de Amoníaco, em CNTP.



CHAVE DE CORRECÇÃO

1.

Dados	Resolução
Eq. acertada: $CaO + CO_2 \rightarrow CaCO_3$ $M(CaCO_3) =$ $= 100g/mol$	$\underset{x}{CaO} + \underset{22,4}{CO_2} \rightarrow \underset{50}{CaCO_3}$ $\frac{22,4}{x} = \frac{100}{50}$ $x \bullet 100 = 22,4 \bullet 50$ $x = \frac{22,4 \bullet 50}{100}$ $x = 11,2l$

2.

Dados	Resolução
Eq. acertada: $C + O_2 \rightarrow CO_2$	$\underset{24}{C} + \underset{22,4l}{O_2} \rightarrow \underset{x}{CO_2}$ $\frac{12}{24} = \frac{22,4}{x}$ $x \bullet 12 = 22,4 \bullet 24$ $x = \frac{22,4 \bullet 24}{12}$ $x = 44,8l$

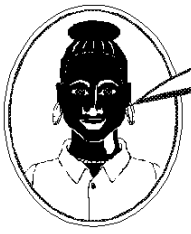
3.

a)

Dados	Resolução
Eq. acertada: $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$ $M(NH_3) = 17g/mol$	$22,4l \quad 34g$ $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$ $x \quad 17\,g/mol$ $\frac{22,4}{x} = \frac{34}{17}$ $x \cdot 34 = 22,4 \cdot 17$ $x = \frac{22,4.24}{12}$ $x = 11,21$

b)

Dados	Resolução
Eq. acertada: $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$ $M(NH_3) = 17g/mol$	$67,2l \quad 34g$ $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$ $x \quad 17\,g/mol$ $\frac{67,2}{x} = \frac{34}{17}$ $x \cdot 34 = 67,2 \cdot 17$ $x = \frac{67,2 .17}{34}$ $x = 33,6\,l$



Acertou em todos? Parabens! São fáceis de resolver não é? Se é que teve dificuldades, não hesite em procurar um colega e estudarem juntos. Não se esqueça que nos módulos 4 e 7 tem exercícios aproximados a estes que podem servir de ajuda.

13 Volume Molar (Continuação)

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Calcular o volume de um dos participantes a partir do volume de outro participante da reacção.

Material de apoio necessário para completar a lição:

- Módulo 4 da 8ª classe
- Módulo 7 da 8ª classe
- Tabela de números e massas atómicas

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos

INTRODUÇÃO

Caro aluno!

Na lição anterior aprendeu a calcular o **volume de um dos reagentes** conhecendo a **massa de um dos produtos** que se formou ao longo da reacção química. Nesta lição vai aprender como calcular o **volume de um dos participantes** a partir do **volume conhecido de um outro.**

Cálculo de Volume de uma Substância a Partir do Volume de Outra

Tal como procedemos na lição anterior, obedecendo os 3 passos de resolução de um problema, vamos, em conjunto calcular o volume de um participante da reacção (reagente ou produto) a partir de volume de um outro.

Problema 1

Calcule o volume de NO, produzido a partir oxidação de 44,8dm^3 de N_2, em CNTP.

1º PASSO – Escreve-se a equação da reacção:

$N_2 + O_2 \rightarrow NO$

2º PASSO – Acerta-se a equação da reacção:

A equação acertada é:

$N_2 + O_2 \rightarrow 2NO$

3º PASSO – Indica-se na equação, a incógnita e o volume da substância envolvida:

$\underline{N_2} + O_2 \rightarrow \underline{2NO}$

$44{,}8dm^3 \qquad x$

4º PASSO – Com base na relação molar da equação, calcula-se a o volume da substância envolvida no problema:

Na equação acertada tem-se a seguinte relação molar:

- 1 mol de Nitrogénio molecular, reage com 1 mol de Oxigénio molecular forma-se 2 mol de moléculas de Óxido de Nitrogénio-II.
- 1 mol de Nitrogénio ocupa o volume de 22,4dm^3
- 2 mol de Óxido de Nitrogénio ocupam um volume de 44,8 dm^3

5º PASSO – Estabelece-se a proporção e resolve-se o problema:

$$\begin{array}{ccccc} 22{,}4dm^3 & & & & 44{,}8dm^3 \\ \underline{N_2} & + & O_2 & \rightarrow & \underline{2NO} \\ 44{,}8dm^3 & & & & x \end{array}$$

Escrevendo sob a forma de proporção:

$$\frac{22{,}4dm^3}{44{,}8dm^3} = \frac{44{,}8dm^3}{x}$$

Resolvendo esta proporção obtém-se:

$$22{,}4dm^3 \bullet x = 44{,}8dm^3 \bullet 44{,}8dm^3$$

$$x = \frac{44{,}8dm^3 \bullet 44{,}8dm^3}{22{,}4dm^3}$$

$$x = 89{,}6\,dm^3$$

6º PASSO – Dá-se a resposta:

A partir da oxidação de 44,8 dm^3 de Nitrogénio, em CNTP, obtém-se 89,6 dm^3 de Óxido de Nitrogénio-II.



Resolvamos, em seguida, mais um problema para consolidação dos conteúdos aprendidos.

Problema 2

Calcule o volume de vapor de Água que se forma a partir de 11,2dm^3 de Oxigénio em CNTP.

1º PASSO

$$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$$

2º PASSO

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

3º PASSO

$$2H_2 + \underline{O_2} \rightarrow \underline{2H_2O}$$
$$\quad\quad 11{,}2dm^3 \quad\quad x$$

4º PASSO

Na equação acertada tem-se a seguinte relação molar:

- 2 mol de moléculas de Hidrogénio reagem com 1 mol de Oxigénio molecular forma-se 2 mol de moléculas de Água.
- 1 mol de moléculas de Oxigénio ocupam o volume de 22,4 dm^3

  2 mol de moléculas de Água ocupam o volume de 2x22,4 dm^3

5º PASSO

$$\quad\quad 22{,}4dm^3 \quad\quad 44{,}8dm^3$$
$$2H_2 + \underline{O_2} \rightarrow \underline{2H_2O}$$
$$\quad\quad 11{,}2dm^3 \quad\quad x$$

Escrevendo sob a forma de proporção:

$$\frac{22{,}4dm^3}{11{,}2dm^3} = \frac{44{,}8dm^3}{x}$$

Resolvendo esta proporção obtém-se:

$$22{,}4dm^3 \cdot x = 44{,}8dm^3 \cdot 11{,}2dm^3$$

$$x = \frac{11{,}2dm^3 \cdot 44{,}8dm^3}{22{,}4dm^3}$$

$$x = 22{,}4\,dm^3$$

6º PASSO

O volume de vapor de Água que se forma a partir de 11,2 dm^3 de Oxigénio é de 22,4 dm^3.

Problema 3

Que volume de Hidrogénio é oxidado por 11,2dm^3 de Oxigénio em CNTP.

1º PASSO

$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$

2º PASSO

$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$

3º PASSO

$$\underline{2H_2} + \underline{O_2} \rightarrow 2H_2O$$
$$x \qquad 11{,}2dm^3$$

4º PASSO

Na equação acertada tem-se a seguinte relação molar:

- 2 mol de moléculas de Hidrogénio reagem com 1 mol de Oxigénio molecular.
- 1 mol de moléculas de um gás em CNTP ocupa o volume de 22,4 dm^3

  44,8 dm^3 de Hidrogénio reagem com de 22,4 dm^3 de Oxigénio.

5º PASSO

$$44{,}8dm^3 \quad 22{,}4dm^3$$
$$2H_2 + \underline{O_2} \rightarrow 2H_2O$$
$$x \qquad 11{,}2dm^3$$

Escrevendo sob a forma de proporção:

$$\frac{44,8dm^3}{x} = \frac{22,4dm^3}{11,2dm^3}$$

Resolvendo esta proporção obtém-se:

$$22,4dm^3 \bullet x = 44,8dm^3 \bullet 11,2dm^3$$

$$x = \frac{11,2dm^3 \bullet 44,8dm^3}{22,4dm^3}$$

$$x = 22,4\,dm^3$$

6º PASSO

O volume de Hidrogénio que é oxidado por 11,2 dm^3 de Oxigénio é de 22,4 dm^3.



Agora resolva você os exercícios que lhe sugerimos.



ACTIVIDADE

1. Que volume de Cloro molecular reage com hidrogénio de modo a formar 11,2 litros de cloreto de Hidrogénio, em CNTP?

2. Determine o volume de Oxigénio que deve oxidar o Carbono de modo a obter 67,2 litros de Dióxido de Carbono, em CNTP.

3. Quantos litros de Hidrogénio molecular devem reagir com 5,6 litros de Nitrogéniomolecular de modo a formar Amoníaco em CNTP?

4. Que volume de Amoníaco se obtém a partir dos 5,6 litros de Nitrogénio, nas CNTP?



Conseguiu resolver os problemas?
Parabéns pela sua força de vontade.
Compare os seus resultados com os que lhe apresentamos na Chave de Correcção a seguir.

CHAVE DE CORRECÇÃO

1.

Dados	Resolução
Eq. acertada: $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$	$22,4l \quad 44,8l$ $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$ $\frac{22,4}{x} = \frac{44,8}{11,2} \quad 11,2l$ $x \bullet 44,8 = 22,4 \bullet 11,2$ $x = \frac{22,4.11,2}{44,8}$ $x = 5,6l$

2.

Dados	Resolução
Eq. acertada: $C + O_2 \rightarrow CO_2$	$22,4l \quad 22,4l$ $C + O_2 \rightarrow CO_2$ $x \quad 67,2l$ Caro aluno! Aqui pode-se dispensar cálculos. Conclui-se facilmente que $x = 67,2l$

3.

Dados	Resolução
Eq. acertada: $3H_2 + N_2 \rightarrow 2NH_3$	$67,2l \quad 22,4l$ $3H_2 + N_2 \rightarrow 2NH_3$ $x \quad 5,6l$ $\frac{67,2}{x} = \frac{22,4}{5,6}$ $x \bullet 22,4 = 67,2 \bullet 5,6$ $x = 16,8l$

4.

Dados	Resolução
Eq. acertada: $3H_2 + N_2 \rightarrow 2NH_3$	$x = \frac{67,2 \bullet 5,6}{22,4}$ $44,8l$ $3H_2 + N_2 \rightarrow 2NH_3$ $5,6l \quad x$ $\frac{22,4}{5,6} = \frac{44,8}{x}$ $x \bullet 22,4 = 44,8 \bullet 5,6$ $x = 11,2l$



Acertou em todos? Parabéns! Se no entanto tiver enfrentado dificuldades, não hesite em consultar o seu tutor que, com todo o gosto irá esclarecer as suas dúvidas.

A MALÁRIA

A **malária é o mesmo que paludismo**. É **transmitida através de picadas de mosquito** e, se não for tratada a tempo, pode levar à morte, principalmente de crianças e mulheres grávidas.

Quais os sintomas da malária?

- Febres altas.
- Tremores de frio.
- Dores de cabeça.
- Falta de apetite.
- Diarreia e vómitos.
- Dores em todo o corpo e nas articulações.

Como prevenir a malária?

Em todas as comunidades devemos-nos proteger contra a picada de mosquitos. Para isso, devemos:

- Eliminar charcos de água à volta da casa - os mosquitos multiplicam-se na água.
- Enterrar as latas, garrafas e outros objectos que possam facilitar a criação de mosquitos.
- Queimar folhas antes de dormir para afastar os mosquitos (folhas de eucalipto ou limoeiro).
- Colocar redes nas janelas e nas portas das casas, se possível.
- Matar os mosquitos que estão dentro da casa, usando insecticidas.
- Pulverizar (fumigar) a casa, se possível.

14 Volume Molar (Continuação)

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Calcular o volume dos produtos da reacção a partir da massa dos reagentes

Material de apoio necessário para completar a lição:

- Módulo 4 da 8ª classe
- Módulo 7 da 8ª classe
- Tabela de números e massas atómicas

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos

INTRODUÇÃO

Caro aluno!

No âmbito dos cálculos estequiométricos temos vindo já a fazer cálculos diversificados. Desta vez vamos nos dedicar aos procedimentos para calcular o **volume de um dos produtos** formados numa reacção química, a partir **da massa de um dos reagentes**.

Volume Molar: Cálculo do Volume do Produto da Reacção a Partir da Massa dos Reagentes



Vamos, mais uma vez, começar esta lição resolvendo em conjunto alguns problemas.

Problema 1

Que volume de Dióxido de Carbono, CO_2, se obtém da decomposição de 200g de $CaCO_3$ em CNTP. As massas atómicas: Ca = 40; O = 16; C = 12

1º PASSO – Escreve-se a equação da reacção:

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$$

2º PASSO – Acerta-se a equação da reacção:

A equação está acertada.

3º PASSO – Indica-se na equação, a incógnita, a massa e o volume da substância envolvida:

$$\underset{200g}{CaCO_3} \rightarrow CaO + \underset{x}{CO_2}$$

4º PASSO – Com base na relação molar da equação, calcula-se a massa e volume das substâncias envolvidas no problema:

Na equação acertada tem-se a seguinte relação molar:

- 1 mol de Carbonato de Cálcio forma 1 mol de Óxido de Cálcio e 1 mol de Dióxido de Carbono.
- 1 mol de Dióxido de Carbono ocupa o volume de 22,4 l
- A massa molar de Carbonato de Cálcio é
  $M(CaCO_3) = 100\ g/mol$

5º PASSO – Estabelecer a proporção e resolver o problema:

$$\underset{200g}{\underline{CaCO_3}} \rightarrow CaO + \underset{x}{\underline{CO_2}} \qquad \begin{matrix} 100g \\ \\ \\ \end{matrix} \qquad \begin{matrix} \\ \\ 22{,}4l \end{matrix}$$

Escrevendo sob a forma de proporção:

$$\frac{100g}{200g} = \frac{22{,}4}{x}$$

Resolvendo esta proporção obtém-se:

$$22{,}4l \cdot 200g = 100g \cdot x$$

$$x = \frac{22{,}4l \cdot 200g}{100g}$$

$$x = 44{,}8l$$

6º PASSO – Dá-se a resposta:

O volume de Dióxido de Carbono que se produz quando se utilizam 200g de Carbonato de Cálcio é de 44,8 litros.



Propômos-lhe que resolvamos em seguida mais um problema para consolidação dos conteúdos aprendidos.

Problema 2

Que volume de vapor de Água se liberta da redução de 995g de Óxido de Cobre-II, CuO pelo Hidrogénio, em CNTP. As massas atómicas são: Cu = 83,5; O = 16

1º PASSO – Escreve-se a equação da reacção:

$H_2 + CuO \rightarrow Cu + H_2O$

2º PASSO – Acerta-se a equação da reacção:

A equação está acertada.

3º PASSO – Indica-se na equação, a incógnita, a massa e o volume das substâncias envolvidas:

$$\underset{995g}{\underline{CuO}} \rightarrow \underset{x}{\underline{H_2O}}$$

4º PASSO – Com base na relação molar da equação, calcula-se a massa e volume das substâncias envolvidas no problema:

Na equação acertada tem-se a seguinte relação molar:

- 1 mol de Hidrogénio molecular reage com 1 mol Óxido de Cobre e forma-se 1 molde Cobre metálico e 1 mol de moléculas de Água.
- 1 mol de vapor de Água ocupa o volume de 22,4 l
- A massa molar de Óxido de Cobre-II, CuO é M (CuO) = 99,5 g/mol

5º PASSO – Estabelecer a proporção e resolver o problema:

$$\overset{99,5g}{\underset{995g}{\underline{CuO}}} \rightarrow \overset{22,4l}{\underset{x}{\underline{H_2O}}}$$

Escrevendo sob a forma de proporção:

$$\frac{99,5g}{995g} = \frac{22,4l}{x}$$

Resolvendo esta proporção obtém-se:

$$99,5g \bullet x = 22,4l \bullet 995g$$

$$x = \frac{22,4l \bullet 995g}{99,5g}$$

$$x = 224l$$

6º PASSO – Dá-se a resposta:

Da redução de 995g de Óxido de Cobre-II obtém-se 224 litros de Água, em CNTP.



A resolução de alguns problemas sobre o que aprendeu ajudá-lo-à a ganhar mais habilidades nos cálculos estequiométricos. Resolva então os problemas que lhe propômos.



ACTIVIDADE

1. Que volume de Hidrogénio se obtém da decomposição de 18g de Água em CNTP? (massas atómicas: H = 1, O = 16)

2. O Dióxido de Carbono reduz-se a Monóxido de Carbono em presença de Carbono segundo a equação: $CO_2 + C \rightarrow CO$.
Que volume de CO se forma quando se utilizam 12g de Carbono, em CNTP? (massas atómicas: C = 12, O = 16)



Compare os seus resultados com os que se encontram na Chave de Correcção que se encontra já a seguir.

CHAVE DE CORRECÇÃO

1.

Dados	Resolução
Eq. acertada: $2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$	$36g \qquad 44,8l$ $2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$ $18\,{}^{g}/_{mol} \qquad x$ $\frac{36}{18} = \frac{44,8}{x}$ $x \bullet 36 = 44,8 \bullet 18$ $x = \frac{44,8.18}{36}$

$x = 22,4l$

2.

Dados	Resolução
Eq. acertada: $CO_2 + C \rightarrow 2CO$	$12\,{}^{g}/_{mol} \qquad 44,8l$ $CO_2 + C \rightarrow 2CO$ $12 \qquad x$ Caro aluno! Aqui pode-se dispensar cálculos. Conclui-se facilmente que $x = 44,8l$



Acreditamos que você tenha chegado aos resultados certos. Parabéns! Continue assim bem aplicado.

15 Volume Molar (Continuação)

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Calcular o volume das substâncias participantes numa reacção a partir do número de moles.

Material de apoio necessário para completar a lição:

- Módulo 4 da 8ª classe
- Módulo 7 da 8ª classe
- Tabela de números e massas atómicas

Tempo necessário para completar a lição:

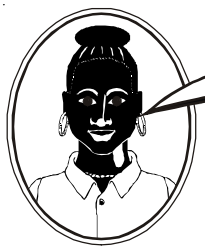
45 minutos

INTRODUÇÃO

Certamente que você conhece as várias grandezas pelas quais são medidas as substâncias. Além da massa e do volume, o número de moles, aliás esta grandeza é chamada de quantidade da substância, é uma das formas de medir as substâncias.

Nesta lição, vamos resolver problemas que envolvem volume e moles. Preste atenção.

Volume molar: Cálculo do Volume a Partir do Número de Moles



Como sempre, começaremos por fazer resolução conjunta de dois problemas de modo a que você possa se familiarizar com este tipo de cálculo.

Problema 1

A equação $NO + O_2 \rightarrow NO_2$ traduz a reacção entre Monóxido de Nitrogénio e Oxigénio. Calcule o volume de Oxigénio necessários para formar 4 moles de Dióxido de Nitrogénio em CNTP.

1º PASSO – Escreve-se a equação da reacção:

$$NO + O_2 \rightarrow NO_2$$

2º PASSO – Acerta-se a equação da reacção:

$$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$$

3º PASSO – Indica-se na equação, a incógnita, o número de moles e o volume das substâncias envolvidas:

$$\underset{x}{2NO + \underline{O_2}} \rightarrow \quad \underset{4mol}{\underline{2NO_2}}$$

4º PASSO – Com base na relação molar da equação, calcula-se o número de moles e o volume das substâncias envolvidas no problema:

Na equação acertada tem-se a seguinte relação molar:

- 2 mol de Monóxido de Nitrogénio reagem com 1 mol de Oxigénio molecular e forma-se 2 mol de Dióxido de Nitrogénio.
- 1 mol de Oxigénio ocupa o volume de 22,4 dm^3

5º PASSO – Estabelece-se a proporção e resolve-se o problema:

$$\begin{array}{ccc} & 22{,}4l & 2\ \text{mol} \\ 2NO + \underline{O_2} & \rightarrow & \underline{2NO_2} \\ x & & 4\,mol \end{array}$$

Escrevendo sob a forma de proporção:

$$\frac{22{,}4l}{x} = \frac{2\,\text{mol}}{4\ \text{mol}}$$

Resolvendo esta proporção obtém-se:

$$x \bullet 2\,mol = 22{,}4l \bullet 4\text{mol}$$

$$x = \frac{22{,}4l \bullet 4\ \text{mol}}{2\ \text{mol}}$$

$$x = 44{,}8l$$

6º PASSO – Dá-se a resposta:

Para a produção de 4 mol de Dióxido de Nitrogénio, NO_2 são necessários 44,8 dm^3 de Oxigénio, em CNTP.



Propômos-lhe que resolvamos em seguida mais um problema para consolidação dos conteúdos aprendidos.

Problema 2

Calcule o número de moles de CO produzido a partir de 0,5 mol de CO_2 em CNTP. $CO_2 + C \rightarrow CO$

1º PASSO – Escreve-se a equação da reacção:

$CO_2 + C \rightarrow CO$

2º PASSO – Acerta-se a equação da reacção:

$CO_2 + C \rightarrow 2CO$

3º PASSO – Indica-se na equação, a incógnita e o volume das substâncias envolvidas:

$$\underset{0,5\,mol}{\underline{CO_2}} + C \rightarrow \underset{x}{\underline{2CO}}$$

4º PASSO – Com base na relação molar da equação, calcula-se o número de moles e volume das substâncias envolvidas no problema: $\frac{1\ mol}{0,5\ mol} = \frac{44,8\,l}{x}$

Na equação acertada tem-se a seguinte relação molar:

- 1 mol de Dióxido de Carbono reage com 1 mol de Carbono e forma-se 2 mol de Monóxido de Carbono.
- 2 mol de Monóxido de Carbono ocupam o volume de 44,8 *l*

5º PASSO – Estabelece-se a proporção e resolve-se o problema:

$$\begin{matrix} 1\,mol & 44,8l \\ \underline{CO_2} + C \rightarrow & \underline{2CO} \\ 0,5\ mol & x \end{matrix}$$

Escrevendo sob a forma de proporção:

Resolvendo esta proporção obtém-se:

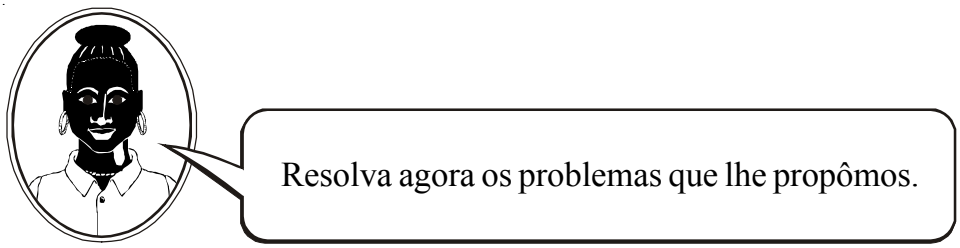
$1 \text{ mol} \bullet x = 44{,}8\ l \bullet 0{,}5 \text{ mol}$

$$x = \frac{44{,}8l \bullet 0{,}5 \text{ mol}}{1 \text{ mol}}$$

$x = 22{,}4\ l$

6º PASSO – Dá-se a resposta:

A partir de 0,5 mol de CO_2 obtém-se 22,4 litros de Monóxido de Carbono, em CNTP.



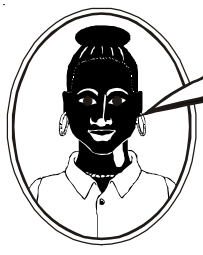


ACTIVIDADE

1. Dada a equação:

$H_2O \rightarrow H_2 + O_2$, que volume de H_2 se produz a partir de 1mol de H_2O, em CNTP?

2. Calcule o volume de Monóxido de Carbono que se obtém a partir de 4 mol de Dióxido de Carbono, em CNTP. $CO_2 + C \rightarrow 2CO$



Conseguiu resolver os problemas?
Compare os resultados obtidos com os da Chave de Correcção a seguir.

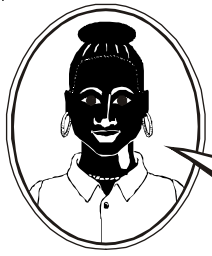
CHAVE DE CORRECÇÃO

1.

Dados	Resolução
Eq. acertada: $2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$	$2\,mol \quad 44,8l$ $2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$ $1mol \quad x$ $\frac{2}{1} = \frac{44,8}{x}$ $x \bullet 2 = 44,8 \bullet 1$ $x = \frac{44,8}{2}$ $x = 22,4l$

2.

Dados	Resolução
Eq. acertada: $CO_2 + C \rightarrow 2CO$	$1mol \quad 44,8l$ $CO_2 + C \rightarrow 2CO$ $4mol \quad x$ $\frac{1}{4} = \frac{44,8}{x}$ $x = \frac{44,8.4}{1}$ $x = 179,2l$



Está de parabéns pelo seu esforço. Continue assim.

16 Volume Molar (Conclusão)

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Calcular o volume das substâncias participantes numa reacção a partir do número de partículas.
- Resolver problemas de cálculo estequiométrico que envolvem volumes.

Material de apoio necessário para completar a lição:

- Tabela de números e massas atómicas

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos

INTRODUÇÃO

Caro aluno!

Estamos na nossa última lição do módulo. Nesta, além da apresentação da outra possibilidade de cálculo de volume de substâncias envolvidas numa reacção, a partir do número de partículas de um outro participante, pretendemos oferecer-lhe mais uma oportunidade para praticar a resolução de problemas que envolvem cálculo de volume dos gases em condições normais de temperatura e pressão.

Se julgar conveniente, face as dificuldades que possa enfrentar, não hesite, combine com outros colegas e estudem juntos.

Mais uma coisa..., ao resolver os problemas não se antecipe a consultar as soluções pois só se engana a si próprio. Se mesmo assim as suas dúvidas persistirem, visite o CAA e peça ao Tutor para esclarecer as suas dúvidas.

Cálculo de Volume de uma Substância a Partir do Número de partículas de outra

Baseados na relação "*em condições normais de temperatura e pressão (CNTP), uma mole de qualquer gás, ocupa um volume de 22,4 litros e contém* $6,02 \bullet 10^{23}$ *partículas desse gás*", resolvamos juntos os seguintes problemas:

Problema 1

Calcule o volume de Oxigénio que deve oxidar $3,01 \bullet 10^{23}$ átomos de Cobre para formar Óxido de Cobre-II, em CNTP.

1º PASSO – Escreve-se a equação da reacção:

$$Cu + O_2 \rightarrow CuO$$

2º PASSO – Acerta-se a equação da reacção:

$$2Cu + O_2 \rightarrow 2CuO$$

3º PASSO – Indica-se na equação, a incógnita, a massa da substância envolvida:

$$\underline{2Cu} + \underline{O_2} \rightarrow 2CuO$$
$$3,01 \bullet 10^{23} \quad x$$

4º PASSO – Com base na relação molar da equação, calcula-se o número de átomos e volume das substâncias envolvidas no problema:

Na equação acertada tem-se a seguinte relação molar:

- 2 mol de Cobre reagem com 1 mol Oxigénio molecular e forma-se 2 mol de Óxido de Cobre-II.
- Tratando-se de CNTP, 1 mol de Oxigénio ocupa o volume de 22,4 *l*.
- Uma mole de átomos de cobre contém $6,02 \bullet 10^{23}$ átomos de Cobre.
- 2 mol de átomos de Cobre terão $2 \bullet 6,02 \bullet 10^{23} = 12,04 \bullet 10^{23}$ átomos de Cobre.

5º PASSO – Estabelece-se a proporção e em seguida, resolve-se o problema:

$$\begin{array}{ccccc} 12,04\bullet 10^{23} & & 22,4l & & \\ \underline{2Cu} & + & \underline{O_2} & \rightarrow & 2CuO \\ 3,01\bullet 10^{23} & & x & & \end{array}$$

Escrevendo sob a forma de proporção:

$$\frac{12,04\bullet 10^{23}}{3,01\bullet 10^{23}} = \frac{22,4l}{x}$$

Resolvendo esta proporção obtém-se:

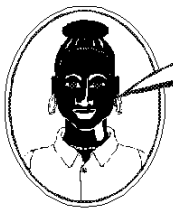
$$12,04\bullet 10^{23} \bullet x = 3,01\bullet 10^{23} \bullet 22,4l$$

$$x = \frac{3,01\bullet \cancel{10^{23}} \bullet 22,4l}{12,04\bullet \cancel{10^{23}}}$$

$$x = 5,6l$$

6º PASSO – Dá-se a resposta:

$3,01 \bullet 10^{23}$ átomos de Cobre são oxidados por 5,6 litros de Oxigénio, em CNTP.



Resolvamos juntos mais um problema. Certamente que você está a conseguir entender estes cálculos, não é? Força!

Problema 2

Quantos de litros de Amoníaco são obtidos da reacção de $18,06 \bullet 10^{23}$ moléculas de Nitrogénio com o Hidrogénio, em CNTP?

1º PASSO – Escreve-se a equação da reacção:

$$N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$$

2º PASSO – Acerta-se a equação da reacção:

$$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$$

3º PASSO – Indica-se na equação, a incógnita, a massa da substância envolvida:

$$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$$
$$18,06 \bullet 10^{23} \qquad x$$

4º PASSO – Com base na relação molar da equação, calcula-se o número de moléculas e volume das substâncias envolvidas no problema:

Na equação acertada tem-se a seguinte relação molar:

- 1 mol de Nitrogénio molecular reage com 3 mol de Hidrogénio molecular e forma-se 2 mol de Amoníaco.
- Tratando-se de CNTP, 1 mol de Amoníaco ocupa o volume de 22,4 *l*.
- Duas moles de moléculas de Amoníaco ocupam o volume de 44,8*l*.
- Uma mole de moléculas de Nitrogénio contém $6,02 \bullet 10^{23}$ moléculas de Nitrogénio.

5º PASSO – Estabelece-se a proporção e em seguida, resolve-se o problema:

$$\begin{array}{ccccc} 6,02\bullet 10^{23} & & & & 44,8l \\ N_2 & + & 3H_2 & \rightarrow & 2NH_3 \\ 18,06\bullet 10^{23} & & & & x \end{array}$$

Escrevendo sob a forma de proporção:

$$\frac{6,02\bullet 10^{23}}{18,06\bullet 10^{23}} = \frac{44,8l}{x}$$

Resolvendo esta proporção obtém-se:

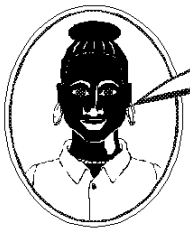
$$18,06\bullet 10^{23} molec \bullet 44,8l = 6,02\bullet 10^{23} molec \bullet x$$

$$x = \frac{18,06\bullet \cancel{10^{23}} \bullet 44,8l}{6,02\bullet \cancel{10^{23}}}$$

$$x = 134,4l$$

6º PASSO – Da-se a resposta:

Da reacção de $18,06\bullet 10^{23}$ moléculas de Nitrogénio com o Hidrogénio, obtém-se 134,4 litros de Amoníaco, em CNTP.



Muito bem, esperamos que você tenha conseguido assimilar o procedimento para a determinação de volume quando é dado o número de partículas de outra substância. Agora resolva os exercícios que lhe apresentamos a seguir.



EXERCÍCIOS - 2

1. Dada a equação: $H_2 + N_2 \rightarrow NH_3$ e as massas atómicas de H = 1, O =16 e N = 14):

a) Calcule o volume de N_2 necessário para a obtenção de 44,8 *l* de NH_3, em CNTP?

b) Que massa de Hidrogénio deve reagir com o Nitrogénio para a obtenção de 44,8 *l* de NH_3, em CNTP?

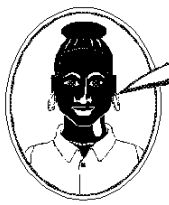
c) Determine o volume de Hidrogénio que deve reagir com $24,08 \bullet 10^{23}$ moléculas de Nitrogénio, em CNTP.

2. Dada a equação: $CO_2 + C \rightarrow CO$, que volume de CO se forma quando reagem 6 g de Carbono em CNTP? (C = 12, O = 16)

3. O Cloreto de Hidrogénio, HCl é obtido a partir da reacção de Cloro, Cl_2 e Hidrogénio, H_2. Calcule o volume de Cl_2 que reage com 4 mol de H_2, em CNTP.

4. Quantos litros de O_2 devem participar na combustão do Carbono de modo a produzir 89,6 litros de Dióxido de Carbono, em CNTP?

5. Que volume de Dióxido de Carbono é liberto quando entram em combustão $3,01 \bullet 10^{23}$ átomos de Carbono, em CNTP?



Compare as suas soluções com as que lhe apresentamos na Chave de Correcção no fim do módulo. Acertou em todas?

TESTE DE PREPARAÇÃO

Duração Recomendada - 60 minutos

1. Explique a razão porque os halogéneos apresentam propriedades semelhantes.

_____

_____

2. Complete a frase com as palavras que lhe damos de modo que o sentido da frase esteja correcto.

mononegativos **diatómicas** **livre**

No estado **a)** _____os halogéneos formam moleculas **b)** _____ e os iões são **c)**_____, isto é, com uma carga negativa.

3. Sabendo que o cloro tem Z = 17, assinale com um ✓ a distribuição electrônica correcta do Cloro:

a) 2,8,7 ☑

b) 2,8,8,7 ☐

c) 2,7 ☐

4. Assinale com um ✓ as afirmações correctas referentes às aplicações dos halogéneos:

a) O Fluor utiliza-se na esterilização da àgua para beber. ☑

b) O Cloro emprega-se na produção de insecticidas, cloretos e esterilização da água para beber. ☐

c) O Bromo utiliza-se na revelação de fotografias. ☐

d) O Iodo emprega-se na produção de borracha. ☐

e) O Fluor utiliza-se na produção de pasta dentífrica. ☐

5. Na tabela está representado o grupo dos halogéneos com respectivas electronegatividades. Indique qual dos elementos apresenta maior reactividade. Justifique a sua resposta.

$_{9}F$	$_{17}Cl$	$_{35}Br$	$_{53}I$
4	2,8	2,7	2,2

6. Indique 3 propriedades fisicas do Cloreto de Hidrogénio.

7. Assinale com um ✓ a equação química da reacção de identificação do ião cloreto:

a) $MgSO_4 + 2HCl \rightarrow Na_2SO_4 + MgCl_2$ ☐

b) $2NaCl + ZnSO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2SO_4$ ☐

c) $Pb(NO_3)_2 + 2HCl \rightarrow 2HNO_3 + PbCl_2$ ☐

8. Complete a frase utilizando as palavras que lhe são dadas de modo que ela fique com um sentido correcto:

F^- **recebe ião negativo**

O Flúor ao participar nas reacções químicas **a)** _____ um electrão, transformando-se em **b)**_____ cuja formula química é **c)**_____

9. Calcule o nox do Cloro no composto $HClO_2$. Mostre todos os cálculos

10. Faça corresponder o nome do processo na **coluna A**, representado por letras, com a definição que se encontra na coluna B, representado por números:

Coluna A	Coluna B
a. Oxidante	**1.** Substância cujo nox aumenta numa reacção química.
b. Redutor	**2.** Reacção química que ocorre com alteração do nox.
c. Oxidação	**3.** Substância cujo diminui numa reacção química.
d. Redução	**4.** Processo ocorre com aumento do nox numa reacção química.
e. Redox	**5.** Processo que ocorre com diminuição do nox numa reacção química.

11. Dada a equação da reacção:

$Mg + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + H_2$, escreva a semi-equação de oxidação.

12. A equação da reacção de obtenção do Eteno, C_2H_4 a partir do Butano, C_4H_8, esquematiza-se:

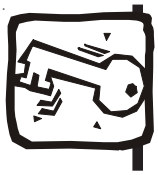
$C_4H_{10} \rightarrow C_2H_4 + H_2$. Que volume de C_4H_8 é necessarios para formar 4 moles de C_2H_4, em CNTP. Faça os cálculos no espaço dado.

Dados	Resolução

13. Dada a equação: $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$

Que massa de $KClO_3$ liberta 44,8 litros de O_2 em CNTP? Faça os cálculos no espaço dado. Massas atómicas: K = 39; Cl =35,5; O = 16

Dados	Resolução



CHAVE DE CORRECÇÃO

1. Porque apresentam o mesmo número de electrões na última camada.

2. **a)** livre **b)** diatómicas **c)** mononegativas

3. a)

4. b) c) e)

5. É o Flúor. Possui o valor máximo de electronegatividade (4) daí a forte tendência de atrair electrões de outros átomos para si.

6. O HCl é um gás, incolor, com cheiro penetrante. (aceitar outras propriedades desde que certas).

7. c)

8. **a)** recebe **b)** ião negativo **c)** F^-

9.

$\overset{+1}{H}cl\overset{x-2}{0_2}$

$$+1 + x + 2(-2) = 0$$
$$+1 + x - 4 = 0$$
$$x = +3$$
$$Nox(Cl) = +3$$

10. **a** – 3; **b** -1; **c** – 4; **d** – 5; **e** – 2

11. $\overset{0}{Mg} \rightarrow \overset{2+}{Mg}$

12.

Dados	Resolução
Eq. acertada: $C_4H_{10} \rightarrow 2C_2H_4$	$22,4l \quad 2mol$ $C_4H_{10} \rightarrow 2C_2H_4 + H_2$ $x \quad 4mol$ $\frac{22,4}{x} = \frac{2}{4}$ $x \bullet 2 = 22,4 \bullet 4$ $x = \frac{22,4 \bullet 4}{2}$ $x = 44,8l$

13.

Dados	Resolução
Eq. acertada: $2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$ $M(KClO_3) = Ar(K) + Ar(Cl) + 3 \bullet Ar(O)$ $= 39 + 35,5 + 48$ $M(KClO_3) = 122,5g/mol$ $2 \bullet 122,5 = 245g$	$245g \quad 67,2l$ $2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$ $x \quad 44,8l$ $\frac{245}{x} = \frac{67,2}{44,8}$ $x \bullet 67,2 = 245 \bullet 44,8$ $x = \frac{245 \bullet 44,8}{67,2}$ $x = 163,3g$



soudemoz.blogspot.com

facebook.com/soudemozz

Neste blog podes encotrar:

- diversos manuais, edital, livros, exames e trabalhos feitos.

A forma mais facil facil de ajudar o blog e clicar nos anunios .

Outros blogs que possam te ajudar:

AgroPrcuariamz.blogspot.com

- Encontre aqui trabalhos da disciplina de agropecuaria.

Contabilidademz.blogspot.com

- Encontre aqui trabalhos relacionados a gestao de recursos humanos e contabilidade.

Ippmz.blogspot.com

- Encotre aqui trabalhos relaconados com a disciplina de psicologia e pedagogia

MozAprende.blogspot.com

- Encfontre aqui diversos manuais, livros, exames e trabalhos feitos gratuitos.

MozPdF.blogspot.com

- Encontre aqui diverso livros da literatura mocambicanae livros estudantis.

Obrigado!

REPÚBLICA DE MOÇAMBIQUE

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO E CULTURA

INSTITUTO DE EDUCAÇÃO ABERTA E À DISTÂNCIA - IEDA

PROGRAMA DO ENSINO SECUNDÁRIO À DISTÂNCIA (PESD)

1º CICLO

QUÍMICA

Módulo 4

REPÚBLICA DE MOÇAMBIQUE
MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO E CULTURA
INSTITUTO DE EDUCAÇÃO ABERTA E À DISTÂNCIA - IEDA

PROGRAMA DO ENSINO SECUNDÁRIO À DISTÂNCIA (PESD)
1º CICLO

Ficha técnica

Consultoria:
Rosário Passos

Direcção:
Messias Bila Uile Matusse (Director do IEDA)

Coordenação:
Luís João Tumbo (Chefe do Departamento Pedagógico)

Maquetização:
Fátima Alberto Nhantumbo
Vasco Camundimo

Ilustração:
Raimundo Macaringue
Eugénio David Langa

Revisão:
Abel Ernesto Uqueio Mondlane
Lurdes Nakala
Custódio Lúrio Ualane
Paulo Chissico
Armando Machaieie
Simão Arão Sibinde
Amadeu Afonso

REPÚBLICA DE MOÇAMBIQUE
MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO E CULTURA
INSTITUTO DE EDUCAÇÃO ABERTA E À DISTÂNCIA - IEDA

PROGRAMA DO ENSINO SECUNDÁRIO À DISTÂNCIA (PESD)
1º CICLO

Disciplina de Química

Módulo 4

Elaborado por:

Amadeu Afonso
Filomena Neves da Silva

ÍNDICE

		Pág.
	INTRODUÇÃO ----------	1
Lição 0 1:	Elementos do Grupo VI a da Tabela Periódica ----------	1
Lição 02:	Enxofre como Representante do Grupo VI ----------	9
Lição 03:	Propriedades Químicas e Aplicações do Enxofre ----------	19
Lição 04:	Óxidos de Enxofre ----------	25
Lição 05:	Suldureto de Hidrogénio e Ácido Sulfídrico ----------	33
Lição 06:	Ácido Sulfúrico ----------	43
Lição 07:	Propriedades Químicas e Aplicações do Ácido Sulfúrico ----------	51
Lição 08:	Sulfatos ----------	61
Lição 09:	Cinética Química ----------	69
Lição 10:	Factores que Influenciam a Velocidade da Reacção Química -------	79
Lição 11:	Reacções Catalíticos ----------	87
	TESTE DE PREPARAÇÃO ----------	95

Ficha técnica

Consultoria:
Rosário Passos

Direcção:
Messias Bila Uile Matusse (Director do IEDA)

Coordenação:
Luís João Tumbo (Chefe do Departamento Pedagógico)

Maquetização:
Fátima Alberto Nhantumbo
Vasco Camundimo

Ilustração:
Raimundo Macaringue
Eugénio David Langa

REPÚBLICA DE MOÇAMBIQUE

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO E CULTURA

PROGRAMA DE ENSINO SECUNDÁRIO À DISTÂNCIA

MENSAGEM DO MINISTRO DA EDUCAÇÃO E CULTURA

Estimada aluna,
Estimado aluno,

Sejam todos bem vindos ao primeiro programa de Ensino Secundário através da metodologia de Ensino à Distância.

É com muito prazer que o Ministério da Educação e Cultura coloca nas suas mãos os materiais de aprendizagem especialmente concebidos e preparados para que você, e muitos outros jovens moçambicanos, possam prosseguir os vossos estudos ao nível secundário do Sistema Nacional de Educação, seguindo uma metodologia denominada por "Ensino à Distância".

Com estes materiais, pretendemos que você seja capaz de adquirir conhecimentos e habilidades que lhe permitam concluir, com sucesso, o Ensino Secundário do 1º Ciclo, que, compreende a 8ª, 9ª e 10ª classes. Com o 1º Ciclo do Ensino Secundário você pode melhor contribuir para a melhoria da sua vida, da sua família, da sua comunidade e do país.

O módulo escrito que tem nas mãos, constitui a sua principal fonte de aprendizagem e que "substitui" o professor que você sempre teve lá na escola. Por outras palavras, estes módulos foram concebidos de modo a poder estudar e aprender sozinho obecendo ao seu próprio rítmo de aprendizagem.

Contudo, apesar de que num sistema de Ensino à Distância a maior parte do estudo é realizado individualmente, o Ministério da Educação e Cultura criou Centros de Apoio e Aprendizagem (AA) onde, você e os seus colegas, se deverão encontrar com os tutores, para o esclarecimento de dúvidas, discussões sobre a matéria aprendida, realização de trabalhos em grupo e de experiências

laboratoriais, bem como a avaliação do seu desempenho. Estes tutores são facilitadores da sua aprendizagem e não são professores para lhe ensinar os conteúdos de aprendizagem.

Para permitir a realização de todas as actividades referidas anteriormente, os Centros de Apoio e Aprendizagem estão equipados com material de apoio ao seu estudo: livros, manuais, enciclopédias, vídeo, áudio e outros meios que colocamos à sua disposição para consulta e consolidação da sua aprendizagem.

Cara aluna,
Caro aluno,

Estudar à distância exige o desenvolvimento de uma atitude mais activa no processo de ensino aprendizagem, estimulando em si a necessidade de dedicação, organização, muita disciplina, criatividade e, sobretudo determinação nos seus estudos.

O programa em que está a tomar parte, enquadra-se nas acções de expansão do acesso à educação desenvolvido pelo Ministério da Educação e Cultura, de modo a permitir o alargamento das oportunidades educativas a dezenas de milhares de alunos, garantindo-lhes assim oportunidades de emprego e enquadramento sócio-cultural, no âmbito da luta contra pobreza absoluta no país.

Pretendemos com este programa reduzir os índices de analfabetismo entre a população, sobretudo no seio das mulheres e, da rapariga em particular, promovendo o equlíbrio do género na educação e assegurar o desenvolvimento da Nossa Pátria.

Por isso, é nossa esperança que você se empenhe com responsabilidade para que possa efectivamente aprender e poder contribuir para um Moçambique Sempre Melhor!

Boa Sorte.

AIRES BONIFÁCIO ALI
MINISTRO DA EDUCAÇÃO E CULTURA

INTRODOÇÃO

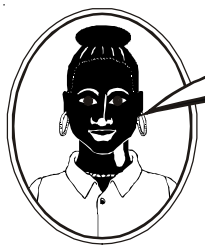
Bem vindo ao módulo quatro de Química da 9ª classe. Acreditamos que estudou com éxito todas as lições dos módulos anteriores. Neste módulo, você vai estudar os elementos do 6º grupo principal da Tabela Periódica com particular destque para o Enxofre.

A ocorrência e abundância na Natureza, as propriedades físicas e químicas, a obtenção e aplicações serão aqui tratados. Vai aprender mais sobre um dos ácidos mais importantes na indústria e para o desenvolvimento de um país: o Ácido sulfúrico.

A velocidade das reacções químicas e os factores que a influenciam também serão abordados neste módulo.

Sugerimos-lhe que ao longo das lições deste módulo você caro aluno, faça revisões dos módulos anteriores e da 8ª classe.

Resta-nos desejar que continue na nossa companhia e seja aquele aluno estudioso a que já estámos habituados. Bons estudos.



Bem-vindo de novo, caro aluno! Como sabe, eu sou a Sra. Madalena e vou acompanhá-lo no seu estudo. Se tiver algumas questões sobre a estrutura deste Módulo, leia as páginas seguintes. Caso contrário... pode começar a trabalhar. Bom estudo!

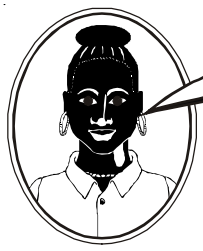
Como está estruturada esta disciplina?

O seu estudo da disciplina de Química é formado por **6 Módulos**, cada um contendo vários temas de estudo. Por sua vez, cada Módulo está dividido em lições. Este **quarto Módulo** está dividido em **11 lições**. Esperamos que goste da sua apresentação!

Como vai ser feita a avaliação?



No final de cada Módulo, apresentamos um **Teste de Preparação**. Este Teste corresponde a uma auto-avaliação. No final do teste você corrige as respostas, e com a ajuda da Sra. Madalena. Depois disso, você decide se está preparado ou não para fazer o Teste de Fim de Módulo com sucesso. A Sra. Madalena irá acompanhá-lo durante o seu estudo.

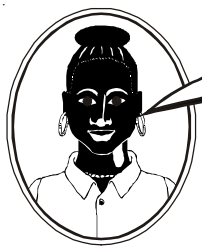


Claro que a função principal do Teste de Preparação, como o próprio nome diz, é ajudá-lo a preparar-se para o Teste de Fim de Módulo, que terá de fazer no **C**entro de **A**poio e **A**prendizagem - **CAA** para obter a sua classificação oficial.
Não se assuste! Se conseguir resolver o Teste de Preparação sem dificuldade, conseguirá também resolver o Teste de Fim de Módulo com sucesso!

Assim que completar o Teste de Fim de Módulo, o Tutor, no **CAA,** dar-lhe-á o Módulo seguinte para você continuar com o seu estudo. Se tiver algumas questões sobre o processo de avaliação, leia o Guia do Aluno que recebeu, quando se matriculou, ou dirija-se ao **CAA** e exponha as suas questões ao Tutor.

Como estão organizadas as lições?

No início de cada lição vai encontrar os **Objectivos de Aprendizagem**, que lhe vão indicar o que vai aprender nessa lição. Vai, também, encontrar uma recomendação para o tempo que vai precisar para completar a lição, bem como uma descrição do material de apoio necessário.



Aqui estou eu outra vez… para recomendar que leia esta secção com atenção, pois irá ajudá-lo a preparar-se para o seu estudo e a não se esquecer de nada!

Geralmente, você vai precisar de mais ou menos meia hora para completar cada lição. Como vê, não é muito tempo!

No final de cada lição, vai encontrar alguns exercícios de auto-avaliação. Estes exercícios vão ajudá-lo a decidir se vai avançar para a lição seguinte ou se vai estudar a mesma lição com mais atenção. Quem faz o controle da aprendizagem é você mesmo.



Quando vir esta figura já sabe que lhe vamos pedir para fazer alguns **exercícios** - pegue no seu lápis e borracha e mãos à obra!

A **Chave de Correcção** encontra-se logo de seguida, para lhe dar acesso fácil à correcção das questões.





Ao longo das lições, vai reparar que lhe vamos pedir que faça algumas **Actividades**. Estas actividades servem para praticar conceitos aprendidos.



Conceitos importantes, definições, conclusões, isto é, informações importantes no seu estudo e nas quais se vai basear a sua avaliação, são apresentadas desta forma, também com a ajuda da Sra. Madalena!

Conforme acontece na sala de aula, por vezes você vai precisar de **tomar nota** de dados importantes ou relacionados com a matéria apresentada. Esta figura chama-lhe atenção para essa necessidade.



E claro que é sempre bom fazer **revisões** da matéria aprendida em anos anteriores ou até em lições anteriores. É uma boa maneira de manter presentes certos conhecimentos.

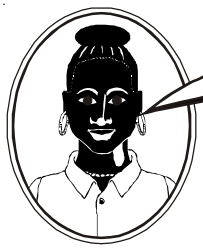


O que é o CAA?

O **CAA - C**entro de **A**poio e **A**prendizagem foi criado especialmente para si, para o apoiar no seu estudo através do Ensino à Distância.



No **CAA** vai encontrar um Tutor que o poderá ajudar no seu estudo, a tirar dúvidas, a explicar conceitos que não esteja a perceber muito bem e a realizar o seu trabalho. O **CAA** está equipado com o mínimo de materiais de apoio necessários para completar o seu estudo. Visite o **CAA** sempre que tenha uma oportunidade. Lá poderá encontrar colegas de estudo que, como você, estão também a estudar à distância e com quem poderá trocar impressões. Esperamos que goste de visitar o **CAA**!



E com isto acabamos esta introdução. Esperamos que este Módulo 4 de Quimica seja interessante para si! Se achar o seu estudo aborrecido, não se deixe desmotivar: procure estudar com um colega ou visite o **CAA** e converse com o seu Tutor.

Bom estudo!

1

Elementos do Grupo VI da Tabela Periódica

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Identificar a ocorrência dos elementos do grupo VI na Natureza
- Identificar as características dos elementos do grupo VI principal da Tabela Periódica

Material de apoio necessário para completar a lição:

- Tabela Periódica
- Módulo 1 da 9ª classe

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



INTRODUÇÃO

Caro aluno!

Ao estudarmos o grupo VII da Tabela Periódica, você certamente se recorda que afirmamos que o **comportamento químico dos diferentes elementos é determinado pela sua estrutura atómica,** mais especificamente **pelos electrões da última camada** também chamados **electrões de valência.** Vamos nesta lição iniciar o nosso estudo sobre o grupo VI onde se encontra um elemento indispensável à vida: o Oxigénio.

Elementos do grupo VI



Caro aluno, com certeza que você ainda se lembra de como se faz a distribuição electrónica dos elementos.

Então, complete a tabela 1 abaixo com ajuda de dados que poderá encontrará na tabela periódica.

Tabela 1 – Estrutura electrónica do Oxigénio e Enxofre

Símbolo do elemento	**Número atómico**	**Estrutura electrónica**
O		
S		

Que semelhança encontrou nos dois elementos químicos?
Exacto!Apresentam o mesmo número de electrões de valência (seis electrões).

Ah! Como já foi referido, o número de electrões da última camada determina o número do grupo onde o elemento se localiza no sistema periódico. Deste modo, estes elementos encontram-se no 6º grupo da tabela periódica, pois apresentam seis electrões na última camada. Este facto se repete com todos os outros elementos deste grupo, como pode comprovar na tabela 2 que lhe apresentamos a seguir:

Tabela 2 – Estrutura electrónica do Se, Te, Po

Símbolo do elemento	**Número atómico**	**Estrutura electrónica**
Se	34	2,8,18,**6**
Te	52	2,8,18,18,**6**
Po	84	2,8,18,32,18,**6**

A tabela mostra que a última camada destes elementos contém 6 electrões, o que significa que são elementos ametálicos e têm propriedades não-metálicas fortes, embora menos fortes que as dos halogéneos.

Agora pegue no seu modelo de Tabela Periódica e identifique os elementos que constituem o grupo em estudo.

Como pode notar, os elementos que constituem o 6º grupo principal da tabela periódica são: o **Oxigénio (O),** o **Enxofre (S),** o **Selénio (Se),** o **Telúrio (Te)** e o **Polónio (Po)**.

Os primeiros quatro (O, S, Se e Te) são ametais característicos e o último (Po), apresenta propriedades de elementos metálicos.



Durante o nosso estudo, em maior parte das vezes não faremos referência ao Polónio pois, é um elemento raro e com algumas características especiais.

Estado Natural e Abundância dos Elementos do Grupo VI

Os elementos do grupo VI, à semelhança dos elementos do VII grupo (halogéneos), são também muito reactivos porém, possuem uma reactividade menor que a dos halogéneos.

Assim, os elementos do grupo VI, também chamados de **calcogéneos**, podem ser encontrados na Natureza tanto **no estado livre** (como substâncias elementares simples) assim como no **estado combinado** (como compostos).

Pois bem caro aluno, vamos de seguida conhecer onde é que estes elementos ocorrem em maior quantidade na Natureza.

Oxigénio

É o elemento mais abundante na crosta terrestre. No estado livre, encontra-se sob forma de moléculas diatómicas, O_2, no ar atmosférico; no estado combinado, entra na composição da água, rochas e de todas as substâncias constituintes dos organismos de plantas e de animais.
Sabia que a quantidade total de Oxigénio na crosta terrestre é próxima á metade da sua massa (cerca de 47%)?

O Enxofre

Encontra-se na Natureza tanto no estado livre como combinado. No estado livre, ocorre em depósitos vulcânicos e jazigos. No estado combinado, o Enxofre forma com os metais minérios valiosos.

Na natureza, também abundam sais como os sulfatos principalmente de Cálcio e Magnésio. Encontra-se ainda o Enxofre em muitas substâncias que entram na constuição dos seres vivos como as albumínas que são um tipo de proteínas;

Selénio

É pouco abundante na Natureza. Na crosta terrestre, a quantidade de Selénio é de 0,00006%;

Telúrio

Pertence aos elementos raros: o seu teor quer dizer, a sua quantidade na crosta terrestre é apenas 0,000001%;

Polónio

É um metal radioativo.

Características Gerais dos Elementos do Grupo VI

Deve-se recordar que ao estudarmos o grupo dos halogéneos afirmamos que na tabela periódica os não-metais estão localizados na extremidade direita da tabela. Também nos referimos ao facto de que com excepção dos gases nobres, a camada de valência dos átomos dos elementos que constituem os grupos não está completa.

Por exemplo, analisando o caso da formação do átomo de Oxigénio, notamos que com 6 electrões de valência, ele precisa de "**ganhar**" dois electrões para ficar com a estrutura electrónica mais estável:

Estrutura electrónica do átomo	**Estrutura electrónica do ião**	**Fórmula do ião**
2,**6**	2,**8**	O^{2-}

Deste modo, facilmente concluimos que, como acontece com os elementos do grupo VII, também os elementos do grupo VI quando intervêm **em reacções químicas "recebem" electrões** dos átomos dos elementos com que reagem, originando **iões negativos**

Outras características dos elementos do grupo VI estão resumidas na tabela abaixo.

Tabela 2 – Características gerais dos elementos do grupo VI, à temperatura ambiente:

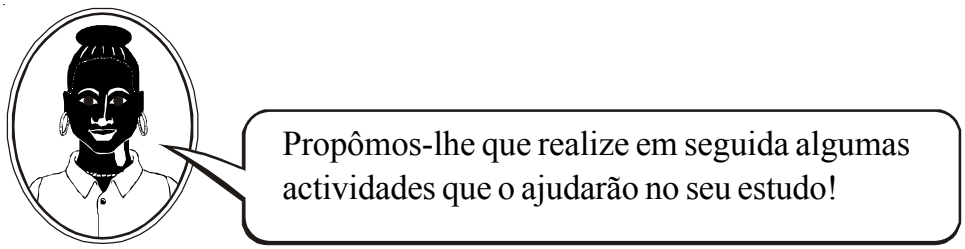
Características		**Elementos**			
	Oxigénio	**Enxofre**	**Selénio**	**Telúrio**	**Polónio**
Número atómico	8	16	34	52	84
Massa atómica	16	32	79	128	209
Electronegatividade	3,5	2,6	2,5	2,1	2,0
Estado físico	Gás	Sólido	Sólido	Sólido	Sólido
Carácter	Ametal	Ametal	Semi-metal	Semi-metal.	Metal.
Fórmulas dos Óxidos		SO_2 e SO_3	SeO_2 e SeO_3	TeO_2 e TeO_3	PoO_2

A tabela mostra que a variação das propriedades ao longo do grupo ocorre do seguinte modo:

- O número atómico cresce de cima para baixo do oxigênio ao polónio;
- O carácter metálico aumenta de cima para baixo num grupo, na tabela periódica, isto é com o aumento do número atómico.

  Observe que o Oxigénio e o Enxofre são ametais típicos, O Selénio e Telúrio apresentam tanto propriedades ametálicas como metálicas, dai se designar de semi-metais, embora as metálicas sejam mais fortes e o Polónio é um metal típico;
- O número de camadas aumenta de cima para baixo ao longo do grupo. Repare que o Oxigénio tem duas camadas, o Enxofre tem 3, o Selénio 4 camadas, o Telúrio 5 e finalmente o Polónio 6;
- A tabela mostra também que a electronegatividade diminui de cima para baixo ao longo do grupo ou seja à medida que aumenta o número atómico.

  Assim, o Oxigénio, primeiro elemento do grupo tem o maior valor de electronegatividade, 3,5 e o Polónio, último elemento do grupo tem o menor valor, 2,0;
- São todos sólidos excepto o Oxigénio.





ACTIVIDADE

1. Assinale com um ✓ as afirmações correctas:

a) No grupo VI, o Oxigénio é o elemento mais abundante na Natureza. ☑

b) O Enxofre ocorre em depósitos vulcânicos. ☐

c) O Enxofre é um elemento metálico. ☐

d) O Telúrio é muito abundante na Natureza. ☐

2. Como variam as propriedades metálicas ao longo do grupo VI da tabela?

_____

_____

_____

_____

3. Complete a frase de modo que esta tenha um sentido correcto:

Ao longo do grupo VI da tabela periódica, o número atómico **a)**_____de cima para baixo e a electronegatividade **b)**_____de cima para baixo.

4. Como explica o aumento das propriedades metálicas ao longo do grupo?

_____

_____

_____

_____

_____



Agora compare as suas respostas com as da Chave de Correcção que lhe apresentamos a seguir!

CHAVE DE CORRECÇÃO

1. **a) b)**

2. As propriedades metálicas aumentam de cima para baixo ao longo do grupo VI da tabela periódica.

3. **a)** aumenta **b)** diminue.

4. Com o aumento do número atómico, aumenta o número de camadas electrónicas, o que aumenta a distância entre o núcleo (que tem carga positiva) e os electrões de valência (que têm carga negativa). Deste modo, a força de atracção entre o núcleo e os electrões de valência vai diminuindo ao longo do grupo, tornando mais fácil a retirada dos electrões de valência nos últimos elementos do grupo o que provoca um aumento das propriedades metálicas.



Acertou em todas? Parabéns. Continue estudando as suas lições com o mesmo empenho. Se não acertou em todas, volte a ler a lição e responda as questões que errou.

2 Enxofre como Representante do Grupo VI

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Definir alotropia
- Mencionar as propriedades do Enxofre
- Escrever as equações de obtenção de Enxofre na indústria

Material de apoio necessário para completar a lição:

- Tabela Periódica

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



INTRODUÇÃO

Caro aluno!

Recorda-se certamente que o grupo VII tinha um representante. Até estabelecemos uma comparação com o chefe de uma família humana certo? Recorda-se certamente que é o Cloro. E no grupo VI qual acha que será o representante do grupo?



O representante deste grupo é o Enxofre e vamos estudá-lo nesta lição!

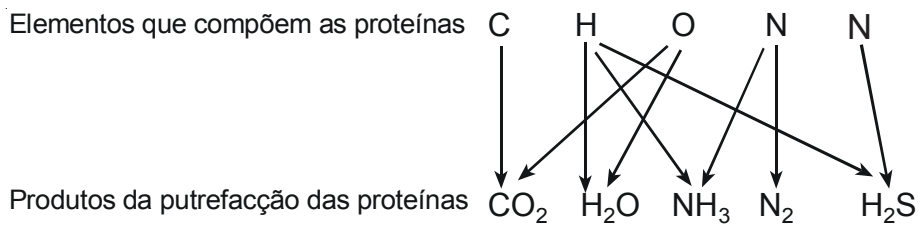
Enxofre como Representante do Grupo VI

O Enxofre, cujo símbolo químico é S deve seu símbolo ao nome latino que é Sulphur. *Diferentemente do Cloro, o representante deste grupo apesar de ser activo*. Existe na Natureza tanto no estado livre como no estado combinado.

Estado Natural e Abundância do Enxofre

No grupo, o Enxofre é o não-metal mais difundido e mais importante depois do Oxigénio. Já nos referimos à ocorrência do Enxofre na Natureza no início do nosso módulo. Convém no entanto referir que os minérios que contêm Enxofre são valiosos e são uma fonte de obtenção de metais. Tais são os casos da pirite, FeS_2, galena, PbS, blenda, ZnS e brilho de Cobre, Cu_2S, entre outros. O Enxofre também se encontra na Natureza sob forma de sais do Ácido sulfúrico, principalmente o gesso, $CaSO_4.2H_2O$, e o Sulfato de Sódio, Na_2SO_4.

O Enxofre é um elemento sem o qual não seria possível a vida uma vez que ele entra na composição das proteínas como mostra o quadro.



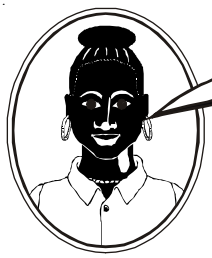
A necessidade que as plantas têm de Enxofre satisfaz-se através da absorção do Enxofre que existe nos solos.

Obtenção do Enxofre

Sabe já que na Natureza o Enxofre se encontra no estado **livre** e **combinado**. Na indústria, o Enxofre livre pode ser obtido pelos métodos de Calcaroni (quando o Enxofre se encontra á superfície) e de Frash (se o Enxofre se encontra em depósitos profundos).

Método de Calcaroni

Consiste em queimar Enxofre (contido no minério) na superfície dos antigos vulcões, deixando-o escorrer num plano inclinado, sendo depois recolhido em moldes.



Este método à primeira vista muito simples tem as suas vantagens e desvantagens. Apresenta vantagem de não exigir grande tecnologia e é barato. Entretanto, Cerca de 1/3 do Enxofre é desperdiçado durante a combustão. Outra desvantagem é a de que o Enxofre obtido tem elevado grau de impureza.

Método de Frash

Consiste em introduzir, até aos jazigos do minério, uma torre de perfuração com vapor de água sob pressão e ar comprimido. O vapor de água funde o Enxofre no jazigo e o ar comprimido forma com o Enxofre fundido uma espuma leve que é recolhida em recipientes próprios.
O produto assim obtido tem apenas 0,5% de impurezas e, por isso, não precisa de refinação.

Também pode-se obter o Enxofre a partir de compostos que o contém por exemplo:

1. A partir da decomposição do minério pirite de Ferro, FeS_2:

$$FeS_2 \rightarrow FeS + S$$

2. A partir da reacção de oxidação do Sulfureto de Hidrogénio, quando a quantidade de Oxigénio é baixa:

$2H_2S + O_2 \rightarrow 2S + 2H_2O$

Propriedades Físicas



Caro aluno! Talvez exista Enxofre no CAA. Pergunte ao seu Tutor se é possível observar as características da substância que estamos a estudar!

- em condições normais, no estado livre, o Enxofre apresenta-se sob forma de cristais amarelos dourados, transparentes que fundem à temperatura de 112,8º C;
- a sua densidade é de 2,07g/cm^3;
- é insolúvel na água e não se molha;
- ele tem ainda outra característica interessante! Se deitarmos na água um pouco de Enxofre em pó, as suas partículas não se afundam (se estiver puro), flutua à superfície e formando uma camada amarela sobre a água. Este fenómeno chama-se **flotação**.



Você vai aprender um conceito novo nesta lição, o conceito de **alotropia**.

Alotropia

Determinados elementos químicos têm a capacidade de recombinar os seus átomos entre si de forma diversificada formando substâncias elementares diferentes. Os átomos do elemento Oxigénio, por exemplo, formam moléculas de Oxigénio por combinação entre dois átomos, O_2 (**Oxigénio molecular**). Porém quando se combinam três a três átomos, formam o O_3 (**Ozono**).

Estas duas substâncias, o Oxigénio molecular e o Ozono, apesar de ambas apresentarem na sua constituição apenas átomos de Oxigénio, apresentam propriedades muito diferentes. Assim, por exemplo, o Oxigénio é um gás indispensável à vida humana mas o Ozono é um gás venenoso. Difícil de acreditar não é?

De igual modo, os átomos do elemento químico Carbono podem ligar-se uns aos outros de forma diferente e formam duas **substâncias diferentes** que apresentam propriedades diferentes (diamante e agrafite) que, no entanto, apresentam apenas átomos de Carbono na sua constituição. Note que o diamante é a substância natural mais dura que se conhece e não conduz a corrente eléctrica. A grafite por sua vez é relativamente mole e conduz a corrente eléctrica.

A capacidade observada nesses elementos em que a partir de átomos do mesmo elemento, e ligação de forma diferente entre si e originar duas ou mais substâncias diferentes, chama-se de **alotropia.**



Alotropia - é a propriedade que têm determinados elementos químicos de formar duas ou mais substância simples a partir de átomos de um mesmo elemento químico.
As duas ou mais substâncias que se formam, chamam-se de **alótropos** ou **variedades alotrópicas**.

O Enxofre é um elemento químico que também forma duas variedades alotrópicas - o **Enxofre monoclínico** e o **Enxofre rômbico**. As duas substâncias apresentam estrutura e propriedades diferentes.

- **Enxofre rômbico**

É formado por cristais amarelos que fundem á temperatura de 112,8º C; a sua densidade é de 2,07 g/cm^3.

- **Enxofre monoclínico**

É formado por cristai pontiagudos semelhantes a agulhas, com densidade de 1,96 g/cm^3, que fundem a 119,3º C.

É menos estável e com o tempo transforma-se na forma rômbica. Deste modo caro aluno, sempre que nos referirmos ao elemento Enxofre estaremos falando do Enxofre rômbico que é a forma mais estável.

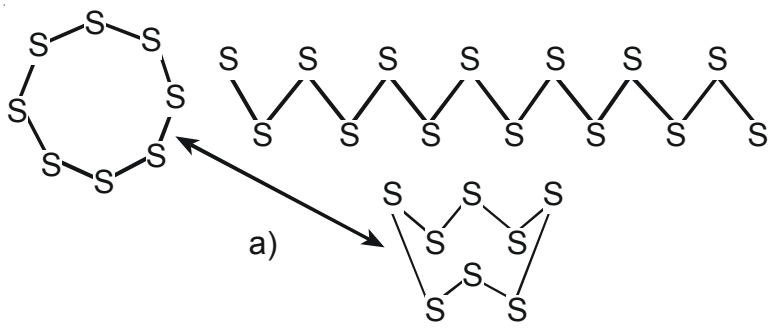
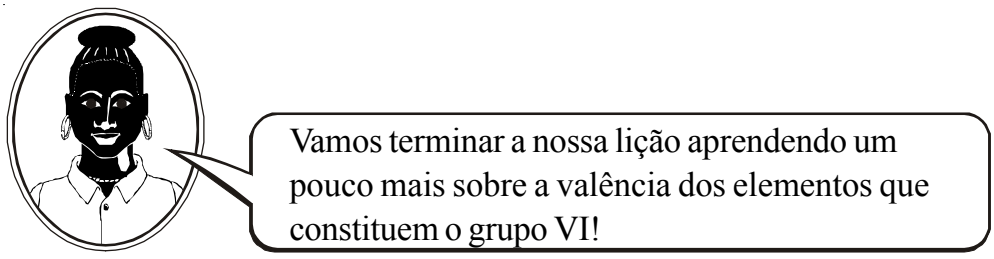


Fig. Estrutura da molécula dos cristais de enxofre cristalino



Valência dos Elementos

Com excepção do Oxigénio, que apresenta apenas a valência II, os restantes elementos são polivalentes, apresentam muitas valências, nomeadamente II, IV e VI, como pode verificar na tabela que a seguir lhe apresentamos.

Valências	Compostos típicos
II	H_2S, H_2O, H_2Se, H_2Te, CaSe, Na_2S, etc.
IV	SO_2, H_2SO_3, SeO_2, H_2TeO_3, etc.
VI	SO_3, H_2SO_4, H_2SeO_4, TeO_3, etc.



Caro aluno! Terminamos mais uma lição. Assim propômos-lhe que responda às questões a seguir para medir o seu grau de compreensão.



ACTIVIDADE

1. O que entende por alotropia? Cite dois elementos químicos que apresentam esta propriedade.

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

_____

2. Indique três propriedades físicas do Enxofre.

_____

_____

_____

_____

3. Assinale com um ✓ as alíneas que apresentam equações químicas certas de reacções de obtenção do Enxofre na indústria:

a) $H_2S \rightarrow H_2 + S$ ☐

b) $2H_2S + O_2 \rightarrow 2S + 2H_2O$ ☐

c) $4HCl + O_2 \rightarrow 2H_2O + 2Cl_2 \uparrow$ ☐

d) $FeS_2 \rightarrow FeS + S$ ☐



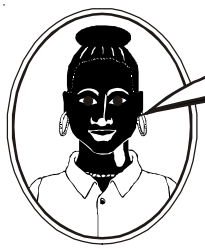
Fácil? Compare então as suas respostas com as da Chave de Correcção que lhe apresentamos a seguir.

CHAVE DE CORRECÇÃO

1. Alotropia é a propriedade que têm determinados elementos químicos de formar duas ou mais substâncias simples a partir de átomos de mesmo elemento químico.
Exemplo de dois elementos químicos com esta propriedade são o Enxofre, Oxigénio (ou Carbono).

2. O Enxofre é uma substância sólida, que forma cristais amarelos dourados insolúvel em água.
Obs.: Quaisquer outras propriedades que tenha mencionado que estejam certas valem.

3. b) d)



Se acertou em todas, está de parabéns. Significa que está condições de prosseguir com a lição seguinte. Se é que teve dificuldades em responder alguma questão, procure ler mais uma vez a sua lição e responda às questões.
Coragem!

A CÓLERA

A **cólera** é uma doença que provoca muita **diarreia, vómitos e dores de estômago**. Ela é causada por um micróbio chamado vibrião colérico. Esta doença ainda existe em Moçambique e é a causa de muitas mortes no nosso País.

Como se manifesta?

O **sinal mais importante** da cólera é uma **diarreia** onde as fezes se parecem com água de arroz. Esta diarreia é frequentemente acompanhada de dores de estômago e vómitos.

Pode-se apanhar cólera se:

- Beber água contaminada;
- Comer alimentos contaminados pela água ou pelas mãos sujas de doentes com cólera;
- Tiver contacto com moscas que podem transportar os vibriões coléricos apanhados nas fezes de pessoas doentes;
- Utilizar latrinas mal-conservadas;
- Não cumprir com as regras de higiene pessoal.

Como evitar a cólera?

- Tomar banho todos os dias com água limpa e sabão;
- Lavar a roupa com água e sabão e secá-la ao sol;
- Lavar as mãos antes de comer qualquer alimento;
- Lavar as mãos depois de usar a latrina;
- Lavar os alimentos antes de os preparar;
- Lavar as mãos depois de trocar a fralda do bébé;
- Lavar as mãos depois de pegar em lixo;
- Manter a casa sempre limpa e asseada;
- Usar água limpa para beber, fervida ou tratada com lixívia ou javel;
- Não tomar banho nos charcos, nas valas de drenagem ou água dos esgotos.

3 Propriedades Químicas e Aplicações do Enxofre

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Escrever as equações das reacções químicas do Enxofre com metais e ametais
- Citar as aplicações do Enxofre e outros elementos do grupo.

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



INTRODUÇÃO

Caro aluno, certamente que a referência a propriedades químicas não mais é novidade para si . Nesta lição vamos ver com que substâncias o Enxofre reage e, que tipo de produtos se formam.

Propriedades Químicas do Enxofre

O Enxofre é um elemento ametálico típico. Combina-se directamente com muitos metais como o Cu, Fe, Zn entre outros, libertando calor. Também combina-se com a maioria dos ametais.

Vejamos então pormenorizadamente algumas reacções químicas que caracterizam o Enxofre.

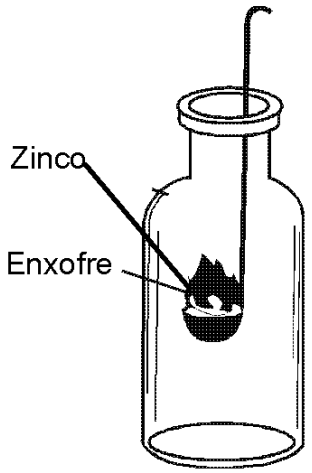
Reacção do Enxofre com Metais

1. O Enxofre reage com metais formando sais chamados **sulfuretos**. A reacção é acompanhada de libertação de calor.

   a) Uma mistura de Enxofre com Alumínio ou Zinco quando aquecida arde instantaneamente com um brilho intenso e com formação de um pó branco de Sulfureto de Alumínio, Al_2S_3, ou de Zinco, ZnS. As reacções que traduzem o processo são:

$$2Al + 3S \rightarrow Al_2S_3$$

$$Zn + S \rightarrow ZnS$$



   a) Se aquecermos uma mistura de Enxofre e Ferro em pó, obtém-se o Sulfureto de Ferro-II

, FeS:

$$Fe + S \rightarrow FeS$$

   b) O Cobre arde nos vapores de Enxofre formando Sulfureto de Cobre (I), Cu_2S, de cor preta:

$$2Cu + S \rightarrow Cu_2S$$

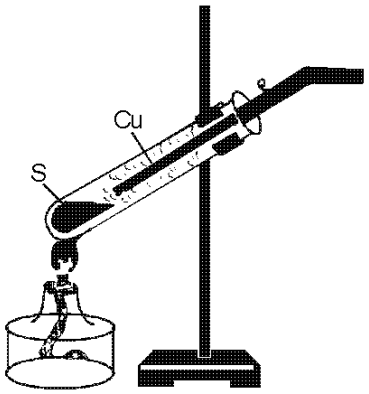


Fig.2 - Reacção do Enxofre com o cobre

Reacção do Enxofre com Ametais

1. O Enxofre arde em presença do ar ou Oxigénio, com uma chama azulada, produzindo o Dióxido de Enxofre, SO_2, que é reconhecido pelo cheiro sufocante. A equação da reacção é:

   $$S + O_2 \rightarrow SO_2 \uparrow$$

2. Ao deixar passar o Cloro através do Enxofre fundido, forma-se Cloreto de Enxofre que se emprega no tratamento (vulcanização) da borracha.

   $$S + Cl_2 \rightarrow SCl_2$$

3. A alta temperatura, o Enxofre reage com o Hidrogénio, formando um gás com cheiro a ovos podres, o Sulfureto de Hidrogénio:

   $$H_2 + S \rightarrow H_2S \uparrow$$

Aplicações do Enxofre e dos Restantes Elementos do Grupo VI

No grupo VI, o Enxofre em particular é de grande importância para o desenvolvimento da economia e indústria de qualquer país, visto que tem uma larga aplicação. No entanto, os restantes elementos do grupo têm também uma diversidade de aplicações.

Aplicações do Enxofre:

- Na transformação do cauchu (borracha em bruto) em borracha utilizável. A borracha torna-se utilizável depois de misturada com Enxofre e aquecida, processo chamado de **vulcanização** do cauchu. O processo de vulcanização confere à borracha sintética maior dureza e resistência ao calor.
- O produto obtido é utilizado no fabrico de botas, revestimentos, tubos de borracha. A borracha com elevado teor de Enxofre denomina-se **ebonite** e é um bom isolador eléctrico.

- Na agricultura, como fungicida (produtos químicos para combater fungos) e no fabrico de insecticidas (produtos químicos para combater insectos) nas culturas de algodão e nas vinhas.

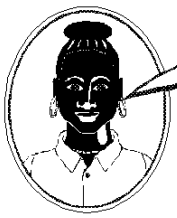
- Como combustível que é, o Enxofre e os seus sulfuretos são usados no fabrico de palitos de fósforo. O Enxofre no estado livre entra na composição da pólvora ordinária.

- Utilizado no fabrico de Ácido sulfúrico.

- Na preparação do pó sulfudérmico e pomadas de Enxofre contra doenças de pele.

- O Selénio é um semicondutor e é aplicado na electrotecnia.

- O Telúrio é igualmente um semi-condutor mas a sua aplicação é limitada.



Atenção! Todos os compostos de Selénio e Telúrio são venenosos.

Chegados aqui, propômos-lhe que resolva as questões que se seguem como forma de consolidar os seus conhecimentos.



ACTIVIDADE

1. Assinale com um ✓ a afirmação correcta sobre o que acontece ao átomo de Enxofre quando participa numa reacção química com Cálcio:

a) Recebe um electrão originando S^{-}. ☑

b) Recebe dois electrões originando S^{2-}. ☐

c) Compartilha electrões. ☐

2. Assinale com um ✓ as equações certas de reacção de obtenção do Enxofre na Industria:

a) $2HCl \rightarrow H_2 + Cl_2$ ☑

b) $FeS_2 \rightarrow FeS + S$ ☐

c) $2H_2S + O_2 \rightarrow 2S + 2H_2O$ ☐

3. Complete e acerte as equações que se seguem:

a) $S + O_2 \rightarrow$ ☑

b) $H_2 + S \rightarrow$ ☐

c) $K + S \rightarrow$ ☐

d) $Zn + S \rightarrow$ ☐

4. Mencione três aplicações do Enxofre.

_____

_____

_____

_____



Agora compare as suas respostas com as da Chave de Correcção abaixo.

CHAVE DE CORRECÇÃO

1. b)

2. b), c)

3.

a) $S + O_2 \rightarrow SO_2$

b) $H_2 + S \rightarrow H_2S$

c) $2K + S \rightarrow K_2S$

d) $Zn + S \rightarrow ZnS$

4.

O Enxofre aplica-se na vulcanização da borracha, como fungicida e insecticida na agricultura.

Obs.: Quaisquer outras aplicações que tenha mencionado e que estejam certas valem.

4 Óxidos de Enxofre

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Escrever as equações da reacções de obtenção dos óxidos de Enxofre.
- Mencionar as aplicações dos óxidos de Enxofre.

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



INTRODUÇÃO

Da 8ª classe, muito ficou a sabar a respeito dos óxidos. Desde a definição, classificação, nomenclatura, propriedades físicas e químicas, etc. Se é que algum dos aspectos referidos ficaram por si esquecidos, nada melhor que revé-los no Módulo 5.

Nesta lição pretendemos dar destaque especial aos óxidos de Enxofre, nomeadamente o Dióxido e Trióxido de Enxofre. Para tal convidámos-lhe a prestar atenção às particularidades que estas substâncias apresentam.

Óxidos de Enxofre

O Enxofre forma dois tipos de óxidos, o Dióxido de Enxofre, SO_2, onde o Enxofre apresenta a valência IV e o Trióxido de Enxofre, SO_3, onde o Enxofre tem valência VI.

Dióxido de Enxofre – SO_2

Ocorrência na Natureza e Obtenção

Sabia caro aluno, que durante as erupções vulcânicas são lançadas para a atmosfera além de partículas sólidas, gotas de Ácido sulfúrico e Dióxido de Enxofre? É isso mesmo... o Dióxido de Enxofre existe na atmosfera como sub-produto de tratamento dos minérios e, em consequência da combustão do carvão e do petróleo.

Embora em quantidades reduzidas, os compostos de Enxofre são concentrados no ar atmosférico, sobretudo das cidades e das regiões onde funcionam os complexos industriais, em primeiro lugar os metalurgicos. Entretanto, a presença de Dióxido de Enxofre no ar influi negativamente sobre o reino animal e vegetal pois tem cheiro penetrante e venenoso.

O Dióxido de Enxofre interactuando com o ar e a humidade do ar, forma o Ácido sulfúrico, o que conduz, nos últimos anos, ás precipitações das "chuvas ácidas" sobre a Europa e Norte de América. Agora imagine, caro aluno, se cai chuva ácida na nossa pele! É um problema sério.

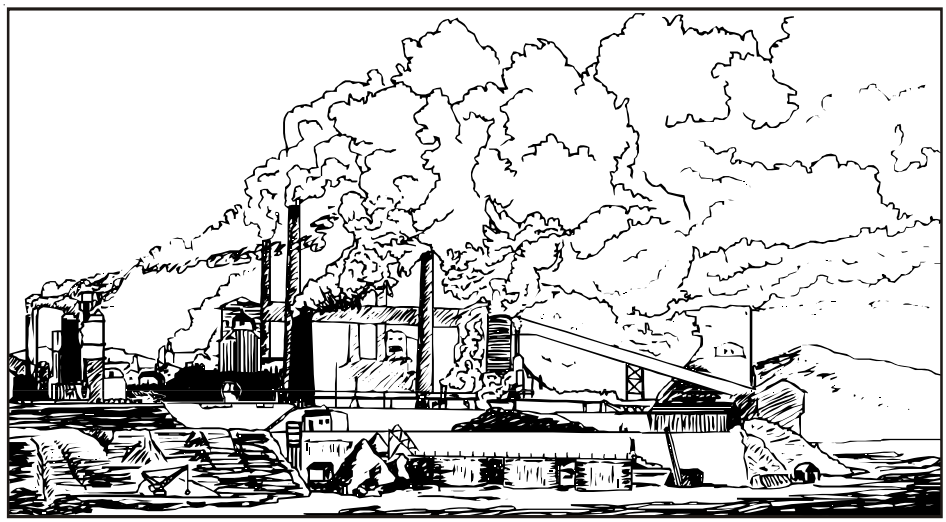


Fig. O Dióxido de Enxofre pode ser obtido de diversas formas

1. Combustão do Enxofre no ar ou no seio do Oxigénio.
Se colocarmos um pouco de Enxofre numa espátula metálica e aproximarmos a uma chama, o Enxofre arde com uma chama azul.

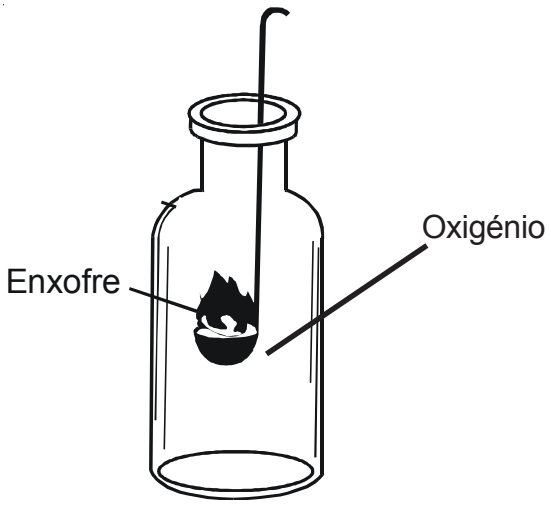


Fig.1- Combustão do Enxofre

Em consequência desta combustão, obtém-se o Dióxido de Enxofre que se destingue pelo seu cheiro desagradável e sufocante.
A equação que traduz esta reacção é:

$$S + O_2 \rightarrow SO_2 \uparrow$$

2. Calcinando (aquecendo) no ar sulfuretos de metais como por exemplo a pirite, FeS_2:

$$4FeS_2 + 11O_2 \rightarrow 8SO_2 \uparrow + 2Fe_2O_3$$

3. A partir dos gases que se libertam nas empresas metalurgicas. Por exemplo, na produção de uma tonelada de Cobre, forma-se 7,5 toneladas de Dióxido de Enxofre.

4. A partir do aquecimento do gesso, $CaSO_4.2H_2O$ e anidrite, $CaSO_4$. Estes minerais decompõem-se com formação de SO_2:

$$2CaSO_4 \rightarrow 2CaO + 2SO_2 \uparrow + O_2 \uparrow$$

3. O Dióxido de Enxofre também pode ser obtido pela oxidação completa do Sulfureto de Hidrogénio:

$$2H_2S + 3O_2 \rightarrow 2SO_2 \uparrow + 2H_2O$$

Propriedades do Dióxido de Enxofre

Algumas das propriedades do Dióxido de Enxofre já nos referimos a elas ao longo da nossa lição. Vamos então sistematizá-las.

O Dióxido de Enxofre é um gás incolor com um cheiro forte, sufocante, penetrante e venenoso.

Este óxido descolora muitos corantes orgânicos, formando com eles compostos incolores. Por exemplo, uma rosa vermelha quando sujeita á acção deste óxido torna-se branca.

É muito solúvel em água (cerca de 40 volumes em 1 volume de água, a 20ºC) com a qual reage formando o Ácido sulfuroso, H_2SO_3:

$$SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$$

O Ácido sulfuroso é muito instável (existindo somente em solução aquosa) e decompõe-se:

$$H_2SO_3 \rightarrow SO_2 + H_2O$$

Aplicações do Dióxido de Enxofre

Está comprovado que existe uma relação estreita entre a estrutura, as propriedades e aplicações das substâncias.

- Assim, valendo-se da propriedade do Dióxido de Enxofre ser sufocante ou venenoso, ele usado para a desinfecção dos legumes, frutos e sementes que se pretende conservar.
- Por apresentar propriedades descorantes, o Dióxido de Enxofre é igualmente utilizado no branqueamento de palha, seda e lã.
- O Dióxido de Enxofre é muito utilizado na indústria como reagente para a obtenção do Ácido sulfúrico.
- Ao calcinar (aquecer fortemente) o gesso misturado em proporção necessária com óxido de Ferro (III), Fe_2O_3, o Óxido de Alumínio, Al_2O_3 e a Sílica, SiO_2, simultâneamente com o Dióxido de Enxofre, obtém-se o cimento!



Sigamos com o nosso estudo aprendendo agora algo mais sobre o outro óxido de Enxofre, o Trióxido de Enxofre.

Trióxido de Enxofre – SO_3

Propriedades e Obtenção

Em condições normais, o Trióxido de Enxofre é um líquido incolor, volátil e que "fumega" no ar. Este fumo ou nevoeiro é devido ás minúsculas gotas de Ácido sulfúrico que se formam quando este se dissolve no vapor de água existente no ar:

$$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$$

No estado de vapor (gasoso), é um gás incolor, muito cáustico (queima) com um cheiro penetrante e venenoso. É muito solúvel em água com a qual reage formando Ácido sulfúrico como mostra a equação acima.

O Trióxido de Enxofre pode ser obtido da reacção do SO_2 com o O_2. Em condições normais, essa reacção decorre extremamente devagar. Na presença de catalisadores e a uma temperatura elevada, ela decorre mais fácil e rápidamente:

$$2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3 \uparrow$$

O Trióxido de Enxofre é usado no fabrico do Ácido sufúrico.

As chuvas ácidas nas regiões onde funcionam os complexos industriais prové da Dióxido de Enxofre, SO_2 que em presença de Oxigénio forma o Trióxido de Enxofre, SO_3, que facilmente se converte em Ácido sulfúrico na presença de Água. Esperamos que tenha percebido agora o fenómeno das "chuvas ácidas"!



Agora responda às questões que lhe apresentamos de modo a se auto-avaliar sobre esta matéria.



ACTIVIDADE

1. Assinale com um ✓ a alínea que contém a equação química de obtenção do Dióxido de Enxofre a partir da pirite:

a) $S + O_2 \rightarrow SO_2$ ☐

b) $2CaSO_4 \rightarrow 2CaO + 2SO_2$ ☐

c) $4FeS_2 + 11O_2 \rightarrow 8SO_2 + 2Fe_2O_3$ ☐

2. Escreva a equação de obtenção de Trióxido de Enxofre a partir da combustão do Dióxido de Enxofre.

3. Mencione três aplicações do Dióxido de Enxofre.

_____

_____

_____

_____

_____



Certamente saíu-se bem na resolução destas questões. Agora compare as suas respostas com as da Chave de Correcção que se encontra já a seguir.

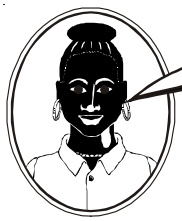
CHAVE DE CORRECÇÃO

1. c)

2. $2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3 \uparrow$

3. O Dióxido de Enxofre utiliza-se na desinfecção dos legumes, frutos e sementes, também se utiliza como branqueador.

Obs.: Quaisquer outras aplicações que tenha mencionado e que estejam certas valem.



Tínhamos a certeza de que você conseguiria responder a maioria das questões. Parabéns! Agora faça uma pausa e depois reveja todas estas primeiras 4 lições antes de prosseguir.

A MALÁRIA

A **malária é o mesmo que paludismo**. É **transmitida através de picadas de mosquito** e, se não for tratada a tempo, pode levar à morte, principalmente de crianças e mulheres grávidas.

Quais os sintomas da malária?

- Febres altas.
- Tremores de frio.
- Dores de cabeça.
- Falta de apetite.
- Diarreia e vómitos.
- Dores em todo o corpo e nas articulações.

Como prevenir a malária?

Em todas as comunidades devemos-nos proteger contra a picada de mosquitos. Para isso, devemos:

- Eliminar charcos de água à volta da casa - os mosquitos multiplicam-se na água.
- Enterrar as latas, garrafas e outros objectos que possam facilitar a criação de mosquitos.
- Queimar folhas antes de dormir para afastar os mosquitos (folhas de eucalipto ou limoeiro).
- Colocar redes nas janelas e nas portas das casas, se possível.
- Matar os mosquitos que estão dentro da casa, usando insecticidas.
- Pulverizar (fumigar) a casa, se possível.

5 Sulfureto de Hidrogenio e Ácido sulfídrico

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Escrever as equações das reacções de obtenção do Ácido sulfídrico.
- Mencionar as propriedades e aplicações do Ácido sulfídrico e do Sulfureto de Hidrogénio.

Material de apoio necessário para completar a lição:

- 2 conta-gotas
- 1 tubo de ensaio
- 1 suporte para tubos de ensaio
- Acetato de Chumbo, $Pb(CH_3COO)_2$
- Ácido sulfídrico, H_2S
- Água, H_2O

Tempo necessário para completar a lição:

- 45 minutos



Iniciemos a nossa lição de forma diferente, fazendo uma pequena visita a um assunto visto no módulo passado.



FAZENDO REVISÕES...

O Cloreto de Hidrogénio e o Ácido clorídrico têm a mesma fórmula química: HCl. Como se explica que sejam estudados como duas substâncias diferentes?



Certamente você recorda-se da explicação que foi dada na altura!

O Cloreto de Hidrogénio, HCl, é uma substância gasosa. Quando se dissolve esta substância, o Cloreto de Hidrogénio em água, obtém-se o Ácido clorídrico! Simples não concorda? O Cloreto de Hidrogénio e o Ácido clorídrico têm em comum a fórmula química HCl. A diferença está no estado físico: o primeiro (Cloreto de Hidrogénio) é um gás e o segundo (Ácido clorídrico), um líquido.



Vamos agora estabelecer uma comparação destes conhecimentos com os que vai aprender nesta lição.

Sulfureto de Hidrogénio e Ácido sulfídrico

Como acontece com o Cloreto de Hidrogénio e Ácido clorídrico que têm em comum a mesma fórmula química, o **Sulfureto de Hidrogénio** e o **Ácido sulfídrico** também apresentam a fórmula química comum, $\mathbf{H_2S}$.

O Sulfureto de Hidrogénio é uma substância gasosa. Quando se dissolve esta substância, o Sulfureto de Hidrogénio em água, obtém-se o Ácido sulfídrico. A diferença está no estado físico: o primeiro (Sulfureto de Hidrogénio) é um gás e o segundo (Ácido sulfídrico ou água sulfídrica), um líquido.

Ocorrência e Obtenção do Sulfureto de Hidrogénio - H_2S

O Sulfureto de Hidrogénio encontra-se na Natureza nos gases vulcânicos e nas águas das fontes minerais.

Forma-se após a decomposição de animais e plantas mortas, assim como na putrefação (apodrecimento) de comida.



Nota

O Sulfureto de Hidrogénio é muito venenoso. A respiração prolongada do ar contaminado por esse gás, mesmo nas quantidades pequenas, leva a intoxicações graves pois ele destrói a hemoglobina do sangue retirando-lhe o Ferro e formando Sulfureto de Ferro, bloqueando assim a respiração e paralisando o sistema nervoso!

Deve-se ter o cuidado de cumprir as regras de trabalho no laboratório, bem como trabalhar com pequenas quantidades deste gás (15 mg de H_2S/ml de ar). Em caso de inalação excessiva do gás deve-se retirar a vítima para um ambiente arejado!

Pode se obter o Sulfureto de Hidrogénio fazendo reagir a altas temperaturas o Hidrogénio com o Enxofre:

$$H_{2(g)} + S_{(s)} \rightarrow H_2S$$

No laboratório, habitualmente, obtém-se o Sulfureto de Hidrogénio pela acção dos ácidos diluídos sobre os sulfuretos de metais, como por exemplo,o Sulfureto de Ferro, como mostra a equação:

$$FeS + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2S\uparrow$$

O Ácido sulfídrico obtém-se dissolvendo o Sulfureto de Hidrogénio em água.

$$H_2S_{(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_2S_{(aq)}$$

Propriedades Físicas e Químicas do H_2S

O Sulfureto de Hidrogénio é um gás incolor com cheiro a ovos podres. Seria mais correcto dizer que são os ovos podres que cheiram a Sulfureto de Hidrogénio, uma vez que este se forma sempre que as proteinas se decompõem. Portanto, é o Sulfureto de Hidrogénio que dá aos ovos podres o cheiro desagradável.

É bem solúvel em água, formando Ácido sulfídrico.

O Sulfureto de Hidrogénio é combustível. Arde no ar com chama azul celeste e a sua mistura com o ar é explosiva. Forma-se Dióxido de Enxofre e água se o ambiente estiver rico em Oxigénio.

$$H_2S + 3O_2 \rightarrow 2H_2O + SO_2 \uparrow$$

Se o ambiente for pobre em Oxigénio ocorre a reacção:

$$2H_2S + O_2 \rightarrow 2H_2O + 2S$$

Esta reacção explica a existência de Enxofre nas zonas vulcânicas.

Aplicções do Ácido sulfídrico e dos Sulfuretos

O Ácido sulfídrico é usado na identificação de metais pesados pois, **o ião sulfureto, S^{2-}** forma, com estes metais, compostos corados ou precipitados.



Vamos perceber o que se pretende dizer com isto realizando uma experiência.



REALIZANDO EXPERIÊNCIAS

Prova de presença de iões sulfureto, - S^{2-}

Material

- 2 conta-gotas
- 1 tubo de ensaio
- 1 suporte para tubos de ensaio
- Acetato de Chumbo, $Pb(CH_3COO)_2$
- Ácido sulfídrico, H_2S
- Água, H_2O

Procedimentos

1. Retire o tubo de ensaio do suporte e com ajuda de um conta-gotas deite 2-3 ml de solução de Acetato de Chumbo naquele.
2. Com outro conta gotas, retire 2-3 ml de solução de Ácido sulfídrico e adicione no tubo de ensaio.
3. De seguida agite-o e observe cuidadosamente o que ocorre.

Avaliação

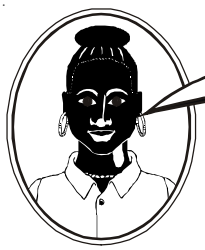
Assinale com um ✓ a afirmação correcta sobre o que observou no tubo de ensaio:

Quando se adicionou o Ácido sulfídrico no tubo de ensaio...

a) .... Não houve nenhuma alteração. ☑

b) ...Ocorreu uma reacção que se confirma pela libertação de um gás. ☐

c) ...Formou-se um precipitado negro. ☐



Certamente que você notou que no tubo de ensaio que continha inicialmente uma solução incolor, ao acrescentar-se a solução de Ácido sulfídrico também incolor, surgiu uma alteração que consistiu na formação de uma substância insolúvel de cor preta. Daí que você assinalou a alínea **c)**. Esta substância nova é o Sulfureto de Chumbo- II, PbS.

A equação total que traduz a reacção que ocorreu no tubo de ensaio é:

$$Pb(CH_3COO)_{2(aq)} + H_2S_{(aq)} \rightarrow PbS\downarrow + CH_3COONa_{(aq)}$$

precipitado preto

Podemos escrever a mesma equação na sua forma iónica pois, na prática o que reage são os iões de Chumbo e os iões sulfureto:

$$Pb^{2+}_{(aq)} + S^{2-}_{(aq)} \rightarrow PbS\downarrow$$

Se se adicionar água ao tubo de ensaio poder-se-á notar que o produto formado não se dissolve. Portanto, o Sulfureto de Chumbo é insolúvel na água.

A formação de precipitado preto de PbS provca-nos e existência de iões S^{2-} em solução de H_2S. Mas também prova-nos a existência de iões de chumbo, Pb^{2+} na solução e Pb $(CH_3C00)_2$, pois só aparece a cor preta quando os S^{2-} eage em Pb^{2+}.

Em presença de sulfuretos pode-se identificar a presença de iões doutros metais usando mesmo procedimento. Por exemplo podemos identificar a presença de iões do metal Zinco segundo a equação:

$$Zn(NO_3)_{2(aq)} + H_2S_{(aq)} \rightarrow ZnS\downarrow + 2HNO_{3(aq)}$$

precipitado branco

Escreva você esta mesmo equação na forma iónica. Vai ver que é bastante facil!

Como pode notar, caro aluno, nas equações químicas anteriores, o produto que permite a identificação é um sal. Os sais do Ácido sulfídrico são chamados de **sulfuretos**.

Os sulfuretos são pois compostos formados por Enxofre e um outro elemento. Por exemplo, FeS – Sulfureto de Ferro (II); Na_2S – Sulfureto de Sódio; CaS – Sulfureto de Calcio, etc.

Muitos sulfuretos de metais existem na Natureza como minérios e são importantes para a obtenção de metais.

A tabela abaixo mostra alguns minérios (sais sulfuretos):

Fórmula do sulfureto	**Nome químico**	**Nome comercial**
Cu_2S	Sulfureto de Cobre (I)	Brilho de Cobre
PbS	Sulfureto de Chumbo (II)	Galena
ZnS	Sulfureto de Zinco	Blenda
FeS_2	Dissulfureto de Ferro	Pirite



Depois da realização de uma experiência acompanhada de alteração da cor, melhor mesmo é responder algumas questões.



ACTIVIDADE

1. Assinale com um ✓ a afirmação correcta:
A solução aquosa de Sulfureto de Hidrogénio chama-se:

a) Sulfureto de Hidrogénio e tem carácter básico. ☑

b) Ácido enxofroso e tem carácter ácido. ☐

c) Ácido sulfídrico e tem caráter ácido. ☐

2. Escreva a equação de obtenção Sulfureto de Hidrogénio pela acção do Ácido clorídrico sobre o Sulfureto de Ferro (II).

3. Indique três propriedades físicas do Sulfureto de Hidrogénio.

_____

_____

_____

_____

4. Complete e acerte as equações das reacções que se seguem:

a) $H_2 + S \rightarrow$

b) $H_2S + Na \rightarrow$

c) $H_2S + O_2 \rightarrow$



Agora compare as suas respostas com as da Chave de Correcção que lhe apresentamos já a seguir.

CHAVE DE CORRECÇÃO

1. c)

2. $FeS + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2S \uparrow$

3. O Sulfureto de Hidrogénio é um gás, incolor, com cheiro a ovos podres.

Obs. Quaisquer outras propriedades físicas que tenha mencionado e que esteja certas valem.

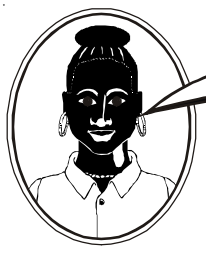
4.

a) $H_2 + S \rightarrow H_2S$

b) $H_2S + 2Na \rightarrow Na_2S + H_2$

c) $2H_2S + 3O_2 \rightarrow 2H_2O + 2SO_2$ (com muito O_2)

d) $2H_2S + O_2 \rightarrow 2H_2O + 2S$ (com pouco O_2)



Acertou em todas? Se sim, você está de parabéns. Pode passar à lição seguinte. Se é que errou em mais que duas questões, procure rever a sua lição, sobretudo nas matérias referentes ao que errou e, procure respondé-las novamente. Se mesmo assim persistirem as dificuldades, não hesite em procurar seu tutor no CAA.

AS DTS

O que são as DTS?

As DTS são **Doenças de Transmissão Sexual**. Ou seja, as **DTS** são doenças que se **transmitem pelo contacto sexual**, vulgarmente dito: fazer amor. Antigamente, estas doenças eram chamadas de doenças venéreas, pois "Vénus" era o nome de uma deusa grega que era conhecida como a "deusa do amor".

Quando suspeitar de uma DTS?

Nas meninas e mulheres

- Líquidos vaginais brancos e mal cheirosos;
- Comichão ou queimaduras na vulva, vagina ou no ânus;
- Ardor ao urinar;
- Feridas nos órgãos sexuais.

Nos rapazes e nos homens

- Um corrimento de pus (sujidade) a sair do pénis;
- Feridas no pénis e nos outros órgãos genitais;
- Ardor ao urinar.

6 Ácido Sulfúrico

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Escrever a equação da reacção de obtenção de Ácido sulfúrico.
- Identificar as propriedades e aplicações do Ácido sulfúrico.

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



INTRODUÇÃO

O Ácido sulfúrico, H_2SO_4, é uma das substâncias mais importantes da indústria química, juntamente com os Ácidos clorídrico, HCl, nítrico, HNO_3 e fosfórico, H_3PO_4.

O Ácido clorídrico já foi por si estudado. Vamos nesta lição estudar o Ácido sulfúrico, ácido este que desempenha um papel importante no desenvolvimento da economia de um país, pois tem aplicações em várias áreas de importância vital.

Ácido Sulfúrico - H_2SO_4

Obtenção do Ácido Sulfúrico pelo Método de Contacto

A preparação do Ácido sulfúrico na indústria baseia-se no chamado **método de contacto**. O nome deste processo deve-se ao facto de o catalisador sólido, denominado Pentóxido de Vanádio, V_2O_5, acelerar a reacção entre Dióxido de Enxofre, SO_2 e Oxigénio, O_2 , quando estes gases **contactam** com a superfície do catalisador.

Por outras palavras no método de contacto para que a reacção ocorra com maior velocidade, **os dois gases SO_2 e O_2 ,devem entrar em contacto com a superfície do catalisador, V_2O_5** que se encontra no estado sólido.

Sabe que a presença de um catalisador permite que uma reacção que em condições normais decorreria muito devagar decorra facil e mais rapidamente. Esta reacção ocorre a temperaturas elevadas.

As principais fases do processo de obtenção do Ácido sulfúrico pelo método de contacto são:

1. Obtenção do Dióxido de Enxofre

O Dióxido de Enxofre, SO_2 pode ser obtido por reacção directa entre o Oxigénio e o Enxofre. Mas, na indústria basicamente obtém-se o Dióxido de Enxofre por combustão da pirite.

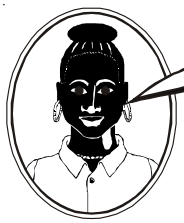
2. Oxidação catalítica do Dióxido de Enxofre

Na presença do catalisador Pentóxido de Vanádio, V_2O_5 a uma temperatura elevada (aproximadamente 450ºC), o Dióxido de Enxofre oxida-se no seio de Oxigénioformando-se assim o Trióxido de Enxofre, SO_3.

Esta etapa é que dá nome de **método de contacto** ao processo pois, em condições normais a reacção é lenta mas, dado o **contacto que ocorre entre os reagentes e o catalisador**, à temperatura referida, consegue-se obter quantidades enormes de Trióxido de Enxofre, permitindo obter, igualmente toneladas e toneladas do Ácido sulfúrico.

A equação da reacção que ocorre nesta fase é:

$$2SO_2 + O_2 \overset{cat}{\rightleftarrows} 2SO_3 \quad +197kg$$



Caro aluno, como pode observer, a equação acima tem dupla sete (reversível). Em próximas lições irá aprender qual a influência disso.

2. Formação do Ácido sulfúrico

O Trióxido de Enxofre, SO_3 formado no aparelho de contacto, é dissolvido no H_2SO_4 concentrado e forma Ácido pirossulfúrico também chamado Ácido sulfúrico fumegante ou oleum, $H_2S_2O_7$:

$$SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow H_2S_2O_7$$

O Ácido pirossulfúrico pode ser diluído, isto é misturado com água para se obter a concentração desejada:

$$H_2S_2O_7 + H_2O \rightarrow 2H_2SO_4$$

Você deve estar-se perguntando porque é que não se faz reagir o Trióxido de Enxofre com água para se obter o Ácido sulfúrico?

$$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$$

A reacção do Trióxido de Enxofre com Água é de pouco rendimento pois, a dissolução do SO_3 em água é muito energética, transformando o ácido em vapor e o ácido se perde, pelo que não é aconselhável para a obtenção de grandes quantidades.

A figura abaixo mostra o aparelho de contacto, local no qual ocorre a produção do Ácido sulfúrico.

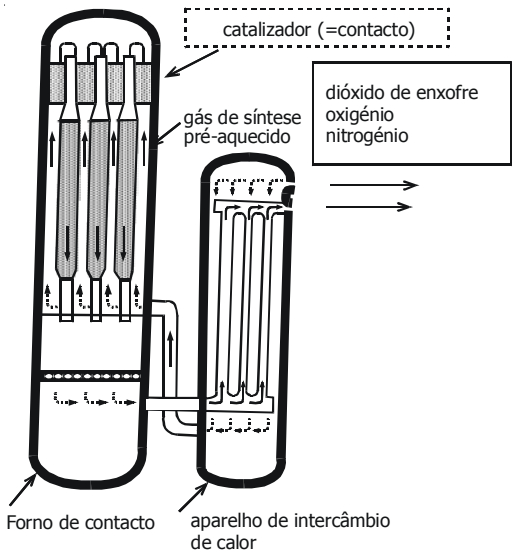
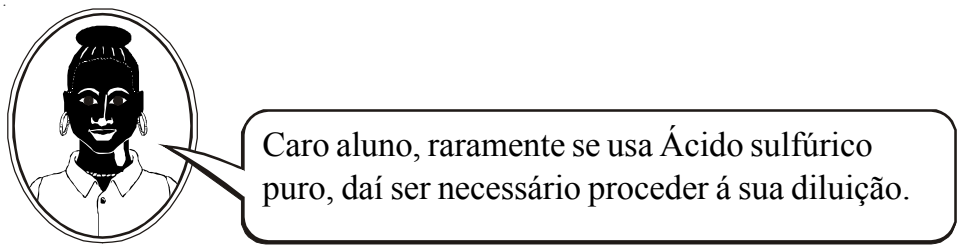


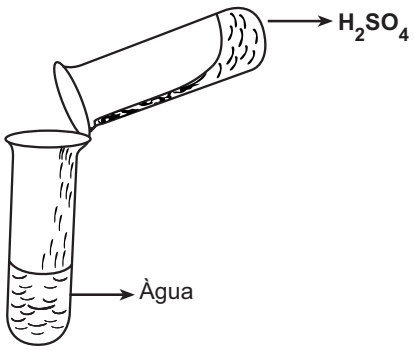
Fig.1 Aparelho de contacto para produção industrial de H_2SO_4



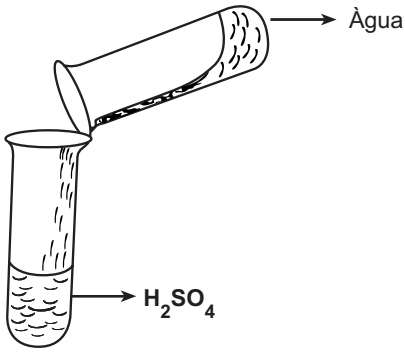
Quando se dissolve o Ácido sulfúrico na água, liberta-se uma grande quantidade de calor. Assim sendo, o acto exige cuidados específicos senão torna-se perigoso pois pode causar queimaduras.

Para evitar queimaduras provocadas pelos jactos de água a ferver, é necessário deitar Ácido sulfúrico que é o líquido mais denso (pesado) sobre a água, em porções pequenas; de modo algum se deve deitar a água sobre o ácido! Para melhor compreensão do que acabamos de explicar, veja as ilustrações.

Assim sim



Assim não



Propriedades Físicas do Ácido Sulfúrico

O Ácido sulfúrico anidro, isto é, sem água é um líquido incolor, inodoro, de aspecto oleoso. É bastante denso, quase duas vezes mais pesado que a água e muito solúvel nela.

É corrosivo na pele, isto é, causa queimaduras profundas nela. Tem a capacidade e absorver água que esteja contida em outras substâncias (diz-se que higroscópico).

É um electrolito forte (ácido que em solução se dissocia facilmente) e bom condutor de corrente eléctrica.



Muito bem caro aluno, chegados a este ponto, nada melhor que medir o grau de compreensão do que foi apresentado. Para tal responda as questão a seguir.



ACTIVIDADE

1. Assinale com um ✓a afirmação correcta que explica a necessidade de uso de catalisador na obtenção do Ácido sulfúrico:

a) Porque torna a reacção mais bonita. ☐

b) Porque torna a reacção mais rápida e fácil. ✓

c) Porque retarda a formação do produto. ☐

2. Escreva as equações das reacções que traduzem a obtenção de Ácido sulfúrico na indústrica.

3. Assinale com um ✓a afirmação correcta sobre o nome do método utilizado na produção do Ácido sulfúrico:

a) Método de Calcaroni. ☐

b) Método de aquecimento. ☐

c) Método de contacto. ☐

4. Indique três propriedades físicas do Ácido sulfúrico.

_____

_____

_____

_____

5. Assinale com um ✓a maneira correcta de diluir o Ácido sulfúrico concentrado:

a) Deita-se o Ácido sulfúrico primeiro e, depois, lentamente a água. ☑

b) Deita-se a água primeiro e, depois, lentamente o Ácido sulfúrico. ☐

c) Deita-se a água e o Ácido ao mesmo tempo. ☐



Agora compare as suas respostas com as da Chave de Correcção que lhe damos já a seguir.

CHAVE DE CORRECÇÃO

1. b)

2.

$$S + O_2 \rightarrow SO_2 \,/\, 4Fes_2 + 110_2 \rightarrow 4Fes + 880_2$$

$$2SO_2 + O_2 \xrightarrow{cat} 2SO_3$$

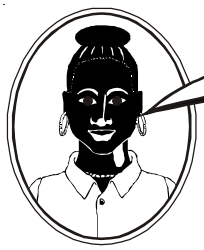
$$SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow H_2S_2O_7$$

$$H_2S_2O_7 + H_2O \rightarrow 2H_2SO_4$$

3. c)

4. O Ácido sulfúrico anidro é um líquido, incolor e inodoro.
Obs.: Quaisquer outras propriedades são válidas desde momento que sejam correctas.

5. b)



Acertou em todas? Sim? Então está de Parabéns! Significa que realmente você percebeu bem o conteúdo desta lição. Recorde-se que o Ácido sulfúrico é dos ácidos mais importantes. Se é que teve dificuldades em responder algumas questões, releia a sua lição e responda novamente as questões que tenham sido difíceis para si. Coragem!

Antes de ter relações sexuais, esteja preparado(a), certifique-se:

- Gosta mesmo dessa pessoa especial?
- Ambos querem ter relações sexuais?
- Sente-se bem e em segurança com essa pessoa especial?

Então ... utilize um preservativo novo e não arrisque o perigo de doenças ou infecções.

7 Propriedades Químicas e Aplicações do Ácido Sulfúrico

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Escrever as equações químicas de reacção e aplicações do Ácido sulfúrico.
- Escrever a equação da reacção de identificação do ião sulfato.

Material de apoio necessário para completar a lição:

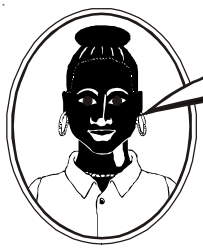
- 1 conta-gotas;
- 1 copo de vidro;
- 1 suporte para tubos de ensaio;
- Ácido clorídrico, HCl;
- Nitrato de Chumbo, $Pb(NO_3)_2$

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos

Propriedades Químicas do Ácido Sulfúrico

Iniciaremos a nossa lição de maneira diferente da habitual. É que o Ácido sulfúrico tem uma propriedade muito curiosa caro aluno.



E para conhecermos esta propriedade vamos realizar uma experiência interessante!

Dado o carácter do Ácido sulfúrico que é bastante corrosivo, aconselhamos que realize esta experiência com auxílio do seu Tutor.



REALIZANDO EXPERIÊNCIAS

Acção do Ácido sulfúrico concentrado sobre o papel e açúcar

Material

- 1 copo de vidro
- 1 conta-gotas
- Acúcar
- Papel
- H_2SO_4 concentrado

Montagem e Realização

Parte A

1. Rasgue um pequeno pedaço de papel.
2. Com muito cuidado, de preferência com ajuda do seu Tutor no CAA, retire com um conta-gotas uma pequena quantidade de Ácido sulfúrico concentrado e deixe cair sobre o papel algumas gotas deste.
3. Espere alguns segundos e observe o que acontece.

Parte B

1. Deite uma pequena quantidade de açúcar (uma colherinha) num copo de vidro.
2. Com muito cuidado, de preferência com ajuda do seu Tutor no CAA, retire com um conta-gotas uma pequena quantidade de Ácido sulfúrico concentrado e deixe-o cair sobre o açúcar.
3. Espere alguns segundos e observe o que acontece.

Avaliação

Assinale com um ✓ as afirmações que mais se aproximam das suas observações no decorrer da experiência:

a) O açúcar e o papel não sofreram nenhuma alteração. ☑

b) O papel tornou-se preto, como se estivesse queimado. ☐

c) A massa de açúcar cresce no copo ao mesmo tempo que se torna preta e quente. ☐



Exactamente! O papel torna-se preto (na parte A da experiência). A alínea **b)** é a correcta. Por seu lado, no copo (na parte B) a massa do açúcar cresce e forma uma massa espumosa com aspecto de carvão!

Face estas observações podemos concluir que, a acção do Ácido sulfúrico concentrado sobre o papel, açúcar e outras substâncias orgânicas (formadas pelos elementos químico Carbono, C, Hidrogénio, H e Oxigénio, O), extrai-lhes o Hidrogénio e Oxigénio sob forma de água e permanecendo o Carbono. É esta a razão porque estas substâncias carbonizam, isto é, ficam com aspecto de carvão.

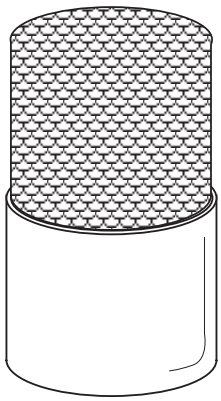
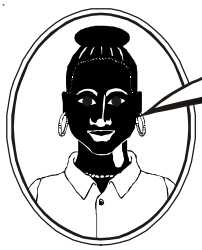
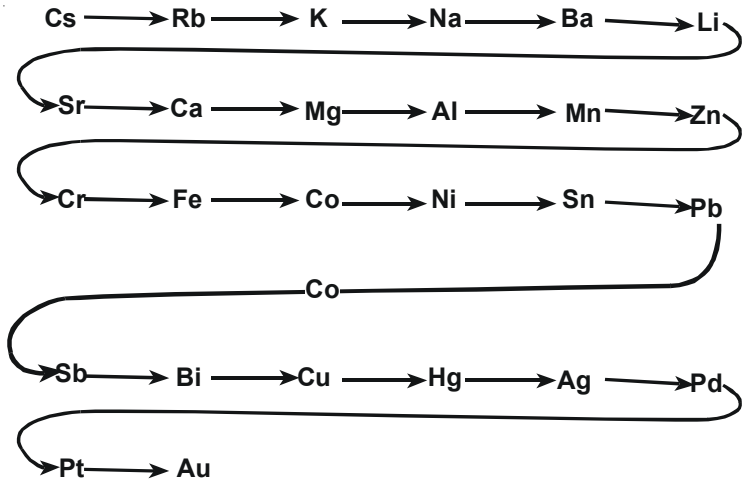


Fig. Cristais de açúcar carbonizando num objecto sob acção do Ácido sulfúrico



Antes de continuarmos com o estudo de outras propriedades químicas do Ácido sulfúrico, faremos uma pausa para estudarmos a série de reactividade dos metais. Esta série indica entre outras coisas a facilidade com que os metais substituem o Hidrogénio existente nos Ácidos para formar sal, libertando o Hidrogénio gasoso.
Veja a ordem de reactividade na figura abaixo.

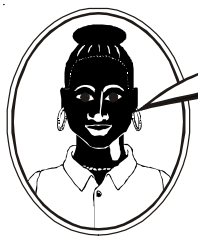


Nota: a ordem de reactividade está de acordo com o sentido das setas

Fig. Série de reactividade dos metais

Os metais que se encontram antes do Hidrogénio na série de reactividade, como são os casos de Cs, Rb, K, Na etc., são chamados **metais activos**. Estes metais reagem com ácidos diluídos como o Ácido sulfúrico diluído formando **sal e liberta-se Hidrogénio**, como confirmaremos adiante.

Os metais que se encontram depois do Hidrogénio, na mesma série, são chamados **metais pouco activos**, como os casos de Sb, Bi, Cu, Hg, entre outros. Estes metais, não reagem com ácidos diluídos, incluíndo o Ácido sulfúrico. Reagem sim com o Ácido sulfúrico concentrado formam **sal** mas não libertam Hidrogénio!



Estes conhecimentos são muito importantes no estudo das propriedades químicas do Ácido sulfúrico concentrado e diluído.
Distinguem-se dois tipos de Ácido sulfúrico: O **diluído** e o **concentrado**.

Reacções do Ácido Sulfúrico Diluído

1. Reage com os metais activos (situam antes do Hidrogénio na série de reactividade) forma-se sal e liberta-se Hidrogénio.

$$Mg + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + H_2 \uparrow$$

$$2Na + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2 \uparrow$$

2. Reage com óxidos metálicos também conhecidos por óxidos básicos formando sal e água.

$$ZnO + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2O$$

$$K_2O + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + H_2O$$

3. Reage com hidróxidos ou bases formando sal e água.

$$Ca(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + 2H_2O$$

$$2NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$



Propomos –lhe que dê nomes aos sais formados nas equações das reacções 1, 2 e 3. Se tiver dúvidas, procure o Módulo 6 da 8ª classe que trata dos sais ou, consulte ao seu Tutor.

4. O Ácido sulfúrico diluído **não reage** com metais que se encontram depois do Hidrogénio na série de reactividade.

$$Ag + H_2SO_4 \rightarrow \text{Nao reage}$$

$$Hg + H_2SO_4 \rightarrow \text{Nao reage}$$

Reacções do Ácido Sulfúrico Concentrado

O Ácido sulfúrico **concentrado e quente** é um **bom oxidante**.

1. Reage com quase todos os metais, antes e depois do Hidrogénio na série de reactividade. Ao reagir com estes metais os produtos da reacção podem ser diferentes em função da actividade do metal e das condições (concentração do ácido, temperatura), podendo formar-se SO_2, S ou H_2S.

   Caro aluno! As equações das reacções do Ácido sulfúrico concentrado e quente serão por si estudadas em classes mais avançadas (nós creditamos que você chegará lá com a força de vontade que tem.)

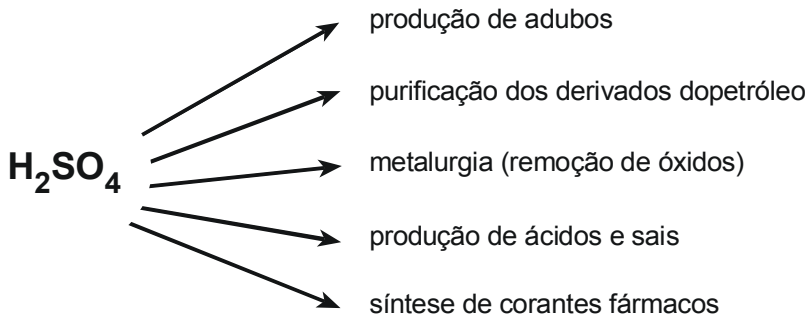
2. Carboniza compostos orgânicos retirando-lhe água como pudemos constatar nas experiências realizadas com o açúcar e papel.

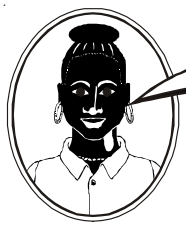
Aplicações do Ácido Sulfúrico

Caro aluno! De certo se lembra que afirmamos que o Ácido sulfúrico é dos ácidos mais importantes na indústria de um país. Graças às suas propriedades, muitas das quais você já conhece e ao facto de ele ser consideravelmente mais barato que os outros ácidos, ele e seus derivados têm larga aplicação.



Veja as inumeras aplicações deste composto no esquema aqui apresentado.





Para mudar de actividade, propômos-lhe que responda às questões que se seguem. Certamente vão ajudá-lo a recuperar o ânimo pelo estudo.



ACTIVIDADE

1. Complete e acerte as equações das reacções que se seguem:

a) $Na + H_2SO_{4(d)} \rightarrow$

b) $KOH + H_2SO_{4(d)} \rightarrow$

c) $MgO + H_2SO_{4(d)} \rightarrow$

d) $Ag + H_2SO_{4(d)} \rightarrow$

2. Mencione quatro aplicações do Ácido sulfúrico.

_____

_____

_____

_____

_____



Tudo resolvido? Óptimo! Agora compare as suas respostas com as da Chave de Correcção a seguir.

CHAVE DE CORRECÇÃO

1.

a) $2Na + H_2SO_{4(d)} \rightarrow Na_2SO_4 + H_2$

b) $2KOH + H_2SO_{4(d)} \rightarrow K_2SO_4 + H_2O$

c) $MgO + H_2SO_{4(d)} \rightarrow MgSO_4 + H_2O$

d) $Ag + H_2SO_{4(d)} \rightarrow$ Não reage

2. As quatro aplicações do Ácido sulfúrico são:

- Na produção de adubos;
- Na síntise de corantes;
- Na produção de explosivos;
- Na produção de medicamentos.

Obs.: Quais outras aplicações são válidas desde que estejam correctas.



Respondeu assim? Parabéns! Você percebeu mesmo o conteúdo desta lição. Se é que teve dificuldades particularmente nas equações das reacções, não prossiga. Releia a lição e volte a resolver os exercícios.

A CÓLERA

A **cólera** é uma doença que provoca muita **diarreia, vómitos e dores de estômago**. Ela é causada por um micróbio chamado vibrião colérico. Esta doença ainda existe em Moçambique e é a causa de muitas mortes no nosso País.

Como se manifesta?

O **sinal mais importante** da cólera é uma **diarreia** onde as fezes se parecem com água de arroz. Esta diarreia é frequentemente acompanhada de dores de estômago e vómitos.

Pode-se apanhar cólera se:

- Beber água contaminada;
- Comer alimentos contaminados pela água ou pelas mãos sujas de doentes com cólera;
- Tiver contacto com moscas que podem transportar os vibriões coléricos apanhados nas fezes de pessoas doentes;
- Utilizar latrinas mal-conservadas;
- Não cumprir com as regras de higiene pessoal.

Como evitar a cólera?

- Tomar banho todos os dias com água limpa e sabão;
- Lavar a roupa com água e sabão e secá-la ao sol;
- Lavar as mãos antes de comer qualquer alimento;
- Lavar as mãos depois de usar a latrina;
- Lavar os alimentos antes de os preparar;
- Lavar as mãos depois de trocar a fralda do bébé;
- Lavar as mãos depois de pegar em lixo;
- Manter a casa sempre limpa e asseada;
- Usar água limpa para beber, fervida ou tratada com lixívia ou javel;
- Não tomar banho nos charcos, nas valas de drenagem ou água dos esgotos.

8 Sulfatos

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Identificar e mencionar as aplicações dos principais sulfatos.

Material de apoio necessário para completar a lição:

- 2 conta-gotas
- 1 suporte para tubos de ensaio
- 1 tubo de ensaio
- Ácido sulfúrico diluído
- Cloreto de Bário

Tempo necessário para completar a lição:

- 45 minutos

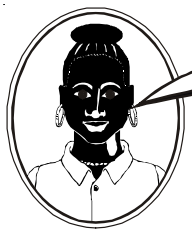


INTRODUÇÃO

Na lição anterior, quando do tratamento das propriedades químicas do Ácido sulfúrico dissemos que o principal produto das reacções deste pertencia a função sal, lembra-se? Pois bem, os sais do Ácido sulfúrico denominam-se **sulfatos**.

Nesta lição interessa-nos referir-nos às principais aplicações dos sulfatos bem como ao procedimento que nos permite identificar este tipo de sais.

Sulfatos



Caro aluno, acreditamos que você seja capaz de definir o que são sulfatos? Então, complete a frase:
Sulfatos são _____ do Ácido sulfúrico com metais.

Maioritariamente os sulfatos são sólidos cristalinos, de cor branca e muito bem solúveis em água. Os sulfatos de Bário, $BaSO_4$ e de Chumbo, $PbSO_4$ pertencem aos sais praticamente insolúveis. O Sulfato de Cálcio, $CaSO_4$ é pouco solúvel.

Aplicações dos Principais Sulfatos

Já fizemos referência a uma das aplicações dos sulfatos nas fábricas de adubos minerais. No geral, os sulfatos são aplicados como adubos na agricultura.

Os sulfatos mais importantes são:

- **Sulfato de Sódio - Na_2SO_4**

Apresenta-se geralmente hidratado (com algumas moléculas de água na sua composição), $Na_2SO_4.10H_2O$ e tem nome de sal de Glauber. Aplica-se no fabrico de vidro, adubos e em medicina.

- **Sulfato de Cálcio - $CaSO_4$**

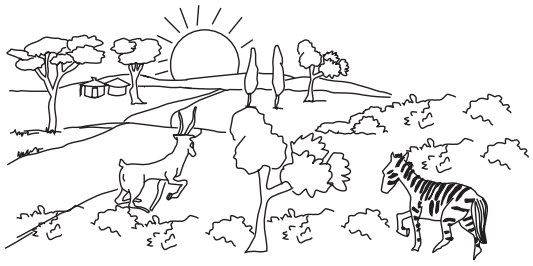
É abundante na Natureza, quer sob a forma de gesso, $CaSO_4.2H_2O$, quer sob a forma de anidrite, $CaSO_4$. O gesso é usado como adubo, em construções, no fabrico de moldes e em medicina (cura de fracturas).

- **Sulfato de Zinco - $ZnSO_4$**

Existe na Natureza como sal hidratado, $ZnSO_4.7H_2O$ e tem nome de vetríolo branco ou caparrosa branca. Emprega-se na conservação de couros (pele de animais seca) e na indústria de tecidos.

- **Sulfato de amónio – $(NH_4)_2SO_4$**

Este sal com a fórmula $(NH_4)_2SO_4$, é um sal branco, cristalino, muito solúvel em água. Emprega-se como adubo e na obtenção de sais de amónio.



- **Sulfato de Cobre (II) – $CuSO_4$**

Apresenta-se geralmente hidratado, $CuSO_4.5H_2O$. Denomina-se vetríolo azul ou caparrosa azul. Quando se adiciona á cal apagada, designa-se esta solução por calda bordalesa e é aplicada como fungicida e na indústria de tecido.

- **Sulfato de ferro (II) - $FeSO_4$**

A fórmula do sal hidratado é $FeSO_4.7H_2O$. Tem nome de vetríolo verde ou caparrosa verde. Usa-se no fabrico de tinta de escrever e no tingimento de tecidos.

- **Alúmen**

É o sulfato duplo de Alumínio e Potássio, $AlK(SO_4)_2$. Tem aplicação em medicina, na indústria de papel e de tecido.

Identificação de Sulfatos

A presença de iões sulfato numa determinada solução é identificada baseando-se na não solubilização de alguns sulfatos em água. Vamos realizar uma experiência que nos permitirá saber como se identifica a presença de iões sulfato num composto!



REALIZANDO EXPERIÊNCIAS

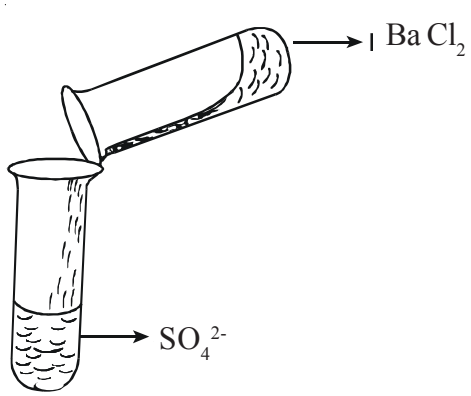
Identificação de Iões Sulfato, SO_4^{2-}

Material

- 2 conta-gotas
- 1 tubo de ensaio
- 1 suporte para tubos de ensaio
- Ácido sulfúrico diluído
- Cloreto de Bário

Montagem e Realização

1. Deite num tubo de ensaio, 2-3 ml de Ácido sulfúrico, H_2SO_4.
2. Adicione 2-3 ml de Cloreto de Bário, $BaCl_2$.
3. Agite a solução e observe o que acontece.



Certamente você observou que a solução de Ácido sulfúrico inicialmente incolor, **tornou-se turva** após a adição de Cloreto de Bário, $BaCl_2$ devido à formação de **um precipitado**, uma substância insolúvel de cor branca.

Portanto, se pretender certificar-se da existência ou não de iões sulfato, basta adicionar à referida solução iões de Bário sob forma de seus sais solúveis (por exemplo $BaCl_2$). Se de facto existirem iões sulfato na solução, observa-se a formação de uma substância insolúvel de cor branca (precipitado branco).

A equação iónica que traduz a reacção de identificação dos iões sulfato, SO_4^{2-} é:

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4 \downarrow$$

precipitado branco



Escreva você a equação total desta reacção entre o $BaCl_2$ e o Ácido clorídrico.

O Sulfato de Bário é insolúvel não só em água, mas também em ácidos diluídos. Deste modo pode se certificar se se trata de facto de Sulfato de Bário acrescentado-se no tubo de ensaio algumas gotas de Ácido nítrico diluído, confirmando-se assim a insolubilidade do precipitado em água e ácido.



Agora responda às questões que a seguir lhe apresentamos para se certificar que o tema aqui tratado está bem entendido.



ACTIVIDADE

1. Indique três aplicações de sulfatos.

_____

_____

_____

_____

_____

2. Dê exemplo de dois sulfatos utilizados em medicina.

3. Assinale com um ✓a afirmação correcta sobre a razão porque na reacção de identificação dos iões sulfato a solução se tornou turva:

a) Devido à formação de uma substância gasosa . ☐

b) Devido à formação de um ácido de cor branca. ☐

c) Devido à formação de um precipitado branco. ☐

4. Assinale com um ✓a substância que turva a solução na reacção de identificação dos iões sulfato:

a) $BaSO_4$ ☐

b) HCl ☐

c) H_2O ☐

5. Como comprovaria que um determinado precipitado de cor branca é Sulfato de Bário?



Agora compare as suas respostas com as da Chave de Correcção que lhe apresentamos já a seguir.

CHAVE DE CORRECÇÃO

1. Sulfatos são usados na agricultura, na medicina, no fabrico de tintas e tecidos.

Obs.: Quaisquer outras aplicações são válidas desde que estejam correctas.

2. Dois sulfatos utilizados em medicina: Sulfato de Sódio, Na_2SO_4, gesso, $CaSO_4.2H_2O$.

3. c)

4. a)

5. Pode se comprovar que determinado precipitado branco é Sulfato de Bário acrescentando-se ao tubo de ensaio Ácido nítrico diluído. O Sulfato de Bário é insolúvel não só em água como no Ácido nítrico diluído.



Acertou em todas? Se sim, você está de parabéns! Você realmente percebeu bem mesmo o conteúdo desta lição, pelo que passe para a próxima lição. Se entretanto teve dificuldades em responder algumas questões, reveja a lição e volte a responder as questões errou.

Todos os dias centenas de jovens Moçambicanos contraem o vírus da SIDA. Se nada fizermos para alterar esta situação corremos o risco de desaparecer como Nação.

Jovem, **diga não à SIDA** e contribua para um futuro melhor e um país próspero.

9 Cinética Química

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Definir velocidade de uma reacção química.
- Enunciar teoria de colisões.
- Definir energia de activação.

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



INTRODUÇÃO

Em Física você aprendeu uma grandeza que lhe permitia medir a rapidez com que um automóvel, uma bicicleta, uma pessoa percorre determinada distância num dado tempo – a **velocidade**.

De igual modo você já deve ter notado que o tempo de cozedura do feijão e do peixe por exemplo são diferentes. Isto é, se tivermos igual quantidade de feijão e de peixe e pó-los a cozer à mesma temperatura, o peixe coze mais depressa que o feijão. Portanto, têm **velocidades** diferentes de cozedura.

E se pusermos um pedaço de Sódio num copo com água e, num pote, suco de fruta como de caju para fermentar, notaremos que em fracção de segundos, o Sódio reage mas, o suco de caju leva dias para a formação do álcool. Quer dizer que o Sódio e o suco de fruta têm **velocidades** diferentes para formarem os produtos. O suco leva mais tempo para reagir.

Em Química existe uma área específica que se dedica ao estudo da velocidade de transformação de substâncias químicas umas em outras. Assim, nesta lição iremos conhecer qual é esse ramo da Química, o que é a velocidade de uma reacção e, quais as condições para que uma reacção química ocorra.

Cinética Química

Se está recordado, caro aluno, o estudo da velocidade dos corpos foi feito no capítulo ou área da Física chamada de cinemática ou simplesmente cinética. E, estava em causa a determinação do tempo gasto para percorrer um espaço.

Em laboratórios, quando os químicos realizam experiências conseguem notar que as reacções químicas decorrem a velocidades diferentes.
A área da Química em que se determina o tempo necessário para a transformação dos reagentes e formação de produtos, chama-se de **cinética química**.



Cinética química – é o ramo da Química que estuda a velocidade das reacções bem como os factores que a influenciam.

Velocidade de uma Reacção Química

Já nos referimos várias vezes ao termo velocidade, o que significa exactamente este conceito?

Acreditamos que você tem a ideia do que é a velocidade e, como se não bastasse, deve ainda se lembrar das fórmulas que, em Física lhe permitem determiná-la. Ora, o conceito velocidade está relacionado à **rapidez** de ocorrência. No nosso caso, interessa-nos o conhecimento da rapidez com que se formam os produtos de uma reacção química. A essa rapidez chamamos de **velocidade de uma reacção química.** Então:



Velocidade de uma reacção química – é a quantidade de reagentes consumidos, ou de produtos formados, em função do tempo.

Na prática quando se diz que a velocidade de uma reacção é "x", significa que mediu-se a quantidade dos reagentes que foi consumida no intervalo de tempo determinado e, daí tem-se a ideia de que, por exemplo, em cada segundo, foi consumida a quantidade y do reagente.

O mesmo pode ser feito medindo a quantidade de produto que se formou no intervalo de tempo determinado pois, no fim observa-se que em cada segundo, foi formada a quantidade z do produto.
Assim, entre duas reacções químicas, tem **maior velocidade** aquela que num mesmo intervalo de tempo foi consumida ou formada maior quantidade da substância.

Por exemplo, se para a reacção A, em 5 segundos foram gastos ou consumidos 8 kg do reagente e, para a reacção B, nos mesmos 5 segundos foram gastos 2 kg, significa que a reacção A tem maior velocidade pois, num mesmo intervalo tempo foram gastos mais quilogramas dos reagentes. Vale o mesmo se os quilos estivessem a traduzir a quantidade da substância formada.

Como a **quantidade da substância** consumida ou formada pode ser medida em várias grandezas, nomeadamente, como **massa, número de moles e concentração**, a expressão matemática de determinação da velocidade da reacção varia consoamente a grandeza. Assim, temos:



$$V = \frac{\Delta m}{\Delta t} \quad \text{ou} \quad V = \frac{\Delta n}{\Delta t} \quad \text{ou ainda} \quad V = \frac{\Delta [\ ]}{\Delta t}$$

Onde:

Δm - é a variação da massa.

- é a variação do tempo.

- é a variação do número de moles.

$\Delta[\ ]$ - é a variação da concentração.

Lembre-se, caro aluno que, sempre que se refere a uma variação, está em causa a diferença entre a quantidade final e a inicial. Por exemplo, $\Delta t = \text{tempo}_{(final)} - \text{tempo}_{(inicial)}$, idem para outras variações.



Caro aluno! Na 9ª classe, não resolveremos problemas que envolvam cálculos de velocidade. No entanto achamos que seria importante, escrever a fórmula que traduz matamaticamente o que explicamos por palavras.

Teoria das Colisões

Se você tiver dois ovos, um em cada mão e pretendendo quebrá-los, certamente você provocará um **contacto** em forma de **choque** entre eles, certo?

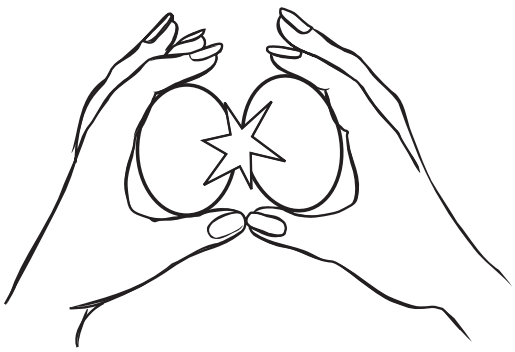


Fig.1 O choque entre os ovos leva à quebra destes.

Pois é caro aluno! Com as partículas ou substâncias que participam numa reacção química acontece algo muito semelhante! Para que uma reacção química ocorra, as partículas reagentes devem entrar em contacto, isto é, devem **chocar entre si**.

É durante o choque entre as partículas reagentes que ocorre a quebra das ligações químicas iniciais que as mantinham unidas podendo assim se formar novas ligações que originarão certamente novas substâncias.
Na perspectiva de explicar quando é que uma reacção química ocorre, foi formulada uma lei ou teoria, que ficou conhecida como **Teoria das Colisões**.



A Teoria das colisões diz que "**para que uma reacção química ocorra, deve haver choque ou colisão entre as partículas reagentes".**

De acordo com a teoria das colisões, quanto mais choques ocorrerem entre os reagentes, maior se torna a velocidade de reacção química, daí se dizer que a **velocidade da reacção é directamente proporcional ao número de colisões entre as partículas reagentes**.

Voltemos novamente ao exemplo da quebra dos ovos.
Dissemos que para partir os dois ovos você deveria provocar um choque entre eles. Dependendo da força que você aplicar e da direcção ou posicionamento em que ocorra, o choque pode ser eficaz ou não.

É evidente que se o choque tiver força suficiente e orientação certa, os ovos partir-se-ão. Assim dizemos ocorreu um choque **eficaz** ou **efectivo** pois, produziu o efeito que se pretendia. No entanto, se o choque não tiver a direcção certa ou força suficiente, os ovos não se vão partir e quando é assim, dizemos que este foi um **choque ineficaz** ou **não efectivo.**

Igualmente, nas reacções químicas, quando as moléculas colidem, para que as ligações sejam quebradas, há necessidade de que essas moléculas se choquem com uma **orientação favorável** e **com suficiente energia**.



Para que uma reacção química ocorra, deve ocorrer **choque ou colisão** entre as partículas reagentes.

A colisão deve ocorrer com **orientação favorável** entre as partículas reagentes e com **energia suficiente**. Tal colisão recebe o nome de **colisão efectiva** ou **colisão eficaz**.

Certamente que você sabe que quando se pretende acender o carvão, por exemplo, não basta ter os reagentes necessários: o carvão e o Oxigénio do ar para que a combustão se inicie, é necessário **fornecer energia** às partículas iniciais para que a reacção comece. É como se estivessemos a dar um "empurrão" inicial apenas para que a reacção se inicie. Depois, a reacção continua, por si.

Geralmente um simples contacto entre as substâncias iniciais não é suficiente para que a reacção decorra, por vezes, em laboratórios por exemplo, torna-se necessário aquecer as substâncias. A esta energia inicial que é fornecida ás partículas para que a reacção ocorra, dá-se o nome de **Energia de activação, Ea**.



Energia de activação, Ea – é a energia mínima necessária para que a reacção ocorra.

Quando ocorrem choques eficazes com energia suficiente, quebram-se as ligações químicas entre as partículas reagentes e, antes da formação do produto forma-se uma estrutura intermediária que é instável denominada **complexo activado** ou **molécula transitória** que, mais tarde originará os produtos da reacção.



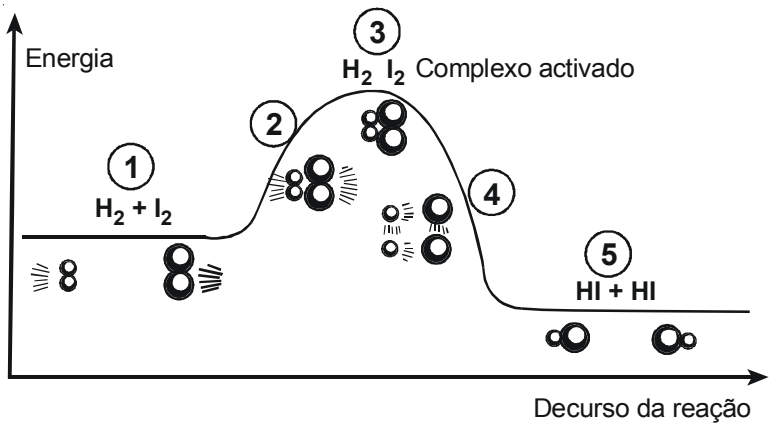
Complexo activado – é uma estrutura instável que serve de transição entre reagentes e produtos.

Vamos, em seguida seguir a trajectória das partículas desde o início até ao fim de uma reacção química. Vai achar muito curiosa e interessante esta viagem.

Consideremos a reacção química entre o Hidrogénio e o Iodo, que é traduzida pela seguinte equação química:

$H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$

A representação gráfica abaixo, ajudá-lo-á a perceber melhor o que se pretende explicar:



Vamos resumir o que nos mostra o gráfico.

1. As moléculas reagentes não possuem energia para reagir.
2. Fornece-se energia de activação, Ea para as partículas colidirem e ocorrerem choques eficazes.
3. Após a quebra das ligações forma-se o **complexo activado**.
4. Os produtos da reacção estão praticamente formados.
5. As moléculas dos produtos estão definitivamente formados.



Para se certificar do seu grau de assimilação dos conteúdos aprendidos nesta lição, responda às questões que a seguir lhe apresentamos.



ACTIVIDADE

1. Defina velocidade de uma reacção química.

_____

_____

_____

_____

2. Assinale com um ✓ a afirmação correcta.
A Teoria das colisões defende que:

a) As partículas reagentes devem colidir para que ocorra uma reacção química. ☑

b) As partículas reagentes não devem colidir para evitar rompimento das ligações químicas. ☐

c) As reacções químicas sempre ocorrem mesmo por si e as colisões servem para confirmar o tipo de produtos formados. ☐

3. Defina energia de activação.

_____

_____

_____

_____

4. Complete os espaços em branco de modo a frase tenha um sentido quimicamente certo:

Para que uma reacção química ocorra, as partículas reagentes devem **a)** _____ entre si. Esta deve ocorrer quando as partículas têm **b)** _____ favorável e com **c)** _____ suficiente. A este tipo de colisão chamamos de colisão **d)** _____. A estrutura intermediária entre os reagentes e os produtos chama-se de **e)**_____**.**



Agora compare as suas respostas com as que lhe apresentamos na Chave de correcção a seguir!



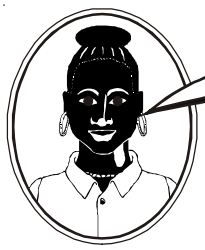
CHAVE DE CORRECÇÃO

1. Velocidade de uma reacção química é a quantidade de reagentes consumidos, ou de produtos formados, em função do tempo

2. a)

3. Energia de activação – é a energia mínima necessária para que uma reacção ocorra.

1. **a)** colidir **b)** orientação **c)** energia **d)** efectiva ou eficaz **e)** complexo activado ou molécula transitória.



Acertou em todas? Se sim, Parabéns! Passe para a próxima lição. Se é que errou em mais que uma questão, releia a sua lição, sobretudo os conteúdos relacionados às questões que não acertou e, volte a respondé-las. Coragem!

Ter relações sexuais quando se é muito jovem é perigoso:

- pode causar uma gravidez não
- planeada,
- pode transmitir doenças como a SIDA,
- pode provocar infertilidade - onde raparigas não possam ter filhos quando
- forem mais velhas,
  pode causar cancro do colo do útero em raparigas.

Pense bem antes de ter relações sexuais. Não corra riscos desnecessários.

10 Factores que Influenciam a Velocidade da Reacção Química

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Identificar os factores que influenciam a velocidade de uma reacção química

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



INTRODUÇÃO

Da lição anterior já sabemos o que é necessário para que uma reacção química ocorra. Sabemos também que as reacções químicas não decorrem com a mesma velocidade, existem aquelas que são lentas e outras que são rápidas. As reacções lentas ou seja, que decorrem com velocidade menor, não são de grande interesse para o homem.

Nesta lição vamos identificar e explicar os factores que podem influenciar uma reacção química de modo a ocorrer com maior velocidade que àquela em que decorreria normalmente.

Factores que Influenciam a Velocidade de uma Reacção Química



Quais são os factores que influenciam a velocidade de uma reacção química?

Segundo a teoria das colisões, os factores que influenciam a velocidade de uma reacção química são:

- Natureza dos reagentes;
- Concentração dos reagentes;
- Superfície de contacto ou grau de divisão das partículas;
- Temperatura;
- Catalisadores.



Vamos, de seguida, explicar a maneira como cada factor influi na velocidade das reacções químicas. Começaremos pela natureza dos reagentes.

Natureza dos Reagentes

Voltemos aos exemplos de cozedura de feijão e de peixe. Recorda-se porque diferem na rapidez de cozedura?

É claro que tudo se explica pela diferença na sua **natureza**.
Assim há reacções químicas que pela natureza dos reagentes por si só têm maior velocidade e outras que têm velocidade menor.

Por exemplo: a reacção do Sódio e a Água é instantânea, ocorre em fracções de segundo e com maior velocidade. Entretanto, a fermentação do suco de caju leva mais que dois dias para se forma álcool.

Concentração dos Reagentes

Você sabe que segundo a teoria das colisões, a formação de novas substâncias passa pela ocorrência de **choques ou colisões** entre as partículas reagentes.

Imaginemos uma sala de aulas com 3 meninas e 3 rapazes de olhos vedados com um pano. E uma outra sala de mesmo tamanho com 20 meninas e 20 rapazes, também de olhos vedados, tendo que correr pela sala a dentro. Em qual das salas irão se chocar mais?

Com certeza que na sala com mais pessoas (maior concentração), neste caso a segunda, ocorrerão mais colisões.

Nas reacções químicas, acontece algo parecido. Quanto maior a concentração dos reagentes, maior é o número de moléculas que chocam num determinado espaço, maior é a probabilidade de ocorrência de choque eficazes e, portanto, maior é a velocidade da reacção.

Como a velocidade da reacção é directamente proporcional ao número de colisões, então, para aumentar a velocidade, bastaria aumentar a concentração das substâncias reagentes.



Aumento da concentração → Aumento do número de choques → Aumento da velocidade.

Superfície de Contacto

Comecemos este factor baseando-nos numa experiência que todos nós temos. Quando pretendemos acender lenha o que fazemos? Isso mesmo... Rachamos os troncos para obter pedaços de lenha menores. Para acender o fogo utilizamos pedaços de lenha ainda mais pequenos não é? Porquê? Ah! Fica mais fácil fazer arder estes pequenos pedaços do que os pedaços maiores.

Isso acontece com todas as reacções químicas. No laboratório, muitas vezes dissolvem-se as substâncias iniciais antes da reacção pois, em solução aquosa o contacto entre as partículas torna-se maior, consequentemente o decorrer da reacção é mais rápido.

Podemos então afirmar que num sistema em que as substâncias se encontram em diferentes estados físicos (heterogéneo), quanto maior fôr o grau de divisão de partículas, maior será a superfície de contacto disponível para as colisões e consequentemente maior será a velocidade das reações.



Maior superfície de contacto → Aumento do número de choques → Aumento da velocidade.

Temperatura

O que acontece à agua quando a aquecemos? A uma dada altura, ela começa a borbulhar, parece estar a "dançar".

E a que se deve esse movimento? É devido à **energia** que fornecemos sob forma de calor, que eleva a temperatura das moléculas de água e, assim elas chocam umas com as outras e, dizemos então que a água está a ferver.

Portanto, o aumento da temperatura numa reacção química faz com que as moléculas reagentes se movam mais rapidamente, aumentando o número de colisões e consequentemente aumenta a probabilidade de aumento de choques eficazes que aumentam a velocidade da reacção.

No laboratório, muitas vezes se aquecem os tubos de ensaio que contêm as substâncias a reagir para acelerar a velocidade da reacção.

Muitas vezes para reduzir a velocidade da reacção, baixa-se a temperatura. É por isso que, por exemplo, para a conservação dos alimentos guardamo--los na geleira, pois, com a diminuição da temperatura, as reacções provocadas pelas bactéria e que provocam o apodrecimento da comida se tornam muito lentas e assim a comida se conserva por mais tempo.

Quanto maior a temperatura, maior energia possuem as moléculas e, portanto, maior é a probabilidade de haver choques eficazes e consequentemente aumenta-se a velocidade da reacção química.



Aumento da temperatura → Aumento da energia → Aumento do número de choques → Aumento da velocidade.



Caro aluno, dada a natureza do factor catalisador, iremos tratá-lo separadamente na próxima lição. Agora sugerimos-lhe que responda às questões abaixo como forma de auto-avaliação dos conteúdos que acaba de aprender.



ACTIVIDADE

1. Assinale com um ✓a afirmação correcta relativa à razão porque um aumento da concentração dos reagentes conduz ao aumento da velocidade da reacção:

a) Porque as partículas ficam mais leves. ☐ ✓

b) Porque aumenta o número de colisões efectivas entre as partículas. ☐

c) Porque os produtos ficam mais concentrados. ☐

2. Quando se pretende que um medicamento faça efeito mais rapidamente, reduz-se a pó ou dilui-se em água. Qual é explicação que dá para este procedimento?

_____

_____

_____

_____

_____

3. Nas embalagens dos medicamentos vem escrito que se deve mantê-los em lugar fresco. Explique por palavras suas a que se deve este facto.

_____

_____

_____

_____

_____



Agora compare as suas respostas com as da Chave de Correcção que lhe damos já a seguir.

CHAVE DE CORRECÇÃO

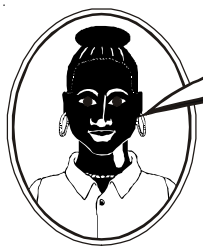
1. b)

2. Ao diluir-se ou reduzir-se a pó, aumenta-se a superfície de contacto disponível para as colisões entre o medicamento e a parte do organismo por ser curada.

Obs.: Qualquer resposta que se refira ao aumento da superfiicie de contacto e elevação da ocorrência de colisões, deve ser considerada certa desde que esteja bem formulada.

3. Os medicamentos devem ser guardados em lugar fresco pois, uma exposição ao sol ou a temperaturas elevadas, poderia levar á formação de novas substâncias com efeitos indesejados, pois, aumento da teperatura implica aumentar velocidade de reacção. Mas baixar a temperatura retarda a deterioração do medicamento.

Obs.: Qualquer resposta que se refira ao retardamento da velocidade de apodrecimento do medicamento quando no lugar fresco, deve ser considerada certa, desde que esteja bem formulada.



Acertou em todas? Parabéns! Realmente você percebeu bem esta matéria. Recorde-se que é muito importante conhecer os factores que favorecem ou retardam uma determinada reacção pois pode vir a ser-lhe útil em algum momento da sua vida. Se é que errou em mais que duas questões, volte a ler a sua lição e responda novamente às questões em causa. Coragem que só falta uma lição para concluir o estudo deste módulo.

Todos os dias centenas de jovens Moçambicanos contraem o vírus da SIDA. Se nada fizermos para alterar esta situação corremos o risco de desaparecer como Nação.

Jovem, **diga não à SIDA** e contribua para um futuro melhor e um país próspero.

11 Reacções Catalíticas

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Explicar a influlência de catalisadores numa reacção química.
- Diferenciar catalisadores positivos de negativos

Material de apoio necessário para completar a lição:

- Módulo 4 da 8ª classe
- Módulo 7 da 8ª classe
- Tabela de números e massas atómicas

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



INTRODUÇÃO

Da 8ª classe você aprendeu algo sobre catalisadores. Lembra-se não é? Pois bem, o estudo de catalisadores foi feito numa perspectiva de se poder ter produtos o mais breve possível. Por exemplo, a água oxigenada por si, em condições normais decompõe-se lentamente libertando o Oxigénio além da água. Mas em presença de catalisador como o Dióxido de Manganês, a libertação do Oxigénio é imediata. Aliás, no método de contacto para produção industrial do Ácido sulfúrico diziamos que o catalisador contactado pelos reagentes permitia uma rápida e enorme produção do ácido, daí ser a etapa fundamental no processo.

Nesta lição, vamos explicar qual é o efeito do catalisador na reacção, além de podermos identificar os dois tipos de catalisadores.
Quem sabe, em algum momento você quis ser ou foi "catalisador".

Reacções Catalíticas ou Catálise

Catalisadores

Dizíamos que o conceito catalisador tem vindo a ser de convivência quase que permanente ao longo do seu estudo de Química. Daí que acreditamos que você sabe que, **catalisadores** são substâncias que quando misturadas com os reagentes, possuem a propriedade de alterar a velocidade da reacção sem que sejam consumidas durante o processo.

Normalmente quando falamos de catalisador, de facto queremos nos referir àquela substância que acelera a velocidade da reacção. No entanto, um catalisador pode tanto acelerar quanto retardar a formação dos produtos duma reacção. Assim:

Às substâncias que quando misturadas com os reagentes, possuem a propriedade de diminuir a velocidade da reacção sem que sejam consumidas, antigamente eram chamadas de **catalisadores negativos** mas actualmente são mais conhecidas por **inibidores**.

Portanto, quando falamos de catalisadores, temos os catalisadores que aceleram a velocidade da reacção química antigamente chamadas de **catalisadores positivos** que actualmente chamámo-las simplesmente de **catalisadores.**



Catalisadores - são substâncias aceleram a velocidade da reacção sem que sejam consumidas durante o processo.
Inibidores - são substâncias que diminuem a velocidade da reacção sem que sejam consumidas no processo.

Nem todas as reacções químicas precisam de catalisadores no seu decurso. A reacção do Sódio e a Água, por exemplo, logo que se mistura as substâncias ocorre imediatamente a formação dos produtos, portanto é uma reacção estantânea. Porém existem também reacções que no seu decorrer requerem o emprego de catalisadores. A estas chamamos de **reacções catalíticas** ou **catálise**.



Reacção catalítica ou catálise – é aquela que ocorre sob a acção dos catalisadores.

Tendo em conta a existência de dois tipos de catalisadores, distinguem-se também dois tipos de catálise: **Catálise positiva** e **catálise negativa**.

Catálise Positiva

Neste tipo de reacção catalítica actuam catalisadores positivos e provocam um aumento da velocidade da reacção.

Como é que isto acontece?

Façamos uma comparação muito simples com um exemplo do dia-a-dia. Imagine que você tem a possibilidade de utilizar dois caminhos quando vai de casa ao CAA e vice-versa. Um dos caminhos é mais longo pois, você precisa de atravessar uma montanha. O outro caminho é mais fácil e mais rápido. Logicamente que no dia que você escolher o caminho mais longo e difícil vai chegar mais tarde ao CAA e a casa não é verdade? Entretanto, no dia que você tiver muita pressa vai optar pelo caminho que o fará chegar mais cedo, isto é, o caminho mais facil e curto.

Acontece algo muito parecido na catálise positiva.
Caro aluno, na verdade a acção dos catalisadores é bastante complexa porém considera-se que os catalisadores **provocam uma diminuição da energia de activação**, isto é fazem com que a energia necessária para que ocorra a reacção seja menor e, consequentemente, aumenta a velocidade de formação dos produtos da reacção. Portanto, você pode comparar os catalisadores com um "corta-mato" que as substâncias utilizam para chegarem mais depressa ao fim.

Por exemplo, a decomposição de Água oxigenada, H_2O_2, ocorre com uma certa velocidade. Entretanto, se adicionarmos a essa água iões **Fe^{2+}** a velocidade de decomposição será maior:

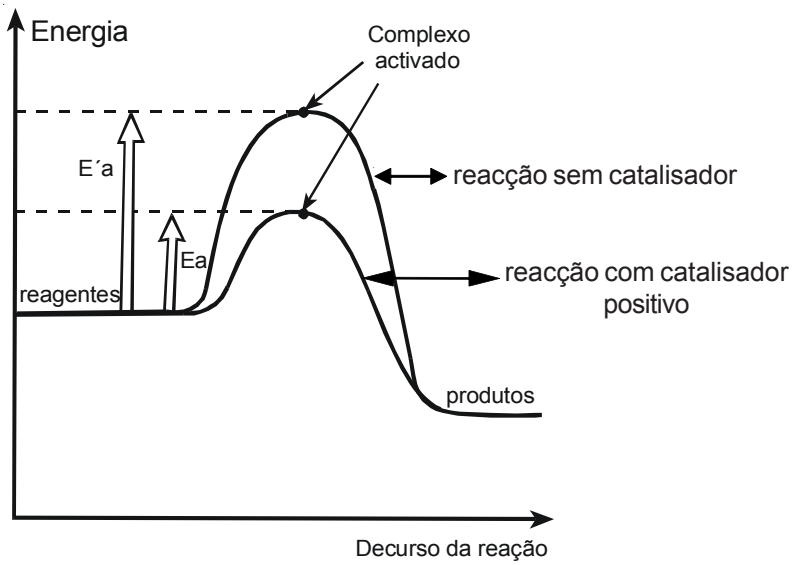
(1) $2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$

(2) $2H_2O_2 \xrightarrow{Fe^{2+}} 2H_2O + O_2$

Se considerarmos que a reacção (1) decorre com a velocidade V_1, sendo a reacção no seu decurso normal e, a reacção (2) com a velocidade V_2, a reacção com catalisador positivo, então teremos que a **velocidade da reacção com catalisador positivo é maior que a da não catalisada**: $\mathbf{V_2 > V_1}$

Recorde-se que o ião Fe^{2+} continua intacto, pois é um catalisador, no fim da reacção podemos recuperá-lo.

Representando graficamente o decurso de uma reacção catalítica em que ocorre a catálise positiva, temos:



Repare que a energia de activação da reacção sem catalisador, **E'a** é maior do que a energia de activação da reacção com catalisador, **Ea**. Como já sabe, isto acontece porque a acção do catalisador consiste em diminuir a energia de activação, o que leva à formação mais rápida dos produtos da reacção.

Podemos comparar o gráfico da reacção com catalisador com o caminho que o leva mais cedo para casa e o gráfico da reacção sem catalisador com o caminho mais longo e difícil.

Quanto menor a energia de activação, mais facilmente se formam os produtos da reacção. Portanto, maior é a velocidade da reacção química.



Menor Energia de activação $\Rightarrow$ Maior velocidade da reacção
Catalisador positivo → Diminuição de Ea → Aumento da velocidade

Nos seres vivos, as enzimas são consideradas catalisadores positivos ou simplesmente catalisadores pois, permitem que as reacções bioquímicas que na ausência de enzimas ocorreriam a temperaturas muito elevadas e poderiam destruir as células, ocorram à temperaturas mais baixas, com velocidades biologicamente úteis.

$$2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$$

Catálise Negativa

Neste tipo de reacção catalítica actuam inibidores que aumentam a energia de activação provocando uma diminuição da velocidade.

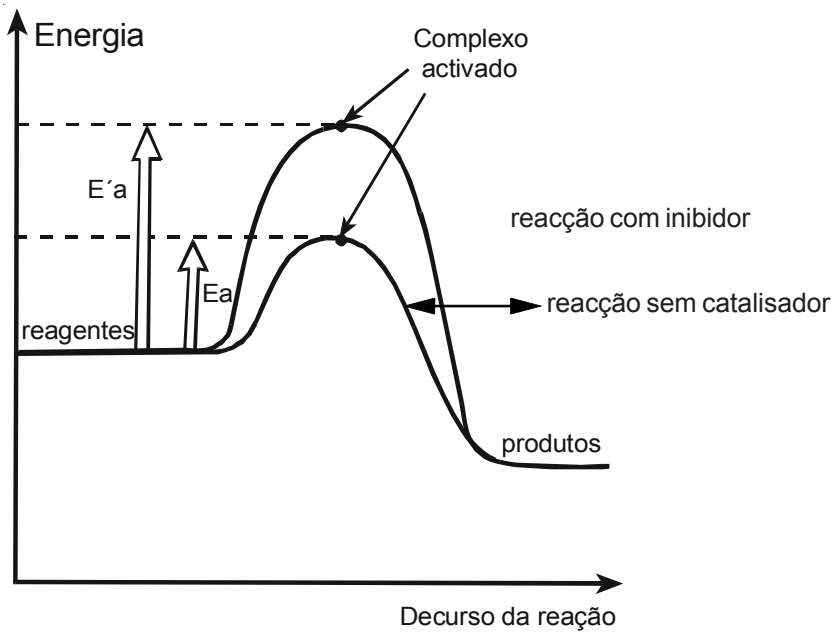
Por exemplo, a decomposição de Água oxigenada, H_2O_2, ocorre com uma certa velocidade. Entretanto, se adicionarmos a essa água iões $\mathbf{H^+}$, a velocidade de decomposição será menor:

(1)

(2) $2H_2O_2 \xrightarrow{H^+} 2H_2O + O_2$

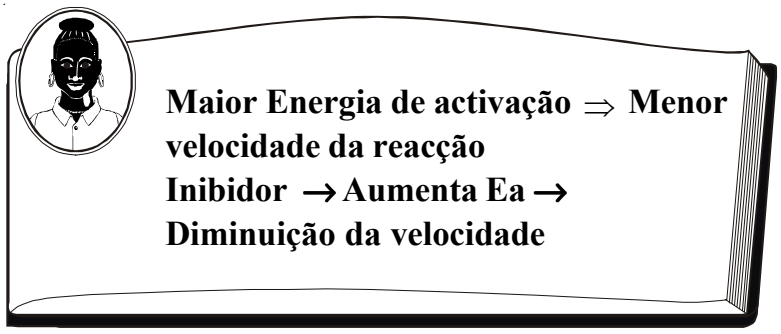
Considerando que a reacção (1) decorre com a velocidade V_1 e, é a reacção no seu decurso normal e, a reacção (2) com a velocidade V_2, com acção de um inibidor, então teremos que a **velocidade da reacção não catalisada é maior que a da reacção com inibidor**: $\mathbf{V_1 > V_2}$

Traduzindo graficamente o que acabamos de afirmar temos:



Repare que a energia de activação da reacção sem catalisador, **E'a** é menor do que a energia de activação da reacção com inibidor, **Ea**. Como já sabe, isto acontece porque a acção do inibidor consiste em aumentar a energia de activação, o que provoca um atraso na formação dos produtos da reacção.

Quanto maior a energia de activação, mais tempo se leva na formação dos produtos da reacção.



Ao contrário dos catalisadores, os inibidores aumentam a energia de activação, o que quer dizer que provocam um atraso na formação dos produtos o que leva a uma diminuição da velocidade da reacção.

Como você pode notar, a importância dos catalisadores é enorme pois, tornam os processos industriais e não só, mais económicos e rápidos.



Agora responda às questões que lhe apresentamos pois, ajudá-lo-ão a medir o seu nível de compreensão desta matéria.



ACTIVIDADE

1. Defina catalisador.

_____

_____

_____

2. Em reacções catalíticas a velocidade da reacção é maior quando: Assinale com um ✓ a afirmação correcta:

a) A energia de activação é maior. ☐ ✓

b) A energia de activação é menor. ☐

c) Não existe energia de activação. ☐

3. Explique a acção dos catalisadores e inibidores em termos de energia de activação e velocidade da reacção.

_____

_____

_____

_____

_____



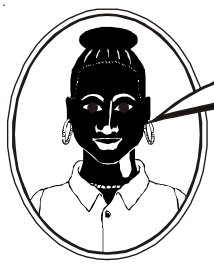
Agora compare as suas respostas com as da Chave de Correcção que lhe apresentamos a seguir.

CHAVE DE CORRECÇÃO

1. **Catalisadores** - são substâncias que alteram a velocidade da reacção sem que sejam consumidas durante o processo.

2. b)

3. Os catalisadores diminuem a energia de activação provocando um aumento da velocidade da reacção. Os inibidores, aumentam a energia de activação diminuindo a velocidade da reacção.



Respondeu correctamente às questões colocadas? Se sim, você está de Parabéns pela sua força de vontade e por ter terminado com sucesso o quarto módulo do seu estudo de Química. Pelo que recomendamos que fação uma pausa que é bem merecida. Depois faça revisão de todos os conteúdos do módulo antes de realizar o teste de preparação. Lembre-se que não pode ir ao CAA para fazer o Teste de Fim do Módulo sem que tenha respondido acertadamente às questões colocadas no seu teste de preparação

TESTE DE PREPARAÇÃO

Duração Recomendada - 90 minutos

1. Assinale com um ✓ as afirmações correctas sobre a ocorrência do Enxofre e do Oxigénio na natureza.

a) O Oxigénio ocorre no ar, na água e nas rochas. ☑

b) O Enxofre é muito raro na Natureza. ☐

c) O Enxofre ocorre em jazigos, nas regiões vulcânicas e nos seres vivos. ☐

d) O Oxigénio encontra-se nos sulfuretos. ☐

2. No grupo VI da tabela periódica, o primeiro elemento, o Oxigénio é um ametal, o último, o Polónio, é um metal. Como explica este fenómeno.

3. Compare as vantagens e as desvantagens dos métodos de Calcaroni e de Frash em termos de rendimento.

4. Dê nomes aos compostos formados nas equações das reacções que lhe damos a seguir:

a) $2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3$

b) $Zn + S \rightarrow ZnS$

c)

d) $2Al + 3H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2$

5. Assinale com um ✓ a alínea que traduz as propriedades físicas do Dióxido de Enxofre:

a) É um gás, incolor, venenoso e insolúvel em água. ☑

b) É um gás, incolor, venenoso e solúvel em água. ☐

c) É um líquido amarelo, insolúvel em água. ☐

$Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$

6. Escreva os nomes das variedades alotrópicas do Enxofre.

_____

_____

_____

7. Defina alotropia.

_____

_____

_____

_____

8. Assinale com um ✓ as alíneas que traduzem as aplicações do Ácido sulfúrico:

a) Na produção de adubos. ☑

b) No fabrico de corantes. ☐

c) Fabrico de leite em pó. ☐

d) Para a obtenção de sal de cozinha. ☐

e) Na produção de açúcar. ☐

9. Escreva as equações químicas que traduzem o método de contacto para a obtenção do Ácido sulfúrio.

10. Um aluno 9ª classe pretende ajudar o Sr. Gulamo, seu pai, a identificar de entre dois frascos, aquele que tem a solução de iões sulfato.

a) Explique como é que você procederia para identificar os iões sulfato que estejam em solução.

_____

_____

_____

_____

_____

_____

b) Escreva a equação iónica que traduz a explicação dada na alínea anterior.

11. Dos factores abaixo, assinale com um **V** ou **F**, conforme a alínea corresponda ou não a factores que influênciam a velocidade de uma reacção química.

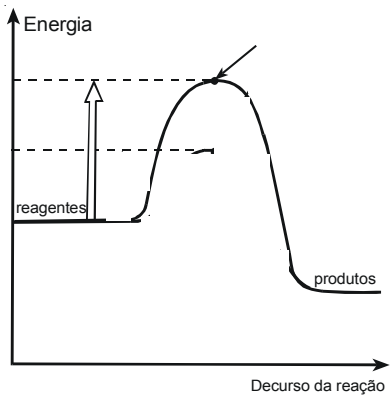
	V/F
a) Temperatura	☐
b) Cor da substância.	☐
c) Concentração dos reagentes.	☐
d) Catalisador	☐
e) Aceleração	☐
f) Natureza dos reagentes.	☐

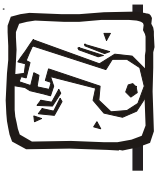
12. Explique a influência da superfície de contacto na velocidade de uma reacção química.

13. Um determinado medicamento produz efeito mais rapidamente quando se encontra em pó ou se dissolvido em água. Explique por palavras suas a que se deve este facto.

14. Compare a acção de um catalisador e de um inibidor na catálise em termos de energia de relação activação e velocidade da reacção.

15. Complete o esboço gráfico, indicando o gráfico do decurso normal de uma reacção química e da influência de um inibidor. Faça a respectiva legenda (E_{AS}, ...).





CHAVE DE CORRECÇÃO

1. a) c)

2. No grupo VI, as propriedades metálicas aumentam de cima para baixo, com a diminuição da electronegatividade.

3. O método de Calcaroni é de menor rendimento, cerca de 1/3 do Enxofre é desperdiçado e o Enxofre obtido tem elevado grau de impurezas enquanto que no método de Frash obtém-se Enxofre de elevada pureza.

4.

a) SO_3 – Trióxido de Enxofre $SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow H_2S_2O_7$

b) ZnS - Sulfureto de Zinco

c) $ZnSO_4$ - Sulfato de Zinco

d) $Al_2(SO_4)_2$ - Sulfato de Alumínio

5. b)

6. Enxofre rômbico e Enxofre monoclínico

7. **Alotropia -** é a propriedade que têm determinados elementos químicos de formar duas ou mais substância simples a partir de átomos de um mesmo elemento químico.

8. a) b)

9. $4FeS_2 + 11O_2 \xrightarrow[cat]{} 4FeS + 8SO_2$

$2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3$

$H_2S_2O_7 + H_2O \rightarrow 2H_2SO_4$

10. Se se pretende certificar se numa dada solução existem ou não iões sulfato, basta adicionar à referida solução iões de Bário sob forma de seus sais solúveis (por exemplo $BaCl_2$). Se de facto existirem iões sulfato na solução, observa-se a formação de uma substância insolúvel de cor branca (precipitado branco).

a) A equação iónica que traduz a reacção de identificação dos iões sulfato, SO_4^{2-} é:

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4 \downarrow$$

precipitado branco

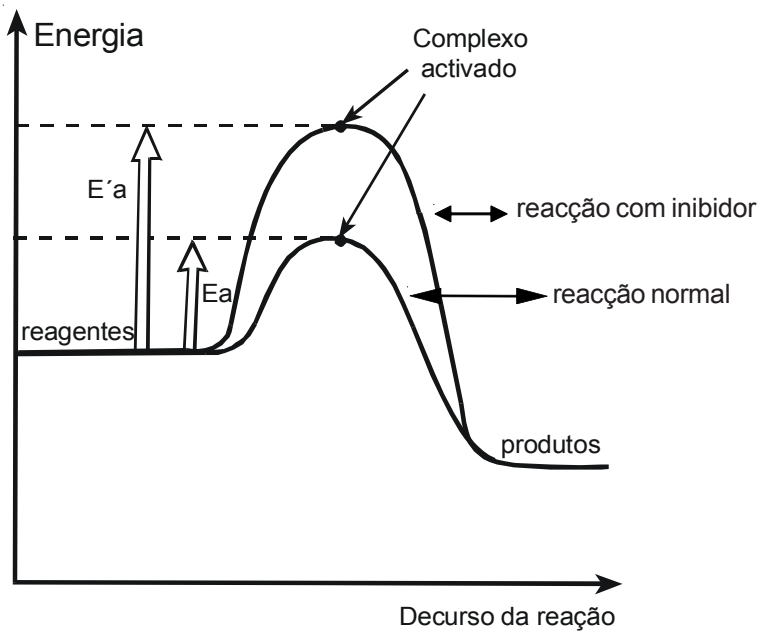
11. a) V ; **b)** F; **c)** V; **d)** V; **e)** F; **f)** V

12. Quanto maior fôr o grau de divisão de partículas, maior será a superfície de contacto disponível para as colisões e consequentemente maior será a velocidade das reações.

13. Reduzindo a pó um medicamento ou dissolvendo-o, **em** aumenta-se, a superfície de contacto disponível às colisões e aumenta-se assim a velocidade.

14. Na catálise o catalisador diminue a Ea aumentando a velocidade da reacção. e o inibidor aumenta a **Ea**, diminuindo a velocidade da reação.

15.



E'a - Energia de activação com inibidor
Ea - Energia de activação normal

REPÚBLICA DE MOÇAMBIQUE

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO E CULTURA

INSTITUTO DE EDUCAÇÃO ABERTA E À DISTÂNCIA - IEDA

PROGRAMA DE ENSINO SECUNDÁRIO À DISTÂNCIA (PESD)

1º CICLO

QUÍMICA

Módulo 5

REPÚBLICA DE MOÇAMBIQUE
MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO E CULTURA
INSTITUTO DE EDUCAÇÃO ABERTA E À DISTÂNCIA - IEDA

PROGRAMA DE ENSINO SECUNDÁRIO À DISTÂNCIA (PESD)
1º CICLO

Ficha técnica

Consultoria:
Rosário Passos

Direcção:
Messias Bila Uile Matusse (Director do IEDA)

Coordenação:
Luís João Tumbo (Chefe do Departamento Pedagógico)

Maquetização:
Fátima Alberto Nhantumbo
Vasco Camundimo

Ilustração:
Raimundo Macaringue
Eugénio David Langa

Revisão:
Abel Ernesto Uqueio Mondlane
Lurdes Nakala
Custódio Lúrio Ualane
Paulo Chissico
Armando Machaieie
Simão Arão Sibinde
Amadeu Afonso

REPÚBLICA DE MOÇAMBIQUE
MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO E CULTURA
INSTITUTO DE EDUCAÇÃO ABERTA E À DISTÂNCIA - IEDA

PROGRAMA DE ENSINO SECUNDÁRIO À DISTÂNCIA (PESD)
1º CICLO

Disciplina de Química

Módulo 5

Elaborado por:
Amadeu Afonso
Filomena Neves da Silva

ÍNDICE

		Pág.
	INTRODUÇÃO ----------	1
Lição 0 1:	Elementos do Grupo V a da Tabela Periódica ----------	1
Lição 02:	Nitrogénio como Representante do Grupo V ----------	9
Lição 03:	Amoníaco ----------	17
Lição 04:	Composto de Nitrogénio (Óxido e Ácidos) ----------	25
Lição 05:	Ácido Nitrico ----------	33
Lição 06:	Equilíbrio Químico ----------	39
Lição 07:	Deslocamento do Equilíbrio Químico ----------	49
Lição 08:	Deslocamento do equilíbrio (Contin.) ----------	59
Lição 09:	Deslocamento do equilíbrio (Conclusão) ----------	67
Lição 10:	Fósforo ----------	75
Lição 11:	Adultos ou Fertilizantes ----------	81
	TESTE DE PREPARAÇÃO ----------	87

Ficha técnica

Consultoria:
Rosário Passos

Direcção:
Messias Bila Uile Matusse (Director do IEDA)

Coordenação:
Luís João Tumbo (Chefe do Departamento Pedagógico)

Maquetização:
Fátima Alberto Nhantumbo
Vasco Camundimo

Ilustração:
Raimundo Macaringue
Eugénio David Langa

Revisão:
Abel Ernesto Uqueio Mondlane
Lurdes Nakala
Custódio Lúrio Ualane
Paulo Chissico
Armando Machaieie
Simão Arão Sibinde
Amadeu Afonso

REPÚBLICA DE MOÇAMBIQUE

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO E CULTURA

PROGRAMA DE ENSINO SECUNDÁRIO À DISTÂNCIA

MENSAGEM DO MINISTRO DA EDUCAÇÃO E CULTURA

Estimada aluna,
Estimado aluno,

Sejam todos bem vindos ao primeiro programa de Ensino Secundário através da metodologia de Ensino à Distância.

É com muito prazer que o Ministério da Educação e Cultura coloca nas suas mãos os materiais de aprendizagem especialmente concebidos e preparados para que você, e muitos outros jovens moçambicanos, possam prosseguir os vossos estudos ao nível secundário do Sistema Nacional de Educação, seguindo uma metodologia denominada por "Ensino à Distância".

Com estes materiais, pretendemos que você seja capaz de adquirir conhecimentos e habilidades que lhe permitam concluir, com sucesso, o Ensino Secundário do 1º Ciclo, que, compreende a 8ª, 9ª e 10ª classes. Com o 1º Ciclo do Ensino Secundário você pode melhor contribuir para a melhoria da sua vida, da sua família, da sua comunidade e do país.

O módulo escrito que tem nas mãos, constitui a sua principal fonte de aprendizagem e que "substitui" o professor que você sempre teve lá na escola. Por outras palavras, estes módulos foram concebidos de modo a poder estudar e aprender sozinho obecendo ao seu próprio rítmo de aprendizagem.

Contudo, apesar de que num sistema de Ensino à Distância a maior parte do estudo é realizado individualmente, o Ministério da Educação e Cultura criou Centros de Apoio e Aprendizagem (A,A) onde, você e os seus colegas, se deverão encontrar com os tutores, para o esclarecimento de dúvidas, discussões sobre a matéria aprendida, realização de trabalhos em grupo e de experiências

laboratoriais, bem como a avaliação do seu desempenho. Estes tutores são facilitadores da sua aprendizagem e não são professores para lhe ensinar os conteúdos de aprendizagem.

Para permitir a realização de todas as actividades referidas anteriormente, os Centros de Apoio e Aprendizagem estão equipados com material de apoio ao seu estudo: livros, manuais, enciclopédias, vídeo, áudio e outros meios que colocamos à sua disposição para consulta e consolidação da sua aprendizagem.

Cara aluna,
Caro aluno,

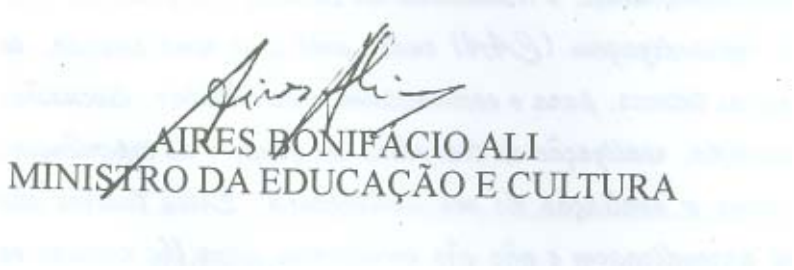
Estudar à distância exige o desenvolvimento de uma atitude mais activa no processo de ensino aprendizagem, estimulando em si a necessidade de dedicação, organização, muita disciplina, criatividade e, sobretudo determinação nos seus estudos.

O programa em que está a tomar parte, enquadra-se nas acções de expansão do acesso à educação desenvolvido pelo Ministério da Educação e Cultura, de modo a permitir o alargamento das oportunidades educativas a dezenas de milhares de alunos, garantindo-lhes assim oportunidades de emprego e enquadramento sócio-cultural, no âmbito da luta contra pobreza absoluta no país.

Pretendemos com este programa reduzir os índices de analfabetismo entre a população, sobretudo no seio das mulheres e, da rapariga em particular, promovendo o equilíbrio do género na educação e assegurar o desenvolvimento da Nossa Pátria.

Por isso, é nossa esperança que você se empenhe com responsabilidade para que possa efectivamente aprender e poder contribuir para um Moçambique Sempre Melhor!

Boa Sorte.

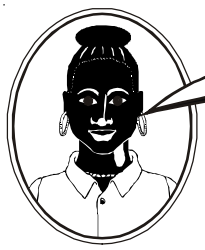


INTRODOÇÃO

Caro aluno! Estamos juntos mais uma vez. É sempre um prazer renovado! Desta vez para estudar o Módulo 5 de Química, da 9ª classe. Sabemos que tem sido um aluno dedicado aos estudos. Queremos dar-lhe os nossos parabéns por ter terminado com éxito, o módulo anterior. Neste módulo, você vai estudar os elementos do 5º grupo principal da Tabela Periódica com particular destaque para o Nitrogénio. A ocorrência, a abundância na Natureza, as propriedades, a obtenção e aplicações dos elementos deste grupo serão aqui tratados. Vai aprender mais sobre um dos ácidos mais importantes do Nitrogénio: o Ácido nítrico.

O equilíbrio químico e os factores que o alteram também serão abordados neste módulo.

Desejamos-lhe um bom estudo e que continue na nossa companhia. Bons estudos.



Bem-vindo de novo, caro aluno! Como sabe, eu sou a Sra. Madalena e vou acompanhá-lo no seu estudo. Se tiver algumas questões sobre a estrutura deste Módulo, leia as páginas seguintes. Caso contrário... pode começar a trabalhar. Bom estudo!

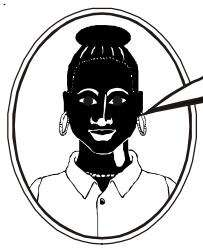
Como está estruturada esta disciplina?

O seu estudo da disciplina de Química é formado por **6 Módulos**, cada um contendo vários temas de estudo. Por sua vez, cada Módulo está dividido em lições. Este **quinto Módulo** está dividido em **11 lições**. Esperamos que goste da sua apresentação!

Como vai ser feita a avaliação?



No final de cada Módulo, apresentamos um **Teste de Preparação**. Este Teste corresponde a uma auto-avaliação. No final do teste você corrige as respostas, e com a ajuda da Sra. Madalena. Depois disso, você decide se está preparado ou não para fazer o Teste de Fim de Módulo com sucesso. A Sra. Madalena irá acompanhá-lo durante o seu estudo.

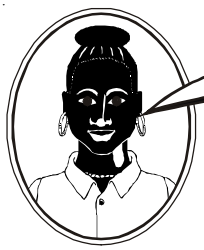


Claro que a função principal do Teste de Preparação, como o próprio nome diz, é ajudá-lo a preparar-se para o Teste de Fim de Módulo, que terá de fazer no **C**entro de **A**poio e **A**prendizagem - **CAA** para obter a sua classificação oficial.
Não se assuste! Se conseguir resolver o Teste de Preparação sem dificuldade, conseguirá também resolver o Teste de Fim de Módulo com sucesso!

Assim que completar o Teste de Fim de Módulo, o Tutor, no **CAA,** dar-lhe-á o Módulo seguinte para você continuar com o seu estudo. Se tiver algumas questões sobre o processo de avaliação, leia o Guia do Aluno que recebeu, quando se matriculou, ou dirija-se ao **CAA** e exponha as suas questões ao Tutor.

Como estão organizadas as lições?

No início de cada lição vai encontrar os **Objectivos de Aprendizagem**, que lhe vão indicar o que vai aprender nessa lição. Vai, também, encontrar uma recomendação para o tempo que vai precisar para completar a lição, bem como uma descrição do material de apoio necessário.



Aqui estou eu outra vez… para recomendar que leia esta secção com atenção, pois irá ajudá-lo a preparar-se para o seu estudo e a não se esquecer de nada!

Geralmente, você vai precisar de mais ou menos meia hora para completar cada lição. Como vê, não é muito tempo!

No final de cada lição, vai encontrar alguns exercícios de auto-avaliação. Estes exercícios vão ajudá-lo a decidir se vai avançar para a lição seguinte ou se vai estudar a mesma lição com mais atenção. Quem faz o controle da aprendizagem é você mesmo.



Quando vir esta figura já sabe que lhe vamos pedir para fazer alguns **exercícios** - pegue no seu lápis e borracha e mãos à obra!

A **Chave de Correcção** encontra-se logo de seguida, para lhe dar acesso fácil à correcção das questões.





Ao longo das lições, vai reparar que lhe vamos pedir que faça algumas **Actividades**. Estas actividades servem para praticar conceitos aprendidos.



Conceitos importantes, definições, conclusões, isto é, informações importantes no seu estudo e nas quais se vai basear a sua avaliação, são apresentadas desta forma, também com a ajuda da Sra. Madalena!

Conforme acontece na sala de aula, por vezes você vai precisar de **tomar nota** de dados importantes ou relacionados com a matéria apresentada. Esta figura chama-lhe atenção para essa necessidade.



E claro que é sempre bom fazer **revisões** da matéria aprendida em anos anteriores ou até em lições anteriores. É uma boa maneira de manter presentes certos conhecimentos.

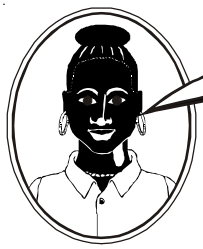


O que é o CAA?

O **CAA - C**entro de **A**poio e **A**prendizagem foi criado especialmente para si, para o apoiar no seu estudo através do Ensino à Distância.



No **CAA** vai encontrar um Tutor que o poderá ajudar no seu estudo, a tirar dúvidas, a explicar conceitos que não esteja a perceber muito bem e a realizar o seu trabalho. O **CAA** está equipado com o mínimo de materiais de apoio necessários para completar o seu estudo. Visite o **CAA** sempre que tenha uma oportunidade. Lá poderá encontrar colegas de estudo que, como você, estão também a estudar à distância e com quem poderá trocar impressões. Esperamos que goste de visitar o **CAA**!



E com isto acabamos esta introdução. Esperamos que este Módulo 5 de Quimica seja interessante para si! Se achar o seu estudo aborrecido, não se deixe desmotivar: procure estudar com um colega ou visite o **CAA** e converse com o seu Tutor.

Bom estudo!

1 Elementos do Grupo V da Tabela Periódica

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Identificar a ocorrência dos elementos do grupo na Natureza.
- Mencionar as características dos elementos do 5º grupo principal da Tabela Periódica

Material de apoio necessário para completar a lição:

- Tabela Periódica

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



INTRODUÇÃO

Certamente que já reparou, caro aluno, que a partir do Módulo 3, as lições estão relacionadas com o estudo de alguns grupos da tabela periódica. Portanto, depois do VII e VI grupos, cabe a vez ao grupo V. Assim, nesta lição, tal como terá observado nas primeiras lições dos outros módulos, o nosso estudo estará orientado à identificação da ocorrência dos elementos e às características gerais do grupo.

Elementos do Grupo V

Caro aluno, com auxílio da Tabela Periódica, procure completar a tabela abaixo.

Tabela 1 – Estrutura electrónica do Nitrogénio e Fósforo.

Símbolo do elemento	Número atómico	Estrutura electrónica
N		
P		

Encontrou alguma semelhança nos dois elementos químicos? Com certeza! Ambos apresentam o mesmo número de electrões de valência (cinco electrões). Ah! Sabe então porque é que pertencem ao quinto grupo.

Sabe agora que pertencem ao grupo V da tabela periódica o Nitrogénio ou Azoto (N), o Fósforo (P), o Arsénio (As), o Antimónio (Sb) e o Bismuto (Bi).

O que acha que acontece com a estrutura electrónica dos outros elementos do grupo? Veja a tabela 2 que lhe apresentamos a seguir:

Tabela 2 – Estrutura electrónica do As, Sb e Bi.

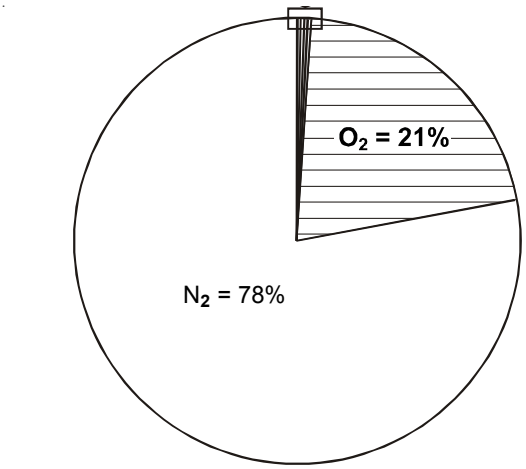
Símbolo do elemento	Número atómico	Estrutura electrónica
As	33	2-8-18-5
Sb	51	2-8-18-18-5
Bi	83	2-8-18-32-18-5

A tabela mostra que a última camada destes elementos contém 5 electrões, o que explica porque pertencem ao grupo V por um lado e por outro revela que apresentam propriedades não-metálicas. No entanto, a capacidade de captar electrões é mais fraca que a dos elementos dos grupos VI e VII!

Estado Natural e Abundância

Os elementos do grupo V, podem ser encontrados na Natureza tanto **livres** como **combinados**. No grupo, o Nitrogénio e o Fósforo são os mais abundantes na Natureza. A sua ocorrência está assim distribuída:

- O **Nitrogénio** existe no ar cerca de três vezes mais do que o Oxigénio. O Nitrogénio também ocorre nas proteínas, em sais (os nitratos), como por exemplo o Nitrato de Sódio ($NaNO_3$) também chamado "Nitrato do Chile, em honra a este país da América latina, onde este sal existe em grande quantidade.



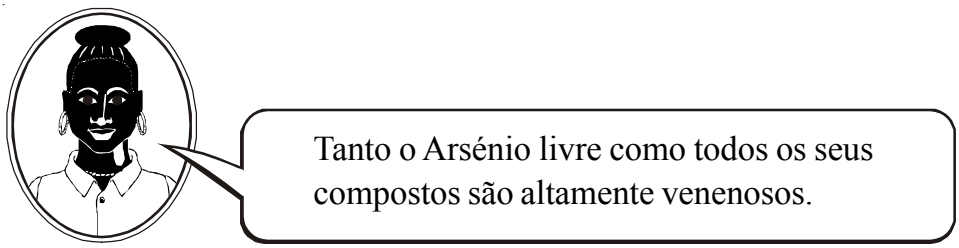


Você saberá ainda mais sobre a ocorrência do Nitrogénio na Natureza quando estudar este elemento em particular, visto ele ser o representante deste grupo.

- O **Fósforo** pertence aos elementos mais ou menos abundantes. O seu teor na crosta terrestre é de cerca de 0,1%. Devido á sua fácil oxidação, o Fósforo não se encontra na Natureza no estado livre, aparece basicamente na forma combinada. Dos compostos naturais do Fósforo, o Fosfato de Cálcio, $Ca_3(PO_4)_2$ é o mais importante; na forma de minério é chamado fosforite, e forma por vezes grandes jazigos. Também se encontra o Fósforo num outro minério denominado apatite.

O Fósforo, assim como o Azoto, são necessários para todos os organismos vivos, visto que eles fazem parte de algumas proteínas tanto de origem vegetal como de origem animal. Nas plantas o Fósforo encontra-se, principalmente, nas proteínas (em sementes); nos organismos dos animais – nas proteínas do leite, sangue, nos tecidos cerebral e nervoso. Além disso, uma grande quantidade do Fósforo está contida nos ossos dos animais superiores.

- O **Arsénio**, cujo nome provém do latim *arsenicum*, encontra-se na Natureza, principalmente, nos compostos com os metais ou Enxofre e raramente no estado livre. O seu teor na crosta terrestre é de 0,0005%.



- O **Antimónio**, cujo nome provém do latim, *stybium*, encontra-se habitualmente na Natureza nos compostos com Enxofre, na forma do antimunite, Sb_2S_3.

- O **Bismuto**, último elemento do grupo V, é um elemento pouco abundante na Natureza. O seu teor na crosta terrestre é de 0,00002%. Encontra-se tanto no estado livre como na forma de compostos.

Características Gerais dos Elementos do Grupo V



Caro aluno! Aconselhámo-lo a pegar no seu modelo de Tabela Periódica para acompanhar passo a passo o que vai aqui ser explicado certo?

- Todos os elementos deste grupo têm 5 electrões na última camada o que significa que têm propriedades não-metálicas.
- A capacidade de captar electrões é mais fraca que a dos elementos dos grupos VI e VII! Já foi explicado porquê.
- As propriedades não-metálicas (ametálicas) do Nitrogénio são mais fracas que as do Oxigénio e muito mais do que as do Flúor.
- Com o aumento do número atómico, as propriedades metálicas aumentam ao longo do grupo. Assim, neste grupo, as propriedades metálicas já se manifestam a partir do Arsénio. o Antimónio já apresenta propriedades metálicas e ametálicas; O Bismuto tem propriedades metálicas acentuadas.
- A electronegatividade diminui de cima para baixo ou seja á medida que aumenta o número atómico.
- Todos os elementos do grupo são sólidos, excepto o Nitrogénio que é gasoso.
- O número de camadas aumenta de cima para baixo. O Nitrogénio tem duas camadas, o Fósforo tem 3, o Arsénio tem 4 camadas, o Antimóio 5 e finalmente o Bismuto, 6.

Veja as propriedades dos elementos do grupo V na tabela 3.

Tabela-3 – Propriedades dos elementos do grupo V.

Nome e símbolo	Número atómico	Estrutura atómica	Massa atómica	Electroneg.	Estado físico	Caracter
Azoto, N	7	2,5	14,00	3,0	Gasoso	Ametal
Fósforo, P	15	2,8,5	31,00	2,2	Sólido	Ametal
Arsénio, As	33	2,8,18,5	75,00	2,1	Sólido	Semi-metal
Antimónio, Sb	51	2,8,18,18,5	122,00	1,8	Sólido	Semi-metal
Bismuto, Bi	83	2,8,18,32,18,5	210,00	1,7	Sólido	Metal



Agora responda às questões que lhe colocamos para poder avaliar o seu grau de assimilação dos conteúdos apreentados.



ACTIVIDADE

1. Assinale com um ✓ as afirmações correctas:

a) No grupo V, o Nitrogénio é o elemento mais abundante do grupo. ☑

b) O Fósforo existe tanto no estado livre como no estado combinado. ☐

c) O Bismuto é um elemento metálico. ☐

d) O Arsénio é muito abundante na Natureza. ☐

2. Como variam as propriedades metálicas ao longo do grupo V da tabela?

_____

_____

_____

3. Complete a frase de modo que esta tenha um sentido quimicamente correcto:

Ao longo do grupo V da tabela periódica, o número atómico **a)**_____de cima para baixo e a electronegatividade **b)**_____de cima para baixo.



Compare as suas respostas com as da Chave de Correcção que lhe apresentamos a seguir!

CHAVE DE CORRECÇÃO

1. a) c)

2. As propriedades metálicas aumentam de cima para baixo ao longo do grupo V da tabela periódica.

3. **a)** aumenta **b)** diminue.



Parabéns por ter acertado em todas. Continue estudando as suas lições com o mesmo empenho.

Antes de ter relações sexuais, esteja preparado(a), certifique-se:

- Gosta mesmo dessa pessoa especial?
- Ambos querem ter relações sexuais?
- Sente-se bem e em segurança com essa pessoa especial?

Então ... utilize um preservativo novo e não arrisque o perigo de doenças ou infecções.

2 Nitrogénio como Representante do Grupo V

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Identificar as propriedades do Nitrogénio.
- Escrever as equações de obtenção de Nitrogénio.

Material de apoio necessário para completar a lição:

- Tabela Periódica

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



INTRODUÇÃO

Caro aluno!

Como aconteceu com os grupos VI e VII, também o grupo V tem um representante. O **Nitrogénio** ou **Azoto**, o primeiro elemento desta família e que pelas suas propriedades e aplicações, merece um tratamento mais diferenciado no grupo.



Vamos dedicar esta lição a estudar o representante do grupo V.

Nitrogénio como Representante do Grupo V

Estado Natural e Abundância

O nome Nitrogénio provém do grego *nytrogenes* que significa "impróprio para a vida" e Azoto que em francês quer dizer "sem vida", pois, os animais colocados numa atmosfera de Nitrogénio puro perdem a vida não porque este seja um elemento venenoso mas devido à ausência de Oxigénio. O seu símbolo químico é por si conhecido, N e a sua fórmula molecular N_2.



Alguma informação sobre a ocorrência do Azoto você obteve-a logo na primeira lição. Vamos no entanto, enriquecê-la, tendo em conta que estamos perante o representante do grupo.

Você sabe já que o Nitrogénio ou Azoto livre, N_2 é uma substância que entra com maior percentagem na composição do ar atmosférico, cerca de 78,2% de volume de Nitrogénio. Os compostos inorgânicos de Azoto na Natureza não são muito abundantes, no entanto, é de destacar o minério Nitrato do Chile, $NaNO_3$, que forma grandes camadas no Oceano Pacífico, no Chile. O solo também contém pequenas quantidades de Nitrogénio, na forma de nitratos. O teor de Azoto na crosta terrestre é de 0,04%. Faz parte da constituição das proteínas que entram na constituição dos seres vivos. Como você pode concluir, o Nitrogénio é realmente um elemento químico abundante na Natureza!



Sabia que sem proteína não há vida? Torna-se claro que é muito importante o papel do Nitrogénio nos seres vivos!

Obtenção do Nitrogénio

O Nitrogénio pode ser obtido tanto via métodos laboratoriais como pelos métodos industriais.

- No **laboratório**, é possível obter o Nitrogénio pela decomposição do Nitrito de Amónio, NH_4NO_2.

  A equação desta reacção é:

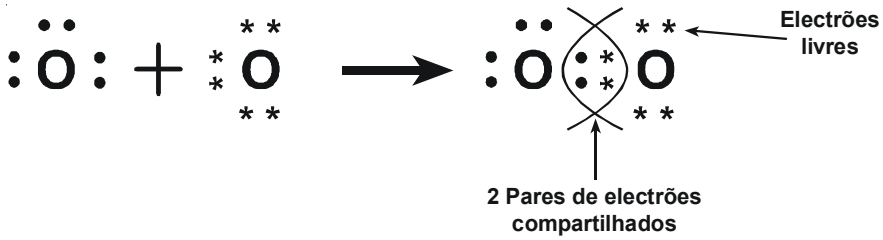
  $$NH_4NO_2 \rightarrow N_2 \uparrow + 2H_2O$$

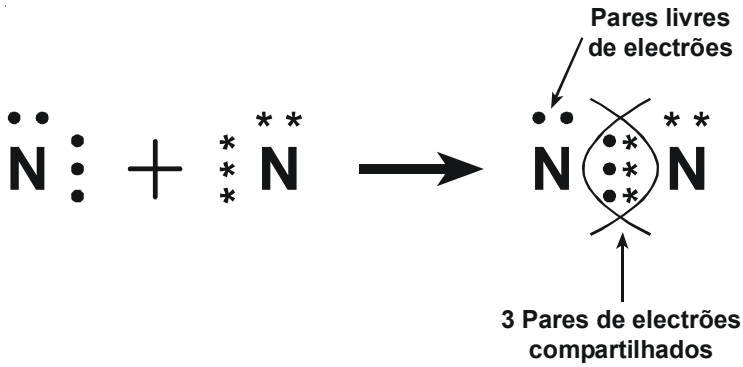
- Na **indústria**, obtém-se o Nitrogénio separando-se este dos outros componentes do ar, por destilação fraccionada do ar. Recorde-se que esta substância entra com maior percentagem na composição do ar atmosférico.

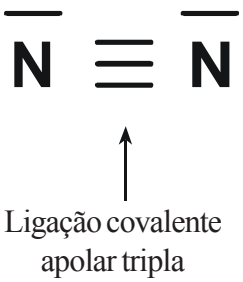
Propriedades Físicas e Químicas do Nitrogénio

Em condições normais, no estado livre, o Nitrogénio (N_2) é um gás, incolor, inodoro, pouco solúvel em água e um pouco mais leve que o ar. Em termos da capacidade reactiva, sugerimos-lhe que, com os dados abaixo, demonstre o estabelecimento da ligação química para a formação das moléculas de N_2 e O_2. Faça as respectivas estruturas de Lewis e depois compare-as. ($_8O$; $_7N$).

Concluída a representação da estrutura de Lewis, certamente você reparou que na molécula de Oxigénio, existem dois pares de electrões compartilhados, enquanto que na molécula de Azoto, existem três pares de electrões compartilhados, o que quer dizer que na molécula de Azoto os átomos estão ligados por ligação covalente apolar tripla.







Com base nesta observação você, pode facilmente concluir que a molécula diatómica de Nitrogénio, N_2, possui uma grande estabilidade o que faz com que seja uma **substância químicamente pouco activa** (**reactiva**).

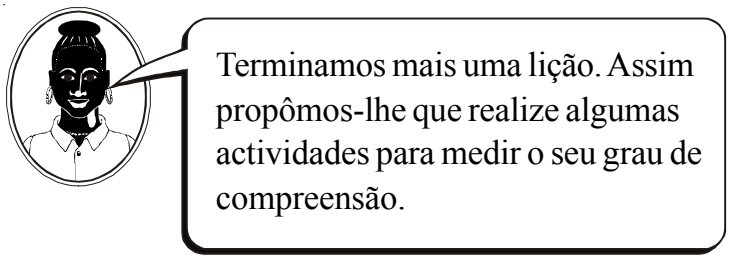
À temperatura ambiente, o Azoto reage apenas com o Lítio. Porém, ao ser aquecido, ele começa a reagir com muitos dos metais como o Magnésio e o Cálcio. Com o Oxigénio, o Nitrogénio começa a reagir a 3000-4000ºC.

O Nitrogénio a altas temperaturas, pressão e na presença de um catalisador reage com o Hidrogénio para formar um composto muito importante que vamos estudar a seguir: O Amoníaco, NH_3, uma substância de grande importância.

Aplicações do Nitrogénio

A principal aplicação do Nitrogénio é na síntise do Amoníaco e de alguns outros compostos.

Sabe-se entretanto que as aplicações das substâncias estão relacionadas com as suas propriedades. Deste modo, por ser uma substância pouco activa quimicamente, o Nitrogénio emprega-se no preenchimento de lâmpadas e para criação do meio inerte na realização industrial de algumas reacções químicas.





ACTIVIDADE

1. Cite duas fontes naturais do Azoto.

_____

_____

_____

2. Indique três propriedades físicas do Nitrogénio.

_____

_____

_____

_____

3. Explique por palavras suas a razão da fraca ou pouca reactividade química do Azoto.

_____

_____

_____

_____

_____

4. Assinale com um ✓ a equação da reacção química certa de obtenção do Azoto no laboratório:

a) $NH_4NO_2 \rightarrow N_2\uparrow + 2H_2O$ ☑

b) $4NH_3 + 3O_2 \rightarrow 2NH_3 + 2N_2\uparrow$ ☐

c) $Mg_3N_2 \rightarrow 3Mg + N_2\uparrow$ ☐

5. Assinale com um ✓o método de obtenção indústrial do Azoto na indústria:

a) A partir da evaporação da água do mar. ☐

b) A partir de jazigos subterrâneos. ☐

c) A partir da destilação fraccionada do ar líquido. ☑



Compare então as suas respostas com as da Chave de Correcção que lhe apresentamos a seguir!

CHAVE DE CORRECÇÃO

1. O Azoto encontra-se na Natureza no ar atmosférico e sob forma de minérios como os nitratos (Nitrato do Chile).

2. O Nitrogénio é um gás incolor, insípido e pouco solúvel em água.

3. A existência de uma ligação tripla entre os dois átomos que formam a molécula N_2 cria uma fraca reactividade química deste, em condições normais.

4. a)

5. c)



Acertou em todas? Se sim, você está de Parabéns! Então pode passar para lição seguinte. Se é que teve dificuldades, volte a ler a sua lição ou junte-se a um colega e, juntos discutam os aspectos que estão se tornando difíceis para si. Coragem!

Uma gravidez não planeada irá mudar a sua vida.

Concretize os seus sonhos e as suas ambições.

Faça planos para o seu futuro! Por isso **evite a gravidez prematura** abstendo-se da actividade sexual.

3 Amoníaco

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Escrever as equações das reacções químicas de obtenção do Amoníaco.
- Mencionar as aplicações do Amoníaco.

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



INTRODUÇÃO

O Nitrogénio molecular é uma substância pouco reactiva. No entanto, uma das grandes aplicações suas é na obtenção do Amoníaco.

Nesta lição, veremos então, como é que se pode obter o Amoníaco a partir do Nitrógenio. Também como ficaremos a saber das aplicações deste.

Amoníaco, NH_3

Obtenção

O Amoníaco é um dos compostos mais utilizados na indústria. Vamos pois, aprender como obtê-lo! De referir que, pode ser obtido tanto no laboratório, como na indústria.

- No **laboratório**, obtém-se o Amoníaco aquecendo o Cloreto de amónio, NH_4Cl, com a cal apagada, $Ca(OH)_2$. A equação desta reacção é:

$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + 2H_2O + 2NH_3 \uparrow$$

É capaz de explicar o que significa a seta para cima? Recorda-se certamente que uma seta para cima indica que a substância em questão é um gás e, assim sendo, a tendência deste é de se libertar ou escapar. Exacto!

O Amoníaco por ser menos denso que o ar, é recolhido em recipientes com a boca virada para baixo.

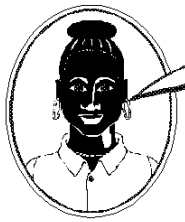
- Na **indústria**, o Amoníaco, NH_3 obtém-se da reacção entre N_2 e H_2 num **forno de contacto**. O processo de obtenção industrial do Amoníaco denomina-se **Haber-Bosch**. É um processo bastante económico pois, utiliza a água como matéria prima para a obtenção do Hidrogénio e o ar para a obtenção de Nitrogénio.

Como ocorre então o processo de obtenção de Amoníaco pelo processo de Haber-Bosch?

À temperatura ambiente, o Nitrogénio não reage com o Hidrogénio (lembre-se que o Nitrogénio possui umafoi fraca reactividade química, em condições normais). Porém, em condições especiais como pressão alta (250 atmosferas), temperatura elevada (500ºc) e na presença de um catalisador (mistura de Ferro e alguns óxidos) a reacção ocorre. É uma reacção exotérmica, isto é, liberta calor e é reversível ou seja ocorre nos dois sentidos.

A equação da reacção é:

$$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3 \uparrow \quad Q = -92,1kJ$$



Caro aluno, como deve se recordar, Q = -92,1 kJ, significa que a reacção é exotérmica e o valor do calor libertado é de 92,1 kJ.
Esta é também uma reacção em equilíbrio! Ainda não sabe o que isto significa mas, ainda neste módulo vai aprender.

Propriedades Físicas

À temperatura e pressão normais, o Amoníaco é um gás, incolor de cheiro sufocante e característico. É menos denso que o ar, altamente solúvel em água: 1 volume de água dissolve à temperatura ambiente 700 volumes de Amoníaco! É realmente um gás muito solúvel!

A solução de Amoníaco em água é chamada de "alcali volátil".

Com o aumento da temperatura, a solubilidade do Amoníaco diminui e, portanto, ele liberta-se a partir da solução concentrada ao ser aquecida, o que, por vezes, é aplicado no laboratório para se obter pequenas quantidades de Amoníaco gasoso.

Propriedades Químicas

Diferentemente do Nitrogénio, o Amoníaco é relativamente activo; reage com muitas substâncias.

1. Se se deixar passar a corrente do NH_3 pelo tubo introduzido num outro mais largo onde passa o oxigénio, o Amoníaco arde com chama verde pálida formando-se água e Azoto livre:

A equação que traduz a reacção acima descrita é:

$$4NH_3 + 3O_2 \rightarrow 6H_2O + 2N_2 \uparrow$$

2. O Amoníaco, NH_3, apresenta propriedades básicas. Reage com ácidos formando sais de Amónio. Por exemplo, reagindo-o com o Ácido clorídrico, forma-se Cloreto de amónio, NH_4Cl:

$$NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$$

3. O NH_3 com água dá uma reacção alcalina ou básica formando o Hidróxido de amónio, NH_4OH. Esta é uma reacção reversível, isto é, ocorre nos dois sentidos: á medida que se forma o produto, este decompõe-se novamente:

$$NH_3 + H_2O \rightleftarrows NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

Aplicações do Amoníaco e dos seus Sais

O Amoníaco e seus sais têm grandes aplicações. Senão vejamos:

- O Amoníaco (que em condições normais é um gás) pode facilmente ser transformado em líquido. Durante o processo de evaporação do amoníaco líquido, ocorre uma grande absorção de calor. Deste modo, o Amoníaco líquido aplica-se nas diferentes instalações frigoríficas.

- As soluções aquosas do Amoníaco empregam-se nos laboratórios químicos, na indústria química para a obtenção do Ácido nítrico e outras substâncias que contêm Azoto e ainda na Medicina.

- O Amoníaco liquefeito é um excelente adubo, fornecendo Nitrogénio facilmente assimilável pelas plantas.

- Os adubos nitrogenados como o Sulfato de amónio, $(NH_4)_2SO_4$, Nitrato de amónio, $(NH_4)NO_3$ e a Uréia, $CO(NH_2)_2$, pertencem aos adubos mais importantes.

- O Cloreto de amónio ou "sal amoníaco", NH_4Cl, é aplicado na indústria de tecidos, na soldadura e nas pilhas galvânicas.



Apresentamos-lhe de seguida um esquema que resume a obtenção e aplicações do Amoníaco e seus sais.

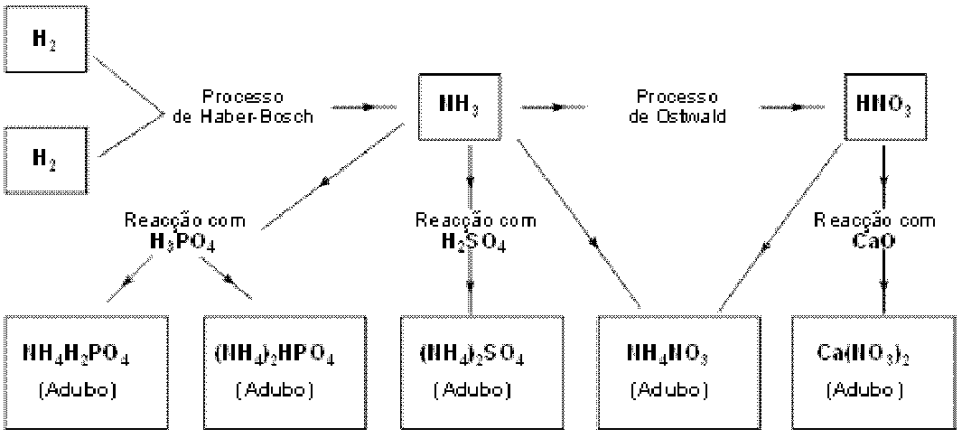
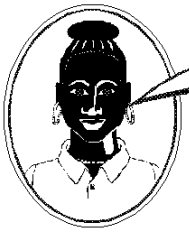


Fig.2 Resumo dos processos de obtenção do Amoníaco e suas aplicações



Certamente ficou tudo mais claro sobre a obtenção e diferentes uso do Amoníaco. Este esquema teve exactamente esse propósito.

A resposta às questões abaixo ajudá-lo-a a ficar com uma idéia mais clara do que aprendeu até agora sobre o grupo da família do Nitrogénio ou Azoto!



ACTIVIDADE

1. Explique por palavras suas a razão da inércia química do Azoto.

_____

_____

_____

_____

2. Assinale com um ✓ a afirmação correcta sobre a equação da reacção de obtenção do Azoto no laboratório:

a) $NH_4NO_2 \rightarrow N_2 \uparrow + 2H_2O$ ☑

b) $4NH_3 + 3O_2 \rightarrow 2NH_3 + 2N_2 \uparrow$ ☐

c) $Mg_3N_2 \rightarrow 3Mg + N_2 \uparrow$ ☐

3. Assinale com um V ou F, conforme a afirmação seja verdadeira ou falsa, sobre o método de obtenção indústrial do Azoto na indústria:

	V/F
a) A partir da evaporação da água do mar.	☐
b) A partir da destilação fraccionada do ar líquido.	☐
c) A partir de jazigos subterrâneos.	☐

4. Complete e acerte as equações que se seguem:

a) $NH_3 + HCl \rightarrow$

b) $H_2 + N_2 \rightarrow$

c) $NH_3 + H_2O \rightleftarrows$

5. Descreva o processo de Haber-Bosch para a obtenção de Amoníaco na indústria.

6. Escreva a equação de obtenção de Amoníaco no laboratório.



Fácil? Compare então as suas respostas com as da Chave de Correcção.

CHAVE DE CORRECÇÃO

1.

Na molécula de Azoto os átomos estão ligados por ligação tripla. Assim, a molécula diatómica de Nitrogénio, N_2, possui uma grande estabilidade o que faz com que seja uma **substância químicamente pouco activa**.

2.a)

3. b)

4.

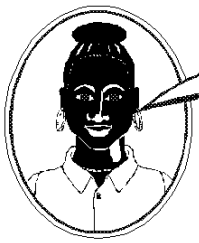
a) $NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$

b) $3H_2 + N_2 \rightarrow 2NH_3$

c) $NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4OH$

5.

À temperatura ambiente, o Nitrogénio não reage com o Hidrogénio. Porém, em condições especiais como pressão alta (250 atmosferas), temperatura elevada (500ºc) e na presença de um catalisador (mistura de Ferro e alguns óxidos) reacção ocorre. É uma reacção exotérmica, e reversível.



Acertou em todas? Se sim, muitos Parabéns! Significa que você sabe como obter o Amoníco e para que serve . Se no entanto teve dificuldades em responder a mais duas questões, aconselhámo-lo a reler de novo esta lição e resolver mais uma vez as questões. Não desanime!

4 Composto de Nitrogénio (Óxidos e Ácidos)

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Identificar as propriedades dos óxidos de Nitrogénio
- Mencionar as propriedades do Ácido Nitroso

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



INTRODUÇÃO

Caro aluno!

Além de existir na forma livre, o Nitrogénio também corre na forma combinada, isto é, sob forma de compostos. Aliás, apesar da fraca reactividade que este apresenta, em condições específicas, reage com metais e ametais formando diferentes compostos.

É dos compostos que o Nitrogénio forma que vamos estudar nesta lição, em particular os óxidos e ácidos.

Com certeza muito é já por si sabido sobre os óxidos no geral. Aprenderá no entanto, algumas particularidades dos óxidos de Nitrogénio sobre Óxidos. Para tal esperamos que valendo-se do pré-conhecimento que já tem, o estudo destes seja mais fácil para si. Sucessos.

Compostos de Nitrogénio

Óxidos de Nitrogénio

Tal como muitos elementos ametálicos, o Nitrogénio apresenta mais de uma valência. Assim sendo, pode formar uma variabilidade de compostos dependendo da valência. Com o Oxigénio, o Nitrogénio forma 5 tipos diferentes de óxidos, N_2O, NO, NO_2, N_2O_3, N_2O_5 valendo-se das suas 5 valências: I, II, III, IV e V, respectivamente.
Vamos estudar apenas alguns dos óxidos de Nitrogénio.

Óxido de Nitrógenio (IV) ou Dióxido de Nitrogénio - NO_2

O Óxido de Nitrógenio IV ou Dióxido de Azoto, NO_2 é um gás, de cor castanha-avermelhada. Apresenta um cheiro forte e é venenoso. Condensa-se facilmente num líquido avermelhado. Aquecendo-se o NO_2 gasoso a sua cor torna-se cada vez mais escura e, a 140ºC, torna-se um gás de cor quase preta.



Os vapores de NO_2 são venenosos! A sua respiração provoca uma irritação forte das vias respiratórias e pode levar ao envenenamento sério.

O Dióxido de Nitrogénio é bem solúvel em água e, reage com ela formando os **ácidos nítrico e nitroso**. No entanto, o Ácido nitroso é instável e decompõe-se.

$$2NO_2 + H_2O \rightarrow HNO_3 + HNO_2$$

Óxido de Ntrogénio (II) ou Monóxido de Nitrogénio - NO

O Óxido de Azoto (II), NO, representa um gás incolor praticamente insolúvel em água.

É um **óxido indiferente**, isto é, **não reage com outras substâncias**. Portanto, não reage nem com água e, nem com ácidos, bases, etc.

Óxido de Nitrogénio (I) - N_2O

O Óxido de Nitrogénio (I) é um gás incolor, inodoro, de sabor adocicado. É pouco solúvel em água. Não reage nem com água, nem com ácidos nem com bases. É também um óxido indiferente. Misturado com Oxigénio aplica-se como anestesia (é um anestésico).
Grandes quantidades de N_2O excitam o sistema nervoso daí ser conhecido como **"gás hilariante"**.

Na tabela a seguir apresentamos-lhe um resumo do estudo dos três óxidos de Nitrogénio. Os espaços em branco devem ser completados por si caro aluno!

Fórmula	Nome	Propriedades	Obtenção laborat.	Aplicação
NO_2	Dióxido de Azoto ou Óxido de Nitrogénio (IV)	Gás de cor castanha-avermelhada, odor irritante. Reage com água.		NO e NO_2 são intermediários na obtenção de HNO_3 a partir do NH_3.
NO	Óxido de Nitrogénio (II) ou Monóxido de Azoto	Gás incolor, insolúvel em água. Praticamentente não reage.		
N_2O	Óxido de Nitrogénio (I), ou "gás hilariante"	Gás incolor, sabor adocicado e pouco solúvel em água.		Como anestésico



Vamos de seguida estudar outros compostos de Nitrogénio: os ácidos.

Ácidos de Nitrogénio

Caro aluno! Seria interessante se pegasse de novo no módulo 6 da 8ª classe para reler as lições que se referem aos ácidos, principalmente a sua composição química, suas propriedades e nomenclatura.



Vamos rever algumas propriedades comuns dos ácidos?

Propriedades Comuns dos Ácidos

Você sabe que os ácidos apresentam um conjunto de propriedades que os caracterizam. Por esta razão diz-se que pertencem á mesma **função química** que neste caso é a **função ácido**.

Indique no espaço dado três propriedades comuns a todos os ácidos?

1. _____

2. _____

3. _____

Acreditamos que tenha conseguido! O conjunto de propriedades comuns que caracterizam a função química ácido são:

- Avermelham a solução ou tintura azul de tornasol.
- Mantêm incolor a solução alcoólica de fenolfetaleína.
- Conduzem a corrente eláctrica.
- Têm sabor azedo.

Valendo-se do facto de apresentar muitas valências, o Nitrogénio forma dois ácidos, onde o átomo de Nitrogénio apresenta números de oxidação diferentes: + 3, no **HNO_2 e** +5, no **HNO_3.**

Porque já aprendeu as regras da nomenclatura dos ácidos, propômos-lhe que no espaço dado, dê nomes a estes dois ácidos de Nitrogénio:

HNO_2 _____

HNO_3 _____



Vejamos de seguida as particularidades de um dos ácidos com mais pormenor.

Ácido Nitroso, HNO_2

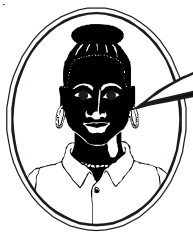
Sob acção do Ácido sulfúrico diluído sobre o Nitrito de Sódio, obtém-se o Ácido nitroso, HNO_2:

$$2NaNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2HNO_2$$

O Ácido nitroso é uma substância instável e existe apenas nas soluções aquosas muito diluídas. Ao aquecer a solução, o HNO_2 decompõe-se:

$$2HNO_2 \rightarrow NO + NO_2 + H_2O$$

Os sais do Ácido nitroso chamam-se **nitritos**.
Com excepção do Nitrito de Prata, os restantes nitritos formam cristais bem solúveis em água. O Nitrito de Sódio, $NaNO_2$ é aplicado na produção de diferentes corantes.



Pela importância especial que o Ácido nítrico tem, faremos seu estudo de forma particular na próxima lição. Para já propômos-lhe a resolução de algumas questões como forma de avaliar seu grau de assimilação desta matéria.



ACTIVIDADE

1. Calcule o nox de Nitogénio no HNO_2 e HNO_3.

2. Escreva as fórmulas químicas e os nomes de três óxidos de Azoto.

_____

_____

_____

_____

_____

3. Assinale com um ✓ as afirmações verdadeiras:

a) O N_2O é um gás incolor, inodoro que se aplica como anestésico. ✓

b) O NO é também conhecido como "gás hilariante". ☐

c) O NO é um gás incolor, insolúvel em água. ☐

d) O NO_2 é um gás venenoso que se liquefaz facilmente. ☐

4. Escreva a equação de obtenção de Ácido Nitroso a partir do Ácido sulfúrico diluído com Nitrito de Sódio.



Foi fácil não é? Então compare as suas respostas com as que lhe apresentamos na Chave de Correcção que se encontra já a seguir.



CHAVE DE CORRECÇÃO

1.

Sabendo que o nox de Oxigénio é sempre –2, e do Hidrogénio é +1, calcula-se o nox desconhecido (neste caso do Nitrogénio) no HNO_2:

$$+1+x+2\bullet(-2)=0$$
$$x-3=0$$
$$x=+3$$

Para o HNO_3, o procedimento é o mesmo:

$+1+x+3\bullet(-2)=0$

$x-5=0$

$x=+5$

2.

N_2O – Óxido de nitrogénio (I),

NO – Óxido de Nitrogénio (II),

NO_2 – Óxido de Nitrogénio (IV).

Nota: Pode ser qualquer outro óxido de Nitrogénio desde momento que a fórmula e o nome estejam correctamente escritos.

3. a) c) d)

4. $2NaNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2HNO_2$



Tínhamos a certeza que conseguiria responder às questões. Parabéns! Passe para a próxima lição, conforme referimos vamos estudar o outro ácido de Nitrogénio, por sinal o mais importante na economia e indústria.

5 Ácido Nítrico

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Escrever as equações das reacções de obtenção do Ácido nítrico.
- Mencionar as propriedades e aplicações do Ácido nítrico.

Tempo necessário para completar a lição:

- 30 minutos



INTRODUÇÃO

De entre todos os ácidos conhecidos, o Ácido nítrico é um dos ácidos mais importantes da indústria química, juntamente com os Ácidos sulfúrico e clorídrico.

Vamos, então, nesta lição dedicar uma atenção específica às particularidades deste ácido, sobretudo ao procedimento para a sua obtenção, às características e aplicações.

Ácido Nítrico - HNO_3

Obtenção e Propriedades

Como ácido que é, o Ácido nítrico apresenta todas as características gerais típicas da função ácido.

O Ácido nítrico puro é um líquido incolor de densidade 1,51 g/cm^3 que a - 42ºC congela transformando-se numa massa cristalina transparente. Ao ser exposto ao ar, o HNO_3, (tal como acontece com o Ácido clorídrico), forma um "nevoeiro" visto que o HNO_3 gasoso (Nitrato de Hidrogénio) forma com a água do ar pequenas gotinhas de Ácido nítrico.

Industrialmente, obtém-se o HNO_3 pelo **processo de Otswald**, que envolve uma sequência de reacções que começam com a oxidação do Amoníaco.

Ao estudar as propriedades químicas do Amoníaco, aprendeu que este arde no seio do Oxigénio tendo como produtos da reacção Água e Azoto livre:

$$4NH_3 + 3O_2 \rightarrow 6H_2O + 2N_2 \uparrow$$

No entanto, na presença de catalisadores e a 750ºC, a oxidação do Amoníaco pode decorrer de maneira diferente, isto é, formam-se outros produtos:

$$4NH_3 + 5O_2 \xrightarrow{cat} 4NO + 6H_2O + 907kJ$$

O Óxido de Azoto(II), NO formado transforma-se facilmente em Dióxido de Azoto, NO_2, que, reagindo com água na presença do Oxigénio do ar, origina o Ácido nítrico, HNO_3.

Podemos resumir o processo de Otswald no seguinte esquema:

$$NH_3 \xrightarrow{O_2} NO \xrightarrow{O_2} NO_2 \xrightarrow{H_2O} HNO_3$$

O Ácido nítrico não é muito estável. Concentrado decompõe-se lentamente á luz ou sob aquecimento, libertando O_2 e NO_2:

$$4HNO_3 \rightarrow 4NO_2 \uparrow + O_2 \uparrow + 2H_2O$$

As cores amarelo ou castanho do HNO_3 concentrado devem-se ao NO_2 dissolvido que é uma **substância venenosa**. Deste modo, os fumos de HNO_3 não devem ser inalados.

1. O Ácido nítrico é um um dos oxidantes mais enérgicos. Ataca quase todos os metais (excepto o Ouro e a Platina). No entanto, a acção do Ácido nítrico sobre os metais, geralmente não liberta Hidrogénio.

2. Reage com óxidos de metais formando sal e água

$$2HNO_3 + CaO \rightarrow Ca(NO_3)_2 + H_2O$$

3. Reage com bases formando sal e água

$$2HNO_3 + Mg(OH)_2 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + H_2O$$

Aplicações do Ácido Nítrico e seus Sais

Como já foi anteriormente referido o Ácido nítrico tem larga aplicação. Aplica-se em grandes quantidades na preparação de:

- Adubos azotados;
- Explosivos;
- Corantes orgânicos;
- Vernizes de celulose;
- Películas de cinema e
- Como oxidante em muitos processos químicos.



E já sabido que, o Ácido nítrico forma sais. Os sais do Ácido nítrico chamam-se **nitratos.**

.Quando aquecidos, os nitratos decompõem-se

$$2KNO_3 \rightarrow 2KNO_2 + O_2 \uparrow$$

Os nitratos de Sódio, Potássio, Amónio e Cálcio são conhecidos vulgarmente pelo nome de **salitres** e, apresentam muitas aplicações:

- O **Nitrato de Sódio ou salitre do Chile, $NaNO_3$**, na Natureza encontra-se em grande quantidade apenas no Chile.
- O **Nitrato de Potássio, KNO_3, ou salitre de Bengala** encontra-se na Natureza em pequenas quantidades.
- Estes dois sais empregam-se como adubos, no fabrico de vidro e na indústria alimentar para conservação de géneros alimentícios.
- O Nitrato de Cálcio, $Ca(NO_3)_2$, ou salitre de Noruega, aplica-se como adubo.
- O Nitrato de amónio, NH_4NO_3, aplica-se como adubo.



Como forma de avaliar seu grau de assimilação desta matéria, responda às questões que se seguem.



ACTIVIDADE

1. Escreva a sequência de equações de obtenção Ácido nítrico pelo método de Otswald.

2. Explique a que se deve a formação de "nevoeiro" quando o $HNO_3(g)$ é exposto ao ar.

3. Cite três aplicações do Ácido nítrico.



Agora compare as suas respostas com as da Chave de Correcção que lhe damos já a seguir.

CHAVE DE CORRECÇÃO

1.
$$NH_3 \xrightarrow{O_2} NO \xrightarrow{O_2} NO_2 \xrightarrow{H_2O} HNO_3$$

2. Ao ser exposto ao ar, o HNO_3, (tal como acontece com o Ácido clorídrico), forma um "nevoeiro" visto que o HNO_3 gasoso (Nitrato de Hidrogénio) forma com a água do ar pequenas gotinhas de Ácido nítrico.

3. O Ácido nítrico utiliza-se na produção de adubos, corantes e explosivos.



Chegamos ao fim de mais uma lição deste módulo! Esperámos que tenha achado interessante estudar o Ácido nítrico e seus sais. Passe para a próxima lição.

6 Equilíbrio Químico

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Definir reacção reversível
- Definir equilíbrio químico.
- Mencionar as condições de equilíbrio de uma reacção química.

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



INTRODUÇÃO

Caro aluno!

Muitas vezes imaginámos que as reacções químicas decorrem até ao fim, num único sentido: **reagentes → produtos**. Por outras palavras, que os reagentes são totalmente gastos ou consumidos, convertendo-se em produtos da reacção.

No entanto, saiba que nem sempre que os reagentes estão em contacto entre si, se convertem totalmente em produtos.

Assim, nesta lição vamos ver quando é que ocorre a conversão total dos reagentes em produtos e, quando é que não ocorre. E, o que se deve fazer para "forçar" a reacção de modo a se formarem mais produtos.

Reacções irreversíveis e reversíveis

Comecemos por considerar situações seguintes:

- Reacção do Zinco com Ácido nítrico concentrado.

Se introduzirmos certa quantidade de Zinco e Ácido nítrico num tubo de ensaio, se a quantidade do Ácido nítrico, HNO_3, fôr suficiente, a reacção decorre e termina somente quando todo o Zinco, Zn, se dissolver.

$$Zn + 4HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$$

No entanto, se tentarmos realizar a reacção em sentido contrário, isto é, fazer passar Dióxido de Azoto, NO_2, através de uma solução de Nitrato de Zinco, $Zn(NO_3)_2$, esta última reacção não ocorre.

Portanto, existem reacções químicas que decorrem em apenas um sentido: dos **reagentes para os produtos**. E, nunca no sentido oposto. A este tipo de reacções chamamos de **reacções irreversíveis**.



Reacções irreversíveis – são reacções que ocorrem num único sentido.

Podemos então concluir que a interacção do Zinco com o Ácido nítrico é uma **reacção irreversível**.

São exemplo de reacções irreversíveis:

$$C + O_2 \rightarrow CO_2$$

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$$

Genericamente podemos dizer:

$$A + B \rightarrow C$$

As reacções irreversíveis decorrem até ao fim, isto é, até ao desgaste por completo de um dos reagentes.

- Reacção de síntese do Amoníaco

Se se misturar uma mole de Azoto com três moles de Hidrogénio e se se criar no sistema condições favoráveis ao processamento da reacção e, dentro de algum tempo se fizer uma análise da mistura gasosa, os resultados desta análise mostrarão que no sistema se encontrará não só o produto da reacção (o Amoníaco), mas também substâncias iniciais (o Azoto e o Hidrogénio).

$$3H_2 + N_2 \rightarrow 2NH_3$$

Se nas mesmas condições se colocar em vez das substâncias inicias, isto Nitrogénio e Hidrogénio, mas sim o Amoníaco, pode se verificar que uma parte do Amoníaco se decomporá em Nitrogénio e Hidrogénio. A relação final entre as quantidades de todas as três substâncias será a mesma que no caso inicial.

$$2NH_3 \rightarrow 3H_2 + N_2$$

Isto mostra-nos que existem reacções em que os reagentes formam produtos que por seu turno os produtos voltam a originar àqueles reagentes. A este tipo de reacções em que os reagentes formam produtos que de novo se transformam nos reagentes, dá-se o nome de **reacções reversíveis.**



Reacções reversíveis – são reacções que ocorrem simultaneamente em dois sentidos opostos.

As reacções reversíveis são representados com **dupla seta**, $\rightleftarrows$. A primeira indica o sentido da formação de produtos da **reacção directa**, aquela cujos produtos estão no lado direito e, a segunda, o sentido da formação dos produtos da **reacção inversa**, cujos produtos estão no lado esquerdo.

A reacção de síntese do Amoníaco é um exemplo de reacção reversível e, é correctamente escrita assim:

São igualmente exemplos de reacções reversíveis:

$$H_2 + I_2 \rightleftarrows 2HI$$

$$2NO + O_2 \rightleftarrows 2NO_2$$

Genericamente representa-se uma reacção reversível:

$$A + B \underset{\text{r. inversa}}{\overset{\text{r.directa}}{\rightleftarrows}} C$$

Assim, de acordo com o sentido de decurso da reacção podemos classificar as reacções químicas em dois tipos:

- Reacções irreversíveis;
- Reacções reversíveis. $3H_2 + N_2 \rightleftarrows 2NH_3$



Reacções irreversíveis, processam-se apenas num sentido.
Reacções reversíveis decorrem tanto no sentido directo, como no inverso.

Decurso de Reacções Reversíveis

Numa reacção reversível:

- No início a velocidade da reacção directa é elevada, ao passo que a velocidade da reacção inversa é igual a zero.
- Com o decorrer do tempo, a reacção prossegue, a quantidade das substâncias iniciais diminui e a sua concentação decresce. A quantidade dos produtos aumenta. Em consequência disso **diminui a velocidade da reacção directa**.
- Simultaneamente, começa a processar-se a reacção inversa, em que se desgasta a quantidade dos então produtos e aumenta por seu a quantidade dos então reagentes. Consequentemente a **velocidade da reacção inversa aumenta** gradualmente.
- Com a diminuição da velocidade da reacção directa e aumento da velocidade da reacção inversa, chega-se a um instante em que as duas velocidades se igualam. Quando isso acontece, dizemos que a reacção reversível está em **equilíbrio químico**.



Equilíbrio químico – é um estado das reacções reversíveis em que as velocidades das reacções directa e inversa são iguais, e as concentrações dos participantes é constante.

Quando se atinge o equilíbrio químico não significa que se chegou ao **fim da reacção**, ela **continua a decorrer**, só que não é visível a olho nu e não há variação das concentrações. Face a isso, dizemos que o **equilíbrio químico é dinâmico**.

Podemos representar uma reacção em equilíbrio através de equação química ou através de gráfico.

Consideremos a reacção reversível:

$$A + B \underset{v_2}{\overset{v_1}{\rightleftarrows}} C$$

Onde v_1 corresponde á velocidade da reacção directa e v_2 á velocidade da reacção inversa.

Graficamente representa-se o decurso dessa reacção da seguinte maneira:

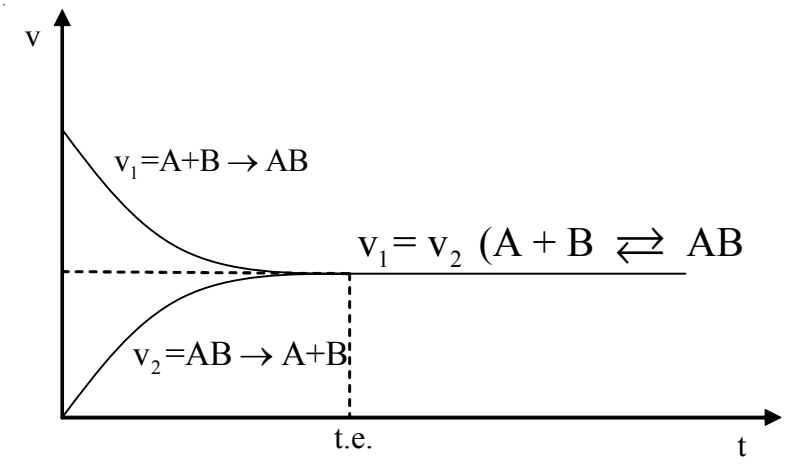


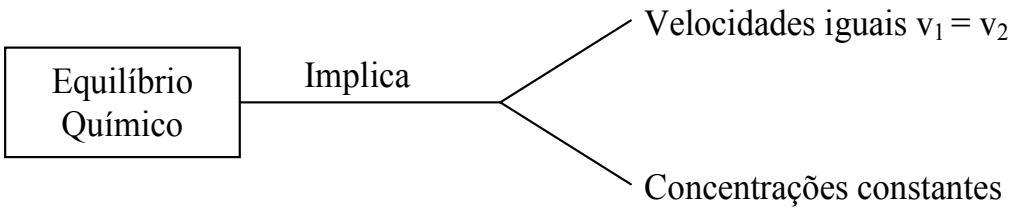
Fig.1 Representação gráfica de uma reacção química em equilíbrio



Uma reacção reversível está em equilíbrio quando:

- Velocidades das reacções directa e inversa são iguais: $v_1 = v_2$
- Concentrações dos reagentes e dos produtos constantes.

Esquematicamente temos:





Resolva então alguns exercícios que como sabe vão lhe ajudar a avaliar o seu grau de assimilação dos conteúdos que aprendeu nesta lição.



ACTIVIDADE

1. Desenhe, no espaço dado, o diagrama da reacção em equilibrio, dada a equação química:

$N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3$

2. Assinale com um ✓ as afirmações correctas:

a) O estado de equilibrio quimico significa ausência de reacções químicas. ☑

b) No estado de equilibrio, as velocidades das reacções directa e inversa são iguais. ☐

c) No estado de equilibrio, as concentrações são constantes. ☐

d) No estado de equilibrio, as velocidades das reacções directa e inversa são diferentes. ☐

3. Qual é a principal diferença entre reacções irreversíveis e reacções reversíveis?

_____

_____

_____

_____

4. Dê exemplo de equações de:

a) Duas reacções irreversíveis

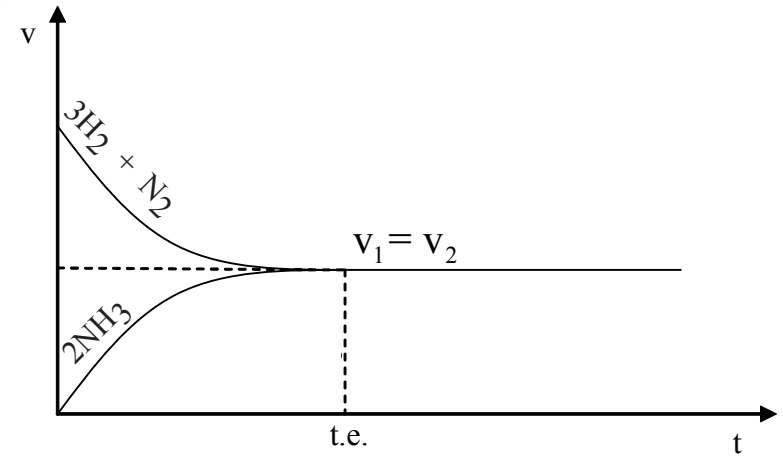
b) Duas reacções reversíveis.



Terminada a resolução das perguntas compare as suas respostas com as da Chave de Correcção que lhe apresentamos já a seguir.

CHAVE DE CORRECÇÃO

1.



2. b) c)

3. A reacção irreversível ocorre apenas num sentido. A reacção reversível decorre simultaneamente tanto no sentido directo, como no inverso.

4.

a)

$C + O_2 \rightarrow CO_2$

$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$

b)

$H_2 + I_2 \rightleftarrows 2HI$

$2NO + O_2 \rightleftarrows 2NO_2$



Acertou em todas? Parabéns pela sua força de vontade de aprender e pela assimilação exemplar. Continue estudando para saber mais sobre o equilibrio químico. Se é que errou em mais que duas questões, volte a ler sua lição e procure novamente responder às questões que errou. Força!

Antes de ter relações sexuais, esteja preparado(a), certifique-se:

- Gosta mesmo dessa pessoa especial?
- Ambos querem ter relações sexuais?
- Sente-se bem e em segurança com essa pessoa especial?

Então ... utilize um preservativo novo e não arrisque o perigo de doenças ou infecções.

7 Deslocamento do Equilibrio Químico

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Enunciar o princípio de Le Chatellier
- Mencionar os factores que influenciam o deslocamento do equilibrio.
- Explicar a acção da concentração para o deslocamento do equilíbrio.

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



INTRODUÇÃO

Da lição anterior, ficou sabendo que durante o decurso de uma reacção reversível chega-se a um instante tal em que a velocidade da reacção directa torna-se igual à da reacção inversa, o que corresponde ao alcance do que chamamos de **estado de equilíbrio**.

Foi igualmente referido que no estado de equilíbrio as concentrações dos reagentes são iguais às dos produtos. E, não ocorre desgaste total dos reagentes e nem dos produtos.

Nesta lição, vamos identificar os factores que nos permitem "forçar" uma reacção em equilíbrio de modo a se deslocar ou decorrer mais para à direita (reacção directa) ou para à esquerda (reacção inversa). De igual modo vamos conhecer o princípio que explica o mecanismo de deslocamento do equilíbrio.

Deslocamento do Equilibrio Químico

Comecemos por uma "brincadeira" que nos permitirá estabelecer uma comparação que facilitará esclarecer o que acontece numa reacção em equilíbrio e o que ocorre quando há um deslocamento.

Com certeza que você já viu, nas lojas ou mercearias o processo de pesagem, por exemplo, do feijão. Quando se tem 1 kg devidamente pesado, o prato dos pesos de comparação fica "equilibrado" ou "nivelado" com o que tem o feijão.

No entanto, se se acrescentar um pouco mais de feijão, os pratos desequilibram-se, isto é, a balança fica com os pratos desnivelados, onde o de feijão pesa mais e fica abaixo, enquanto que o dos pesos fica em cima. Por outro lado, diminuindo demais a quantidade de feijão, também a balança se desequilibra.

É necessário muito cuidado para que a quantidade de feijão que está num dos pratos da balança e os pesos estejam em equilíbrio. Esse "estado de equilíbrio" identifica-se facilmente pois os dois pratos da balança ficam no mesmo nível.

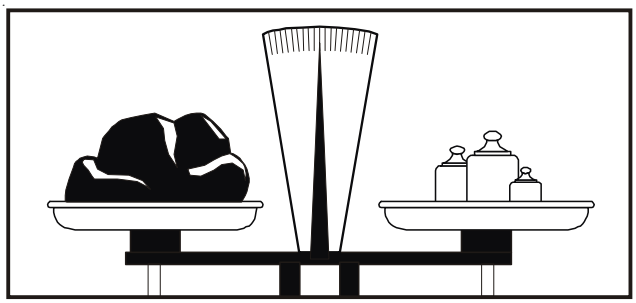


Fig. Quando se pesa alguma coisa, estabelece-se um equilíbrio entre os dois pratos da balança

Caro aluno, em reacções reversíveis acontece algo semelhante.
Dado um sistema em equilíbrio, entende-se por **deslocamento de equilíbrio qualquer alteração numa das velocidades provocando modifiicações nas concentrações das substâncias em equilíbrio.**

Deste modo, se um sistema se encontra no estado de equilíbrio, este manter-se-á assim desde que as **condições externas se conservem constantes**. No caso de se alterarem as condições, o sistema deixará de estar em equilíbrio, as velocidades dos processos directo e inverso alterar-se-ão.

Vamos agora aprender uma lei ou um princípio que é muito importante e que ajuda-nos a perceber como se processa o deslocamento do equilíbrio – **o Princípio de Le Chatellier**



Princípio de Le Chatelier

"Quando um sistema em equilíbrio é perturbado, ele reage no sentido de anular o efeito desta perturbação e restabelecer o equilíbrio".

Fica mais fácil compreender o principio de Le Chatellier se compararmos com o que acontece num dia frio. Ao darmos conta que a temperatura do corpo sofreu uma " perturbação" e alterou o equilíbrio na temperatura do nosso corpo, reagimos no sentido de anular esta "perturbação" e restabelecer o equilíbrio. Como fazemos? Isso...! Agasalhámo-nos mais, isto é, cobrimos mais o nosso corpo para conservar o calor e voltamos à situação confortável que existia anteriormente.

Vamos ver mais um exemplo?

Quando sentimos fome, sentimo-nos fracos, sem energia. O que fazemos para anular o efeito desta "perturbação" ao nosso equilíbrio? Exactamente! Procuramos alimentos que permitirão o restabelecimento das energias gastas, anulando assim o efeito provocado pela fome.



Acreditamos que os exemplos dados estejam claros para si. Entretanto, a essência do princípio de Le Chatelier ficará mais clara mais adiante, não se apoquente! Para tal vejamos quais os factores que provocam o deslocamento do equilíbrio químico.

Factores que Provocam o Deslocamento do Equilíbrio Químico

Os factores que promovem o deslocamento do equilíbrio químico são:

- Concentração
- Pressão
- Temperatura



Caro aluno, vamos, em seguida, estudar cada um dos factores que provoca o deslocamento do equilíbrio e ver exemplos de aplicação do principio de Le Chatelier.

Vamos supor que se preparou um chá com uma quantidade equilibrada de açucar. Entretanto chega alguém e "altera o equilíbrio" do chá preparado adicionando água ao chá. Com certeza que se quisermos voltar à quantidade equilibrada do açúcar e a água bastaria:

1ª – Aumentar a quantidade de açúcar para anular o efeito do acréscimo da água.

2ª – Diminuir a quantidade de líquido de modo a corresponder á quantidade de açúcar existente no copo. Naturalmente esta é mais difícil, porém possível.

Torna-se notório que aumentando ou diminuindo a acção de um determinado factor, pode-se deslocar o estado de equilíbrio de uma reacção reversível.

Concentração

Consideremos a reacção reversível abaixo, em equilíbrio, o que acontece quando se perturba o equilíbrio:

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftarrows 2HI_{(g)}$$

- **Aumentando a concentração de H_2**, logicamente passamos a ter mais reagentes que produtos. Para anular este desequilíbrio, ocorrerá um deslocamento do equilíbrio químico da **esquerda (reagentes**) para à **direita (produtos)**, isto é, no sentido da formação do HI, para consumir o participante em excesso, neste caso H_2, até que novamente se restabeleça o equilíbrio.
- **Aumentando a concentração de I_2**, igualmente os reagentes se tornam excessivos em relação aos produtos pelo que, ocorrerá um deslocamento do equilíbrio químico da **esquerda** para à **direita**, isto é, no sentido da formação do HI, para **consumir o participante em excesso,** neste caso I_2.
- **Aumentando a concentração de HI**, a concentração dos produtos torna-se maior que a dos reagentes, portanto, há um desequilíbrio. Neste caso, haverá tendência a restabelecer o equilíbrio, para tal, ocorrerá um deslocamento do equilíbrio químico da **direita** para à **esquerda**, isto é, no sentido da formação do H_2 e I_2, para consumir o participante em excesso, neste caso HI.
- **Diminuindo a concentração de H_2**, passa-se a ter menor concentração dos reagentes em relação aos produtos. Para compensar o desequilíbrio, ocorrerá um deslocamento do equilíbrio químico da **direita** para à **esquerda**, isto é, no sentido da formação do H_2 e I_2, para repor o participante em falta, neste caso H_2.

- **Diminuindo a concentração de I_2**, ocorrerá algo similar que no caso anterior, um deslocamento do equilíbrio químico da **direita** para à **esquerda**, isto é, no sentido da formação do H_2 e I_2, para repor o participante em falta, neste caso I_2.

- **Diminuindo a concentração de HI**, claro que passamos a ter menos produtos em relação aos reagentes, desequilibrando assim o sistema. Para compensar ocorrerá um deslocamento do equilíbrio químico da **esquerda** para à **direita**, isto é, no sentido da formação do HI, para repor o participante em falta, neste caso HI.



Conclusão:

- Aumentando a concentração de um dos participantes, o equilíbrio desloca-se para o lado oposto ao que sofreu aumento.
- Diminuindo a concentração de um dos participantes, o equilíbrio desloca-se para o lado que sofreu a diminuição.

Portanto, dada uma reacção em equilíbrio, haverá deslocamento deste:

- Da **esquerda para à direita** se**:**
  - Se aumentar a concentração de um dos reagentes (H_2 ou I_2) ou de ambos;
  - Se diminuir a concentração do produto (HI).
- Da **direita para a esquerda** se:
  - Se diminuir a concentração de um dos reagentes (H_2 ou I_2) ou de ambos;
  - Se aumentar a concentração do produto da reacção (HI).



Vejamos mais um exemplo. Dada equação de uma reacção em equilíbrio:

$$2NH_{3(g)} \rightleftarrows 3H_{2(g)} + N_{2(g)}$$

Para deslocar o equilíbrio **da esquerda para à direita** bastará:

- Aumentar a concentração do Amoníaco, NH_3;
- Diminuir a concentração de H_2 ou N_2 ou então de ambos.

Para deslocar o equilíbrio **da direita** para à **esquerda** bastará:

- Aumentar a concentração de H_2 ou N_2 ou de ambos;
- Diminuir a concentração do NH_3.

RESUMINDO

Aumento da concentração de um participante ⇒ deslocamento no **sentido da reacção que consome esse participante**.
Diminuição da concentração de um participante ⇒ deslocamento **no sentido da reacção que produz esse participante**.



Agora responda às questões que se seguem de modo a avaliar o seu grau de assimilação desta matéria.



ACTIVIDADE

1. Considere o sistema em equilíbrio:

$2AB \rightleftarrows A_2 + B_2$

O que acontecerá com o equilíbrio químico se:

a) Se aumentar a concentração de A_2?

_____

_____

b) Se aumentar a concentração de AB?

_____

_____

c) Se diminuir a concentração de B_2?

_____

_____

2. Dada a equação geral de uma reacção em equilíbrio:

$G + W \rightleftarrows GW$

a) Que alterações na concentração dos participantes provocam um deslocamento do equlíbrio para a esquerda?

3. Em que sentido ocorre o deslocamento do equilíbrio químico quando se aumenta a concentração de qualquer um dos reagentes na reacção:

$2NO + O_2 \rightleftarrows 2NO_2$



Agora compare as suas respostas com as que se encontram na Chave de Correcção que vem já a seguir.

CHAVE DE CORRECÇÃO

1.

a) Deslocamento do equilíbrio para à esquerda.

b) Deslocamento do equilíbrio para à direita.

c) Deslocamento do equilíbrio para à direita.

2. O deslocamento do equilíbrio para a esquerda será conseguido se:

a) Se aumentar a concentração de GW;

b) Se diminuir a concentração de G;

c) Se diminuir a concentração de W.

d) Se diminuir a concentração de G e W.

3. Aumentando a concentração de qualquer um dos reagentes o equilíbrio desloca-se para à direita.

A CÓLERA

A **cólera** é uma doença que provoca muita **diarreia, vómitos e dores de estômago**. Ela é causada por um micróbio chamado vibrião colérico. Esta doença ainda existe em Moçambique e é a causa de muitas mortes no nosso País.

Como se manifesta?

O **sinal mais importante** da cólera é uma **diarreia** onde as fezes se parecem com água de arroz. Esta diarreia é frequentemente acompanhada de dores de estômago e vómitos.

Pode-se apanhar cólera se:

- Beber água contaminada;
- Comer alimentos contaminados pela água ou pelas mãos sujas de doentes com cólera;
- Tiver contacto com moscas que podem transportar os vibriões coléricos apanhados nas fezes de pessoas doentes;
- Utilizar latrinas mal-conservadas;
- Não cumprir com as regras de higiene pessoal.

Como evitar a cólera?

- Tomar banho todos os dias com água limpa e sabão;
- Lavar a roupa com água e sabão e secá-la ao sol;
- Lavar as mãos antes de comer qualquer alimento;
- Lavar as mãos depois de usar a latrina;
- Lavar os alimentos antes de os preparar;
- Lavar as mãos depois de trocar a fralda do bébé;
- Lavar as mãos depois de pegar em lixo;
- Manter a casa sempre limpa e asseada;
- Usar água limpa para beber, fervida ou tratada com lixívia ou javel;
- Não tomar banho nos charcos, nas valas de drenagem ou água dos esgotos.

8 Deslocamento do Equilíbrio (continuação)

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Aplicar o princípio de Le Chatelier no deslocamento do equilíbrio químico.
- Explicar a acção da pressão para o deslocamento do equilíbrio

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



INTRODUÇÃO

Caro aluno!

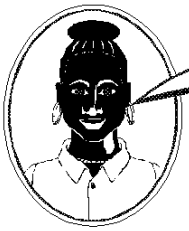
Estudamos na lição anterior o efeito da concentração no deslocamento do equilíbrio. Continuemos analisando o segundo factor que pode provocar o deslocamento do equilíbrio, a pressão.

Tal como a concentração, a influência da pressão far-se-á sentir mediante o seu aumento ou diminuição, numa reacção reversível já em equilíbrio. Entretanto, aumenta-se ou diminui-se a pressão sobre todo o sistema e não apenas no lado dos reagentes ou dos produtos da reacção como acontecia com a concentração.

Assim sendo, convidamos-lhe, caro aluno a seguir atentamente a nossa apresentação.

Deslocamento do Equilíbrio por Acção da pressão

Vejamos como se aplica o princípio de Le Chatellier no deslocamento do equilíbrio químico quando há variação da pressão!



Caro aluno, falamos da influência da pressão em reacções em que estão envolvidas **substâncias gasosas**.

Quanto menor fôr o volume do recipiente, maior é a pressão que se exerce nele e, quanto maior o volume do recipiente, menor a pressão.

Portanto, quando se fala de **pressão**, é importante igualmente a referência ao **volume**. E como dissemos, são **inversamente proporcionais** pois, maior pressão corresponde a menor volume e, vice-versa.

Analisemos a influência da alteração da pressão num sistema em equilíbrio. Consideremos a equação da reacção química em equilíbrio:

$$2NO_{2(g)} \rightleftarrows N_2O_{4(g)}$$

Dada uma equação de uma reacção química, é necessário, antes de mais, **determinar o volume total dos reagentes** e o **volume total dos produtos**. Isso é possível bastando para o efeito **somar o número de moles total dos reagentes** por um lado e **o número de moles total dos produtos** por outro. O **número de moles** corresponde **aos coeficientes de acerto da equação.**

Na nossa equação teremos:

$$\begin{array}{ccc} 2NO_{2(g)} & \rightleftarrows & N_2O_{4(g)} \\ \downarrow & & \downarrow \\ (2\,mol) & & (1\,mol) \\ \text{2 volumes} & & \text{1volume} \end{array}$$

Mais um exemplo:

$$2SO_{2(g)} + O_2 \rightleftarrows 2SO_{3(g)}$$

$$\downarrow \qquad \downarrow \qquad \downarrow$$

$$\underbrace{2\,mol + 1\,mol}_{3\,mol} \qquad 2\,mol$$

$$\underbrace{2\,vol + 1\,vol}_{3\,vol} \qquad 2\,vol$$

Acção da Pressão no Equilíbrio

De acordo com o Princípio de Le Chatelier tem-se:



- **Aumentar a pressão** num sistema gasoso, implica deslocar o equilíbrio no **sentido da reacção com menor volume**.
- **Diminuir a pressão** num sistema gasoso, implica deslocar o equilíbrio **no sentido da reacção com maior volume**.

Voltando à nossa primeira equação em que já identificamos os volumes, vejamos para onde se deslocará o equilíbrio sob **acção da pressão**:

$$2NO_{2(g)} \rightleftarrows N_2O_{4(g)}$$

$$\downarrow \qquad \downarrow$$

2 volumes 1volume

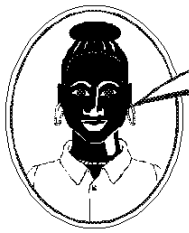
- **Aumentando a pressão sobre o sistema**, haverá deslocamento do equilíbrio químico da **esquerda para à direita**, isto é, no sentido da formação do N_2O_4, que é o **sentido da reacção com menor volume** (1 volume).

- **Diminuindo a pressão sobre o sistema** , ocorrerá o deslocamento do equilíbrio químico da **direita para à esquerda**, isto é, no sentido da decomposição do N_2O_4 e formação de NO_2, que é o **sentido da reacção com maior volume** (2 volumes).



Na reacção dada, o equilíbrio químico desloca-se:

- **da esquerda para à direita** se, se **aumentar a pressão** sobre o sistema.
- **da direita para à esquerda** se, se **diminuir a pressão** sobre o sistema.



Para o nosso segundo exemplo, que também já determinamos os volumes, teremos:

$$2SO_{2(g)} + O_2 \rightleftarrows 2SO_{3(g)}$$

$$\downarrow \quad \downarrow \quad \downarrow$$

$$\underbrace{2\text{vols} + 1\text{vol}}_{3} \quad 2\text{vol}$$

- **Aumentando a pressão sobre o sistema**, ocorrerá o deslocamento do equilíbrio químico da **esquerda para à direita**, isto é, no sentido da formação do SO_3 que é o **sentido da reacção com menor volume** (2 volumes).

- **Diminuindo a pressão sobre o sistema** , ocorrerá o deslocamento do equilíbrio químico da **direita para à esquerda**, isto é, no sentido da formação de SO_2 e O_2 que é o **sentido da reacção com maior volume** (3 volumes).



Na reacção dada, o equilíbrio químico desloca-se:

- **da esquerda para à direita** se, se **aumentar a pressão** sobre o sistema.
- **da direita para à esquerda** se, se **diminuir a pressão** sobre o sistema.



Nota: Quando os volumes dos reagentes e dos produtos da reacção são iguais, isto é, têm o mesmo valor numérico, a pressão não exerce influência sobre o deslocamento do equilíbrio.

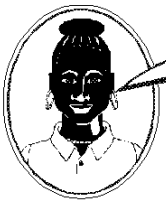
Vejamos o exemplo a seguir.

$$H_{2(g)} + I_2 \rightleftarrows 2HI_{(g)}$$

$$\downarrow \quad \downarrow \quad \downarrow$$

$$\underbrace{1vol + 1vol}_{2vol} \quad 2vol$$

Neste exemplo, temos dois volumes nos reagentes e dois volumes nos produtos da reacção. Deste modo, aumentando ou diminuindo a pressão sobre o sistema, o equilíbrio químico não é afectado.



Estamos quase no fim da nossa lição mas, antes disso, resolva as questões que lhe apresentamos como forma de medir o quanto você assimilou esta matéria.



ACTIVIDADE

1. Em que sentido ocorrerá o deslocamento do equilíbrio para as reacções químicas seguintes, se se aumentar a pressão nos sistemas:

a) $N_2O_{4(g)} \rightleftarrows 2NO_{2(g)}$

b) $2H_2O_{(g)} \rightleftarrows 2H_{2(g)} + O_{2(g)}$

c) $2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2NO_{2(g)}$

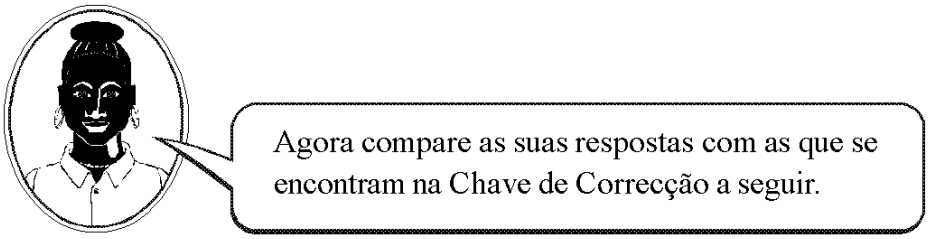
2. Em que sentido ocorrerá o deslocamento do equilíbrio para as reacções químicas seguintes, se se diminuir a pressão sobre os sistemas:

a) $CO_{(g)} + NO_2 \rightleftarrows CO_{2(g)} + NO_{(g)}$

b) $2H_2O_{2(g)} \rightleftarrows 2H_2O_{2(g)} + O_{2(g)}$

c) $3C_2H_{2(g)} \rightleftarrows C_6H_{6(g)}$

3. Na equação: $3C_2H_{2(g)} \rightleftarrows C_6H_{6(g)}$ indique para que lado se desloca o equilíbrio químico quando se diminui a pressão.
Justifique.



CHAVE DE CORRECÇÃO

1.

a) Deslocamento do equilíbrio para a esquerda.

b) Deslocamento do equilíbrio para a esquerda.

c) Deslocamento do equilíbrio para a direita.

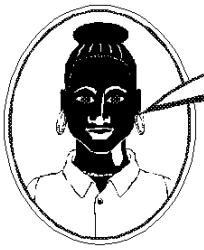
2.

a) Não ocorre deslocamento.

b) Deslocamento do equilíbrio para à direita.

c) Deslocamento do equilíbrio para à esquerda.

3. Deslocamento para à esquerda. No sentido de maior volume pois a pressão é inversamente proporcional ao volume.



Esperamos que não tenha tido dificuldades para resolver estas questões. Se de facto acertou em todas as questões, você está de Parabéns e continue, passando para a próxima lição. Se é que errou em mais que duas questões, volte a ler a sua lição, sobretudo na matéria referente às questões que errou e, resolva novamente as perguntas erradas. Se no entanto persistirem as dificuldades, não hesite em visitar o CAA, que o tutor lhe ajudará a esclarecer as suas dúvidas. Coragem!

9 Deslocamento do Equilíbrio (Conclusão)

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Aplicar o princípio de Le Chatelier no deslocamento do equilíbrio químico.
- Explicar a acção da temperatura para o deslocamento do equilíbrio

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos

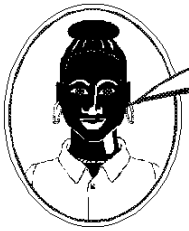


INTRODUÇÃO

Como referimos antes, são três factores que influenciam o deslocamento do equilíbrio: a concentração a pressão e a temperatura. Depois de termos visto como é que os primeiros dois influenciam, nesta lição dedicaremos o nosso estudo ao efeito da temperatura.

Se é que você entendeu bem os primeiros dois factores, com certeza que você entenderá com muita facilidade a influência da temperatura.

Deslocamento do Equilíbrio por Acção da Temperatura



Por conveniência e, porque provavelmente você pode ter-se esquecido de alguns pormenores referentes a **reacções termoquímicas (reacções exotérmicas e endotérmicas)**, que aprendeu no Módulo 7 da 8ª classe, começaremos por fazer uma revisão dos aspectos que serão fundamentais para a boa compreensão. No entanto, seria bom que revisitasse esse módulo para melhores esclarecimentos.



FAZENDO REVISÕES...

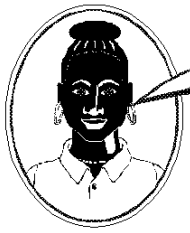
Na 8ª classe estudou um capítulo que estuda o **calor envolvido** nas reacções químicas - **a Termoquímica**. Sabe então que as reacções químicas classificam-se em **exotérmicas** e **endotérmicas**.

O que é então uma reacção exotérmica? Complete a frase de modo que esta tenha um significado correcto:

- Reacção exotérmica é aquela que ocorre com _____ de calor.

Muito bem. Faça o mesmo para uma reacção endotérmica:

- Reacção endotérmica é aquela que ocorre com _____ de calor.



Exactamente! Você escreveu a palavra **libertação** no espaço em branco da primeira frase e **absorção** no espaço em branco da segunda frase. De facto, reacções exotérmicas são as que ocorrem acompanhadas de libertação de calor, enquanto que as endotérmicas, ocorrem com absorção de calor.

Você sabe também que as reacções exo e endotérmicas podem ser representadas através de diagramas (gráficos) e através de equações termoquímicas. Estas últimas são equações químicas onde se especifica entre outras coisas, o estado físico dos reagentes e dos produtos da reacção e o calor da reacção.

Vejamos alguns exemplos de equações termoquímicas.

Exemplo 1

$$SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2SO_{3(g)} + 197Kj$$

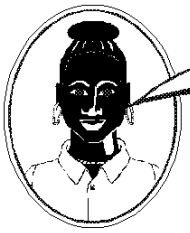
Esta é uma reacção **exotérmica**. Esta mesma reacção pode ser escrita com o calor da reacção representado de outras maneiras mas indicando sempre que se trata de uma reacção exotérmica. Vejamos essas maneiras:

$$SO_{2(g)} + O_{2(g)} - 197\,Kj \rightleftarrows 2SO_{3(g)}$$

Repare que nesta equação, mudámos o calor da reacção de um membro (dos produtos) para outro (dos reagentes) e por isso mudámos de sinal.

$$SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2SO_{3(g)}\ ,\quad Q = -197Kj$$

Nesta equação, o calor da reacção não faz parte dos membros da equação. Por ser uma reacção exotérmica o valor numérico do calor é antecedido pelo **sinal negativo**, portanto, o calor é menor que zero, $Q = < 0$.



Note bem caro aluno! A reacção directa, isto é, a reacção de obtenção de Trióxido de Enxofre, SO_3, é **exotérmica**, o calor da reacção aparece com sinal negativo ($Q=-197Kj$; $Q=<0$). Assim sendo, a reacção inversa, isto é da decomposição do SO_3 em SO_2 e O_2 é **endotérmica**.

Exemplo 2

$$2F_{2(g)} + O_{2(g)} + 197Kj \rightleftarrows 2OF_{2(g)}$$

Esta é uma reacção **endotérmica**. Esta mesma reacção pode ser escrita com o calor da reacção representado de outras maneiras mas indicando sempre que se trata de uma reacção endotérmica:

$$2F_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2OF_{2(g)} - 197Kj$$

Repare que nesta equação, mudamos o calor da reacção de um membro (dos reagentes) para outro (dos produtos) e por isso mudamos de sinal.

$$2F_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2OF_{2(g)} \text{ , } Q=+197Kj$$

Nesta equação, o calor da reacção não faz parte dos membros da equação. Por ser uma reacção endotérmica o valor numérico do calor é antecedido pelo **sinal positivo**, portanto, o calor é maior que zero, $Q=>0$.

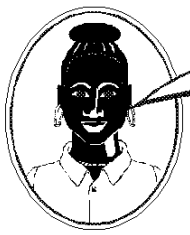


A forma mais usada actualmente é a última, em que o valor do calor aparece depois da equação, estando antecedido de sinal positivo ou negativo $A+B \rightleftarrows AB$, $Q=\pm X$ Kj .

O calor que aparece indicado é sempre referente à reacção directa, isto é, aquela que os produtos estão à direita e, consequentemente para a reacção inversa basta mudar o sinal.

Acção da Temperatura no Equilíbrio

Vejamos então como se aplica o princípio de Le Chatelier no deslocamento do equilíbrio químico quando há variação da temperatura!



- Aumentar a temperatura num sistema em equilíbrio implica deslocar o equilíbrio no **sentido da reacção endotérmica**.
- Diminuir a temperatura num sistema em equilíbrio implica deslocar **no sentido da reacção exotérmica**.

Analisemos a influência da alteração da temperatura num sistema em equilíbrio. Para tal consideremos a equação:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftarrows 2NH_{3(g)} \quad , \quad Q = -92,1Kj$$

Com base no calor dado, a reacção directa é exotérmica e a inversa endotérmica.

- **Um aumento de temperatura no sistema**, favorece a **reacção endotérmica**, neste caso a de decomposição de Amoníaco em N_2 e H_2. Significa que ocorrerá um deslocamento do equilíbrio químico da **direita para à esquerda**.
- **Diminuindo a temperatura no sistema** favorecemos a reacção **exotérmica**, a que ocorre no sentido da formação do NH_3. Significa que o equilíbrio químico desloca-se da **esquerda para à direita**.

RESUMINDO

Na reacção dada, o equilíbrio químico desloca-se:

- **da esquerda para à direita** se, se **diminuir a temperatura** no sistema, pois favorecemos a reacção exotérmica.
- **da direita para à esquerda** se, se **aumentar a temperatura** no sistema, pois favorecemos a reacção endotérmica.

Mais um exemplo tornará o assunto mais claro!

$$2F_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2OF_{2(g)} \quad Q = +197Kj$$

De acordo com o calor dado, a reacção directa é endotérmica e a inversa exotérmica.

- **O Aumento da temperatura no sistema**, favorece a reacção que precisa e consome o calor, **a reacção endotérmica**. Portanto, o equilíbrio químico desloca-se da **esquerda para à direita**.
- **Diminuindo a temperatura no sistema** , favorecemos a reacção que ocorre com libertação de calor, a **reacção exotérmica.** Neste caso o equilíbrio químico desloca-se da **direita para à esquerda**.

RESUMINDO

Na reacção dada, o equilíbrio químico desloca-se:

- **da esquerda para à direita** se, se **aumentar a temperatura** no sistema, pois favorece a reacção endotérmica.
- **da direita para à esquerda** se, se **diminuir a temperatura** no sistema, visto favorecer a reacção exotérmica.



Caro aluno, agora responda às questões que lhe colocamos para verificar se de facto está a assimilar bem esta matéria.



ACTIVIDADE

1. Considere o sistema em equilíbrio

$2HI_{(g)} \rightleftarrows H_{2(g)} + I_{2(g)}, Q > 0$

O que acontecerá com o equilíbrio químico se:

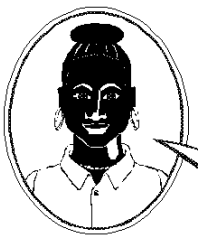
a) Se aumentar a temperatura?

b) Se diminuir a temperatura?

2. Como é que o factor temperatura pode influenciar os equilíbrios químicos abaixo de modo a deslocá-los para à direita? Justifique.

a) $2H_2O_{2(g)} \rightleftarrows 2H_2O_{2(g)} + O_{2(g)}$ $Q>0$

b) $3C_2H_{2(g)} \rightleftarrows C_6H_{6(g)}$, $Q<0$



Agora compare as suas respostas com as que se encontram na Chave de Correcção a seguir.

CHAVE DE CORRECÇÃO

1.

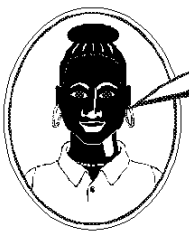
a) Deslocamento do equilíbrio para à direita.

b) Deslocamento do equilíbrio para à esquerda.

2.

a) Aumentando a temperatura, ocorre um deslocamento do equilíbrio para à direita pois a reacção directa é endotérmica e fica beneficiada com o aumento da temperatura.

b) Diminuindo a , ocorre deslocamento do equilíbrio para à direita pois a reacção directa é exotérmica e fica beneficiado com dimuição de t..



Certamente não teve dificuldades em resolver estas questões. Parabéns! Prossiga estudando a próxima lição. Se, no entanto, enfrentou dificuldades em responder determinadas questões, junte-se a um colega e estudem juntos. Com certeza juntos melhor superarão as dificuldades. Força!

10 Fósforo

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Identificar as propriedades do Fósforo
- Identificar os principais compostos de Fósforo

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



INTRODUÇÃO

Caro aluno!

Para além do Nitrogénio já bastante estudado nas lições anteriores, vimos em lições iniciais deste módulo que também fazem parte do grupo V, o Fosforo (P), o Arsénio (As), o Antimónio (Sb) e o Bismuto (Bi).
Vamos, nesta lição aprender algo sobre outro elemento deste grupo – o **Fósforo**. Vamos ver as suas características e aplicações, além dos compostos que ele forma.

Fósforo

Estado Natural e Abundância

O Fósforo pertence aos elementos mais ou menos abundantes na Natureza; o seu teor na crosta terrestre é de cerca de 0,1%. Devido à sua oxidação fácil, o Fósforo não se encontra no estado livre na Natureza.

O Fósforo ocorre na Natureza como *fosforite*, um minério de fórmula $Ca_3(PO_4)_2$, (Fosfato de Cálcio), que forma por vezes grandes jazigos.

Frequentemente encontra-se também o mineral *apatite* que contém, além de $Ca_3(PO_4)_2$, o CaF_2 ou $CaCl_2$. Ocorre também nos ossos e dentes dos animais.

Tal como o Azoto, o Fósforo é necessário para os organismos vivos, visto ele fazer parte de algumas proteínas, tanto de origem animal como vegetal. Nas plantas, o Fósforo encontra-se principalmente nas proteínas das sementes; nos organismos dos animais – nas proteínas de leite, sangue, nos tecidos cerebral e nervoso. Além disso, uma grande quantidade do Fósforo está contida nos ossos dos animais superiores e nos dentes.

Propriedades

O Fósforo elementar pode apresentar-se sob forma de três variedades alotrópicas principais: o **Fósforo branco,** o **Fósforo vermelho** e o **Fósforo negro**.

Recorda-se certamente do conceito de alotropia. É capaz de dizer em que consiste? Exactamente!



Alotropia é a propriedade que têm determinados elementos químicos de formar mais de uma substância simples por átomos de mesmo elemento químico.

O Enxofre, o Fósforo entre outros elementos químicos apresentam esta propriedade como você aprendeu quando estudou o Enxofre.

O **Fósforo branco** quando puro, é completamente incolor e transparente para fins comerciais é habitualmente pintado a cor amarela e parecido com a cera. É insolúvel em água e bem solúvel em Sulfureto de Carbono, CS_2. Ao ser exposto ao ar, o Fósforo branco oxida-se muito rapidamente. A oxidação produz na escuridão uma luminescência a que também se dá o nome de fosforescência. Daí o nome "Fósforo" que , traduzido do grego significa "portador de luz".

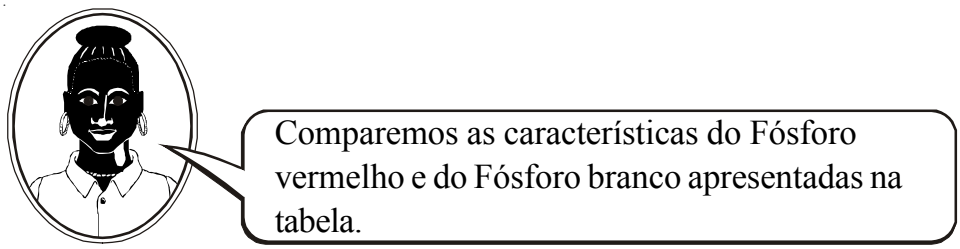
Para proteger o Fósforo branco da oxidação, é guardado em água.

O Fósforo branco é um veneno forte, mesmo a doses pequenas causa a morte.

O Fósforo branco transforma-se facilmente em fósforo vermelho, que é menos activo e mais estável.

O **Fósforo vermelho** difere muito do branco pelas suas propriedades. Oxida-se muito lentamente ao ar, não produz na escuridão a luminescência, não se dissolve no CS_2 e não é venenoso.
O Fósforo vermelho obtém-se pelo aquecimento de Fósforo branco a 260ºC, sem contacto com o ar.

O **Fósforo negro** forma-se a partir do Fósforo branco por aquecimento a 200-220 ºC, sob pressão muito elevada. Tem aspecto muito parecido á grafite e é mais pesado do que as outras modificações. É um semi-condutor, isto é sob determinadas condições pode conduzir a corrente eléctrica.



Comparação entre fósforo vermelho e Fósforo branco

Propriedades	Fósforo branco	Fósforo vermelho
Aspecto	Sólido, branco, transparente	Pó vermelho-violeta
Toxicidade	O vapor é venenoso	Não é tóxico
Reacção com o O_2 do ar	Não reage à temperatura ambiente	Não reage à temperatura ambiente
Solubilidade em água	Quase insolúvel	Quase insolúvel
Solubilidade em CS_2	Muito solúvel	Quase insolúvel
Ponto de fusão (ºC)	44	590

Compostos de Fósforo

Em condições em que há escassez de Oxigénio, o Fósforo reage com o pouco Oxigénio existente, formando o Trióxido de Fósforo ou Óxido de Fósforo (III), P_2O_3:

$$4P + 3O_2 \rightarrow 2P_2O_3$$

Quando há abundância de Oxigénio, o Fósforo reage com este formando o Pentóxido de Fósforo ou Óxido de Fósforo (V), P_2O_5:

$$4P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5$$

Estes óxidos são solúveis em água, com a qual reagem originando os respectivos ácidos:

$$P_2O_{3(s)} + 3H_2O_{(l)} \rightarrow 2H_3PO_{3(aq)}$$ **Ácido fosforoso**

$$P_2O_{5(s)} + 3H_2O_{(l)} \rightarrow 2H_3PO_{4(aq)}$$ **Ácido fosfórico**

O Ácido fosfórico é relativamente abundante, os seus sais são chamados de **fosfatos.** Os sais derivados do Ácido fosforoso, H_3PO_3, denominam-se **fosfitos**.

Aplicações

Além do fabrico de palitos de fósforos, chamados de fósforos de segurança, o Fósforo emprega-se na metalurgia, aplica-se na obtenção de semi-condutores.

Durante a combustão do Fósforo forma-se um fumo branco muito espesso, portanto, as munições (projécteis, bombas aéreas e outros), predestinadas para formar as cortinas de fumaça, contêm Fósforo branco. A grande quantidade do Fósforo aplica-se no fabrico de insecticidas muito eficazes.



Chegados a esta fase, nada melhor que testar o quanto está assimilando o que foi aprendido. Para tal responda às questões que se seguem.



ACTIVIDADE

1. Cite duas fontes naturais do Fósforo.

_____

_____

2. Escreva as fórmulas químicas e os nomes dos dois óxidos de Fósforo por si estudados.

_____

_____

_____

_____

3. Assinale com um **V** ou **F**, conforme as afirmações abaixo seja verdadeiras ou falsas:

V/F

a) O Fósforo branco quando puro, é branco. ☐

b) Ao ser exposto ao ar, o Fósforo branco oxida-se muito rapidamente. ☐

c) A oxidação produz na escuridão uma fosforescência, daí o nome "Fósforo" que , traduzido do grego significa "portador de luz". ☐

d) O Fósforo vermelho oxida-se muito lentamente ao ar, não produz na escuridade a luminescência, não se dissolve no CS_2 e não é venenoso. ☐

e) O Fósforo negro forma-se a partir do fósforo vermelho por aquecimento, a baixas pressões. ☐

f) O Fósforo negro é um semi-condutor. ☐



Fácil! Compare então as suas respostas com as da Chave de Correcção que lhe apresentamos a seguir.

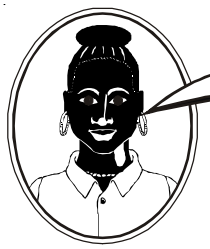
CHAVE DE CORRECÇÃO

1. O Fósforo ocorre na Natureza como *fosforite*, e como *apatite*.

2. P_2O_3: Trióxido de Fósforo ou Óxido de Fósforo(III)

P_2O_5: Pentóxido de Fósforo ou Óxido de Fósforo(V)

3. **a)** F, **b)** V, **c)** V, **d)** V, **e)** F, **f)** V



Acertou em todas, não é? Parabéns! Pode passar à nossa última lição do módulo. Se é que teve algumas dificuldades, releia a sua lição e novamente procure responder às questões em que revelou dificuldades. Coragem, estamos quase no fim.

11 Adubos ou Fertilizantes

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Identificar as aplicações dos fertilizantes.

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



INTRODUÇÃO

Caro aluno!

Na disciplina de Geografia, na 8ª classe você definiu solo. Vamos recordar o que aprendeu. Escreva nas linhas abaixo o que se recorda do conceito de solo.

Solo é _____

_____



Bravo! Você recordou-se que **solo é a camada superficial da crusta terrestre**.

Você deve lembrar que é no solo onde crescem as plantas, para além de nele se desenvolverem numerosas actividades humanas.

Mas aprendeu muito mais sobre o solo. Aprendeu por exemplo que o solo é composto por **matéria orgânica**, entre vários outros componentes. É pois esta matéria orgânica que nos interessa nesta lição. Pelo que nos propomos a apresentar-lhe os diferentes tipos de adubos e o seu efeito no desenvolvimento das plantas.

Adubos ou Fertilizantes

Efeito Sobre o Solo

Para aumentar a colheita das culturas agrícolas, a introdução no solo dos elementos necessários para o crescimento e desenvolvimento das plantas tem uma importância enorme. Esses elementos são introduzidos no solo (processo de adubação) na forma de **adubos orgânicos,** mais concretamente o **húmus** (estrumes, guanos, detritos vários, plantas soterradas, etc.) e **adubos químicos**.

A matéria orgânica é formada por restos de organismos vivos que se depositam no solo e que com o tempo são destruídos formando o **húmus**.



Adubos ou fertilizantes – são substâncias que se adicionam ao solo e que contêm elementos necessários à vida e ao crescimento das plantas.

Os adubos ou fertilizantes são adicionados ao solo devido à **carência natural** de nutrientes no solo, isto é, o solo é por si pobre em nutrientes ou por **uso excessivo** do solo, o que leva ao seu envelhecimento.

A produção dos adubos químicos, é um dos ramos mais importantes da indústria química.

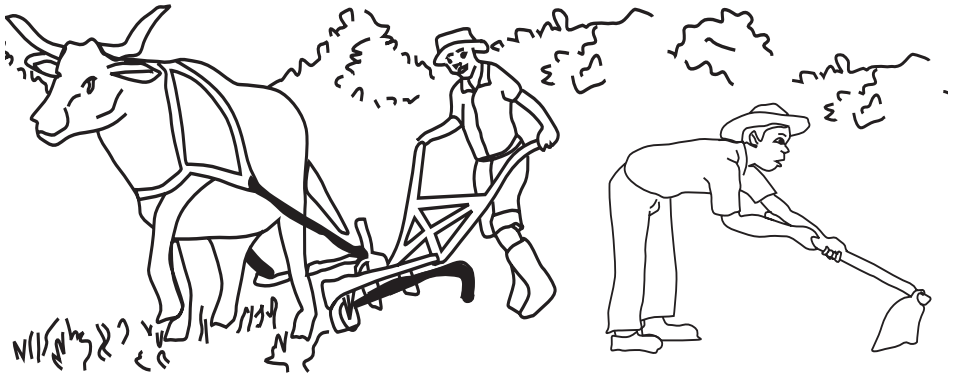


Fig. Os adubos são muito importantes no desenvolvimento agrícola.

Tipos de Adubos

Os elementos químicos **essenciais** á vida das plantas são o **Nitrogénio ou Azoto, N, o Fósforo, P e o Potássio, K**. Assim, esses elementos chegam às plantas sob forma de adubos, sendo os adubos azotados mais importantes, $NaNO_3$, $(NH_4)_2SO_4$, NH_4Cl, NH_4NO_3; como exemplos de adubos potássicos KCl, K_2SO_4 e como adubos fosfatados o $Ca_3(PO_4)_2$.

No entanto, existem outros elementos de importância **secundária** como o Enxofre, S, o Cálcio, Ca e o Magnésio, Mg e, em quantidades ainda menores, o Boro, B, o Cloro, Cl, o Cobre, Cu, o Manganês, Mn, o Ferro, Fe, o Cobalto, Co e o Zinco, Zn, que são por isso chamados **microelementos,** pelo facto de serem necessários em pequenas quantidades para a actividade vital normal das plantas. Os microelementos são introduzidos no solo juntamente com os adubos.

Na adubação do solo pode se utilizar **adubos simples**, assim designados quando contêm apenas **um elemento químico essencial** como é o caso do Fosfato de Cálcio, $Ca_3(PO_4)_2$ que contêm apenas o Fósforo como elemento essencial ou podem ainda usar-se **adubos compostos** assim designados quando contêm **mais do que um elemento químico essencial** como é o caso do Hidrogenofosfato de Amónio e Potássio $K(NH_4)HPO_4$, que é um adubo triplo pois contém o Azoto, o Fósforo e o Potássio.

Os adubos simples têm quantidades baixas de substâncias nutrientes enquanto que os adubos compostos são melhores e mais económicos pois num só adubo fornece-se à planta mais de um nutriente.

Para um adubo ser utilizado na adubação do solo, **deve ser solúvel em água**. Quando não o é, deve sofrer um tratamento químico de modo a torná-lo solúvel.

Acção dos Elementos Químicos para o Desenvolvimento das Plantas

A alimentação das plantas faz-se através da atmosfera e do solo. O Dióxido de Carbono, CO_2 e a luz solar permitem a síntese de compostos orgânicos (amido, glícidos, etc.). Partindo do solo, a água e sais minerais dissolvidos circulam pela planta, daí a importância da fertilização do solo.

O **Azoto** influi na formação do protoplasma, no crescimento da planta e na função vegetativa em geral (folhas, raízes e caule).

O **Fósforo** tem importância no crescimento das partes reprodutivas da planta (flores, sementes e fruto).

O **Potássio** influi na circulação da água e apoia a formação dos carbohidratos. Plantas com deficiências de Potássio são vulneráveis a doenças.

O **Cálcio** influi na estrutura do solo (compactibilidade ou permeabilidade) e regula a acidez do solo.

O **Cobre** contribui para o crescimento das plantas em solos pouco férteis, aumentam a sua estabilidade contra a seca, frio e algumas doenças.

Os **microelementos** de um modo geral aumentam a actividade das enzimas, favorecem a síntese de açúcar, amido proteínas, vitaminas, fermentos e ácidos nucléicos.



Responda de seguida as questões que lhe apresentamos a seguir.



ACTIVIDADE

1. Explique por palavras suas a necessidade e importância de se ter um solo rico em nutrientes.

_____

_____

_____

_____

_____

2. Como é feita a adubação dos campos na sua aldeia, vila ou distrito? Converse com os seus colegas, pais e outras pessoas adultas e troquem informações tentando sempre ligar o que aprendeu com a prática.

_____

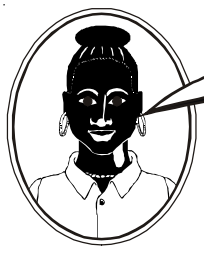
_____

_____

_____

_____

_____

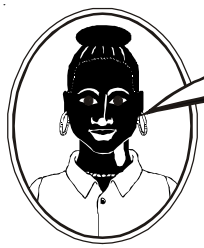


Caro aluno, recomendamos que se dirija ao CAA, apresente e discuta as suas respostas com o seu Tutor, que melhores observações poderá dar para melhorar a sua compreensão. Quanto à segunda questão, naturalmente depende da zona de cada um pelo que a discussão com o Tutor será mais valiosa.

CHAVE DE CORRECÇÃO

Tal como os organismos animais que precisam de uma boa alimentação para crescerem e desenvolverem-se com saúde, as plantas também têm necessidade de substâncias nutritivas. Estas substâncias, os adubos ou fertilizantes, são adicionadas ao solo para compensar a falta de substâncias que permitem o bom crescimento e desenvolvimento das mesmas. A falta de nutrientes no solo pode ser devida à carência natural do solo, isto é, o solo é por si pobre em nutrientes ou por uso excessivo do solo, o que leva ao seu envelhecimento. Assim, para aumentar a colheita das culturas agrícolas, a introdução ao solo dos elementos necessários para o crescimento e desenvolvimento das plantas tem grande importância . Esses elementos são introduzidos no solo na forma de **adubos orgânicos** (estrumes, guanos, detritos vários, plantas soterradas, etc.) e **adubos químicos**.

Obs.: Toda a explicação cujo contexto se relaciona com o acima apresentado deve ser considerado certo, desde que esteja devidamente apresentado.



Parabéns por você ter terminado mais um módulo! Faça uma pausa e, depois reveja todas as lições do módulo antes de fazer o Teste de Preparação. Lembre-se que só pode fazer o Teste de Final do Módulo se conseguir resolver o Teste de Preparação sem dificuldades.

TESTE DE PREPARAÇÃO

Duração Recomendada - 90 minutos

1. Indique o grupo e o período em que se localizam os elementos Nitrogénio e Fósforo, sabendo que seus números atómicos são 7 e 15, respectivamente.

2. Explique porque é que a molécula N_2 é pouco reactiva? Considere a estrutura da molécula do Nitrogénio.

3. Complete e acerte as equações:

a) $NH_3 + H_2O \rightarrow$

b) $NH_3 + O_2 \rightarrow$

c) $NH_3 + HCl \rightarrow$

4. Assinale com um ✓ a equação certa de reacção de obtenção do Azoto no laboratório:

a) $NH_4NO_2 \rightarrow N_2\uparrow + 2H_2O$ ☑

b) $4NH_3 + 3O_2 \rightarrow 2NH_3 + 2N_2\uparrow$ ☐

c) $Mg_3N_2 \rightarrow 3Mg + N_2\uparrow$ ☐

5. Escreva a sequência de equações de obtenção do Ácido nítrico, HNO_3, pelo método de Otswald.

6. O Ácido nítrico reage com óxidos e bases formando sais. Escreva as equações químicas de reacção deste com o Óxido de Sódio e com o Hidróxido de Magnésio.

7. Cite três aplicações do Ácido nítrico, HNO_3.

_____

_____

_____

_____

8. "Quando um sistema em equilíbrio é perturbado, reage no sentido de anular o efeito desta perturbação e restabelecer o equilíbrio".

Explique por palavras suas o que Le Chatelier pretendeu dizer com este princípio.

9. Dado o sistema em equilíbrio abaixo, assinale com um ✓ a afirmação correcta:

$2F_2 + O_2 \rightleftarrows 2OF_2$, $Q = +197Kj$

a) A reacção directa é exotérmica e a inversa endotérmica. ☑

b) A reacção directa é endotérmica e a inversa exotérmica. ☐

c) As duas reacções directa e inversa são endotérmicas. ☐

d) As duas reacções directa e inversa são exotérmicas. ☐

10. Dado o sistema em equilíbrio, indique todas as possibilidades que permitem deslocar o equilíbrio para à esquerda.

$3H_2 + N_2 \rightleftarrows 2NH_3 \quad Q = -92,1Kj$

a) Por acção da concentração.

_____

_____

_____

b) Por acção da pressão.

_____

_____

_____

c) Por acção da temperatura.

_____

_____

_____

11. Indique os três elementos essenciais à vida das plantas.

_____

_____

12. O Fósforo reage com o Oxigénio formando dois tipos de óxidos, mediante escassez ou excesso de Oxigénio. Os óxidos formados formam ácidos quando reagem com a água.

Complete e acerte as equações químicas abaixo.

a) $P + O_2 \rightarrow$

b) $P + O_2 \rightarrow$

c) $P_2O_3 + H_2O \rightarrow$

d) $P_2O_5 + H_2O \rightarrow$



CHAVE DE CORRECÇÃO

1.

N: 2-5 - Grupo: V; Período: 2º

P: 2-8-5 - Grupo: V; Período: 3º

2.

Na molécula de Azoto, existem três pares de electrões compartilhados, IN≡NI. Deste modo, a molécula diatómica de Nitrogénio, N_2, possui uma grande estabilidade o que faz com que seja uma substância químicamente pouco activa.

3.

a) $NH_3 + H_2O \rightleftarrows NH_4 + OH^-$

b) $4NH_3 + 3O_2 \rightarrow 6H_2O + 2N_2$

c) $NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$

4. a)

5.

$$NH_3 \xrightarrow{O_2} NO \xrightarrow{O_2} NO_2 \xrightarrow{H_2O} HNO_3$$

6.

$$HNO_3 + Na_2O \rightarrow 2NaNO_3 + H_2O$$

$$2HNO_3 + Mg(OH)_2 \rightarrow 2Mg(NO)_3 + 2H_2O$$

7.

Na preparação de: adubos azotados, explosivos, corantes (considerar estas e outras respostas).

8.

Se um sistema se encontra no estado de equilíbrio, este manter-se-á assim desde que as **condições externas se conservem constantes**. No caso de se alterarem as condições, o sistema deixará de estar em equilíbrio e reagirá no sentido de contrariar a alteração imposta e alcançar um novo equilíbrio.

9. b)

10.

a) Aumentar a concentração de NH_3

Diminuir a concentração de N_2 ou H_2 ou ainda de ambos

b) Diminuir a pressão no sistema.

c) Aumentar a temperatura.

11.

N, P, K

12.

a) $4P + 3O_2 \rightarrow 2P_2O_3$

b) $4P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5$

c) $P_2O_3 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_3$

d) $P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$

REPÚBLICA DE MOÇAMBIQUE

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO E CULTURA

INSTITUTO DE EDUCAÇÃO ABERTA E À DISTÂNCIA - IEDA

PROGRAMA DE ENSINO SECUNDÁRIO À DISTÂNCIA (PESD)

1º CICLO

QUÍMICA

Módulo 6

REPÚBLICA DE MOÇAMBIQUE
MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO E CULTURA
INSTITUTO DE EDUCAÇÃO ABERTA E À DISTÂNCIA - IEDA

PROGRAMA DE ENSINO SECUNDÁRIO À DISTÂNCIA (PESD)
1º CICLO

Ficha técnica

Consultoria:
Rosário Passos

Direcção:
Messias Bila Uile Matusse (Director do IEDA)

Coordenação:
Luís João Tumbo (Chefe do Departamento Pedagógico)

Maquetização:
Fátima Alberto Nhantumbo
Vasco Camundimo

Ilustração:
Raimundo Macaringue
Eugénio David Langa

Revisão:
Abel Ernesto Uqueio Mondlane
Lurdes Nakala
Custódio Lúrio Ualane
Paulo Chissico
Armando Machaieie
Simão Arão Sibinde
Amadeu Afonso

REPÚBLICA DE MOÇAMBIQUE
MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO E CULTURA
INSTITUTO DE EDUCAÇÃO ABERTA E À DISTÂNCIA - IEDA

PROGRAMA DE ENSINO SECUNDÁRIO À DISTÂNCIA (PESD)
1º CICLO

Disciplina de Química

Módulo 6

Elaborado por:
Amadeu Afonso
Filomena Neves da Silva

ÍNDICE

		Pág.
	INTRODUÇÃO ----------	1
Lição 0 1:	Funções Inorgânicas. Óxidos ----------	1
Lição 02:	Propriedades Químicas dos Óxidos ----------	9
Lição 03:	Propriedades Químicas do Óxidos (Contin.) ----------	19
Lição 04:	Ácidos ----------	27
Lição 05:	Ácido ----------	31
Lição 06:	Nomenclatura dos Ácidos ----------	41
Lição 07:	Dissociação dos Ácidos ----------	51
Lição 08:	Propriedades dos Ácidos ----------	63
Lição 09:	Propriedades dos Ácidos ----------	71
Lição 10:	Aplicações de Alguns Ácidos ----------	77
Lição 11:	Bases ou Hidróxidos ----------	81
Lição 12:	Classificação das Bases ou Hidróxidos ----------	85
Lição 13:	Dissociação Iónica das Bases ----------	89
Lição 14:	Propriedades das Bases ----------	99
Lição 15:	Propriedades das Bases (Contin.) ----------	105
Lição 16:	Obtenção das Bases ----------	111
Lição 17:	Sais ----------	115
Lição 18:	Nomenclatura dos Sais ----------	123
Lição 19:	Propriedades dos Sais ----------	129
Lição 20:	Propriedades Químicas dos Sais ----------	135
Lição 21:	Obtenção e Aplicações dos Sais ----------	141
Lição 22:	Relação entre Óxidos, Ácidos, Bases e Sais ----------	147
	TESTE DE PREPARAÇÃO ----------	153

Ficha técnica

Consultoria:
Rosário Passos

Direcção:
Messias Bila Uile Matusse (Director do IEDA)

Coordenação:
Luís João Tumbo (Chefe do Departamento Pedagógico)

Maquetização:
Fátima Alberto Nhantumbo
Vasco Camundimo

Ilustração:
Raimundo Macaringue
Eugénio David Langa

Revisão:
Abel Ernesto Uqueio Mondlane
Lurdes Nakala
Custódio Lúrio Ualane
Paulo Chissico
Armando Machaieie
Simão Arão Sibinde
Amadeu Afonso

REPÚBLICA DE MOÇAMBIQUE

MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO E CULTURA

PROGRAMA DE ENSINO SECUNDÁRIO À DISTÂNCIA

MENSAGEM DO MINISTRO DA EDUCAÇÃO E CULTURA

Estimada aluna,
Estimado aluno,

Sejam todos bem vindos ao primeiro programa de Ensino Secundário através da metodologia de Ensino à Distância.

É com muito prazer que o Ministério da Educação e Cultura coloca nas suas mãos os materiais de aprendizagem especialmente concebidos e preparados para que você, e muitos outros jovens moçambicanos, possam prosseguir os vossos estudos ao nível secundário do Sistema Nacional de Educação, seguindo uma metodologia denominada por "Ensino à Distância".

Com estes materiais, pretendemos que você seja capaz de adquirir conhecimentos e habilidades que lhe permitam concluir, com sucesso, o Ensino Secundário do 1º Ciclo, que, compreende a 8ª, 9ª e 10ª classes. Com o 1º Ciclo do Ensino Secundário você pode melhor contribuir para a melhoria da sua vida, da sua família, da sua comunidade e do país.

O módulo escrito que tem nas mãos, constitui a sua principal fonte de aprendizagem e que "substitui" o professor que você sempre teve lá na escola. Por outras palavras, estes módulos foram concebidos de modo a poder estudar e aprender sozinho obecendo ao seu próprio rítmo de aprendizagem.

Contudo, apesar de que num sistema de Ensino à Distância a maior parte do estudo é realizado individualmente, o Ministério da Educação e Cultura criou Centros de Apoio e Aprendizagem (A,A) onde, você e os seus colegas, se deverão encontrar com os tutores, para o esclarecimento de dúvidas, discussões sobre a matéria aprendida, realização de trabalhos em grupo e de experiências

laboratoriais, bem como a avaliação do seu desempenho. Estes tutores são facilitadores da sua aprendizagem e não são professores para lhe ensinar os conteúdos de aprendizagem.

Para permitir a realização de todas as actividades referidas anteriormente, os Centros de Apoio e Aprendizagem estão equipados com material de apoio ao seu estudo: livros, manuais, enciclopédias, vídeo, áudio e outros meios que colocamos à sua disposição para consulta e consolidação da sua aprendizagem.

Cara aluna,
Caro aluno,

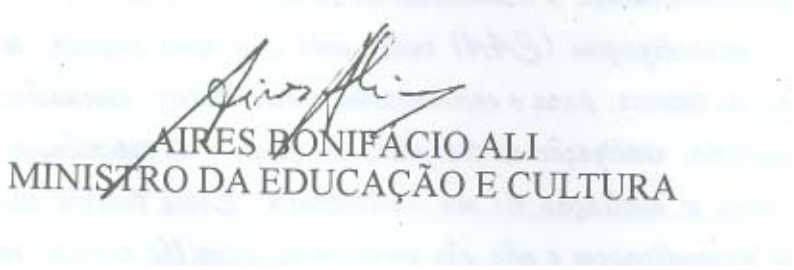
Estudar à distância exige o desenvolvimento de uma atitude mais activa no processo de ensino aprendizagem, estimulando em si a necessidade de dedicação, organização, muita disciplina, criatividade e, sobretudo determinação nos seus estudos.

O programa em que está a tomar parte, enquadra-se nas acções de expansão do acesso à educação desenvolvido pelo Ministério da Educação e Cultura, de modo a permitir o alargamento das oportunidades educativas a dezenas de milhares de alunos, garantindo-lhes assim oportunidades de emprego e enquadramento sócio-cultural, no âmbito da luta contra pobreza absoluta no país.

Pretendemos com este programa reduzir os índices de analfabetismo entre a população, sobretudo no seio das mulheres e, da rapariga em particular, promovendo o equilíbrio do género na educação e assegurar o desenvolvimento da Nossa Pátria.

Por isso, é nossa esperança que você se empenhe com responsabilidade para que possa efectivamente aprender e poder contribuir para um Moçambique Sempre Melhor!

Boa Sorte.



INTRODOÇÃO

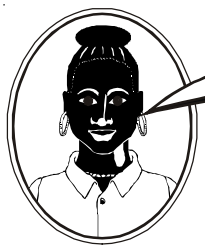
Caro aluno!

Bem vindo ao seu último módulo de estudo da disciplina de Química na 9ª classe. Certamente que você está todo ansioso em ver concluido o estudo deste Módulo 6.

Ora, neste modulo você terá a oportunidade de aprender de forma sistematizada as 4 classes de substâncias inorgânicas que, em várias ocasiões, foram referidas tanto na 8ª como na 9ª classe. Referimo-nos classes ou funções inorgânicas óxido, ácido, base e sal.

Para cada função você saberá defini-la, classificar, nomear, caracterizar tanto física como quimicamente, além de mencionar as diversas formas de obtenção e aplicações das substâncias pertecentes a estas classes.

Desde já os nossos votos de que tenha aquela dedicação e empenho que lhe caracterizaram durante toda a aprendizagem. Força!



Bem-vindo de novo, caro aluno! Como sabe, eu sou a Sra. Madalena e vou acompanhá-lo no seu estudo. Se tiver algumas questões sobre a estrutura deste Módulo, leia as páginas seguintes. Caso contrário... pode começar a trabalhar. Bom estudo!

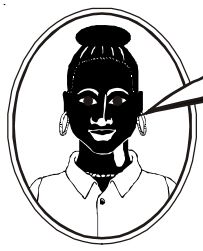
Como está estruturada esta disciplina?

O seu estudo da disciplina de Química é formado por **6 Módulos**, cada um contendo vários temas de estudo. Por sua vez, cada Módulo está dividido em lições. Este **sexto Módulo** está dividido em **22 lições**. Esperamos que goste da sua apresentação!

Como vai ser feita a avaliação?



No final de cada Módulo, apresentamos um **Teste de Preparação**. Este Teste corresponde a uma auto--avaliação. No final do teste você corrige as respostas, e com a ajuda da Sra. Madalena. Depois disso, você decide se está preparado ou não para fazer o Teste de Fim de Módulo com sucesso. A Sra. Madalena irá acompanhá-lo durante o seu estudo.

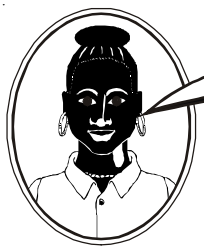


Claro que a função principal do Teste de Preparação, como o próprio nome diz, é ajudá-lo a preparar-se para o Teste de Fim de Módulo, que terá de fazer no **C**entro de **A**poio e **A**prendizagem - **CAA** para obter a sua classificação oficial.
Não se assuste! Se conseguir resolver o Teste de Preparação sem dificuldade, conseguirá também resolver o Teste de Fim de Módulo com sucesso!

Assim que completar o Teste de Fim de Módulo, o Tutor, no **CAA,** dar-lhe-á o Módulo seguinte para você continuar com o seu estudo. Se tiver algumas questões sobre o processo de avaliação, leia o Guia do Aluno que recebeu, quando se matriculou, ou dirija-se ao **CAA** e exponha as suas questões ao Tutor.

Como estão organizadas as lições?

No início de cada lição vai encontrar os **Objectivos de Aprendizagem**, que lhe vão indicar o que vai aprender nessa lição. Vai, também, encontrar uma recomendação para o tempo que vai precisar para completar a lição, bem como uma descrição do material de apoio necessário.



Aqui estou eu outra vez… para recomendar que leia esta secção com atenção, pois irá ajudá-lo a preparar-se para o seu estudo e a não se esquecer de nada!

Geralmente, você vai precisar de mais ou menos meia hora para completar cada lição. Como vê, não é muito tempo!

No final de cada lição, vai encontrar alguns exercícios de auto-avaliação. Estes exercícios vão ajudá-lo a decidir se vai avançar para a lição seguinte ou se vai estudar a mesma lição com mais atenção. Quem faz o controle da aprendizagem é você mesmo.



Quando vir esta figura já sabe que lhe vamos pedir para fazer alguns **exercícios** - pegue no seu lápis e borracha e mãos à obra!

A **Chave de Correcção** encontra-se logo de seguida, para lhe dar acesso fácil à correcção das questões.





Ao longo das lições, vai reparar que lhe vamos pedir que faça algumas **Actividades**. Estas actividades servem para praticar conceitos aprendidos.



Conceitos importantes, definições, conclusões, isto é, informações importantes no seu estudo e nas quais se vai basear a sua avaliação, são apresentadas desta forma, também com a ajuda da Sra. Madalena!

Conforme acontece na sala de aula, por vezes você vai precisar de **tomar nota** de dados importantes ou relacionados com a matéria apresentada. Esta figura chama-lhe atenção para essa necessidade.



E claro que é sempre bom fazer **revisões** da matéria aprendida em anos anteriores ou até em lições anteriores. É uma boa maneira de manter presentes certos conhecimentos.

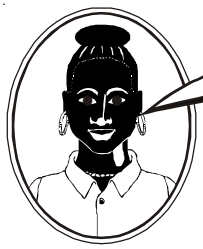


O que é o CAA?

O **CAA - C**entro de **A**poio e **A**prendizagem foi criado especialmente para si, para o apoiar no seu estudo através do Ensino à Distância.



No **CAA** vai encontrar um Tutor que o poderá ajudar no seu estudo, a tirar dúvidas, a explicar conceitos que não esteja a perceber muito bem e a realizar o seu trabalho. O **CAA** está equipado com o mínimo de materiais de apoio necessários para completar o seu estudo. Visite o **CAA** sempre que tenha uma oportunidade. Lá poderá encontrar colegas de estudo que, como você, estão também a estudar à distância e com quem poderá trocar impressões. Esperamos que goste de visitar o **CAA**!



E com isto acabamos esta introdução. Esperamos que este Módulo 6 de Quimica seja interessante para si! Se achar o seu estudo aborrecido, não se deixe desmotivar: procure estudar com um colega ou visite o **CAA** e converse com o seu Tutor.

Bom estudo!

1 Funções Inorgânicas. Óxidos

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Escrever as fórmulas químicas dos óxidos.
- Classificar e dar nomes aos óxidos.

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



INTRODUÇÃO

No seu estudo da Química na 8ª Classe aprendeu que, à semelhança do que acontece com os elementos químicos, os cientistas encontraram uma forma de ordenar e agrupar as substâncias químicas com base em critérios de classificação e agrupamento por eles estabelecidos.

Para as substâncias inorgânicas, por exemplo, com base nas semelhanças e diferenças existentes entre elas, foram identificadas e consideradas quatro categorias ou classes de compostos. A essas classes deu-se o nome de **funções inorgânicas**. As 4 funções são: óxidos, ácidos, bases e sais.

Nestas primeiras lições nossa atenção estará orientada ao estudo dos óxidos, uma função por si já conhecida. A classificação, a nomenclatura, as propriedades físicas e químicas bem como aplicações de alguns óxidos constituirão focos da nossa atenção.

Tendo em conta que maior parte dos aspectos a tratar têm um carácter de revisão, esperamos de si um melhor empenho e atitude positiva na assimilação dos conhecimentos, por um lado e, por outro, uma maior dedicação na resolução das actividades que lhe vamos sugerir, que constituirão uma boa base para a aprendizagem.

Óxidos

Da 8ª Classe, você aprendeu que o Oxigénio do ar quando se combina com qualquer elemento químico dá lugar à formação de um composto que pertence à **função óxido**. Daí se definir:



Óxidos – compostos formados por dois elementos, em que um deles é oxigénio.

Pode-se apresentar como fórmula geral dos óxidos a representação:

$\mathbf{E_2O_n}$

Onde:

E – elemento químico qualquer (metal ou ametal);

n – valência do elemento ligado ao Oxigénio;

2 – valência do Oxigénio.

Como deve estar lembrado, para montar ou escrever a fórmula química de qualquer óxido, escreve-se o símbolo do elemento **E** e o de Oxigénio (**O**), seguidamente faz-se a troca de valências. Assim tem-se a fórmula química devidamente escrita.

Exemplos

I II

Na ; O ⟶ Na_2O

II II

C ; O ⟶ CO

III II

P ; O ⟶ P_2O_3

IV II

Pb ; O ⟶ PbO_2

VI II

S ; O ⟶ SO_3



Com certeza que este procedimento é por si conhecido. E sempre que possível, simplifica-se os índices, como no caso do CO e SO_3.

Classificação dos Óxidos

Dependendo do tipo de elemento a que o Oxigénio se encontra ligado, distinguem-se 2 tipos de óxidos: **óxidos metálicos** e **óxidos ametálicos**.

Óxidos Metálicos ou Óxidos Básicos



Óxidos metálicos - são óxidos formados por um metal e Oxigénio.

Exemplos:

K_2O; BaO; Fe_2O_3

Os óxidos metálicos são também chamados de **óxidos básicos**, pois ao reagirem com a água originam **bases**.



Óxidos básicos - são óxidos de metais, reagem com a água formando bases ou hidróxidos.

Óxidos Ametálicos ou Óxidos Ácidos



Óxidos ametálicos - São óxidos formados por um ametal e Oxigénio.

Exemplos:

CO; P_2O_5; NO_2

Os óxidos ametálicos são também chamados de **óxidos ácidos**, pois reagem com a água formando **ácidos**.



Óxidos ácidos - são óxidos de elementos ametálicos, reagem com a água formando ácidos.

Nota: Em relação à classificação de óxidos em óxidos básicos e óxidos ácidos, iremos, em próximas lições demonstrar a formação de bases e de ácidos por estes.

Nomenclatura dos Óxidos

Como deve saber, a nomenclatura é o acto de dar nomes. Para dar nomes aos óxidos procedemos da seguinte maneira:



Regra:

Óxido + de + nome do elemento

Elementos de mais que uma valência, especifica-se a valência usada na circunstância, no final do nome.

Exemplos:

K_2O – Óxido de Potássio

BaO – Óxido de Bário

Fe_2O_3 – Óxido de Ferro-III

FeO – Óxido de Ferro-II

CO_2 – Óxido de Carbono-IV

CO – Óxido de Carbono-II

NO_2 – Óxido de Nitrogénio-IV

SO_3 – Óxido de Enxofre-VI

Para os óxidos de elementos não-metálicos, é também usada a seguinte regra:



Prefixo + óxido + de + nome do ametal

Usa-se os prefixos **mono**, **di, tri, tetra, pent**,... para indicar, respectivamente **1, 2, 3, 4, 5**,... **átomos de Oxigénio** presentes no óxido.

Exemplos:

CO – Monóxido de Carbono

CO_2 – Dióxido de Carbono

NO_2 – Dióxido de Nitrogénio

SO_3 – Trióxido de Enxofre

Cl_2O_7 – Heptóxido de (di) Cloro

N_2O_4 – Tetróxido de (di) Nitrogénio



Agora resolva a actividade que lhe sugerimos a seguir:



ACTIVIDADE

1. Faça corresponder através de linhas a **coluna A** dos óxidos à **coluna B**, referente à classificação dos óxidos:

Coluna A	
A.	BaO
B.	Cu_2O
C.	Cl_2O_5
D.	SO_2
E.	ClO
F.	Al_2O_3

Coluna B
1. Óxido ametálico
2. Óxido metálico

2. Dê nomes aos seguintes compostos:

a) SO_2 _____

b) BaO _____

c) Al_2O_3 _____

d) Cu_2O _____

e) Cl_2O _____

f) Cl_2O_5 _____

3. Escreva as fórmulas químicas dos seguintes compostos:

a) Pentóxido de Fósforo _____

b) Óxido de Cobre-II _____

c) Óxido de Magnésio _____

d) Óxido de Enxofre-VI _____

e) Monóxido de Nitrogénio _____

f) Óxido de Lítio _____



Agora compare as suas respostas com as que lhe apresentamos na Chave de Correcção:

CHAVE DE CORRECÇÃO

1.

A – 2 B – 2 C – 1 D – 1 E – 1 F - 2

2.

a) Dióxido de Enxofre ou óxido de Enxofre-IV

b) Óxido de Bário

c) Óxido de Alumínio

d) Óxido de Cobre-I

e) Monóxido de Cloro ou Óxido de Cloro-I

f) Pentóxido de (di)Cloro ou óxido de Cloro-V

3.

a) P_2O_5

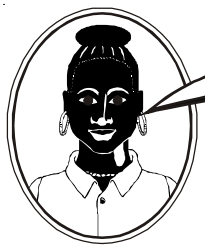
b) CuO

c) MgO

d) SO_3

e) NO

f) Li_2O



Acertou em todas? Se sim, você está de parabéns, realmente conseguiu assimilar bem esta matéria. Se errou em mais que duas questões, procure rever a sua lição e resolva a actividade de novo. Força!

2 Propriedades Químicas dos Óxidos

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Escrever as equações químicas de reacção de óxidos metálicos com água e com ácidos.

Material de apoio necessário para completar a lição:

- 2 copos de vidro ou tubos de ensaio
- pipeta
- água
- Óxido de sódio
- Óxido de Magnésio
- Indicador (fenolftaleina ou papel de tornasol)

Tempo necessário para completar a lição:

- 45 minutos



INTRODUÇÃO

Na 8ª Classe, no Módulo 5, você aprendeu algumas propriedades químicas dos óxidos. Lembra-se? Humm..., esqueceu-se? Não se preocupe, por vezes é preciso esquecer algumas coisas para saber as novas. Mas, como não é possível construir uma casa sem fazer a fundação, igualmente todo o conhecimento precisa de ser assegurado por algumas bases anteriores. Assim vamos lembrar algumas bases que precisaremos para garantir a continuidade.

Com certeza ainda se lembra que quando se fala de propriedades químicas estão em causa as reacções químicas da (s) substância (s) em referência.

Assim, pretendemos que no final desta lição você saiba com que substâncias os óxidos reagem, que produtos se formam nessas reacções e, é igualmente importante que saiba em que condições se formam os produtos. Desejamos e esperamos que você venha a assimilar estes e outros conteúdos sem dificuldades.

Propriedades Químicas dos Óxidos

Dependendo do tipo de óxido, se óxido metálico ou ametálico, distinguimos uma variabilidade de reacções. Nesta lição dedicaremos a nossa atenção a dois tipos de reacções: a reacção com a água e a reacção com ácidos.

Reacção de Óxido Metálico com a Água

Para falarmos deste tipo de reacção realizemos uma experiência simples!



REALIZANDO EXPERIÊNCIAS

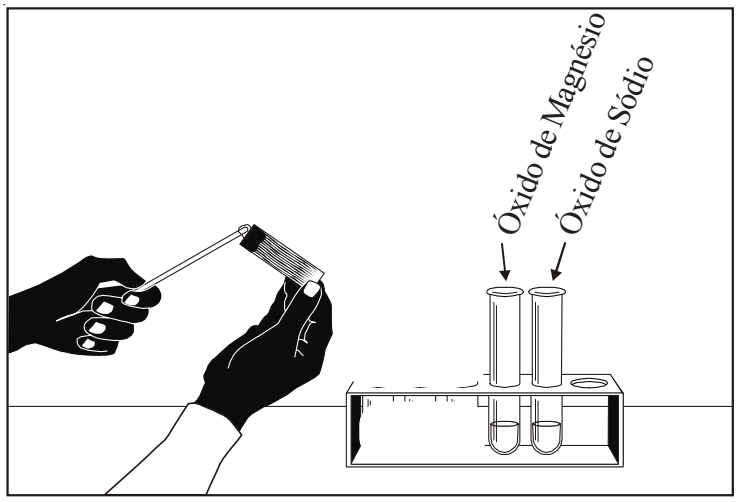
Experiência: Reacção entre Óxidos de Sódio e de Magnésio com Água

Material

- 2 copos de vidro ou tubos de ensaio
- Pipeta
- Água
- Óxido de sódio
- Óxido de Magnésio
- Indicador (fenolftaleina ou papel de tornasol)

Montagem e Realização

1. Deite água no tubo de ensaio, cerca de 1/3 da sua capacidade.
2. Adicione alguns cristais de Óxido de Sódio e agite.
3. Mergulhe o papel de tornasol na solução e retire. Ou com auxílio de uma pipeta adicione no tubo de ensaio três gotas da solução de fenolftaleina. Observe.
4. Repita a experiência, desta vez use o Óxido de Magnésio no lugar do de Sódio. Observe.

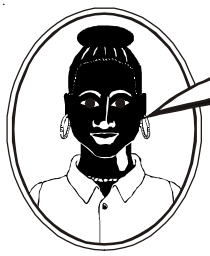




Certamente que nos dois casos (Óxido de Sódio e Óxido de Magnésio) você observou que:

- depois de agitar os cristais do óxido na água, formou-se uma solução incolor.
- mergulhando o papel de tornasol, a coloração azul deste, mantém-se.
- adicionando gotas de fenolftaleina a solução adquire cor vermelha.

Que conclusão se pode tirar a partir destas observações?



Com base nestas observações podemos concluir:

- Quando se adiciona um óxido à água, ocorre entre eles uma reacção química cujo produto é uma base.
- Prova-se ser uma base mediante a alteração observada nas cores dos indicadores que são características para o meio básico.

Portanto:



Na reacção de um **óxido metálico (óxido básico)** com a **água** forma-se uma **base ou hidróxido**.

Óxido metálico + água ⟶ **Base (ou hidróxido)**

Exemplos:

$Na_2O + H_2O \longrightarrow 2NaOH$

Hidróxido

$MgO + H_2O \longrightarrow Mg(OH)_2$

Hidróxido



TOME NOTA...

- Os óxidos metálicos que reagem com a água formando bases são chamados de **óxidos básicos**. Pelo que a este primeiro tipo de reacção de óxidos, comumente chamamos de **reacção entre óxido básico com a água**.
- Os óxidos metálicos CuO, Fe_2O_3, entre outros óxidos de metais dos grupos secundários, não reagem com a água. As suas bases ou hidróxidos são obtidas por outra via.



Agora resolva a actividade que lhe apresentamos a seguir:



ACTIVIDADE

Complete e acerte, as equações químicas de reacção dos óxidos metálicos abaixo com a água:

a) $Li_2O + H_2O \longrightarrow$

b) $CaO + H_2O \longrightarrow$

c) $Al_2O_3 + H_2O \longrightarrow$



Compare agora a sua resolução com a que lhe apresentamos a seguir.

a) $Li_2O + H_2O \longrightarrow 2LiOH$

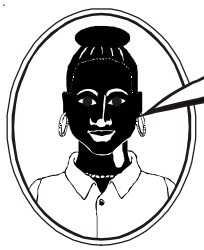
b) $CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$

c) $Al_2O_3 + 3H_2O \longrightarrow 2Al(OH)_3$

Lembre-se, caro aluno, da 8ª classe, para escrever a fórmula do produto destas reacções (bases ou hidróxidos), escrevemos:

- os símbolos do metal e da hidroxila.
- as respectivas valências por cima de cada um e fazemos a troca.
- simplificamos os índices onde fôr possível.

Caro aluno, não é obrigatório fazer constar todos estes passos, normalmente limitamo-nos a fazer uma operação mental que culmina com a apresentação da fórmula final correctamente escrita.



Esperamos que com estas dicas você esteja em altura de escrever correctamente as fórmulas químicas dos produtos da reacção óxido metálico com água.

Agora vejamos o outro tipo de reacção de óxidos. Mas, antes disso façamos uma breve revisão sobre ácidos.



FAZENDO REVISÕES...

Caro aluno, acreditamos que você ainda se lembra do que é um ácido ou, simplesmente se recorda de fórmulas químicas de alguns ácidos, por exemplo, HCl, HNO_3, H_2SO_4, etc., que constituíram conteúdo de seu estudo na 8ª Classe. Estes continuarão assunto de seu estudo em próximas lições.

Como pode notar pelas fórmulas químicas dos ácidos dados, todos eles apresentam **H** ligado a um **radical** que pode ser constituído por um "átomo" de um ametal (por exemplo Cl) ou por vários "átomos" ligados entre si (por exemplo NO_3).

Assim, vamos ver o que é que se forma da reacção química entre um óxido e um ácido.

Reacção de Óxido Básico com Ácido

Se num tubo de ensaio misturarmos um óxido básico com um ácido e, depois sugeitarmos a um aquecimento a esse conteúdo do tubo de modo a fazer evaporar o conteúdo líquido, notaremos, no fim, que no fundo do tubo de ensaio deposita-se uma mancha branca ou mesmo alguns cristais de cor branca.

Esta observação prova ter ocorrido uma reacção química entre o óxido e o ácido.

Que produtos se formam dessa reacção química?

Da referência acima, após a mistura tem-se uma solução que, finda a evaporação depositam-se cristais brancos. São cristais de um **sal** e, o líquido evaporado é a **água**.

Portanto:



Na reacção entre **óxido metálico (óxido básico)** com um **ácido**, forma-se uma **sal** e **água.**

Óxido metálico + ácido ⟶ Sal + água

Para escrever as fórmulas químicas dos produtos da reacção, procede-se da seguinte maneira:

- o metal do óxido substitui o Hidrogénio do ácido constituíndo um sal.
- o Hidrogénio saído do ácido liga-se ao Oxigénio restante no então óxido, formando assim a água.

Exemplos:

$Na_2O + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2O$

Sal

$MgO + 2HNO_3 \longrightarrow Mg(NO_3)_2 + H_2O$

Sal

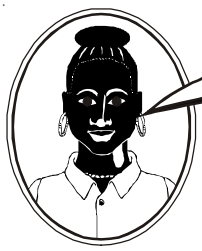
$Al_2O_3 + 3H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O$

Sal



TOME NOTA...

- Sempre que escrever uma equação duma reacção química, deve **acertar os coeficientes** pois, só assim é que quimicamente tem signicado.
- O acerto obedece o método de tentativas, em que se recomenda igualar primeiro os coeficientes dos átomos do **m**etal, a seguir, do **a**metal, seguem-se os átomos de **H**idrogénio e por fim os átomos de **O**xigénio (**MAHO**).



Muito bem, caro aluno, agora resolva a actividade que lhe apresentamos a seguir de modo a testar o seu grau de compreensão:



ACTIVIDADE

Complete e acerte, as equações químicas de reacção dos óxidos básicos abaixo com a ácidos:

a) $BaO + HNO_3 \longrightarrow$

b) $K_2O + H_2SO_4 \longrightarrow$

c) $Cao + H_3PO_4 \longrightarrow$

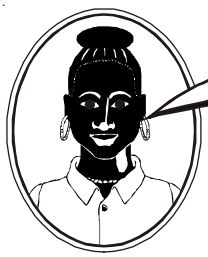


Compare a sua resolução com a que lhe apresentamos a seguir.

a) $BaO + 2HNO_3 \longrightarrow Ba(NO_3)_2 + H_2O$

b) $K_2O + H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + H_2O$

c) $3CaO + 2H_3PO_4 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2O$



Acertou em todas? Bravo! Você está de parabens, isso mostra que está a entender bem esta matéria. Se é que errou em mais que uma alínea, procure rever as equações das reacções anteriores e, seguindo os passos apresentados para a resolução, volte a completar a sua actividade. Coragem!

Chegamos ao fim desta nossa lição. Esperamos que você tenha conseguido assimilar o que lhe propusemos.

3 Propriedades Químicas dos Óxidos (Continuação)

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Escrever as equações químicas de reacção de óxidos ametálicos com água e com bases.

Material de apoio necessário para completar a lição:

- 1 copo de precipitação
- 1 colher de combustão
- vidro de relógio ou um pires
- vela ou lamparina
- fósforo
- Enxofre
- Água
- Indicador (papel de tornasol ou flôr vermelha)

Tempo necessário para completar a lição:

- 45 minutos



INTRODUÇÃO

Caro aluno, depois de na lição anterior termos visto as reacções dos óxidos metálicos (oxidos básicos), vamos nesta lição ver com quem os óxidos ametálicos reagem e que tipo de produtos se formam. Os óxidos ametálicos reagem com diferentes substâncias mas, por conveniência vamo-nos referir apenas à reacção destes com a água e com as bases.

À semelhança do que aconteceu na lição anterior, recomendamos nesta, a realização de algumas experiências que comprovam que substância terá sido formada. Assim programe uma visita ao CAA para poder realizar as experiências sugeridas.

Iniciemos então pela reacção com a água.

Reacção de Óxidos Ametálicos com a Água

Para melhor explicarmos esta reacção, comecemos por realizar uma experiência.



REALIZANDO EXPERIÊNCIAS

Experiência: Reacção do Dióxido de Enxofre com a Água

Material

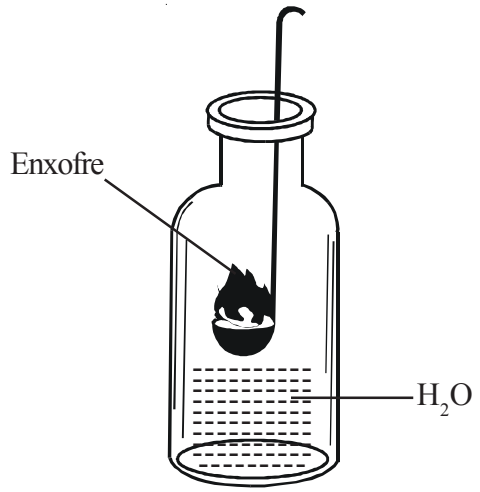
- 1 copo de precipitação
- 1 colher de combustão
- vidro de relógio ou um pires
- vela ou lamparina
- fósforo
- Enxofre
- Água
- Indicador (papel de tornasol ou flôr vermelha)

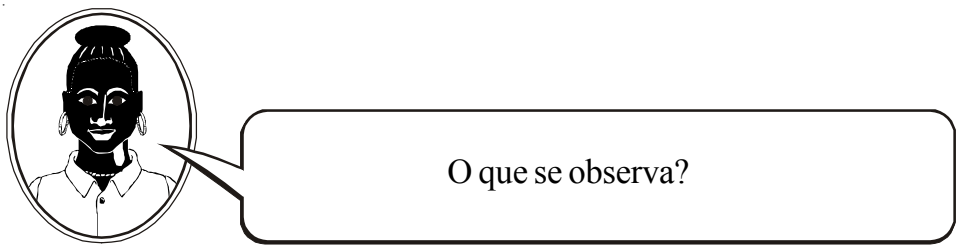
Montagem e realização

1. Deite água no copo de precipitação, cerca de 1/3 da sua capacidade. E introduza nela uma flôr vermelha.

2. Numa colher de combustão introduza algumas gramas de Enxofre e, submeta-o a um aquecimento (combustão) valendo-se da vela ou da lamparina.

3. Introduza a colher de combustão com Enxofre ardente no copo de precipitação, sem mergulha-la na água. Mergulhe o papel de tornasol no líquido do copo de precipitação, tape pelo pires. Observe.





- O Enxofre sob aquecimento arde com uma chama branca, de cheiro forte que causa tosse.

- Ao introduzir a colher de combustão com Enxofre ardente no copo de precipitação, nota-se a perda gradual da cor vermelha de flôr ficando branca. O papel azul de tornasol fica vermelho.

Estas observações permitem-nos concluir que:

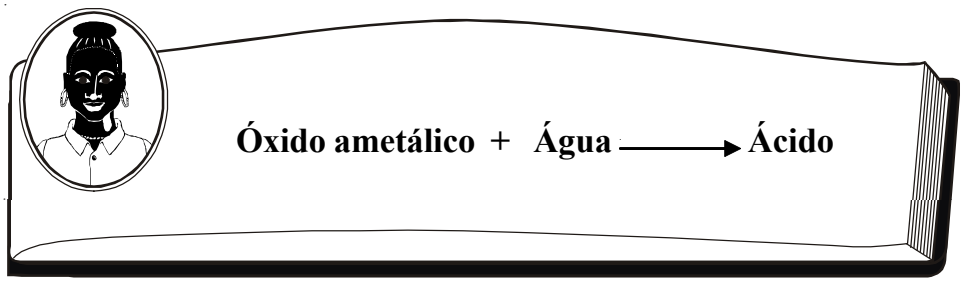
- Na combutão do Enxofre ter-se-ia formado o **Dióxido de Enxofre**, facilmente identificável pelo seu **cheiro**.
- O Dióxido de Enxofe na presença da água descora a flôr e altera a cor azul do tornasol para vermelho. O descorar e alteração da cor do tornasol para vermelho provam ter-se formado um ácido pois, é coloração típica numa solução ácida.

As equações químicas em palavras que traduzem as reacções que tiveram lugar são:

Enxofre + Oxigénio ⟶ Dióxido de Enxofre

Dióxido de Enxofre + Água ⟶ Ácido

Podemos então concluir que:



Assim, para a nossa experiência teremos:

$SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$

Ácido



TOME NOTA...

Os óxidos ametálicos que reagem com a água formando ácidos são chamados de **óxidos ácidos**. Assim, a reacção entre óxidos ametálicos com a água é comumente conhecida por **reacção entre óxido ácido com água.**



Agora resolva a actividade que lhe apresentamos a seguir:



ACTIVIDADE

Complete e acerte, as equações químicas de reacção dos óxidos ácidos com a água:

a) $CO_2 + H_2O \longrightarrow$

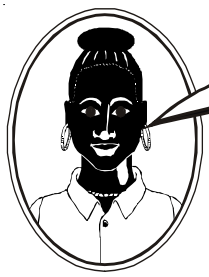
b) $SO_3 + H_2O \longrightarrow$



Compare agora a sua resolução com a que lhe apresentamos a seguir.

a) $CO_2 + H_2O \longrightarrow H_2CO_3$

b) $SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$



Que tal, acertou em todas? Se sim, parabens! Se não, procure fazer valer a "táctica" que lhe demos, em que se assume que a fórmula do ácido a formar resultasse da soma de todos os átomos da molécula da água com os do óxido ametálico, mas nem sempre. Portanto, óxido ácido reage com a água e forma-se um ácido.

Vejamos então o outro tipo de reacção de óxidos ametálicos: a reacção com bases.

Reacção de Óxido Ácido com Bases ou (Hidróxidos)

Bases ou hidróxidos são substâncias em cuja composição encontramos sempre um **metal** ligado à **hidroxila** (OH). Não se preocupe por agora com as particularidades das bases pois, em próximas lições dedicaremos particular atenção a elas.

Então, quais são os produtos da reacção química entre um óxido ácido e uma base ou hidróxido?

Ora, sempre que um óxido ácido reage com uma base, forma-se um sal e água.



Óxido ametálico + ou **Óxido ácido** + **Base** ⟶ **Sal** + **Água**

Para escrever a fórmula química do sal que resulta desta reacção, tem de se ter sempre em mente que o sal é constituído por um metal e um radical ácido.

Para descobrir a fórmula do radical ácido que se liga ao metal temos de imaginar um átomo de Oxigénio da base a se junta aos átomos de Oxigénio do óxido e, assim temos a dimensão do radical. Logicamente sem se esquecer que ocorre a troca de valências. Desse modo tem-se a fórmula do sal devidamente escrita.

Exemplos:

$CO_2 + Mg(OH)_2 \longrightarrow MgCO_3 + H_2O$

Sal

Repare que o radical ácido no sal tem 3 Oxigénios, enquanto que o óxido tinha dois átomos.

$SO_3 + 2KOH \longrightarrow K_2SO_4 + H_2O$

Sal

$3SO_2 + 2Al(OH)_3 \longrightarrow Al_2(SO_3)_3 + 3H_2O$

Sal



Muito bem, caro aluno, é chegada a vez de você também completar e acertar equações. Para tal resolva a actividade que lhe sugerimos a seguir:



ACTIVIDADE

Complete e acerte as equações químicas de reacção dos óxidos ácidos com hidróxidos:

a) $SO_2 + Ba(OH)_2 \longrightarrow$

b) $SO_3 + NaOH \longrightarrow$

c) $CO_2 + LiOH \longrightarrow$

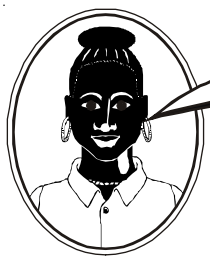


Compare agora a sua resolução com a que lhe apresentamos a seguir.

a) $SO_2 + Ba(OH)_2 \longrightarrow BaSO_3 + H_2O$

b) $SO_3 + 2NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O$

c) $CO_2 + 2LiOH \longrightarrow Li_2CO_3 + H_2O$



Estamos no fim de mais uma lição, esperamos que você tenha conseguido assimilar convenientemente esta materia.
Faça uma pausa de pelo menos 1 hora, que você bem a merece. Antes de continuar com a próxima lição, volte a reler estas duas últimas lições pois, uma boa compreensão desta matéria será um bom ponto de partida para o que se segue pela frente.
Força!

4 Ácidos

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Definir ácidos, segundo Arrhenius.

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



INTRODUÇÃO

Caro aluno, com certeza deve já ter se apercebido que os conteúdos do seu plano de estudo na maior parte das disciplinas parecem se repetir. Por exemplo, na 8ª classe, falamos de átomo indivisível, no entanto, já na 9ª classe voltamos falar de átomo, porém como algo divisível. Na 8ª classe você aprendeu algo sobre óxidos, ácidos,..., mas novamente estamos a falar destes mesmos conteúdos, só que desta feita com outro grau de profundidade.

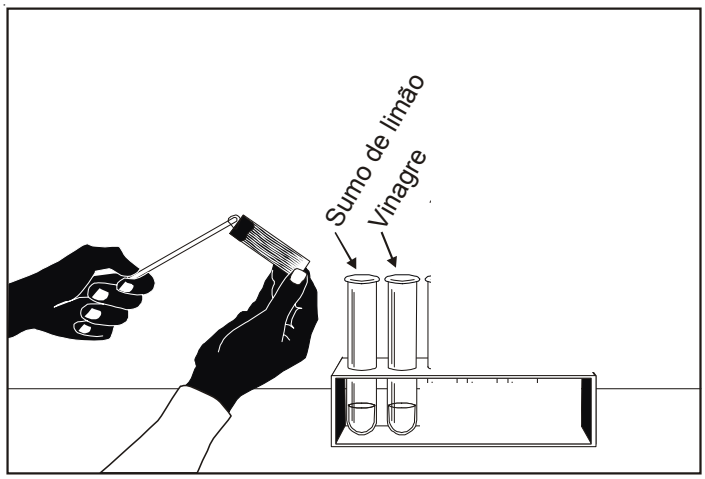
Embora lhe possa parecer uma repetição, irá notar que o nível de tratamento e de exigência para cada conteúdo está aumentando. Entretanto, as bases já criadas são muito úteis para a boa e rápida compreensão das novas matérias, pelo que com relação ao estudo dos ácidos, sugerimos-lhe que faça revisão do que aprendeu no módulo 6 da 8ª classe.

A nossa espectativa é de que no final desta lição você possa definir o conceito ácido e escreva as fórmulas e os nomes dos ácidos mais importantes. Assim convidamos-lhe ao mundo dos ácidos.

FAZENDO REVISÕES...

Definiu-se ácidos, na 8ª classe, em função do comportamento destas substâncias em presença de indicadores. Lembra-se, não é? Dissemos que **ácidos** são substâncias que em solução aquosa avermelham a solução azul de tornasol.

Portanto, qualquer solução aquosa de uma substância que em presença do tornasol se torna vermelha, dizemos tratar-se de uma solução de um ácido. Por exemplo, o suco de limão em presença do tornasol, adquire uma cor vermelha; o vinagre, igualmente adquire a cor vermelha, sinal de serem soluções ácidas.



Por que é que estas e outras soluções alteram as cores de indicadores? Por exemplo, todas tornam a solução azul de o tornasol vermelha?

Ao longo desta lição teremos a oportunidade de encontrar uma explicação para esta observação, fique atento.

Ácidos

Da 8ª classe módulo 3 aprendeu que certas substâncias quando colocadas no seio de outras tinham a particularidade de se dissolverem nestas últimas formando **soluções**. Lembra-se? E dissemos que capacidade de uma substância se dissolver em outra chama-se **solubilidade** e, a água é o solvente mais usado, dai ser designada de solvente universal.

Ora, existe um conjunto de substâncias que **em água**, dissolve-se formando **iões (positivo e negativo)**, sendo o ião positivo sempre o ião Hidrogénio (H^+). A este tipo de substâncias Svant Arrhenius, químico sueco, deu o nome de ácidos.

A dissolução que transforma as substâncias em iões tem a designação específica de **dissociação iónica**.



Assim, segundo Arrhenius:
Ácidos – são substâncias que em solução aquosa dissociam-se libertando como ião positivo, apenas iões hidrogénio (H^+).

O $\mathbf{H^+}$ liberto durante a dissociação provém da composição do próprio ácido pois, como deve estar lembrado, da 8ª classe, todo o ácido apresenta a fórmula geral $\mathbf{H_nX}$, da qual já em água o H separa-se do radical X.

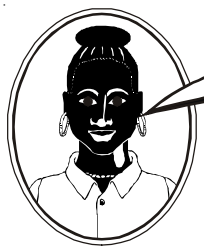
Assim, como todos os ácidos apresentam esta fórmula geral, é de esperar que quando dissociados libertem, todos eles, como ião positivo, o ião H^+. E, como terá a oportunidade de aprender em próximas lições, as características típicas dos ácidos, são devidas á presença neles do H^+, daí se dizer que o H^+ é o **grupo funcional dos** ácidos.



Grupo funcional – á partícula (átomos ou conjunto de átomos ligados entre si) responsável ou que concede as características que identificam o grupo.

O H^+ é responsável pelas características típicas dos ácidos.

A definição de ácido dada por Arrhenius vem deste modo argumentar o que foi referido na 8ª classe, em que apenas se dizia que os ácidos são substâncias que alteram as cores de indicadores para colorações específicas e determinadas. Portanto, a coloração definida que cada indicador adquire quando se lhe adiciona um ácido é devida a reacção deste indicador com o H^+ existente em todos os ácido, que logicamente formam o mesmo produto.



Esperamos que tenha conseguido enquadrar a definição de ácido que já trazia da 8ª classe a esta dada por Arrhenius. Como pode ter notado, não há nenhum contraste entre elas, antes pelo contrário, complementam-se, dando mais sentido a referência anterior. Em próxima lição, veremos como escrever as fórmulas químicas e dar nomes aos ácidos.

5 Ácidos

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Escrever as fórmulas químicas dos ácidos mais importantes.
- Classificar os ácidos.
- Dar nomes aos ácidos mais importantes.

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



INTRODUÇÃO

Segundo Arrhenius, ácidos são substâncias que em solução aquosa dissociam-se libertando como ião positivo, apenas iões hidrogénio (H^+).

O H^+ liberto por todos os ácidos quando em solução aquosa já existe na composição dos ácidos pois, como diz um dos grandes princípios da Natureza, "nada vem do nada". Assim, no final desta lição, esperamos que você seja capaz de escrever as fórmulas químicas dos ácidos mais importantes e dar os respectivos nomes.

Montagem das Fórmulas Químicas dos Ácidos

Já da 8ª classe, sabe-se que os ácidos obedecem à fórmula geral:

H_nX,

onde:

H – Representa o símbolo do elemento Hidrogénio

X – É o radical do ácido

n – Representa a valência do radical ácido

Para montar ou escrever as fórmulas químicas de ácidos, é necessário:

- **Primeiro**: Conhecer as fórmulas dos radicais ácido.
- **Segundo**: É importante conhecer as valência dos radicais ácido.

Na tabela abaixo estão indicadas as fórmulas dos radicais dos ácidos mais importantes e as respectivas valências.

Radical ácido	Valência
F^-, Cl^-, Br^-, I^-, NO_2^-, NO_3^-,	I
S^{2-}, SO_3^{2-}, SO_4^{2}, CO_3^{2-},	II
PO_3^{3-}, PO_4^{3-}	III

Tabela 1 – radicais ácido mais importantes

Repare, caro aluno, que diferentemente da representação que se fez na 8ª Classe, em que o radical era apenas um átomo ou conjunto de átomos ligados entre si, na representação actual, os radicais ácido aparecem como **iões de carga negativa do tamanho da sua valência.**

Esta forma de representar é a mais correcta pois, como fizemos referência, um ácido quando em água dissocia-se em iões H^+ e do respectivo radical ácido (X^{n-}). Portanto, os **radicais ácido** não são átomos ou conjunto de átomos ligados entre si, **são iões**.

Entretanto, quando os iões H^+ se ligam ao radical ácido (X^{n-}) para formar o ácido, as cargas dos iões anulam-se formando-se assim moléculas $\mathbf{H_nX}$ e não mais iões.

Assim, obedecendo o procedimento para escrever a fórmula química de uma substância em que, escrevemos os símbolos ou fórmulas das partículas componentes, seguida da troca de valências, temos as fórmulas químicas seguintes:

$$\mathbf{H^+ + Cl^- \longrightarrow HCl}$$

$$\mathbf{H^+ + NO_3^- \longrightarrow HNO_3}$$

$$\mathbf{2H^+ + SO_4^{2-} \longrightarrow H_2SO_4}$$

$$\mathbf{3H^+ + PO_3^{3-} \longrightarrow H_3PO_3}$$

Radical ácido	Valência	Fórmula do ácido
F^-	I	HF
Cl^-		HCl
Br^-		HBr
I^-		HI
NO_2^-		HNO_2
NO_3^-		HNO_3
S^{2-}	II	H_2S
SO_3^{2-}		H_2SO_3
SO_4^{2-}		H_2SO_4
CO_3^{2-}		H_2CO_3
PO_3^{3-}	III	H_3PO_3
PO_4^{3-}		H_3PO_4

Tabela 2 – Fórmulas dos principais ácidos

Classificação dos Ácidos

Como deve saber, caro aluno, qualquer classificação visa agrupar e ordenar o que estiver sendo classificado, de acordo com as semelhanças e diferenças, permitindo melhor estudo e conhecimento do classificado.

Sabe-se que existem muitos ácidos, entretanto, apesar de todos terem características comuns que fazem com que pertençam à mesma classe, existe uma variabilidade de aspectos que lhes distinguem. Assim, de entre vários critérios de classificação, consideraremos a classificação segundo: a presença de oxigénio, presença de carbono, número de hidrogénios ionizáveis e quantidade de elementos.

Classificação de Ácidos Quanto à Presença de Oxigénio

Reparando nas fórmulas químicas dos ácidos mais importantes listados na tabela anterior, é de notar que existem ácidos que apresentam átomos de oxigénio na sua composição e outros tantos que não o têm. Deste modo teremos:



Ácidos oxácidos – ácidos que em sua composição apresentam um ou mais átomos de oxigénio.

Exemplo:
HNO_3, H_2SO_4 ; H_2SO_3 ; H_3PO_4



Ácidos hidrácidos – ácidos que não apresentam oxigénio em sua composição.

Exemplo:
HCl; HF; HBr; H_2S

Classificação de Ácidos Quanto à Presença de Carbono

Embora da listagem de ácidos feita na tabela acima não esteja reflectida a classificação de acordo com este critério, na 10ª classe, melhor se evidenciará este tipo de classificação. Então, dependendo de existir ou não o carbono na composição do ácido, teremos:



Ácidos inorgânicos – ácidos que em sua composição não apresentam carbono.

Exemplo:
Todos os ácidos listados na tabela anterior. O H_2CO_3, entre outros, embora apresentem carbono, são considerados inorgânicos.



Ácidos orgânicos – ácidos que apresentam carbono na sua composição.
Exemplo:
CH_3-COOH; H-COOH; CH_3-CH_2-COOH

Classificação de Ácidos Quanto ao Número de Hidrogénios Ionizáveis

Da definição segundo Arrhenius, ácidos são substâncias que em solução aquosa dissociam-se libertando como catiões, apenas H^+. Entretanto, o número de H^+ liberto pelos ácidos, varia de ácido para ácido.

Provavelmente você se questione, o que é um hidrogénio ionizável. Ora, hidrogénio ionizável é todo o átomo de hidrogénio da molécula que se pode transformar em ião H^+ quando em solução aquosa. Existem ácidos que quando em solução aquosa libertam apenas um H^+, outros libertam dois H^+ e, outros libertam três, assim sucessivamente. Nessa base temos a seguinte classificação:



Ácidos monopróticos – são ácidos que em solução aquosa libertam apenas um ião de hidrogénio ($1H^+$).

Ácidos monopróticos são também chamados de monoácidos. No geral são aqueles que na sua composição apresentam apenas um átomo de hidrogénio. Entretanto, em próximas classes terá a oportunidade de conhecer ácidos monopróticos que têm na sua molécula mais do que um átomo de hidrogénio.

Exemplo:

HI, HBr, HNO_2



Ácidos dipróticos – são ácidos que em solução aquosa libertam dois iões hidrogénios ($2H^+$).

Ácidos dipróticos são também chamados de diácidos ou biácidos. E, estes apresentam, geralmente, na sua molécula, dois átomos de hidrogénio.

Exemplo:

H_2S; H_2CO_3 ;H_2SO_4



Ácidos tripróticos – são ácidos que em solução aquosa libertam três hidrogénios ($3H^+$).
Ácidos tripróticos são também chamados de triácidos e, geralmente apresentam na sua molécula três átomos de hidrogénio.

Exemplo:

H_3PO_3 ; H_3PO_4



Além dos mono, di e triácidos, também existem tetrácidos, que são aqueles que apresentam 4 hidrogénios ionizáveis.

Na tabela abaixo estão apresentados os principais ácidos monopróticos, dipróticos e tripróticos.

Classificação do ácido	Fórmula
Monoprótico	HF; HCl; HBr; HI; HNO_2; HNO_3
Diprótico	H_2S; H_2CO_3; H_2SO_3; H_2SO_4;
Triprótico	H_3PO_3 ; H_3PO_4

Tabela 3 – classificação de ácidos quanto ao número de hidrogénios ionizáveis.

Classificação de Ácidos Quanto ao Número de Elementos

Certamente que você sabe distinguir um elemento químico de um átomo. A classificação aqui referida toma em consideração o **número de elementos** presente na molécula. Reparando nas fórmulas dos ácidos apresentados na tabela é fácil contar quantos elementos constituem determinado ácido. Deste modo, temos ácidos formados por dois elementos, por três, assim sucessivamente, dando lugar à seguinte classificação:



Ácidos binários – ácidos formados por dois elementos químicos.

Atenção, caro aluno, apenas está em causa o número de elementos e não o número de átomos presentes na molécula.

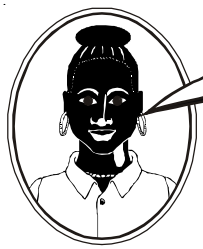
Exemplo:
HBr – é formado pelos elementos químicos hidrogénio e bromo.
H_2S – é formado pelos elementos químicos hidrogénio e enxofre.



Ácidos ternários – ácidos formados por três elementos químicos.

Exemplo:

HNO_2 – é formado pelos elementos químicos hidrogénio, nitrogénio e oxigénio.
H_3PO_4 - é formado pelos elementos químicos hidrogénio, fósforo e oxigénio.



Caro aluno, além de ácidos binários, ternários, também existem ácidos quaternários, que são formados por quatro elementos químicos diferentes. Logicamente que não existe ácido monário, pois, este seria formado por um átomo, enquanto já se sabe que um ácido é formado por hidrogénio e radical ácido.

Antes de ter relações sexuais, esteja preparado(a), certifique-se:

- Gosta mesmo dessa pessoa especial?
- Ambos querem ter relações sexuais?
- Sente-se bem e em segurança com essa pessoa especial?

Então ... utilize um preservativo novo e não arrisque o perigo de doenças ou infecções.

A MALÁRIA

A **malária é o mesmo que paludismo**. É **transmitida através de picadas de mosquito** e, se não for tratada a tempo, pode levar à morte, principalmente de crianças e mulheres grávidas.

Quais os sintomas da malária?

- Febres altas.
- Tremores de frio.
- Dores de cabeça.
- Falta de apetite.
- Diarreia e vómitos.
- Dores em todo o corpo e nas articulações.

Como prevenir a malária?

Em todas as comunidades devemos-nos proteger contra a picada de mosquitos. Para isso, devemos:

- Eliminar charcos de água à volta da casa - os mosquitos multiplicam-se na água.
- Enterrar as latas, garrafas e outros objectos que possam facilitar a criação de mosquitos.
- Queimar folhas antes de dormir para afastar os mosquitos (folhas de eucalipto ou limoeiro).
- Colocar redes nas janelas e nas portas das casas, se possível.
- Matar os mosquitos que estão dentro da casa, usando insecticidas.
- Pulverizar (fumigar) a casa, se possível.

6 Nomenclatura dos Ácidos

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Nomear aos ácidos mais importantes.

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



INTRODUÇÃO

Caro aluno, em varías ocasiões você teve de aprender a nomenclatura de objectos, plantas, animais e mesmo de substâncias químicas. E, com certeza sabe que a nomenclatura é o acto de dar nomes.
Nesta lição você vai aprender os procedimentos para a atribuição de nomes aos ácidos. Certamente que você ainda se lembra dos nomes de alguns ácidos que aprendeu na 8ª classe.

Nomenclatura dos Ácidos

A nomenclatura dos ácidos baseia-se na classificação destes de acordo com a presença ou ausência do Oxigénio na molécula, como vamos ver já a seguir.

Na classificação referida, encontramos ácidos hidrácidos (sem oxigénio na molécula) e, ácidos oxácidos (que apresentam oxigénio na molécula). Assim, para facilitar a atribuição dos nomes, temos:

Ácidos Hidrácidos

(ácidos que não contêm Oxigénio)

Para nomear ácidos que não contêm Oxigénio na sua constituição, obedece-se à seguinte regra:

Ácido + nome do radical + ídrico

Como pode notar, em ácidos hidrácidos, o radical ácido corresponde ao átomo de um ametal, que você, certamente, conhece o respectivo nome. Então, após pronunciar a palavra ácido, basta acrescentar ao nome do elemento que constitui radical, a terminação ídrico, você já tem o nome do ácido devidamente atribuído.

Portanto, pronuncia-se a palavra **ácido**, seguido do **nome do radical**, estando este ligado à terminação **ídrico**.

Exemplo 1:

HCl

Ácido + nome do radical + ídrico

Ácido + Clor(o) + ídrico

(elemento Cloro)

Você sabe que em Língua Portuguesa não podem existir duas vogais seguidas. Repare que neste caso temos duas vogais seguidas, que são o último "o" da palavra Cloro e o primeiro " í " do ídrico. Por esta razão o nome deste ácido fica: **Ácido Clorídrico**. Fácil não acha?

Exemplo 2:

HF

Ácido + Flúor + ídrico $\Rightarrow$ **Ácido Fluorídrico**

(elemento Flúor)

Exemplo 3:

H_2S

Ácido + Sulfur + ídrico $\Rightarrow$ **Ácido sulfídrico**

(elemento enxofre = sulphur)

Ácidos Oxácidos

Para nomear ácidos que contêm Oxigénio na sua constituição, obedece-se à seguinte regra:

Ácido + nome do átomo central + ico

Em oxácidos, o radical ácido é constituído por Oxigénio e por um outro elemento ametálico, que na fórmula química do ácido, este último fica no centro (meio) da fórmula.

Portanto, para dar nome a um ácido oxácido, dizemos a palavra **ácido**, seguida do **nome do átomo central** ligado à terminação **ico**.

Exemplo 1

H_2CO_3

Ácido + nome do átomo central + ico

Ácido + Carbon(o) + ico

Como vê, o nome do ácido fica **Ácido Carbónico**

Exemplo 2

H_2SO_4

Ácido + Sulfur + ico

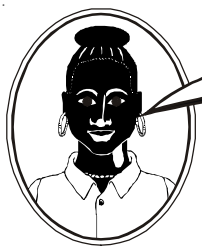
O nome do ácido fica **Ácido sufúrico**

Exemplo 3

HNO_3

Ácido + Nitr(o) + ico

O nome do ácido fica **Ácido nítrico**



Determinados elementos químicos que constituem átomos centrais em oxácidos formam **dois tipos ácidos**. Para diferenciar o nome de um dos ácidos do outro obedece-se à seguinte regra:

Ácido + nome do átomo central +

- **ico** (maior nº de átomos de Oxigénio)
- **oso** (menor nº de átomos de Oxigénio)

Portanto, para oxácidos de um mesmo elemento central, usamos a terminação **ico** para o ácido de **maior número de átomos de Oxigénio** e, a terminação **oso**, para o ácido de **menor número de átomos de Oxigénio**.

Exemplo 1

Para o elemento Nitrogénio temos os ácidos: HNO_3 e HNO_2

HNO_3 Ácido + Nitr(o) + **ico**

O nome do ácido fica **Ácido nítrico**

HNO_2 Ácido + Nitr(o) + **oso**

O nome do ácido fica **Ácido nitroso**

Exemplo 2

Para o elemento Fósforo temos os ácidos: H_3PO_4 e o H_3PO_3

H_3PO_4 Ácido + Fósfor(o) + **ico**

O nome do ácido fica **Ácido fosfórico**

H_3PO_3 Ácido + Fósfor(o) + **oso**

O nome do ácido fica **Ácido fosforoso**

Exemplo 3

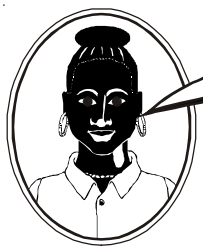
Para o elemento Enxofre temos os ácidos: H_2SO_4 e o H_2SO_3

H_2SO_4 Ácido + Sulfur + **ico**

O nome do ácido fica **Ácido sulfúrico**

H_2SO_3 Ácido + Sulfur + **oso**

O nome do ácido fica **Ácido sulfuroso**



Chegados a esta fase, nada melhor que resolver alguns exercícios para avaliar o grau de assimilação do que já aprendeu.



ACTIVIDADE

1. Assinale com um ✓ a alínea que melhor completa a frase, de modo a corresponder com a definição de ácido.

Segundo Arrhenius, ácidos...

a) ...são substâncias que alteram as cores de indicadores para cores definidas. ✓

b) ...são substâncias que quando caiem no nosso organismo criam sensação de queimadura. ☐

c) ...são substâncias que em solução aquosa dissociam-se libertando como ião positivo, apenas iões H^+. ☐

2. Dados os ácidos, complete o quadro de modo a corresponder a classificação correcta dos mesmos:

Fórmula química do ácido	Classificação quanto			
	Presença de oxigénio	Presença de carbono	Número de H^+ ionizáveis	Número de elementos
H_2SO_4				
H_2S				
HI				
H_3PO_4				

3. Complete o quadro abaixo de modo a traduzir as fórmulas químicas e os nomes dos ácidos estudados:

Fórmula do radical ácido	Valência do radical	Fórmula química do ácido	Nome do ácido
NO_2^-	I		
		HNO_3	
Br^-			Ácido bromídrico
PO_3^{3-}	III		
			Ácido fosfórico

4. Assinale com um **V** ou **F**, conforme as afirmações a seguir sejam verdadeiras ou falsas:

A: Ácidos tripróticos

V/F

a) apresentam três átomos na sua composição. ☐

b) apresentam três elementos químicos na sua composição. ☐

c) Apresentam três hidrogénios ionizáveis. ☐

B: Ácidos hidrácidos

V/F

a) Não apresentam iões H^+ na sua composição. ☐

b) Apresentam oxigénio na sua composição. ☐

c) Não apresentam hidrogénio na sua composição. ☐

d) Não apresentam oxigénio na sua composição. ☐

C: Ácidos binários

V/F

a) Formados por dois átomos do mesmo elemento químico. ☐

b) Formados por dois elementos químicos diferentes. ☐

c) Formados por dois radicais ácidos ☐

d) Formam dois tipos de ácidos com quantidade diferente de átomos de oxigénio. ☐

D: Ácidos orgânicos

V/F

a) Apresentam carbono na sua composição. ☐

b) Apresentam oxigénio na sua composição. ☐

c) Não apresentam carbono na sua composição. ☐

d) Não libertam H^+ em solução aquosa. ☐



Compare as suas soluções com as que lhe apresentamos na Chave de Correcção a seguir:



CHAVE DE CORRECÇÃO

1. c)

2.

Fórmula química do ácido	Classificação quanto			
	Presença de oxigénio	Presença de carbono	Número de H^+ ionizáveis	Número de elementos
H_2SO_4	oxácido	inorgânico	diprótico	ternário
H_2S	hidrácido	inorgânico	diprótico	binário
HI	hidrácido	inorgânico	monoprótico	binário
H_3PO_4	oxácido	inorgânico	triprótico	ternário

3.

Fórmula do radical ácido	Valência do radical	Fórmula química do ácido	Nome do ácido
NO_2^-	I	HNO_2	Ácido nitroso
NO_3^-	I	HNO_3	Ácido nítrico
Br^-	I	HBr	Ácido bromídrico
PO_3^{3-}	III	H_3PO_3	Ácido fosforoso
PO_4^{3-}	III	H_3PO_4	Ácido fosfórico

4.

A:

a) F

b) F

c) V

B:

a) F

b) F

c) F

d) V

C:

a) F

b) V

c) F

d) F

D:

a) V

b) F

c) F

d) F



Acertou em todas? Se sim, você está de parabéns. Continue o seu estudo passando para a próxima lição. Se é que errou em mais que duas, reveja sua lição e, caso persistam as dificuldades, estude com um colega e volte a resolver as questões em que teve dificuldades. Coragem.

AS DTS

O que são as DTS?

As DTS são **Doenças de Transmissão Sexual**. Ou seja, as **DTS** são doenças que se **transmitem pelo contacto sexual**, vulgarmente dito: fazer amor. Antigamente, estas doenças eram chamadas de doenças venéreas, pois "Vénus" era o nome de uma deusa grega que era conhecida como a "deusa do amor".

Quando suspeitar de uma DTS?

Nas meninas e mulheres

- Líquidos vaginais brancos e mal cheirosos;
- Comichão ou queimaduras na vulva, vagina ou no ânus;
- Ardor ao urinar;
- Feridas nos órgãos sexuais.

Nos rapazes e nos homens

- Um corrimento de pus (sujidade) a sair do pénis;
- Feridas no pénis e nos outros órgãos genitais;
- Ardor ao urinar.

7 Dissociação dos Ácidos

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Escrever as equações químicas de dissociação iónica dos ácidos.

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



INTRODUÇÃO

Em lições anteriores definimos ácidos como substâncias que em solução aquosa se dissociam libertando como ião positivo, apenas iões hidrogénio (H^+). Afinal o que é a dissociação?

No final desta lição você estará em condições de explicar o que é a dissociação e, vai poder escrever as equações químicas de dissociação iónica dos ácidos.

Dissociação Iónica dos Ácidos

Sabe-se de lições anteriores que a fórmula geral de ácidos é H_nX, onde X, é radical do ácido e n, a valência do radical ácido, que face à troca de valências que se faz na montagem da fórmula, torna-se índice de Hidrogénio na molécula do ácido. Este índice passa a indicar o número de átomos de Hidrogénio que constituem a molécula do ácido.

Segundo Arrhenius todo o ácido quando está na água (em solução aquosa), a sua tendência é de nela ocorrer a separação dos seus componentes (Hidrogénios do seu radical ácido), fenómeno chamado de **dissociação iónica**, pois, as partículas resultantes dessa separação são iões. Certamente que você já tinha ouvido antes, alguém dizer, que algo dissociou-se. Portanto, o sentido geral dessa afirmação traduz a ocorrência de uma separação.



Dissociação iónica de um ácido – é o fenómeno de separação de componentes de um ácido em iões, quando em solução aquosa.

$$H_nX + H_2O \rightleftharpoons nH^+_{(aq)} + X^{n-}_{(aq)}$$

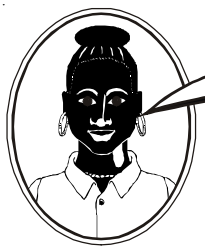
A água que é o meio em que o processo ocorre (representada no primeiro membro como H_2O), permanece no segundo membro, estando representada por $_{(aq)}$, que significa aquoso. Portanto, os iões que se separam por acção da água, ficam dentro dessa mesma água, daí que é obrigatório após indicar o processo de separação, os iões formados terem que aparecer em solução aquosa.



Na representação de equações de dissociação de ácidos, geralmente usamos duas setas de sentidos opostos (reacção reversível), o que mostra que a determinado momento estabelece-se um equilíbrio químico entre o ácido e os seus iões. Lembre-se, caro aluno, que no Módulo 5 aprendeu esse tipo de representação.

A dissociação (separação dos componentes) dos ácidos em iões ocorre de duas formas:

- **Parcial** – quando em cada etapa ou fase separa-se um Hidrogénio em forma de H^+ e fica um radical de carga mononegativa, repetindo-se o acto em tantas etapas, até a libertação de todos os Hidrogénios.
- **Total** – quando em uma única etapa ou fase, separam-se todos os Hidrogénios em forma de H^+, restando apenas o radical ácido de carga negativa igual ao número de H^+ separados.



Dependendo do tipo de ácido, se monoprótico, diprótico ou triprótico, tem-se dissociação parcial com apenas uma etapa, duas ou três etapas, respectivamente.

Dissociação Parcial

Já afirmamos que a dissociação parcial, tal como o nome refere, é a separação dos Hidrogénios do ácido, onde em cada etapa separa-se apenas um H^+. Pelo que esta ocorre em tantas etapas conforme o número de Hidrogénios ionizáveis. Vejamos então como é que ocorre este tipo de dissociação.

Exemplo 1

Escreva as equações químicas de dissociação parcial de: HCl e HNO_3.

HCl:
Dissociar HCl significa, separar o único Hidrogénio da molécula do ácido, sob forma de H^+, do seu radical. Com a saída do H^+, todo o radical ácido restante, ganha uma carga negativa, tornando-se um radical mononegativo. E representa-se:

$$HCl + H_2O \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

HNO_3:
Como , HNO_3 é um ácido monoprótico, em solução aquosa, ocorre a separação do único Hidrogénio sob forma de H^+, do seu radical. A separação do H^+, faz com que toda a estrutura restante adquira uma carga mononegativa. Assim a dissociação iónica deste ácido representa-se:

$$HNO_3 + H_2O \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)}$$

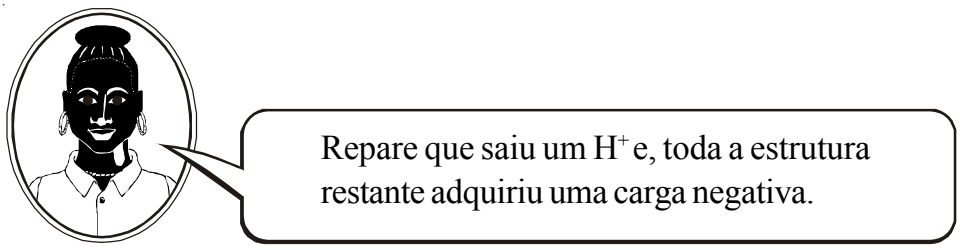
Exemplo 2

Escreva as equações químicas de dissociação parcial de H_2S.

H_2S:
É um ácido diprótico. Em solução aquosa, os seus dois Hidrogénios separam-se do radical ácido sob forma de H^+. Tratando-se de dissociação parcial, em cada etapa separa-se apenas um H^+ e, o radical restante, adquire uma carga negativa correspondente, repetindo-se tantas vezes quanto o número de Hidrogénios. Assim temos a representação:

1ª Etapa de dissociação parcial

$$H_2S + H_2O \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + HS^-_{(aq)}$$



2ª Etapa de dissociação parcial

$$HS^- + H_2O \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + S^{2-}_{(aq)}$$

Como a finalidade da dissociação é separar os Hidrogénios do seu radical, na segunda etapa assume-se que coloca-se o radical, ainda hidrogenado (HS^-) em água e, assim o Hidrogénio separa-se do radical. Com a saída de segundo H^+, o radical restante adquire uma segunda carga negativa, daí se tornar (S^{2-}).

Exemplo 3

Escreva as equações químicas de dissociação parcial de H_3PO_4.

H_3PO_4:
Este é um ácido triprótico. Significa que em solução aquosa, os seus três Hidrogénios separam-se do radical ácido sob forma de H^+. Em cada etapa separa-se apenas um H^+ e, o radical restante, vai adquirindo uma carga negativa correspondente, repetindo-se o facto tantas vezes quanto o número de Hidrogénios. Assim temos a representação:

1ª Etapa de dissociação parcial

$$H_3PO_4 + H_2O \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + H_2PO_4^-{}_{(aq)}$$



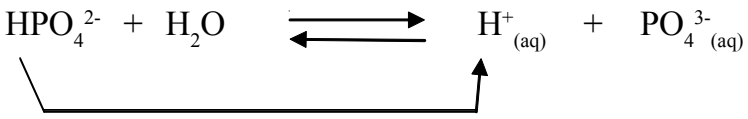
Repare que saiu um H^+ e, toda a estrutura restante adquiriu uma carga negativa ($H_2PO_4^-$).

2ª Etapa de dissociação parcial

$$H_2PO_4^- + H_2O \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + HPO_4^{2-}{}_{(aq)}$$

Como a finalidade da dissociação é separar os Hidrogénios do seu radical, na segunda etapa assume-se que coloca-se o radical, ainda hidrogenado ($H_2PO_4^-$) em água e, assim um dos Hidrogénios separa-se do radical. Com a saída de segundo H^+, o radical restante adquire uma segunda carga negativa, daí se tornar (HPO_4^{2-}).

3ª Etapa de dissociação parcial



Como ainda existe um Hidrogénio ligado ao radical (HPO_4^{2-}), colocando este em água o Hidrogénio separa-se do radical. Com a saída do terceiro H^+, o radical restante adquire uma terceira carga negativa, daí se tornar (PO_4^{3-}).

Dissociação Total

A dissociação total, tal como o nome refere, corresponde à separação de todos os Hidrogénios do seu radical ácido numa única etapa. Nesta, formam-se tantos H^+ quanto o número de Hidrogénios presentes no ácido e, o radical ácido apresenta carga negativa na ordem do número H^+ formados. Vejamos como é que se representa a dissociação total dos ácidos.

Exemplo 1

Escreva a equação química de dissociação total de HNO_3.

HNO_3

Como pode-se observar, o ácido nítrico (HNO_3) é um ácido monoprótico, tem apenas um Hidrogénio ionizável. Assim sendo, dissocia-se totalmente, libertando o único Hidrogénio, segundo mostra a representação abaixo.

$$HNO_3 + H_2O \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)}$$

Exemplo 2

Escreva a equação química de dissociação total de H_2S.

H_2S

O ácido sulfídrico (H_2S), é um ácido diprótico, o que significa que em solução aquosa dissocia-se libertando dois H^+. Na dissociação total os dois Hidrogénios separam-se do seu radical ácido numa única etapa.

$$H_2S + H_2O \rightleftharpoons 2H^+_{(aq)} + S^{2-}_{(aq)}$$



Caro aluno, repare que com a separação dos dois Hidrogénios sob forma de H^+, o radical ácido fica com uma carga negativa igual ao número de Hidrogénios que se separaram (S^{2-}).

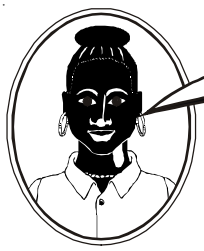
Exemplo 3

Escreva a equação química de dissociação total de H_3PO_4.

H_3PO_4

O ácido fosfórico (H_3PO_4), é um ácido triprótico, o que significa que em solução aquosa dissocia-se libertando três H^+. Na dissociação total os três Hidrogénios separam-se do seu radical ácido numa única etapa.

$$H_3PO_4 + H_2O \rightleftharpoons 3H^+_{(aq)} + PO_4^{3-}{}_{(aq)}$$



Repare, caro aluno, que com a separação dos três Hidrogénios sob forma de H^+, o radical ácido fica com uma carga negativa igual ao número de Hidrogénios que se separaram (PO_4^{3-}).

Exemplo 4

Escreva as equações químicas de dissociação parcial e total de H_2SO_4.

Como você já sabe escrever as equações químicas de dissociação parcial e total de ácidos, separadamente, desta vez trata-se de fazer as duas. Assim representa-se da seguinte maneira:

$$H_2SO_4 + H_2O \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + HSO_4^-{}_{(aq)}$$ ← 1ª Etapa da dissociação parcial

$$HSO_4^- + H_2O \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$$ ← 2ª Etapa da dissociação parcial

$$H_2SO_4 + H_2O \rightleftharpoons 2H^+_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$$ ← Dissociação total



Estamos no fim da nossa lição, caro aluno. Resolva a actividade que lhe sugerimos abaixo, de modo a avaliar o seu grau de assimilação deste conteúdo.



ACTIVIDADE

1. Assinale com um ✓ a alínea que melhor completa a frase de modo a corresponder a definição certa de dissociação iónica de um ácido.

Dissociação iónica é…

a) … o fenómeno de separação de componentes de um ácido em iões, quando em solução aquosa. ✓

b) … o fenómeno que consiste em dissolver os ácidos. ☐

c) … qualquer reacção em que participa um ácido. ☐

d) … o processo de formação de um ácido a partir de seus componentes (H^+ e radical ácido). ☐

2. Escreva as equações químicas de dissociação parcial e total dos seguintes ácidos:

A: H_2CO_3

B: HBr

C: H_3PO_3



Compare as suas soluções com as que lhe apresentamos a seguir.

CHAVE DE CORRECÇÃO

1. a)

2.

A:

$H_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + HCO_3^-{}_{(aq)}$ 1ª Etapa da dissociação parial

$HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + CO_3^{2-}{}_{(aq)}$ 2ª Etapa da dissociação parcial

---

$H_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons 2H^+_{(aq)} + CO_3^{2-}{}_{(aq)}$ Dissociação total

B:

$HBr + H_2O \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + Br^-_{(aq)}$ Dissociação parcial igual à total

C:

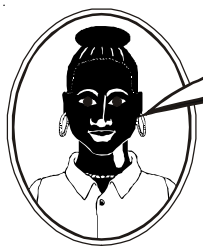
$H_3PO_3 + H_2O \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + H_2PO_3^-{}_{(aq)}$ 1ª Etapa da dissociação parcial

$H_2PO_3^- + H_2O \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + HPO_3^{2-}{}_{(aq)}$ 2ª Etapa da dissociação parcial

$HPO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + PO_3^{3-}{}_{(aq)}$ 3ª Etapa da dissociação parcial

---

$H_3PO_3 + H_2O \rightleftharpoons 3H^+_{(aq)} + PO_3^{3-}{}_{(aq)}$ Dissociação total



Acertou em todas? Parabéns! Continue o seu estudo na próxima lição. Se é que errou, volte a estudar a sua lição e resolva novamente as questões que tenha errado. Coragem!

Ter relações sexuais quando se é muito jovem é perigoso:

- pode causar uma gravidez não
- planeada,
- pode transmitir doenças como a SIDA,
  pode provocar infertilidade - onde raparigas não possam ter filhos quando
- forem mais velhas,
  pode causar cancro do colo do útero em raparigas.

Pense bem antes de ter relações sexuais. Não corra riscos desnecessários.

A SIDA

A **SIDA** é uma **doença grave** causada por um vírus. **A SIDA não tem cura**. O número de casos em Moçambique está a aumentar de dia para dia. **Proteja-se!!!**

Como evitar a SIDA:

- Adiando o início da actividade sexual para quando for mais adulto e estiver melhor preparado.
- Não ter relações sexuais com pessoas que têm outros parceiros.
- Usar o preservativo ou camisinha nas relações sexuais.
- Não emprestar nem pedir emprestado, lâminas ou outros instrumentos cortantes.

8 Propriedades dos Ácidos

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Identificar as propriedades comuns das soluções ácidas.
- Escrever as equações químicas de reacção de ácidos com metais e com óxidos básicos.

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



INTRODUÇÃO

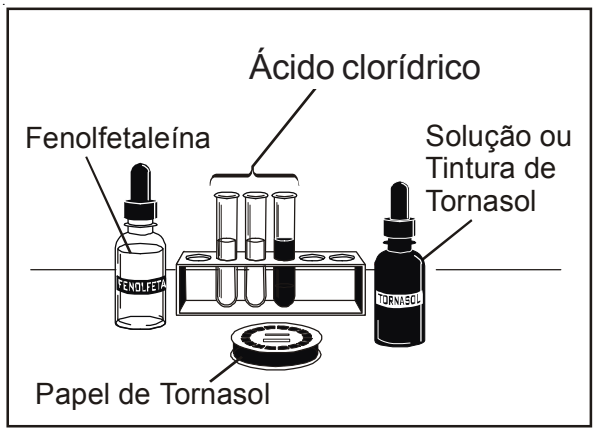
Você já aprendeu algumas características comuns aos ácidos, tendo sido acompanhadas por experiências que as elucidassem.
Nesta lição, você vai ter a oportunidade de se recordar dessas características e, conhecer outras ainda associadas à definição de ácido, segundo Arrhenius.



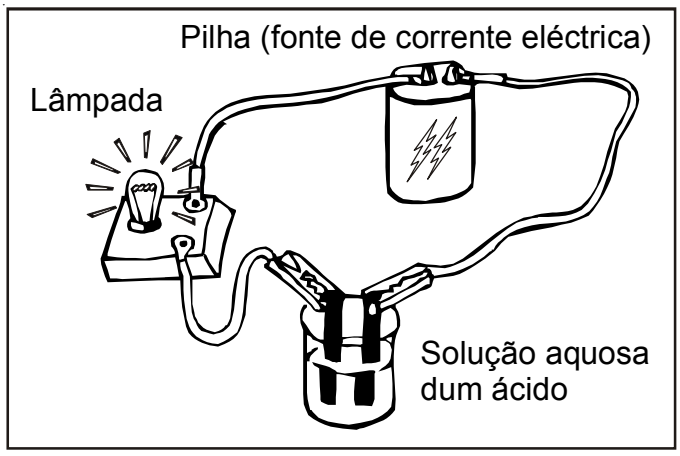
FAZENDO REVISÕES...

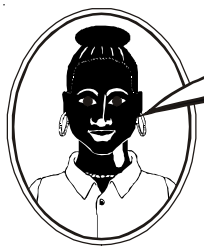
Em lições anteriores tanto deste módulo como na 8ª classe, mediante a realização de experiências chegamos a conclusão de que:
Todas as soluções ácidas:

- têm sabor azedo característico.
- avermelham a solução ou o papel azul de tornasol.



- mantêm incolor a solução alcoólica de fenolfetaleína.
- conduzem a corrente eléctrica.





Atenção! Os químicos não provam soluções pela boca! Esse procedimento é perigoso pois, há substâncias químicas que são corrosivas (queimam), tóxicas ou mesmo venenosas. Para se detectar o carácter químico de uma substância recorre-se a procedimentos específicos como o uso de indicadores, entre outros.

Relacionado com as características acima mencionadas, surgem perguntas como:

- Por quê é que diferentes soluções ácidas alteram as cores de indicadores para uma mesma cor, por exemplo, todas tornam a solução azul de tornasol vermelha.

Baseando-nos na teoria de dissociação iónica dos ácidos podemos encontrar uma explicação.

Todo o ácido em solução aquosa dissocia-se e liberta como catião, apenas o H^+. Assim a cor comum que os indicadores manifestam, resulta da reacção do indicador em causa com o H^+ dos ácidos, daí termos sempre mesma cor.

Portanto, a alteração de cores de indicadores, a condução eléctrica e o sabor azedo característico, designadas de **propriedades ácidas**, são características concedidas pelos iões H^+. É por isso que se diz que o **H^+** é responsável pelas **características ácidas**. O H^+ é o **grupo funcional dos ácidos**.

De igual modo, a capacidade de reagir dos ácidos muito dependerá do H^+, é por isso que sempre que um ácido qualquer reagir com determinada substância, teremos mesmo tipo de produto pois, a parte que reage é a do grupo funcional, o H^+.

Propriedades Químicas dos Ácidos

Quando se faz referência a propriedades químicas de uma substância, está em causa o conhecimento da reactividade química dessa substância, isto é, pretende-se saber com quem essa substância reage e, que produtos se formam.

As reacções que nos propomos a tratar nesta lição – a reacção de ácidos com metais e com óxidos de metais, não são novidade para si, na 8ª classe você aprendeu isto. Esperamos, então, que assimile com facilidade.

Reacção de Ácidos com Metais

Uma das reacções característica dos ácidos foi lhe traduzida, na 8ª classe, pela experiência de obtenção laboratorial do Hidrogénio. E, esta consistiu na reacção de uma solução de um ácido diluído com um metal, na circunstância foi reacção de Ácido sulfúrico diluído com o Zinco. Lembra-se dessa reacção?

Dessa reacção, além do Hidrogénio que era o produto desejado, também se obteve outra substância pertencente à função sal (por si já estudada), o Sulfato de Zinco.

Então, podemos generalizar que da reacção química de um **ácido** e um **metal**, forma-se um **sal** e liberta-se o **Hidrogénio**.

Esta reacção é tipicamente de substituição pois, o metal substitui o Hidrogénio do ácido, sendo ele liberto como Hidrogénio molecular. Portanto, a reacção de um ácido com um metal é uma **reacção de substituição.**

Entretanto você deve se lembrar que na escrita duma fórmula química faz-se a troca de valências dos componentes da mesma.

Ácido + Metal ⟶ Sal + Hidrogénio

$$yH_nX + nMe \longrightarrow Me_nX_Y + yH_2$$

Substitui

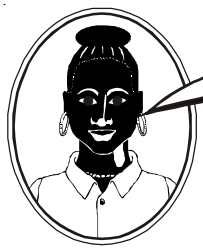
Onde:

Me – metal

X – radical ácido

n – valência do radical ácido

y – valência do metal



Sempre que se escreve uma equação química, deve-se acertar os coeficientes da mesma. Daí que as valências n e y, tornam-se coeficientes de acerto na equação geral.

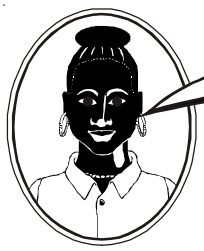
Exemplos:

1. Reacção de Ácido sulfúrico com o Zinco

$$H_2SO_4 + Zn \longrightarrow ZnSO_4 + H_2$$

2. Reacção de Ácido clorídrico com o Cálcio

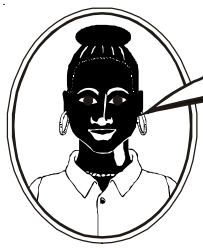
$$2HCl + 2Na \longrightarrow 2NaCl + H_2$$



Caro aluno, repare que temos o coeficientes antes das substâncias. Certamente que você sabe que provém do acerto da equação química. Toda a equação química é considerada certa quando com os coeficientes certos.

3. Reacção de Ácido fosfórico com o Cálcio

$$2H_3PO_4 + 3Ca \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2$$



Lembre-se, caro aluno, para escrever correctamente a fórmula química de qualquer substância, deve-se fazer a troca de valências. O Cálcio tem valência II e o radical ácido, (PO_4^{3-}), tem valência III. Fazendo a troca o sal formado fica com a fórmula $Ca_3(PO_4)_2$.

Reacção de Ácidos com Óxidos Básicos

Óxidos básicos são óxidos de elementos metálicos, lembra-se? Se não, reveja as primeiras lições do presente módulo.

Com efeito, os metais como por exemplo, o Sódio, Potássio, Magnésio, Cálcio, Bário, Alumínio, entre outros, quando em presença de Oxigénio, combinam-se com este e formam **óxidos metálicos**, comumente chamados de **óxidos básicos**, pois, estes em presença da água reagem com ela formando bases.

Certamente que você se recorda que para escrever as fórmulas desses óxidos deve-se fazer a troca de valências entre o metal e o oxigénio de modo a ter a fórmula correctamente escrita. Assim, para os metais acima referidos, as fórmulas químicas dos respectivos óxidos são: Na_2O; K_2O; MgO; CaO, BaO e Al_2O_3.

Que produtos se formam da reacção de um ácido e um óxido básico?

Quando um ácido reage com um óxido básico, forma-se um **sal** e **água**.

Ácido + Óxido básico ⟶ Sal + Água

Substitui

$$yH_nX + nMeO \longrightarrow Me_nX_Y + yH_2O$$

Onde:

Me – metal

X – radical ácido

n – valência do radical ácido

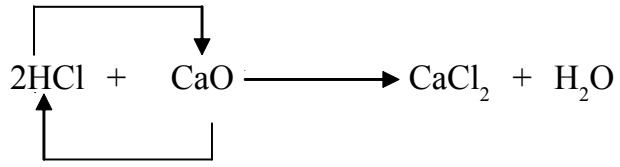
y – valência do metal

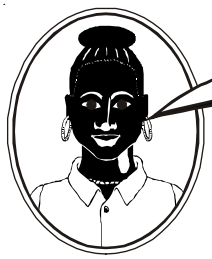
Repare, caro aluno, que a equação geral deste tipo de reacção é quase semelhante à que aprendeu anteriormente, da reacção entre um ácido e um metal, em que há substituição de algumas partículas por outras.

Nesta reacção o metal do óxido substitui o Hidrogénio do ácido e, por seu turno, o Hidrogénio do ácido passa a ocupar o lugar que antes foi do metal. Portanto o metal substitui o Hidrogénio e, o Hidrogénio substitui o metal, pelo que afirmamos que esta é uma **reacção de dupla troca**.

Exemplos

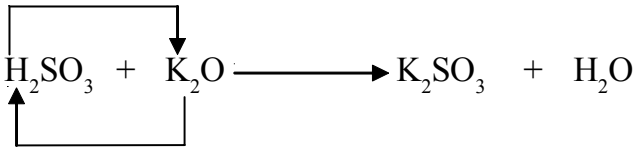
1. Reacção de Ácido clorídrico com Óxido de Cálcio

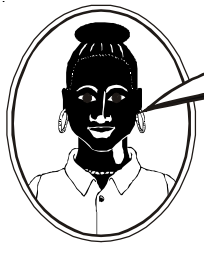




Como pode notar, caro aluno, o Hidrogénio do ácido substitui o Cálcio do óxido e, por seu turno, o Cálcio passa a estar no lugar que anterirmente foi do Hidrogénio, formando-se assim um sal e água. Naturalmente há que fazer a troca de valências na escrita da fórmula do sal e, depois, acertar os coeficientes da equação química.

2. Reacção de Ácido Sulfuroso com Óxido de Potássio





Repare que o Potássio do óxido substituiu o Hidrogénio e, vice-versa. Daí se dizer que é uma reacção de dupla troca, com formação de sal e água.

3. Reacção de Ácido Carbónico com Óxido de Alumínio

$$3H_2CO_3 + Al_2O_3 \longrightarrow Al_2(CO_3)_3 + 3H_2O$$



Para a escrita correcta da fórmula química do sal que se forma, faz-se a troca de valências do Alumínio com a do radical ácido. Alumínio no óxido tem valência III e, o radical ácido, no ácido apresenta valência II. São as mesmas valências que se usam no sal. Depois, acerta-se os coeficientes da equação química.



Estamos no fim da nossa lição. Esperamos que você tenha conseguido assimilar devidamente como é que se formam os produtos da reacção de um ácido e um metal, bem como com um óxido de metal. Como dissemos, são reacções de substituição e de dupla-troca, respectivamente.

Antes de passar para a lição seguinte, reveja o que aprendeu nesta pois, a próxima tornar-se-á fácil se você já dominar bem estes conteúdos.

9 Propriedades dos Ácidos (Continuação)

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Escrever as equações químicas de reacção de ácidos com hidróxidos (bases).

Tempo necessário para completar a lição:

30 minutos



INTRODUÇÃO

Ainda se lembra do conceito hidróxido que aprendeu já na 8ª classe? Esperamos que sim, pois, você ainda tem boa memória.

Ora, nesta lição, vamos-lhe apresentar como é que os ácidos reagem com os hidróxidos e, você terá a oportunidade de praticar a escrita de equações de reacção de ácidos com hidróxidos.

Reacção de Ácidos com Hidróxidos

Os hidróxidos ou bases constituirão assunto de estudo em nossas próximas lições.

Importa, no entanto, referir que, hidróxidos ou bases são caracterizados por, em sua composição, apresentarem um **metal** ligado ao **ião hidroxila** (**OH**). E, tendo em conta a troca de valências que ocorre na escrita de fórmulas químicas, temos que a sua fórmula geral é **$Me(OH)_y$.**

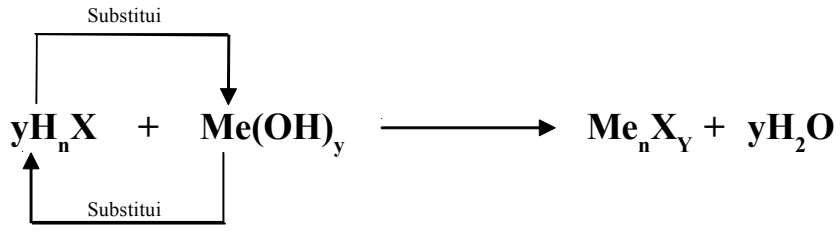
Que produtos se formam da reacção de um ácido com um hidróxido?

Os ácidos reagem com os hidróxidos de forma semelhante a dos óxidos metálicos, em que ocorre uma reacção de **dupla troca**.

Na dupla troca que tem lugar, tudo ocorre como se o ácido estivesse a "anular" o carácter básico do hidróxido e, o hidróxido também a "anular" o carácter ácido do ácido. Assim, o produto final não manifesta nem o carácter ácido e nem o carácter básico, apresenta carácter neutro. É por isso que esta reacção é genericamente chamada de **reacção de neutralização.**

Quando um ácido reage com um hidróxido, forma-se um **sal** e **água**.

Ácido + Hidróxido (base) ⟶ Sal + Água



Onde:

Me – metal

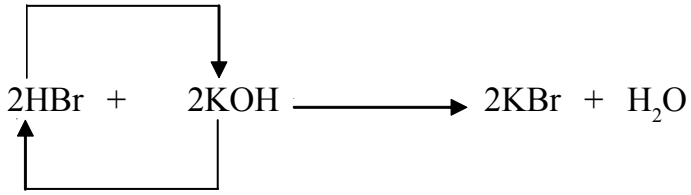
X – radical ácido

n – valência do radical ácido

y – valência do metal

Exemplos

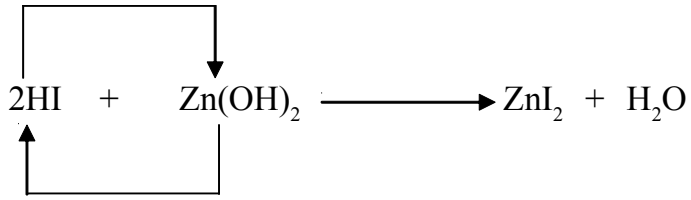
1. Reacção do Ácido bromídrico com o hidróxido de Potássio



$$2HBr + 2KOH \longrightarrow 2KBr + H_2O$$

É fácil notar que mediante a dupla troca entre o metal da base e o hidrogénio do ácido, forma-se um sal e água.

2. Reacção entre Ácido Iodídrico com o Hidróxido de Zinco

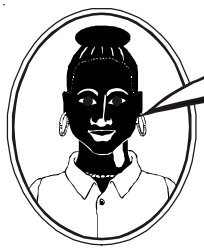


$$2HI + Zn(OH)_2 \longrightarrow ZnI_2 + H_2O$$

Reparando as valências dos elementos nas formulas químicas dos reagentes é de notar que o Zinco tem valência II, daí índice 2 na hidroxila da base (troca de valências). O Iodo do ácido tem valência I. São essas valências que são usadas na escrita da formula do sal.

3. Reacção do Ácido fosfórico com o Hidróxido de Magnésio

$$2H_3PO_4 + Mg(OH)_2 \longrightarrow Mg_3(PO_4)_2 + 3H_2O$$



Na escrita das equações químicas não precisamos de colocar as setas quanto fizemos em exemplos anteriores, era para ajudar-lhe a ter um raciocínio de como proceder.
No caso desta reacção, o Magnésio substitui o Hidrogénio e, este ultimo ao Magnésio, constituindo assim uma dupla troca, cujos produtos são um sal e água.

Chegados a este momento, nada mais nos resta senão sugerir-lhe que resolva a actividade que lhe apresentamos como forma de verificar o seu grau de assimilação desta matéria.



ACTIVIDADE

1. Complete os produtos e acerte os coeficientes das equações das reacções abaixo:

a) $H_3PO_3 + Mg \longrightarrow$

b) $H_2S + K \longrightarrow$

c) $HNO_2 + Ca \longrightarrow$

d) $H_2SO_4 + Al \longrightarrow$

2. Os ácidos reagem com óxidos metálicos formando sal e água. Assinale com um ✓ a equação química certa que traduz a reacção entre Ácido sulfúrico (H_2SO_4) e Óxido de alumínio (Al_2O_3):

a) $3H_2SO_4 + Al_2O_3 \longrightarrow Al_3(SO_4)_2 + 3H_2O$ ☑

b) $3H_2SO_4 + Al_2O_3 \longrightarrow AlSO_4 + 3H_2O$ ☐

c) $3H_2SO_4 + Al_2O_3 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O$ ☐

3. O Ácido fosfórico (H_3PO_4) reage com o Hidróxido de sódio (NaOH) e obtém-se como produto um sal e água. A equação química certa que traduz essa reacção é: Marque com um ✓ a alternativa correcta.

a) $2H_3PO_4 + 3NaOH \longrightarrow Na_3PO_4 + 3H_2O$ ☑

b) $3H_3PO_4 + 2NaOH \longrightarrow Na_2PO_4 + 3H_2O$ ☐

c) $H_3PO_4 + NaOH \longrightarrow NaPO_4 + H_2O$ ☐

4. Complete os produtos e acerte os coeficientes das equações das reacções abaixo:

a) $HNO_3 + KOH \longrightarrow$

b) $H_2CO_3 + Ba(OH)_2 \longrightarrow$

c) $HNO_2 + Li_2O \longrightarrow$

d) $H_3PO_3 + CaO \longrightarrow$



Agora compare as suas respostas com as que lhe apresentamos na Chave de Correcção a seguir.



CHAVE DE CORRECÇÃO

1.

a) $2H_3PO_3 + 3Mg \longrightarrow Mg_3(PO_3)_2 + 2H_2O$

b) $H_2S + 2K \longrightarrow K_2S + H_2O$

c) $2HNO_2 + Ca \longrightarrow Ca(NO_2)_2 + 2H_2O$

d) $3H_2SO_4 + 2Al \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O$

2. c)

3. a)

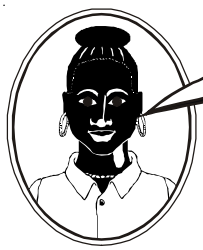
4.

a) $HNO_3 + KOH \longrightarrow KNO_3 + H_2O$

b) $H_2CO_3 + Ba(OH)_2 \longrightarrow BaCO_3 + 2H_2O$

c) $2HNO_2 + Li_2O \longrightarrow 2LiNO_2 + H_2O$

d) $2H_3PO_3 + 3CaO \longrightarrow Ca_3(PO_3)_2 + 3H_2O$



Acertou em todas as perguntas? Se sim, isso é sinal de que você está assimilar bem os conteúdos, parabéns! Se errou em mais que duas, procure estudar novamente estas últimas duas lições e, se mesmo assim continuar a enfrentar dificuldades, estude com um colega e resolva novamente as questões que teve dificuldades. Coragem!

Todos os dias centenas de jovens Moçambicanos contraem o vírus da SIDA. Se nada fizermos para alterar esta situação corremos o risco de desaparecer como Nação.

Jovem, **diga não à SIDA** e contribua para um futuro melhor e um país próspero.

10 Aplicações de Alguns Ácidos

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Mencionar as principais aplicações dos ácidos mais importantes (HCl, HNO_3 e H_2SO_4).

Tempo necessário para completar a lição:

30 minutos



INTRODUÇÃO

Nas lições anteriores aprendeu diferentes aspectos relacionados com os ácidos, desde a sua definição, a composição, a nomenclatura bem como as propriedades físicas e químicas. Nesta lição propomo-nos a apresentar-lhe as aplicações dos ácidos clorídrico, nítrico e sulfúrico e, sempre que possível, relacionando as aplicações às suas propriedades. Com certeza é de seu interesse conhecer as plicações dos ácidos pois, no seu dia-a-dia, directa ou indirectamente você lida com eles.

Aplicações dos Ácidos

Ácido clorídrico (HCl)

No Módulo 3 da 9ª classe, quando do estudo do sétimo grupo do sistema periódico, você aprendeu como é que o Ácido clorídrico pode ser obtido.

Acreditamos que ainda se recorda que o Ácido clorídrico é uma solução aquosa do Cloreto de Hidrogénio, visto que bastando dissolver esse gás, obtém-se um líquido ligeiramente amarelado, de cheiro sufocante típico do cloreto de Hidrogénio.

O ácido clorídrico é, de entre todos os ácidos, um dos ácidos mais importantes e usados nas diferentes áreas. Por exemplo, é usado:

- na indústria de produção de papel;
- na fábrica de tintas;
- na indústria têxtil no branqueamento de tecidos e couro;
- na siderurgia, na limpeza de superfícies metálicas;
- na produção de polímeros, como por exemplo, o policloreto de vinilo (PVC);
- em laboratórios, na produção de vários compostos de cloro; etc.

Ácido nítrico (HNO_3)

O Ácido nítrico é um líquido incolor que, no entanto, frequentemente acaba se amarelecendo devido à sua decomposição. É corrosivo, venenoso, com temperatura de fusão de –42ºC e temperatura de ebulição de 83ºC. É bem solúvel em água.

É um dos ácidos muito usado para diferentes fins, por exemplo:

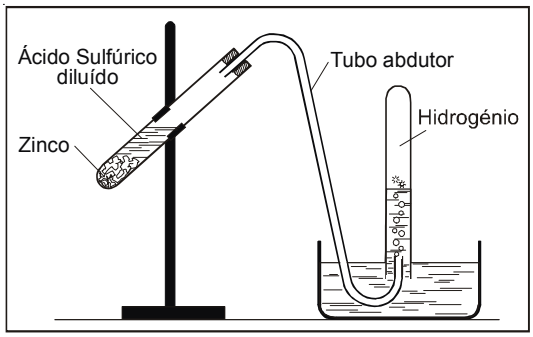
- no fabrico de adubos;
- na produção de artigos plásticos;
- no fabrico de corantes;
- na produção de explosivos;
- na limpeza de superfícies metálicas;
- em laboratórios, na produção de diferentes compostos nitrogenados como por exemplo, nitratos, nitritos.

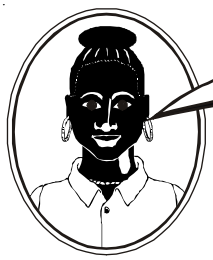
Ácido sulfúrico (H_2SO_4)

O Ácido sulfúrico é um líquido incolor, oleoso e corrosivo. É bem solúvel em água, apresenta ponto de fusão de 10,4ºC e ponto de ebulição de 338ºC. É um dos ácidos mais usados tanto na indústria como em laboratórios.

Ele tem aplicação:

- na produção de adubos;
- na produção de corantes, tintas;
- no fabrico de medicamentos;
- na indústria de refinação de petróleo;
- na indústria de produção do ferro e do aço;
- no fabrico de explosivos;
- em baterias ou acumuladores, sob forma de solução de bateria;
- na purificação de gorduras e oleos;
- na produção do vidro;
- no fabrico de sabão;
- na produção de outras substâncias como outros ácidos, sais, metais, Hidrogénio;
- etc.





Muito bem, caro aluno, estamos no fim desta nossa lição, esperamos que a partir desta informação você tenha ficado com a ideia de quanto são importantes os ácidos no nosso dia-a-dia. Não se esqueça que nunca deve deitar substâncias ácidas nas mãos ou prová-las pois, são corrosivos.

Ter relações sexuais quando se é muito jovem é perigoso:

- pode causar uma gravidez não
- planeada,
- pode transmitir doenças como a SIDA, pode provocar infertilidade - onde raparigas não possam ter filhos quando
- forem mais velhas,
  pode causar cancro do colo do útero em raparigas.

Pense bem antes de ter relações sexuais. Não corra riscos desnecessários.

11 Bases Ou Hidróxidos

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Definir hidróxidos ou bases segundo Arrhenius;
- Escrever as fórmulas químicas e os nomes dos hidróxidos.

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



INTRODUÇÃO

Na 8ª classe bem como em lições iniciais do presente módulo fez-se alguma apresentação a cerca dos hidróxidos e, julgamos que você ainda conserva em sua mente a ideia do que é um hidróxido ou uma base. Se se esqueceu, na presente lição iremos recordar-lhe e, como estamos a crescer em termos de conhecimento da Química, mais pormenores a cerca dos hidróxidos iremos apresentar- lhe. Por exemplo, à semelhança do que fizemos com os ácidos em que definímo-los segundo Arrhenius, veremos igualmente o que são os hidróxidos segundo este cientista. Deste modo, fica desde já o nosso convite a aprendizagem sobre as bases ou hidróxidos.



FAZENDO REVISÕES...

Os conceitos ácido e base, na 8ª classe, foram definidos tomando em conta a acção dessas substâncias sobre os indicadores pois, cada uma das classes de substâncias tem a particularidade de alterar a cor do indicador para uma específica e característica para sempre que fôr essa classe.

Já tivemos a oportunidade de lhe lembra as cores apresentadas pelos indicadores em presença de soluções ácidas. Então o que acontece com as bases?

Ora, tendo presentes soluções como de sabão, de javel, de amoníaco, entre outras, ao deitar algumas gotas da solução incolor de fenolftaleina nelas, observa-se que todas elas alteram a sua cor inicial para vermelha. Enquanto se se deita às mesmas soluções a solução azul de tornassol, o azul deste indicador tenderia a intensificar-se. Este facto levou-nos a definir **bases ou hidróxidos** como sendo substâncias que em solução aquosa avermelham a solução de fenolftaleina ou que mantêm azul o tornasol.

Vamos então ver que Arrhenius considera ser uma base ou uma hidróxido.

Bases ou Hidróxidos

À semelhança dos ácidos, Arrhenius definiu os hidróxidos baseado no comportamento manifesto por estes em solução aquosa.
Segundo Arrhenius:



Bases ou hidróxidos – são substâncias que em solução aquosa dissociam-se libertando como anião, apenas iões hidroxila (OH^-).

O **OH^-** liberto durante a dissociação provém da composição do próprio hidróxido pois, como deve estar lembrado, todo o hidróxido ou base apresenta a fórmula geral **$M(OH)_n$**. Em água o OH separa-se do metal (M) sob forma de OH^-.

Como pode observar pela fórmula geral, todo o hidróxido apresenta em sua composição a hidroxila pelo que, todos eles o libertam no processo de sua dissociação. Por sinal, o ião hidroxila constitui o grupo funcional dos hidróxidos, determinando todo o comportamento químico destes, tal como irá aprender em próximas lições.

Hidróxidos: Fórmulas Químicas e Nomenclatura

A fórmula geral dos hidróxidos, **$M(OH)_n$**, mostra que na composição destes encontramos um **metal** ligado à **hidroxila**. Deste modo, a montagem das fórmulas químicas de hidróxidos ou bases obedecerá o critério geral de escrita da fórmula de uma substância, em que conhecidos os componentes desta, faz-se a troca de valências e assim tem-se a fórmula correctamente escrita.

Tendo em consideração que a **hidroxila** tem **valência I**, bastaria conhecer a **valência do metal** a ela ligada, fazer a troca destas para ter, então a fórmula química do hidróxido bem escrita.

Exemplos:

Veja exemplos do módulo II ou V, 8ª classe em que se elucida a troca de valências.

- $NaOH$
- $Ba(OH)_2$
- $Cu(OH)_2$
- $CuOH$
- $Al(OH)_3$
- $Pb(OH)_2$
- $Pb(OH)_4$

Nomenclatura das Bases ou Hidróxidos

A regra para atribuir nomes aos hidróxidos é bastante simples, começa-se pela palavra **hidróxido**, seguida da preposição "**de"** e, por fim a referência do **nome do metal** ligado à hidroxila. Para casos de metais com mais do que uma valência, especifica-se a valência, no fim do nome.



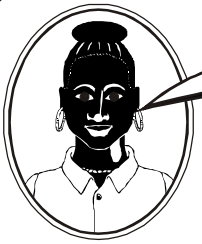
Regra:

Hidróxido + de + nome do metal

Para os exemplos de bases acima teremos os seguintes nomes:

- NaOH – Hidróxido de Sódio
- $Ba(OH)_2$ – Hidróxido de Bário
- $Cu(OH)_2$ – Hidróxido de Cobre-II
- CuOH – Hidróxido de Cobre-I
- $Al(OH)_3$ – Hidróxido de Alumínio
- $Pb(OH)_2$ – Hidróxido de Chumbo-II
- $Pb(OH)_4$ – Hidróxido de Chumbo-IV
- NH_4OH – Hidróxido de amônio

Nota: O Hidróxido de amônio constitui um dos exemplos de hidróxidos comuns em que a hidroxila não está ligada a um metal.



Caro aluno, estamos no fim da nossa lição. Acreditamos que você não teve dificuldades para assimilar estes conhecimos, aliás, maior parte do que foi referido, é já do seu conhecimento desde da 8ª classe.

12 Classificação das Bases ou Hidróxidos

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Classificar os hidróxidos.

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



INTRODUÇÃO

Como é de seu conhecimento, caro aluno, qualquer classificação tem em vista agrupar e ordenar as substâncias, de acordo com as semelhanças e diferenças, permitindo um melhor conhecimento.

As bases ou hidróxidos constituem um grupo relativamente grande de substâncias. Dada a sua extensão, pretendemos que no final desta lição você seja capaz de agrupar as bases de acordo com o número de hidroxilas, solubilidade em água e volatilidade.

Classificação das Bases

Quanto ao Número de Hidroxilas

Todas as bases partilham a fórmula geral **$M(OH)_n$**, onde o índice **n** indica o número de hidroxilas presentes na base. O **n** provém da troca de valências entre o **M** (que pode ser metal ou catião amônio) e a hidroxila. Assim, de acordo com o número de hidroxilas presentes na base, estas classificam-se em:

- **Monobases**

São bases ou hidróxidos que apresentam na sua composição apenas **um ião hidroxilo**.

Exemplos:

NaOH; KOH; LiOH; CuOH; NH_4OH; etc.

- **Dibases**

São bases ou hidróxidos que apresentam na sua composição **dois iões hidroxilo**.

Exemplos:

$Ba(OH)_2$; $Cu(OH)_2$; $Ca(OH)_2$; $Mg(OH)_2$; etc.

- **Tribases**

São bases ou hidróxidos que apresentam na sua composição **três iões hidroxilo**.

$Al(OH)_3$; $Fe(OH)_3$; $Ni(OH)_3$; etc.

- **Tetrabases**

São bases ou hidróxidos que apresentam na sua composição **quatro iões hidroxilo**.

$Pb(OH)_4$

Quanto a Volatilidade

A volatilidade é uma característica manifesta por substâncias que apresentam temperatura de ebulição baixa. Portanto, à temperatura ambiente por exemplo, entram em ebulição.
Assim sendo, existem:

- **Bases fixas**

São bases ou hidróxidos que apresentam ponto de ebulição elevado.

Exemplos:

Todos os hidróxidos de metais.

- **Bases voláteis**

São bases ou hidróxidos que apresentam ponto de ebulição baixo.

Exemplo:

NH_4OH

Quanto a Solubilidade

- **Bases solúveis**

São bases ou hidróxidos que se dissolvem em água.

Exemplos:

NaOH; KOH; LiOH; CuOH; NH_4OH

- **Bases insolúveis**

São bases ou hidróxidos que não se dissolvem em água.

Exemplos:

$Al(OH)_3$; $Fe(OH)_3$; $Ni(OH)_3$

Nota: À temperatura ambiente, todas as bases são sólidas, excepto o Hidróxido de amônio, que é uma mistura de Amoníaco (gás) e água (líquida).



Estamos no fim da nossa lição. Esperamos que possa classificar as diferentes bases tomando com critérios os acima apresentados.

Antes de ter relações sexuais, esteja preparado(a), certifique-se:

- Gosta mesmo dessa pessoa especial?
- Ambos querem ter relações sexuais?
- Sente-se bem e em segurança com essa pessoa especial?

Então ... utilize um preservativo novo e não arrisque o perigo de doenças ou infecções.

13 Dissociação Iónica das Bases

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Escrever as equações químicas de dissociação iónica parcial e total das bases.

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



INTRODUÇÃO

Bases segundo Arrhenius, são substâncias que em solução aquosa se dissociam libertando como anião apenas iões hidroxilo.

Nesta lição vamos apresentar-lhe o mecanismo ou seja a maneira como as bases se dissociam quando em solução aquosa.

Dissociação Iónica das Bases

O que é dissociar uma base?

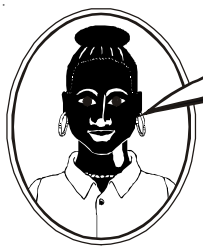
Sabe-se que uma base é constituída por um metal (ou amônio) e hidroxila, segundo a fórmula geral $\mathbf{M(OH)_n}$. Quando em água, os componentes da base separam-se originando iões. Ao processo de separação dos componentes das bases em seus iões, chama-se de **dissociação iónica da base**.



Dissociação iónica de uma base – é o fenómeno de separação de componentes de uma base em iões, quando em solução aquosa.

Na dissociação forma-se catião metálico (ou catião amônio) e anião hidroxila. Liberta-se tantas hidroxilas quanto o número das que aparecem na fórmula química da base.

$$M(OH)_n + H_2O \longrightarrow M^{n+}_{(aq)} + nOH^-_{(aq)}$$



Repare, caro aluno, na representação da equação geral de dissociação das bases coloca-se uma única seta e não setas reversíveis como nos ácidos. Esta representação com uma seta é devida ao facto das bases dissociarem-se quase que completamente, fazendo com que não mais exista a base. Na água apenas passam a existir iões.

À semelhança dos ácidos, distinguem-se nas bases dois tipos de dissociação: a dissociação parcial e a dissociação total.

Dissociação Parcial

Independentemente da quantidade de hidroxilas que compõe a base, na dissociação parcial **separa-se apenas um OH^-** em cada etapa. Desse modo, esta ocorre em tantas etapas conforme o número de hidroxilas presentes na base.

Vejamos então como é que ocorre este tipo de dissociação.

Exemplo 1

Escreva a equação química de dissociação parcial do Hidróxido de Sódio (NaOH).

NaOH:

Dissociar NaOH significa, separar a única hidroxila da base, sob forma de OH^-, do seu metal. Com a saída da hidroxila sob forma de ião negativo OH^-, o metal restante, ganha uma carga positiva, tornando-se um catião monopositivo.

Como o processo ocorre em solução aquosa, a representação dos iões formados tem que incluir (**aq**) de solução aquosa:

$$NaOH + H_2O \longrightarrow OH^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)}$$

Exemplo 2

Escreva a equação química de dissociação parcial do Hidróxido de Magnésio, $Mg(OH)_2$.

$Mg(OH)_2$:

Pela fórmula podemos notar que o Hidróxido de Magnésio é uma dibase, apresenta duas hidroxilas. Tratando-se de uma dissociação parcial, teremos a saída de uma hidroxila em cada etapa.

Tal como no exemplo anterior, quando sai uma hidroxila sob forma de ião OH^-, toda a estrutura restante ganha uma carga positiva, podendo-se repetir o processo tantas vezes conforme a quantidade de hidroxilas por separar do metal.

Assim teremos a representação:

1ª Etapa de dissociação parcial

$$Mg(OH)_2 + H_2O \longrightarrow OH^-_{(aq)} + Mg(OH)^+_{(aq)}$$



Repare que saiu um ião hidroxila (OH^-) e, toda a estrutura restante adquiriu uma carga positiva, $Mg(OH)^+$.

Como o metal continua ligado à hidroxila, deve ocorrer uma segunda etapa até haver separação total das hidroxilas do metal.

2ª Etapa de dissociação parcial

$$Mg(OH)^+ + H_2O \longrightarrow OH^-_{(aq)} + Mg^{2+}_{(aq)}$$

Com a saída do segundo ião OH^-, a parte restante adquiriu uma segunda carga positiva, daí se tornar em catião Magnésio (Mg^{2+}). Deste modo a base dissociou-se havendo uma separação efectiva das hidroxilas do metal.

Exemplo 3

Escreva a equação química de dissociação parcial do Hidróxido de Alumínio, $Al(OH)_3$.

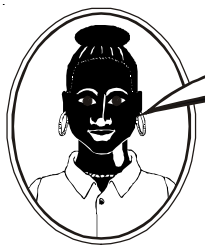
$Al(OH)_3$:

O Hidróxido de Alumínio é uma tribase, apresenta três hidroxilas. Como na dissociação parcial separa-se uma hidroxila sob forma de ião OH^- em cada etapa, significa que a dissociação desta base ocorrerá em três etapas.

Assim teremos a representação:

1ª Etapa de dissociação parcial

$$Al(OH)_3 + H_2O \longrightarrow OH^-_{(aq)} + Al(OH)_2^+{}_{(aq)}$$



Tendo se separado um ião hidroxila (OH^-), toda a estrutura restante vai adquirir uma carga positiva, $Al(OH)_2^+$. A perspectiva é de separar todas as hidroxilas do metal, pelo que teremos mais etapa.

2ª Etapa de dissociação parcial

$$Al(OH)_2^+ + H_2O \longrightarrow OH^-_{(aq)} \quad Al(OH)^{2+}_{(aq)}$$

A saída do segundo ião OH^- leva ao surgimento de uma segunda carga positiva na partícula restante, que é $Al(OH)^{2+}$. Como pode notar prevalece ainda uma hidroxila ligada ao metal, pelo que tem de ocorrer mais uma etapa.

3ª Etapa de dissociação parcial

$$Al(OH)^{2+} + H_2O \longrightarrow OH^-_{(aq)} \quad Al^{3+}_{(aq)}$$

A esta fase todas as hidroxilas estão já separadas na totalidade do metal. Assim, tem-se o catião de Alumínio (Al^{3+}) e os iões hidroxila (OH^-) em água.

Como notou, caro aluno, dissociar parcialmente uma base é separar uma hidroxilas sob forma de ião hidroxilas. Assim ocorrem tantas etapas parciais quanto o número de hidroxilas presentes na base.

Dissociação Total

A dissociação total consiste em separar, em uma única etapa, todas as hidroxilas do metal. Evidentemente, haverá em solução o catião e tantas hidroxilas quanto o seu número na base.

Tomando como exemplos as bases anteriores teremos:

Exemplo 1

Para o **Hidróxido de Sódio**, **NaOH** que é uma monobase, a dissociação total é igual à dissociação parcial.

$$NaOH + H_2O \longrightarrow OH^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)}$$

Exemplo 2

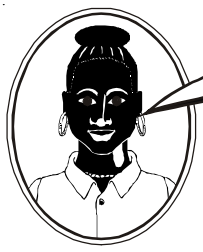
Para o **Hidróxido de Magnésio, $Mg(OH)_2$** que é uma dibase, haverá a separação das duas hidroxilas numa única etapa, formando-se assim dois iões hidroxila e o catião Magnésio (com duas cargas positivas, pois saíram duas cargas negativas).

$$Mg(OH)_2 + H_2O \longrightarrow 2OH^-_{(aq)} + Mg^{2+}_{(aq)}$$

Exemplo 3

Para o **Hidróxido de Alumínio, $Al(OH)_3$** que é uma tribase, haverá a separação das três hidroxilas numa única etapa, formando-se assim três iões hidroxila e o catião Alumínio (com três cargas positivas, pois saíram três cargas negativas).

$$Al(OH)_3 + H_2O \longrightarrow 3OH^-_{(aq)} + Al^{3+}_{(aq)}$$



Como notou, dissociar uma substância em água é separar os componentes da substância em causa transformando-os em iões. Tratando-se de bases, pressupõe separar as hidroxilas do metal. Esperamos que você tenha assimilado com facilidade esta matéria. Entretanto para praticar resolva a actividade abaixo:



ACTIVIDADE

1. Escreva as equações químicas de dissociação parcial e total das seguintes bases:

a) $Ba(OH)_2$

b) LiOH

c) $Fe(OH)_3$



Compare as suas equações de dissociação com as que lhe apresentamos na Chave de Correcção abaixo.

CHAVE DE CORRECÇÃO

1.

a)

1ª Etapa de dissociação parcial

$$Ba(OH)_2 + H_2O \longrightarrow OH^-_{(aq)} + Ba(OH)^+_{(aq)}$$

2ª Etapa de dissociação parcial

$$Ba(OH)^+ + H_2O \longrightarrow OH^-_{(aq)} + Ba^{2+}_{(aq)}$$

Dissociação total

$$Ba(OH)_2 + H_2O \longrightarrow 2OH^-_{(aq)} + Ba^{2+}_{(aq)}$$

b)

Dissociação parcial igual à total

$$LiOH + H_2O \longrightarrow OH^-_{(aq)} + Li^+_{(aq)}$$

c)

1ª Etapa de dissociação parcial

$$Fe(OH)_3 + H_2O \longrightarrow OH^-_{(aq)} + Fe(OH)_2^{+}{}_{(aq)}$$

2ª Etapa de dissociação parcial

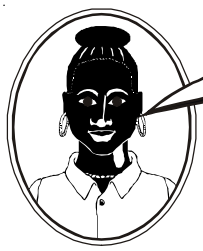
$$Fe(OH)_2^{+} + H_2O \longrightarrow OH^-_{(aq)} \quad Fe(OH)^{2+}{}_{(aq)}$$

3ª Etapa de dissociação parcial

$$Fe(OH)^{2+} + H_2O \longrightarrow OH^-_{(aq)} \quad Fe^{3+}{}_{(aq)}$$

Dissociação total

$$Fe(OH)_3 + H_2O \longrightarrow 3OH^-_{(aq)} + Fe^{3+}{}_{(aq)}$$



Acertou em todas? Se sim, você está de parabéns. Realmente entendeu bem esta matéria. Se errou em mais que duas questões, procure estudar novamente a sua lição ou mesmo estude com um colega. Você certamente irá superar as suas dificuldades. Coragem!

A CÓLERA

A **cólera** é uma doença que provoca muita **diarreia, vómitos e dores de estômago**. Ela é causada por um micróbio chamado vibrião colérico. Esta doença ainda existe em Moçambique e é a causa de muitas mortes no nosso País.

Como se manifesta?

O **sinal mais importante** da cólera é uma **diarreia** onde as fezes se parecem com água de arroz. Esta diarreia é frequentemente acompanhada de dores de estômago e vómitos.

Pode-se apanhar cólera se:

- Beber água contaminada.
- Comer alimentos contaminados pela água ou pelas mãos sujas de doentes com cólera.
- Tiver contacto com moscas que podem transportar os vibriões coléricos apanhados nas fezes de pessoas doentes.
- Utilizar latrinas mal-conservadas.
- Não cumprir com as regras de higiene pessoal.

Como evitar a cólera?

- Tomar banho todos os dias com água limpa e sabão.
- Lavar a roupa com água e sabão e secá-la ao sol.
- Lavar as mãos antes de comer qualquer alimento.
- Lavar as mãos depois de usar a latrina.
- Lavar os alimentos antes de os preparar.
- Lavar as mãos depois de trocar a fralda do bébé.
- Lavar as mãos depois de pegar em lixo.
- Manter a casa sempre limpa e asseada todos os dias.
- Usar água limpa para beber, fervida ou tratada com lixívia ou javel.
- Não tomar banho nos charcos, nas valas de drenagem ou água dos esgotos.

14 Propriedades das Bases

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Mencionar as propriedades comuns das soluções básicas.
- Escrever as equações químicas de reacção de bases com óxidos ácidos.

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



INTRODUÇÃO

Com certeza que, das lições anteriores deve-se lembrar que todas as bases têm acção sobre indicadores, alterando as suas cores para outras bem definidas. Ter-se-à alguma vez questionado o porquê desta ocorrência? Nesta lição terá a oportunidade de esclarecer esta questão por um lado e, por outro vai praticar a escrita de algumas reacções típicas das bases.

Propriedades das Bases

Propriedades Físicas

- As bases ou hidróxidos são, à temperatura ambiente, substâncias sólidas, com excepção do Hidróxido de amônio que é uma solução aquosa de Amoníaco, que é um gás.
- As bases sólidas são geralmente brancas.

- Apresentam sabor amargo.
- São escorregadias ao tacto.
- Conduzem a corrente eléctrica em solução aquosa.
- Alteram as cores de indicadores para cores definidas, por exemplo, sob acção das bases, a solução incolor da fenolftaleína torna-se vermelha e, a solução azul de tornasol, acentua a sua coloração azul.



Agora voltemos à nossa questão de por quê todas as soluções básicas alterarem as cores de indicadores para cores definidas?

A teoria de dissociação iónica das bases ajuda-nos a responder a esta questão.

Ora, as bases em solução aquosa dissociam-se e libertam como anião, apenas o ião hidroxilo, OH^-. Assim a cor comum que os indicadores manifestam diante a presença de uma base, resulta da interacção que ocorre entre o indicador em causa com os iões hidroxila da base. Pelo que é natural que esta interacção que ocorre entre mesmas partículas (o indicador e OH^-), origine sempre a mesma cor.

Portanto, características como a alteração de cores de indicadores, a condução eléctrica e o sabor amargo típico das bases, designadas de **propriedades básicas**, são concedidas pelos iões hidroxila.

É por isso que se diz que o **OH^-** é responsável pelas **características básicas**. O **OH^-** é o **grupo funcional das bases**.

Reacção de Bases com Óxidos Ácidos

Das propriedades químicas dos óxidos foi referido que, sempre que um óxido ácido (óxido de ametal) reage com uma base ou hidróxido, forma-se um **sal** e **água**. Então:



Base (Hidróxido)+Óxido ácido ⟶ Sal+Água

Para escrever a fórmula química do sal que resulta desta reacção, tem de se ter sempre em mente que o sal é constituído por um **metal** e um **radical ácido**.

E para descobrir a fórmula do radical ácido que se liga ao metal temos de imaginar um átomo de Oxigénio da base a se junta aos átomos de Oxigénio do óxido e, assim, temos a dimensão do radical. Logicamente sem se esquecer que ocorre a troca de valências. Desse modo tem-se a fórmula do sal devidamente escrita.

Exemplos:

$Mg(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow MgCO_3 + H_2O$

Sal

Repare que o radical ácido no sal tem 3 Oxigénios, enquanto que o óxido tinha dois átomos.

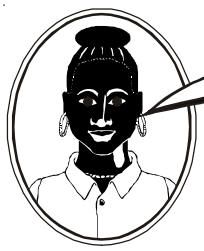
$2KOH + SO_3 \longrightarrow K_2SO_4 + H_2O$

Sal

Repare que o radical ácido no sal tem 4 Oxigénios, enquanto que o óxido tinha três átomos.

$$2Al(OH)_3 + 3SO_2 \longrightarrow Al_2(SO_3)_3 + 3H_2O$$

Sal



Caro aluno, conforme referimos, este tipo de reacção não é novo para si. Esperamos que tenha assimilado bem como é que ocorre e possa completar outras semelhantes. Sugerimos-lhe que resolva a actividade a seguir:



ACTIVIDADE

1. Complete e acerte as equações químicas de reacções abaixo:

a) $Mg(OH)_2 + SO_3 \longrightarrow$

b) $Al(OH)_3 + CO_2 \longrightarrow$

c) $LiOH + SO_2 \longrightarrow$

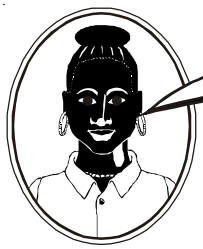


Compare agora as suas resoluções com as que lhe apresentamos a seguir.

a) $Mg(OH)_2 + SO_3 \longrightarrow MgSO_4 + H_2O$

b) $2Al(OH)_3 + 3CO_2 \longrightarrow Al_2(CO_3)_3 + 3H_2O$

c) $2LiOH + SO_2 \longrightarrow Li_2SO_3 + H_2O$



Acertou em todas? Parabens! Sugerimos-lhe que faça uma pausa de pelo menos 10 minutos e continue com a próxima lição. Se é que teve dificuldades para completar e acertas as equações, reveja o conteúdo todo desta lição, aliás as lições anteriores deste módulo têm algumas equações deste tipo de reacção.

A sua vida é importante... **proteja-se da SIDA**... use um preservativo novo cada vez que tiver relações sexuais.

A SIDA

A **SIDA** é uma **doença grave** causada por um vírus. **A SIDA não tem cura**. O número de casos em Moçambique está a aumentar de dia para dia. **Proteja-se!!!**

Como evitar a SIDA:

- Adiando o início da actividade sexual para quando for mais adulto e estiver melhor preparado.
- Não ter relações sexuais com pessoas que têm outros parceiros.
- Usar o preservativo ou camisinha nas relações sexuais.
- Não emprestar nem pedir emprestado, lâminas ou outros instrumentos cortantes.

15 Propriedades das Bases (Continuação)

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Escrever as equações químicas de reacção de bases com ácidos e de decomposição das bases.

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



INTRODUÇÃO

Depois da reacção de bases com óxidos ácidos, na lição anterior, vamos agora ver como é que as bases reagem com os ácidos e, como é que se comportam sob acção de um aquecimento.

Chamamos à sua atenção para este tipo de reacções.

Propriedades Químicas das Bases

Reacção de Bases com Ácidos

A reacção entre bases e ácidos não é novidade para si, é a também chamada de **reacção de neutralização**, onde a base tende a neutralizar ou "combater" a acidéz do ácido e, vice-versa.

Quando uma base ou hidróxido reage com um ácido, forma-se um **sal** e **água**.



Hidróxido (base) + Ácido ⟶ Sal + Água

Na reacção entre base e ácido o metal da base substitui o Hidrogénio do ácido e este, ocupa o lugar antes ocupado pelo metal.

Substitui

$$yH_nX + M(OH)_y \longrightarrow M_nX_Y + yH_2O$$

Substitui

Sal

Onde:

M – metal

X – radical ácido

n – valência do radical ácido

y – valência do metal

Exemplos

1. Reacção de hidróxido de Potássio com Ácido Sulfúrico

$$2KOH + H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2H_2O$$



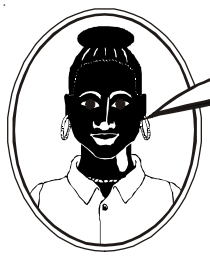
Lembre-se, caro aluno, que na escrita da fórmula química do sal deve ser feita a troca de valências do metal e do radical ácido.

2. Reacção de Hidróxido de Zinco com Ácido clorídrico

$$Zn(OH)_2 + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2O$$

3. Reacção de Hidróxido de Magnésio com o Ácido fosfórico

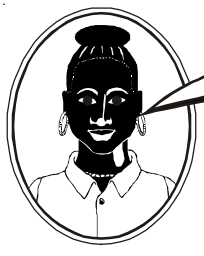
$$Mg(OH)_2 + 2H_3PO_4 \longrightarrow Mg_3(PO_4)_2 + 3H_2O$$



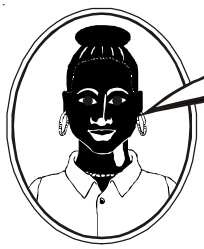
Note que na fórmula do Hidróxido de Magnésio, a hidroxila tem índice 2, o que significa que o Magnésio tem valência II. No Ácido fosfórico, o Hidrogénio apresenta índice 3, sinal de que o radical fosfato tem valência III. Então na escrita da fórmula do sal devem ser tomadas em consideração essas valências e fazer a respectiva troca, daí que aparece o índice 3 para Magnésio e 2, para o fosfato.

4. Reacção do Hidróxido de Cálcio com o Ácido sulfídrico

$$Ca(OH)_2 + H_2S \longrightarrow CaS + 2H_2O$$



Para descobrir as valências a trocar na formação do sal é só analisar as fórmulas dos reagentes: o índice 2 na hidroxila revela que o Cálcio tem valência II, pois houve troca de valências quando se formou o hidróxido. O Hidrogénio do ácido tem índice 2, que provém da valência do radical do ácido, nesse caso que é II. Então na fórmula do sal temos que o metal tem valência II, o radical ácido, também valência II. Fazendo a troca e simplificação dos índices fica a fórmula CaS.



Caro aluno, se é que ainda tinha dúvidas no procedimento para formação de produtos em reacções como as que lhe apresentamos, esperamos que com toda essa explicação tenha ficado habilitado a completar qualquer outra que lhe seja solicitado a completar.

Reacção de Decomposição das Bases

Sob acção de calor, as bases decompõe-se formando óxido básico (metálico) e Água.

A reacção de decomposição das bases sob acção do calor, que também é designada de reacção de decomposição térmica das bases, é típica de bases insolúveis em água.

$$\text{Hidróxido (base)} \xrightarrow[\Delta]{} \text{Óxido básico} + \text{Água}$$

Δ - significa aquecimento

1. Reacção de decomposição térmica do Hidróxido Cobre-II

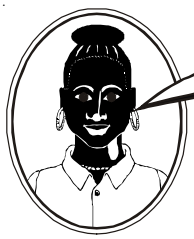
$$Cu(OH)_2 \xrightarrow[\Delta]{} CuO + H_2O$$

2. Reacção de decomposição térmica do Hidróxido de Ferro-III

$$2Fe(OH)_3 \xrightarrow[\Delta]{} Fe_2O_3 + 3H_2O$$

3. Reacção de decomposição térmica do Hidróxido de Cobre-I

$$2CuOH \xrightarrow[\Delta]{} Cu_2O + H_2O$$



É chegada a vez de você avaliar o seu grau de assimilação desta matéria. Para tal resolva a actividade que lhe sugerimos a seguir:



ACTIVIDADE

1. Complete e acerte as equações químicas de reacções dos abaixo:

a) $NaOH + H_3PO_3 \longrightarrow$

b) $Ba(OH)_2 + H_3PO_4 \longrightarrow$

c) $KOH + HI \longrightarrow$

d) Decomposição térmica de Hidróxido de Zinco

e) Decomposição térmica de Hidróxido de Ferro-II



Compare agora a sua resolução com a que lhe apresentamos a seguir.

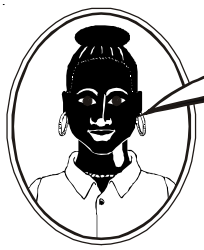
a) $3NaOH + H_3PO_3 \longrightarrow Na_3PO_4 + 3H_2O$

b) $3Ba(OH)_2 + 2H_3PO_4 \longrightarrow Ba_3(PO_4)_2 + 3H_2O$

c) $KOH + HI \longrightarrow KI + H_2O$

d) $Zn(OH)_2 \xrightarrow[\Delta]{} ZnO + H_2O$

e) $Fe(OH)_2 \xrightarrow[\Delta]{} FeO + H_2O$



Acertou em todas? Bravo! Você é mesmo um bom aluno. Continue assim.
Se é que teve dificuldades, não hesite, o Tutor está lá no CAA, consulte, peça a ele para esclarecer as suas dúvidas. Força!

16 Obtenção das Bases

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Escrever as equações químicas de reacção de obtenção das bases ou hidróxidos.
- Mencionar aplicações de algumas bases ou hidróxidos.

Tempo necessário para completar a lição:

30 minutos



INTRODUÇÃO

Caro aluno, na introdução do estudo da Química, na 8ª classe, dissemos que a Química estuda as substâncias e as suas transformações. O estudar as substâncias pressupõe, de entre vários aspectos, saber como obté-las e para que finalidade.

Nesta lição, você terá a ocasião de saber como é que as bases são obtidas e quais as suas aplicações.

Obtenção das Bases

Reacção de Metais com Água

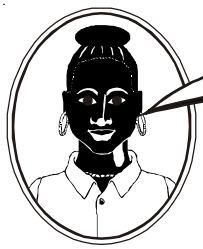
No geral os hidróxidos dos metais alcalinos e alcalinos terrosos são facilmente obtidos com base na reacção de metais alcalinos e alcalinos terrosos com a água.

Metal + Água ⟶ Hidróxido + Hidrogénio

Exemplos:

$K + 2H_2O \longrightarrow KOH + H_2$

$Mg + H_2O \longrightarrow Mg(OH)_2 + H_2$



Toda a reacção está correcta quando com os coeficientes certos. **Acerte você os coeficientes das equações acima e as próximas também**. Exercite-se a nomenclatura dando nomes aos produtos das reacções.

Reacção de Óxidos Básicos com Água

Os óxidos de metais alcalinos e alcalinos terrosos reagem com a água formando hidróxidos.

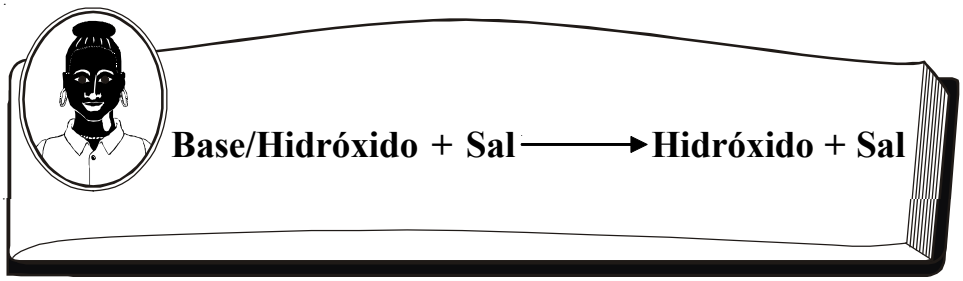


Óxido básico + Água ⟶ Hidróxido

$Na_2O + H_2O \longrightarrow NaOH$

$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$

A maior parte das bases ou hidróxidos dos metais do terceiro e quarto grupos bem como dos grupos secundários são obtidos via reacção de dupla troca, onde reage uma outra base com um sal.



$KOH + NH_4Cl \longrightarrow NH_4OH + KCl$

$NaOH + FeCl_3 \longrightarrow Fe(OH)_3 + NaCl$

Reacção de Amoníaco com Água

O Hidróxido de amônio é obtido por reacção do Amoníaco com a Água.

$NH_3 + H_2O \longrightarrow NH_4OH$

Nota:

Algumas bases são obtidas por métodos específicos. Por exemplo, o Hidróxido de Sódio pode ser obtido através da electrólise de solução aquosa de Cloreto de Sódio.

Aplicações de Algumas Bases

Hidróxido de Sódio

O Hidróxido de Sódio, também conhecido com o nome de **soda cáustica** é um sólido branco, bem solúvel em água e altamente venenoso. É usado:

- Na produção de sabões;
- Na indústria de refinação do petróleo;
- Na fabricação de papel e de seda;
- Para pintar (caiar) paredes;
- Em laboratórios.

Hidróxido de Cálcio

O Hidróxido de Cálcio, também conhecido como **cal apagada** ou **cal hidratada**, é um sólido branco, pouco solúvel em água. É usado:

- na purificação de açúcar;
- em laboratórios;
- na preparação de argamassa, usada em construções;
- no branqueamento de tecidos.

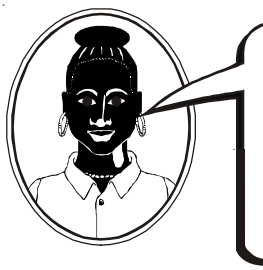
Hidróxido de Amônio

O Hidróxido de amônio é uma solução aquosa de Amoníaco. É usado:

- em fertilizantes;
- na produção de Ácido nítrico;
- na produção de Amônio.

Hidróxido de Alumínio

É um sólido branco. É usado na produção de medicamentos.



Estamos no fim da nossa lição.
Com certeza que algumas das aplicações aqui referidas você já as conhecia. Se não, esta foi uma oportunidade para tal.

17 Sais

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Definir sais.
- Classificar os sais com base nos diferentes critérios.

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



INTRODUÇÃO

Sal é um conceito que para si, caro aluno, não é novo. Desde da 8ª classe, por várias ocasiões, sobretudo quando do tratamento das propriedades químicas das substâncias, você teve esta referência aos sais.

Mais uma vez e de forma mais sistematizada vamos referir-nos aos sais. E esperamos que no final desta lição você seja capaz de definir sais segundo Arrhenius, e classificá-los segundo os diversos critérios de classificação.

Sais

Quando se fala de sal, logo à primeira vem-nos à memória o sal de cozinha, o Cloreto de Sódio. De facto o sal de cozinha constitui o sal mais conhecido e, até há quem diga que o sal de cozinha é a bandeira dos sais.



Fig. - Processo de extracção de sal de cozinha

De entre os diferentes tipos de reacções químicas típicas dos óxidos, dos ácidos e das bases, com certeza você notou que um dos seus produtos é sal. E, sempre se disse que na composição do sal tem-se um metal ligado a um radical ácido.

Fórmula geral:

M_nX_m

Onde:

M – metal; X – radical ácido;
n – valência do radical ácido; m – valência do metal

O que são Sais?



Segundo Arrhenius:
Sais – são compostos que em solução aquosa se dissociam libertando um catião metálico e um radical ácido correspondente.

$$M_nX_m + H_2O \longrightarrow nM^{m+} + mX^{n-}$$

No geral:

Sais - são o produto da reacção entre um ácido e uma base.

A reacção entre ácido com base é chamada de reacção de **salificação** ou de **neutralização**.

Para montar a fórmula química de um sal, tal como já se fez a referência, basta escrever o símbolo do metal e a fórmula do radical ácido e trocar as valências.

Exemplos:

$\overset{II}{M}g\ \overset{I}{Br} \rightarrow MgBr_2$

$\overset{I}{Na}\ \overset{III}{PO_4} \rightarrow Na_3PO_4$

$\overset{I}{K}\ \overset{I}{NO_3} \rightarrow KNO_3$

$\overset{I}{Na}\ \overset{I}{Cl} \rightarrow NaCl$

$\overset{II}{Fe}\ \overset{III}{PO_4} \rightarrow Fe_2(PO_4)_3$

Classificação dos Sais

De entre os vários critérios os sais podem ser classificados: quanto ao número de elementos, quanto à presença de Oxigénio e quanto a natureza. Existem outros critérios que, no entanto, irá aprender em próximas classes.

Quanto ao Número de Elementos

Sais binários - são aqueles em cuja composição encontramos apenas dois elementos químicos.

Exemplos:

- NaCl
- BaF_2
- Cu_2S

Sais ternários - são aqueles que na sua composição apresentam três elementos químicos diferentes.

Exemplos:

- $NaNO_2$
- K_2SO_4
- $CaCO_3$

Sais quaternários - são aqueles que na sua composição apresentam quatro elementos.

Exemplos:

- KOCN
- NH_4NO_3
- NH_4CNO

Quanto à Presença de Oxigénio

Sais não-oxigenados – são aqueles que não apresentam Oxigénio na sua composição.

Exemplos:

- NaCl
- BaF_2
- Cu_2S

Sais oxigenados – são aqueles que apresentam Oxigénio na sua composição.

Exemplos:

- $NaNO_3$
- K_2SO_3
- $CaCO_3$

Quanto à Natureza

Sais normais – são aqueles que na sua composição apresentam apenas metal e radical ácido.

Os sais normais não apresentam nem hidrogénio e nem hidroxilas ionizáveis na sua composição.

Exemplos:

- KOCN
- K_2SO_3
- Cu_2S

Sais ácidos ou hidrogenossais – são aqueles que apresentam um ou mais hidrogénios ionizáveis na sua composição.

Exemplos:

- $KHSO_3$
- NaH_2PO_4
- $KHCO_3$

Sais básicos ou hidroxissais – são aqueles que apresentam um ou mais hidroxilas ionizáveis na sua composição.

- Ca(OH)Cl
- $Al(OH)_2NO_3$
- Zn(OH)Br



Resolva a actividade que se segue para avaliar o seu grau de assimilação destes conteúdos.



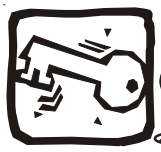
ACTIVIDADE

1. Complete a tabela abaixo de modo a corresponder à classificação certa dos sais indicados:

Fórmula do sal	Classificação quanto		
	Número de elementos	Presença de Oxigénio	Natureza
K_2CO_3			
LiHS			
CaF_2			
$Fe(OH)CO_3$			
$ZnSO_4$			

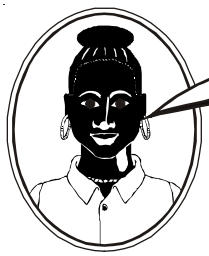


Compare a maneira quanto você preencheu com a que lhe apresentamos na Chave de Correcção.



CHAVE DE CORRECÇÃO

Fórmula do sal	Classificação quanto		
	Número de elementos	Presença de Oxigénio	Natureza
K_2CO_3	Ternário	Oxigenado	Normal
LiHS	Ternário	Não-oxigenada	Hidrogenossal
CaF_2	Binário	Não-oxigenada	Normal
$Fe(OH)CO_3$	Quaternário	Oxigenado	Hidroxissal
$ZnSO_4$	Ternário	Oxigenado	Normal



Acertou em todas? Bravo! Realmente você entendeu a matéria.
Errou em mais que duas classificações? Procure reler o conteúdo da sua lição e volte a resolver a actividade. Coragem!

Antes de ter relações sexuais, esteja preparado(a), certifique-se:

- Gosta mesmo dessa pessoa especial?
- Ambos querem ter relações sexuais?
- Sente-se bem e em segurança com essa pessoa especial?

Então ... utilize um preservativo novo e não arrisque o perigo de doenças ou infecções.

A CÓLERA

A **cólera** é uma doença que provoca muita **diarreia, vómitos e dores de estômago**. Ela é causada por um micróbio chamado vibrião colérico. Esta doença ainda existe em Moçambique e é a causa de muitas mortes no nosso País.

Como se manifesta?

O **sinal mais importante** da cólera é uma **diarreia** onde as fezes se parecem com água de arroz. Esta diarreia é frequentemente acompanhada de dores de estômago e vómitos.

Pode-se apanhar cólera se:

- Beber água contaminada;
- Comer alimentos contaminados pela água ou pelas mãos sujas de doentes com cólera;
- Tiver contacto com moscas que podem transportar os vibriões coléricos apanhados nas fezes de pessoas doentes;
- Utilizar latrinas mal-conservadas;
- Não cumprir com as regras de higiene pessoal.

Como evitar a cólera?

- Tomar banho todos os dias com água limpa e sabão;
- Lavar a roupa com água e sabão e secá-la ao sol;
- Lavar as mãos antes de comer qualquer alimento;
- Lavar as mãos depois de usar a latrina;
- Lavar os alimentos antes de os preparar;
- Lavar as mãos depois de trocar a fralda do bébé;
- Lavar as mãos depois de pegar em lixo;
- Manter a casa sempre limpa e asseada;
- Usar água limpa para beber, fervida ou tratada com lixívia ou javel;
- Não tomar banho nos charcos, nas valas de drenagem ou água dos esgotos.

18 Nomenclatura dos Sais

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Dar nomes aos sais.

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



INTRODUÇÃO

Das classes ou lições anteriores você sabe que o processo de atribuição de nomes se designa de nomenclatura.

No final desta lição esperamos que você seja capaz de dar nomes aos sais, independentemente do seu tipo.
Aliás, da 8ª classe no Módulo 6, aprendeu a dar nomes a este grupo de substâncias químicas.

Nomenclatura dos Sais

A atribuição de nomes aos sais baseia-se no conhecimento prévio dos nomes dos radicais ácido que compõe o sal.
Para o efeito vale a regra geral:

Nome do radical ácido + de + nome do metal

Para sais cujo metal apresenta mais que uma valência, especifica-se a valência usada no composto, em numeração romana.

Conhecendo o nome do ácido em que o radical aparece, existe uma relação que facilita o conhecimento do nome do radical ácido no sal.
Assim:

- Ácidos com terminação **ídrico**, os nomes dos seus radicais ácido têm a terminação **eto**.
- Ácidos com terminação **oso**, os nomes dos seus radicais ácido têm a terminação **ito**.
- Ácidos com terminação **ico**, os nomes dos seus radicais ácido têm a terminação **ato**.

Exemplos:

- **HCl -** é Ácido clor**ídrico**. Sais que têm como radical (Cl^-) têm terminação **eto**. Assim **NaCl** é Clor**eto** de sódio.
- **HNO_2** – é Ácido nitr**oso**. Sais que têm como radical (NO_2^-) têm terminação **ito**. Assim **$NaNO_2$** chama-se Nitr**ito** de Sódio.
- **HNO_3** – é Ácido nítr**ico**. Sais que têm como radical (NO_3^-) têm terminação **ato**. Assim **$NaNO_3$** chama-se Nitr**ato** de Sódio.

Vejamos, em seguida a relação dos radicais ácidos mais usados com as respectivas valências e designações.

Valência	Fórmula do radical	Nome do radical	Exemplo
I	F^-	Fluoreto	BaF_2
	Cl^-	Cloreto	CuCl
	Br^-	Brometo	$PbBr_4$
	I^-	Iodeto	KI
	NO_2^-	Nitrito	$Mg(NO_2)_2$
	NO_3^-	Nitrato	$Fe(NO_3)_3$
	CN^-	Cianeto	$Zn(CN)_2$

Valência	Fórmula do radical	Nome do radical	Exemplo
II	S^{2-}	Sulfureto	PbS
	SO_3^{2-}	Sulfito	Li_2SO_3
	SO_4^{2-}	Sulfato	$BaSO_4$
	CO_3^{2-}	Carbonato	$Ca_3(PO_4)_2$
III	PO_3^{3-}	Fosfito	Na_3PO_3
	PO_4^{3-}	Fosfato	$Cu_3(PO_4)_2$

Obs.: A nomenclatura para os hidrogenossais e hidroxissais tem algumas particularidades relativamente complexas e, por assim ser, irá aprender em próximas classes.

RESUMINDO

Para dar nomes aos sais basta usar a regra:

Nome do radical ácido + de + nome do metal

E ter em consideração que entre a nomenclatura de ácidos e sais ocorre uma pequena mudança na terminação dos nomes dos radicais, tal como está indicado na tabela.

Terminação do nome do ácido	Terminação do nome do radical no sal
ídrico	eto
oso	ito
ico	ato



Caro aluno, nada melhor que praticar as regras que já aprendeu resolvendo a actividade que se segue:



ACTIVIDADE

1. Dê nomes aos sais abaixo:

a) BaF_2—

b) CuCl—

c) $PbBr_4$—

d) KI—

e) $Mg(NO_2)_2$—

f) $Fe(NO_3)_3$—

g) $Zn(CN)_2$—

h) PbS—

i) Li_2SO_3—

j) $BaSO_4$—

k) $Ca_3(PO_4)_2$—

l) Na_3PO_3—



Compare os nomes por si dados com os que lhe apresentamos na Chave de Correcção.

a) BaF_2 — Fluoreto de Bário

b) CuCl —Cloreto de Cobre-I

c) $PbBr_4$ — Brometo de Chumbo-IV

d) KI — Iodeto de Potássio

e) $Mg(NO_2)_2$ —Nitrito de Magnésio

f) $Fe(NO_3)_3$ — Nitrato de Ferro-III

g) $Zn(CN)_2$ — Cianeto de Zinco

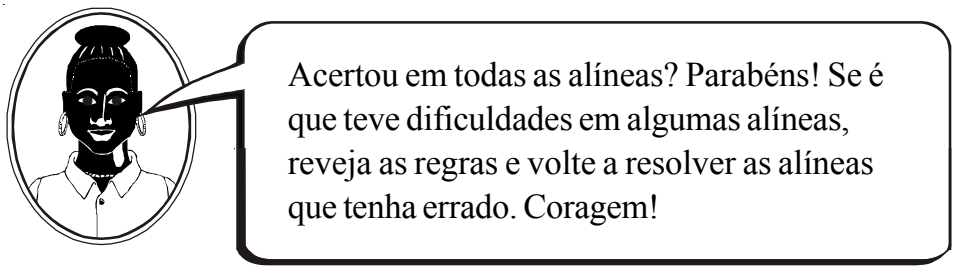
h) PbS — Sulfureto de Chumbo-II

i) Li_2SO_3 — Sulfito de Lítio

j) $BaSO_4$ — Sulfato de Bário

k) $Ca_3(PO_4)_2$ — Fosfato de Cálcio

l) Na_3PO_3 — Fosfito de Sódio



A MALÁRIA

A **malária é o mesmo que paludismo**. É **transmitida através de picadas de mosquito** e, se não for tratada a tempo, pode levar à morte, principalmente de crianças e mulheres grávidas.

Quais os sintomas da malária?

- Febres altas.
- Tremores de frio.
- Dores de cabeça.
- Falta de apetite.
- Diarreia e vómitos.
- Dores em todo o corpo e nas articulações.

Como prevenir a malária?

Em todas as comunidades devemos-nos proteger contra a picada de mosquitos. Para isso, devemos:

- Eliminar charcos de água à volta da casa - os mosquitos multiplicam-se na água.
- Enterrar as latas, garrafas e outros objectos que possam facilitar a criação de mosquitos.
- Queimar folhas antes de dormir para afastar os mosquitos (folhas de eucalipto ou limoeiro).
- Colocar redes nas janelas e nas portas das casas, se possível.
- Matar os mosquitos que estão dentro da casa, usando insecticidas.
- Pulverizar (fumigar) a casa, se possível.

19 Propriedades dos Sais

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Identificar algumas características dos sais.
- Escrever equações químicas de dissociação dos sais.

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



INTRODUÇÃO

"*Esta comida está muito salgada*" *ou* "*esta comida não tem sal*" quem é que nunca pronunciou uma destas frases? Afinal que características apresentam as substâncias conhecidas como sais?

Essa e outras perguntas relacionadas com as características dos sais serão respondidas ao longo desta lição. E, esperamos que você venha a gostar de saber.

Propriedades dos Sais

Sais como função química apresentam uma variabilidade de características, visto não apresentarem um grupo funcional específico que exclusivamente seja responsável das propriedades destes.

No entanto, existem algumas propriedades que são partilhadas por todas as substâncias que pertencem a esta função.

Estado físico

Em condições normais, os sais apresentam-se no estado sólido. Entretanto pequena quantidade existe de sais no estado gasoso.

Sabor

Com certeza que você conhece o sabor do Cloreto de Sódio. É doce? Clara que não. Tipicamente os sais apresentam sabor salgado, como o do sal de cozinha.

Cor

No geral os sais são incolores. No entanto, existem alguns sais que são de colorações diversificadas. Certamente que deve-se lembrar das cores do Brometo de Prata (branco), do Iodeto de Prata (branco-amarelado), do Sulfureto de Chumbo (preto), que observou durante a identificação dos halogéneos e dos sulfuretos em módulos anteriores.

Cheiro

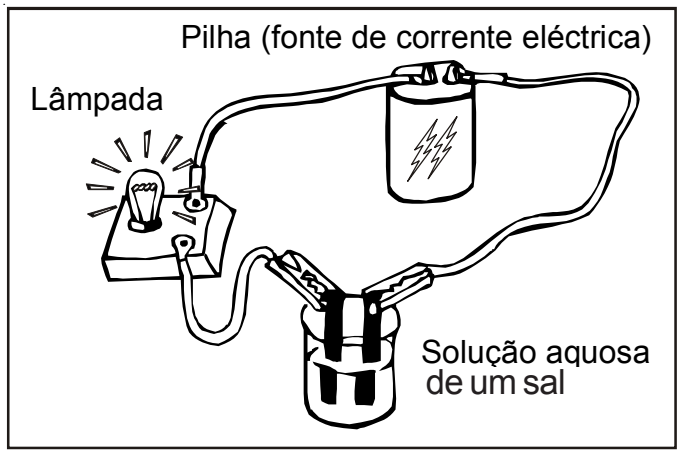
Maioritariamente os sais não têm cheiro, são inodoros. Alguns apresentam cheiros que variam de suaves a fortemente desagradáveis, por exemplo o Sulfureto de Hidrogénio, com cheiro a ovos podres.

Solubilidade em água

Os sais não apresentam um comportamento uniforme no que respeita à solubilidade. Os sais dos metais alcalinos e de amônio são quase todos solúveis em água. Os dos metais alcalinos terrosos e outros, variam de pouco solúveis a insolúveis.

Condução eléctrica

No estado sólido, os sais não conduzem a corrente eléctrica. Entretanto conduzem quando fundidos ou em solução aquosa.



Por quê os sais conduzem a corrente eléctrica?

À semelhança dos ácidos e das bases, os sais sofrem o processo de dissociação iónica quando em água ou no estado fundido.
Os iões formados são responsáveis pela electrocondução destes.

Dissociação Iónica de Sais

Tendo em conta que um sal é constituído por um metal e radical ácido, dissociar um sal significa separar os componentes do sal (metal do radical ácido) sob acção da água.

Na dissociação do sal formam-se catião do metal e anião do radical ácido.



Dissociação de um sal – é o fenómeno de separação dos componentes do sal sob forma de iões, em solução aquosa.

Os sais dissociam-se tanto de forma parcial como totalmente e, em cada etapa da dissociação parcial, separa-se um radical.

Dissociação Parcial

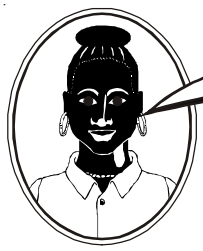
Certamente que se lembra que uma dissociação parcial, tal como o nome refere, ocorre em várias etapas, separando-se em cada uma, apenas um dos componentes, geralmente um radical ácido.

Exemplo 1

$MgCl_2$:

1ª Etapa

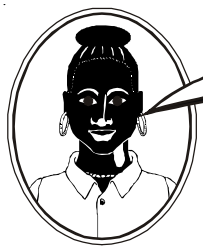
$$MgCl_2 + H_2O \longrightarrow Cl^-_{(aq)} + (MgCl)^+_{(aq)}$$



Como pode notar, no Cloreto de Magnésio que apresente dois radicais cloreto, na primeira etapa separou-se apenas um dos radicais, que sai com uma carga negativa sob forma de anião cloreto (Cl^-). A partícula restante adquire uma carga positiva correspondente.

2ª Etapa

$$(MgCl)^+ + H_2O \longrightarrow Cl^-_{(aq)} + Mg^{2+}_{(aq)}$$



Com a saída do segundo radical, forma-se o segundo anião cloreto, pelo que se forma uma segunda carga positiva, constituindo assim o catião Magnésio, Mg^{2+}.

Exemplo 2

$AlBr_3$:

1ª Etapa

$$AlBr_3 + H_2O \longrightarrow Br^-_{(aq)} + (AlBr_2)^+_{(aq)}$$

2ª Etapa

$$(AlBr_2)^+ + H_2O \longrightarrow Br^-_{(aq)} + (AlBr)^{2+}_{(aq)}$$

3ª Etapa

$$(AlBr)^{2+} + H_2O \longrightarrow Br^-_{(aq)} + Al^{3+}_{(aq)}$$



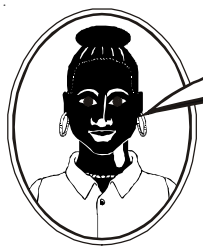
Vejamos em seguida como é que ocorre a dissociação total dos sais.

Dissociação Total

Nesta, os componentes do sal separam-se numa única e só uma etapa.

Exemplo 1

$$MgCl_2 + H_2O \longrightarrow 2Cl^-_{(aq)} + Mg^{2+}_{(aq)}$$



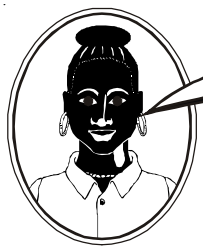
Como a finalidade deste processo é de separar os radicas ácido do metal, em uma única etapa os dois radicais cloreto separaram-se sob forma de iões cloreto (saíram duas cargas negativas) e, a partícula restante assume também duas cargas, porém positivas, constituindo o catião de Magnésio, Mg^{2+}.

Exemplo 2

$$AlBr_3 + H_2O \longrightarrow 3Br^-_{(aq)} + Al^{3+}_{(aq)}$$

Exemplo 3

$$Al(NO_3)_3 + H_2O \longrightarrow 3NO_3^-{}_{(aq)} + Al^{3+}_{(aq)}$$



Esperamos que você tenha assimilado facilmente esta matéria, afinal não se difere tanto do que aprendeu relativo a dissociação dos ácidos e das bases.

20 Propriedades Químicas dos Sais

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Escrever equações químicas de reacção dos sais com metais, halogéneos, ácidos e bases.

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



INTRODUÇÃO

Como terá notado em funções anteriormente estudadas, óxidos, ácidos e bases, a maior parte das reacções químicas dessas têm como produto principal os sais.

No final desta lição pretendemos que à semelhança das funções anteriores, você saiba com quem os sais reagem e que produtos se formam. Entretanto, a ocorrência de certas reacções depende da criação de determinadas condições que, a este nosso nível não importa referir. Pelo que apresentaremos como se tudo ocorresse normalmente.

Propriedades Químicas dos Sais

Os sais reagem com diversas substâncias dependendo das condições. De entre as reacções destes, destaca-se:

Reacção de Sais com Metais

Neste tipo de reacção, o metal substitui o outro metal no sal, pelo que se designa de **reacção de substituição**.

Exemplo 1

$Cu(NO_3)_2 + Mg \longrightarrow Mg(NO_3)_2 + 2Cu$

Exemplo 2

$2FeCl_2 + Zn \longrightarrow ZnCl_2 + 2Fe$

Reacção de Sais com Halogéneos

É um tipo de reacção que com certeza você se deve lembrar. Quando no Módulo 3, sobre o Cloro e elementos do grupo VII. O halogéneo mais electronegativo substitui o halogeneto do menos electronegativo no seu sal. O inverso, não ocorre.

Exemplo 1

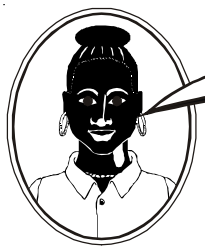
$2KBr + Cl_2 \longrightarrow 2KCl + Br_2$

Exemplo 2

$2KI + Br_2 \longrightarrow 2KBr + I_2$

Exemplo 3

$KBr + I_2 \longrightarrow$ não ocorre



O Cloro por ser mais electronegativo que o Bromo, substituiu-o do seu sal, o mesmo aconteceu com o Bromo que é mais electronegativo que o Iodo, tendo-o substituído do seu sal.

Reacção de Sais com Ácidos

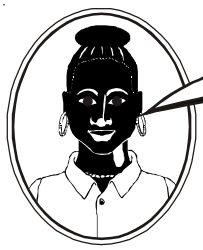
A reacção entre sais e ácidos é chamada de **reacção de dupla troca** pois, o metal do sal e o Hidrogénio do ácido trocam de posições, cada um substituindo o outro no seu composto inicial. O produto da reacção é um novo sal e novo ácido.

Exemplo 1

$$BaCl_2 + H_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4 + 2HCl$$

Exemplo 2

$$2NaBr + 2H_3PO_4 \longrightarrow 2Na_3PO_4 + 6HBr$$



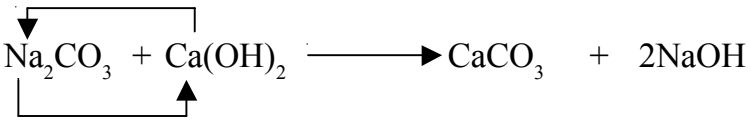
Como pode notar, o metal Bário do sal Cloreto de Bário da primeira equação substitui o Hidrogénio do Ácido sulfúrico e, o Hidrogénio passa para o lugar que era do Bário. Como produto tem-se um novo sal um novo ácido.

O mesmo acontece na segunda equação, onde o Sódio do sal e, o Hidrogénio do ácido que trocam de posições, formando novo sal e novo ácido.

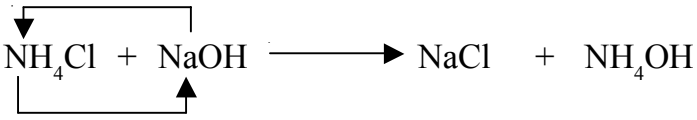
Reacção de Sais com Bases

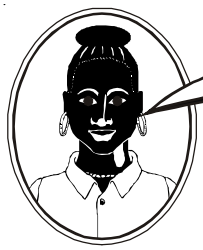
Este tipo de reacção também é uma de **dupla troca**. Pois, os metais do sal e de base trocam mutuamente de suas posições, dando lugar à formação de novo sal e nova base.

Exemplo 1



Exemplo 2





Tanto na primeira como na segunda equação observa-se a dupla troca de posições de metais ou do metal com o amônio.

Nada melhor que praticar o que acabou de aprender nas últimas lições resolvendo a actividade que segue.



ACTIVIDADE

1. Escreva as equações químicas de dissociação parcial e total dos seguintes sais:

a) $Ca(NO_2)_2$

b) NH_4NO_3

2. Complete e acerte as equações químicas de reacção dos sais:

- $ZnCl_2 + NaOH \longrightarrow$
- $ZnCl_2 + H_2SO_4 \longrightarrow$
- $NaI + Cl_2 \longrightarrow$
- $BaSO_3 + H_2CO_3 \longrightarrow$
- $PbSO_3 + Zn \longrightarrow$



Compare as suas soluções com as que lhe apresentamos na Chave de Correcção abaixo.



CHAVE DE CORRECÇÃO

1.

a)

1ª Etapa de dissociação parcial

$$Ca(NO_2)_2 + H_2O \longrightarrow NO_{2\,(aq)}^{-} + Ca(NO_2)_{(aq)}^{+}$$

2ª Etapa de dissociação parcial

$Ca(NO_2)^+ + H_2O \longrightarrow NO_{2\,(aq)}^- + Ca^{2+}_{(aq)}$

Dissociação total

$Ca(NO_2)_2 + H_2O \longrightarrow 2NO_{2\,(aq)}^- + Ca^{2+}_{(aq)}$

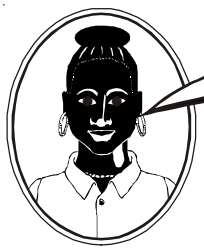
b)

Dissociação parcial e total

$NH_4NO_3 + H_2O \longrightarrow NH_{4\,(aq)}^+ + NO_{3\,(aq)}^-$

2.

- $ZnCl_2 + 2NaOH \longrightarrow Zn(OH)_2 + 2NaCl$
- $ZnCl_2 + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + 2HCl$
- $2NaI + Cl_2 \longrightarrow 2NaCl + I_2$
- $BaSO_3 + H_2CO_3 \longrightarrow BaCO_3 + H_2SO_3$
- $PbSO_3 + Zn \longrightarrow ZnSO_3 + Pb$



Acertou em todas? Bravo! De facto você está a assimilar bem esta matéria. Se é que errou em mais de uma questão, volte a rever a sua lição e resolva novamente, coragem! Você está quase a terminar o estudo da Química nesta classe.

21 Obtenção e Aplicações dos Sais

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Escrever equações químicas de obtenção dos sais.
- Identificar algumas aplicações dos sais

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



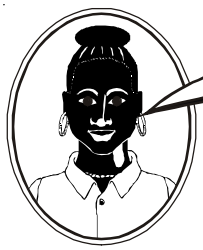
INTRODUÇÃO

Os sais constituem o produto principal de maior parte de reacções químicas em que estejam envolvidos óxidos, bases e ácidos.
Nesta lição pretendemos de forma sistematizada apresentar-lhe algumas das reacções químicas que permitem a obtenção de sais.

Os sais são de grande importância para a nossa vida. Assim sendo, pretendemos que no final da lição, você seja capaz de mencionar as aplicações de alguns sais

Métodos de Obtenção dos Sais

Conforme referimos na introdução, os sais constituem o principal produto de maior parte de reacções químicas, que por sinal são já de seu conhecimento. Eis algumas das reacções que produzem sais:



As equações químicas devem ter os coeficientes certos. Propositadamente não as acertamos. Recomendamos que **acerte você os coeficientes de todas as equações** pois, é uma forma de você praticar o acerto de equações químicas.

Reacção de Óxido Ácido com Base

É um tipo de reacção por si conhecida. Dá lugar à formação de sal e água

$$CO_2 + Mg(OH)_2 \longrightarrow MgCO_3 + H_2O$$

$$SO_3 + 2NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O$$

Reacção de Óxido Básico com Ácido

Como tivemos oportunidade de referir anteriormente, nesta reacção forma-se um sal e água

$$CaO + H_2SO_4 \longrightarrow CaSO_4 + H_2O$$

$$CuO + HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + H_2O$$

Reacção de Base com Ácido

É uma reacção de neutralização. Dela espera-se a formação de um sal e água

$$Al(OH)_3 + HCl \longrightarrow AlCl_3 + H_2O$$

$$Mg(OH)_2 + H_3PO_4 \longrightarrow Mg_3(PO4)_2 + H_2O$$

Reacção de Ácido com Metal

Trata-se de uma reacção de substituição, onde o metal substitui o hidrogénio do ácido formando-se sal e libertação de h idrogénio.

$$H_2SO_4 + Zn \longrightarrow ZnSO_4 + H_2$$

$$2HNO_3 + Mg \longrightarrow Mg(NO_3)_2 + H_2$$

Reacção de Óxido Ácido com Óxido Básico

Esta reacção ocorre como se de uma soma de substâncias se tratasse. Assim o produto é um sal.

$$CaO + CO_2 \longrightarrow CaCO_3$$
$$K_2O + SO_3 \longrightarrow K_2SO_4$$

Reacção de Sais com Halogéneos

$$KBr + Cl_2 \longrightarrow KCl + Br_2$$
$$KI + Br_2 \longrightarrow KBr + I_2$$

Reacção de Sais com Ácidos

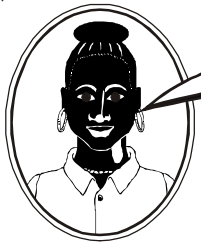
Quando um sal reage com um ácido forma-se um novo sal e outro ácido, mediante o que chamamos anteriormente de reacção de dupla troca.

$$BaCl_2 + H_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4 + HCl$$
$$NaBr + H_3PO_4 \longrightarrow Na_3PO_4 + HBr$$

Reacção de Sais com Bases

À semelhança da troca de reacções de sais com ácidos, aqui também ocorre uma dupla troca, formando-se sal e base.

$$Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCO_3 + 2NaOH$$
$$NH_4Cl + NaOH \longrightarrow NaCl + NH_4OH$$



Como você pode ver, as equações químicas de reacções apresentadas são todas elas relativas a reacções vistas em funções anteriores. Esperamos que você possa formular equações que permitam a produção de sais.

Vejamos em seguida as aplicações de alguns sais

Aplicações de Alguns Sais

Os sais no geral são usados:

- Na produção de adubos ou fertilizantes;
- Na obtenção de outras substâncias;
- Na medicina;
- Na construção civil;
- Na indústria de cimento e de vidro;

Vejamos aplicações de alguns sais específicos:

Cloreto de Sódio

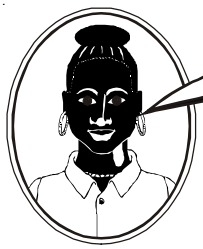
O Cloreto de Sódio, NaCl é usado:

- Na alimentação;
- Na conservação de carnes e peixe (processo de salga);
- No fabrico de sabão;
- Na produção de Sódio e Cloro;
- Na obtenção de Hidróxido de Sódio.

Carbonato de Cálcio

O Carbonato de Cálcio, $CaCO_3$ é usado:

- Na produção de cal viva (Óxido de Cálcio) que serve para pintar paredes;
- Na medicina;
- No fabrico de vido e do cimento;
- Na produção de adubos;
- Na agricultura para correcção de solos.



Esperamos que tenha conseguido reter algumas de entre as aplicações dos sais e que possa formular equações químicas de obtenção de sais.

Uma gravidez não planeada irá mudar a sua vida.

Concretize os seus sonhos e as suas ambições.

Faça planos para o seu futuro! Por isso **evite a gravidez prematura** abstendo-se da actividade sexual.

A MALÁRIA

A **malária é o mesmo que paludismo**. É **transmitida através de picadas de mosquito** e, se não for tratada a tempo, pode levar à morte, principalmente de crianças e mulheres grávidas.

Quais os sintomas da malária?

- Febres altas.
- Tremores de frio.
- Dores de cabeça.
- Falta de apetite.
- Diarreia e vómitos.
- Dores em todo o corpo e nas articulações.

Como prevenir a malária?

Em todas as comunidades devemos-nos proteger contra a picada de mosquitos. Para isso, devemos:

- Eliminar charcos de água à volta da casa - os mosquitos multiplicam-se na água.
- Enterrar as latas, garrafas e outros objectos que possam facilitar a criação de mosquitos.
- Queimar folhas antes de dormir para afastar os mosquitos (folhas de eucalipto ou limoeiro).
- Colocar redes nas janelas e nas portas das casas, se possível.
- Matar os mosquitos que estão dentro da casa, usando insecticidas.
- Pulverizar (fumigar) a casa, se possível.

22 Relação entre Óxidos, Ácidos, Bases e Sais

Objectivos de aprendizagem:

No final desta lição, você será capaz de:

- Estabelecer a relação entre as diferentes funções inorgânicas

Tempo necessário para completar a lição:

45 minutos



INTRODUÇÃO

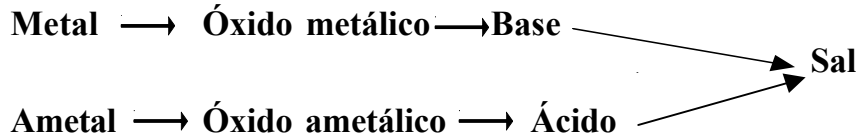
Os sais constituem, tal como referimos na lição anterior, o produto principal de maior parte de reacções químicas em que estejam envolvidos óxidos, bases e ácidos.

Iremos, nesta lição mostrar-lhe a relação que se estabelece entre as diferentes funções por si estudadas, relação que poderá facilitar as suas reflexões na apresentação de transformação de substâncias de uma função para outra.

Relação entre Óxidos, Ácidos, Bases e Sais

Quando do seu estudo do sistema periódico soube que os elementos químicos existentes agrupam-se em dois grandes grupos: o dos metais e dos ametais.

Partindo destes elementos químicos podemos estabelecer as seguintes relações:



Repare que para a ocorrência de qualquer uma das transformações indicadas, deve reagir a substância indicada com uma outra.

Por exemplo:

- De um elemento qualquer (metal ou ametal) para se formar um óxido, com certeza que você sabe que se deve reagir esse elemento com o Oxigénio.
- Do óxido metálico para a base, basta reagi-lo com a água.
- De igual modo, do óxido ametálico para formar um ácido, é uma questão de também reagi-lo com a água.
- Da base ou ácido para o sal, existe uma série de alternativas que permitem fazer esta transformação.



Caro aluno, como pode notar, há possibilidade de se transformar uma substância de uma função para outra, bastando para o efeito escolher um reagente adequado.

Resolvamos juntos a actividade que se segue.



ACTIVIDADE

1. Escreva as equações químicas de transformações sugeridas:

a) $Na \longrightarrow Na_2O \longrightarrow NaOH \longrightarrow NaNO_3$

b) $S \longrightarrow SO_3 \longrightarrow H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4$



CHAVE DE CORRECÇÃO



Para cada alínea são necessárias três equações químicas. Assim:

a)

Do metal sódio para o óxido da sódio devemos reagí-lo com o oxgênio

$$2Na + O_2 \longrightarrow Na_2O$$

O óxido de sódio transforma-se em hidróxido reagindo-o com a água

$$Na_2O + H_2O \longrightarrow 2NaOH$$

O hidróxido de sódio quando reage com o ácido nítrico forma o $NaNO_3$.

$$2NaOH + 2HNO_3 \longrightarrow 2NaNO_3 + 2H_2O$$

b)

$$2S + 3O_2 \longrightarrow 2SO_3$$

$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$

$$H_2SO_4 + 2NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$

Nota:

Para a formação do sal tanto da alínea a) como da b), são possíveis outras equações. Por exemplo:

$Na_2O + 2HNO_3 \longrightarrow 2NaNO_3 + H_2O$

$2Na + 2HNO_3 \longrightarrow 2NaNO_3 + H_2$

$H_2SO_4 + Na_2O \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O$

$H_2SO_4 + 2Na \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2$



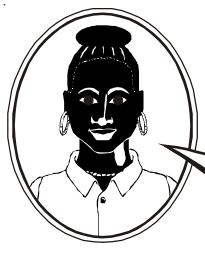
Esperamos que tenha conseguido entender a resolução da actividade acima. Agora resolva sozinho as questões que se seguem:

2. Escreva as equações químicas de transformações sugeridas:

a) Magnésio $\longrightarrow$ Óxido de Magnésio $\longrightarrow$ Hidróxido de Magnésio $\longrightarrow$ Fosfato de Magnésio

b) $C \longrightarrow CO_2 \longrightarrow H_2CO_3 \longrightarrow CaCO_3$

c) $Al \longrightarrow Al_2O_3 \longrightarrow Al(OH)_3 \longrightarrow AlCl_3$



Compare as suas soluções com as que lhe apresentamos na Chave de Correcção abaixo:

a)

$2Mg + O_2 \longrightarrow 2MgO$

$MgO + H_2O \longrightarrow Mg(OH)_2$

$3Mg(OH)_2 + 2H_3PO_4 \longrightarrow Mg_3(PO_4)_2 + 6H_2O$



Compare as suas soluções com as que lhe apresentamos na Chave de Correcção abaixo:

a)

$2Mg + O_2 \longrightarrow 2MgO$

$MgO + H_2O \longrightarrow Mg(OH)_2$

$3Mg(OH)_2 + 2H_3PO_4 \longrightarrow Mg_3(PO_4)_2 + 6H_2O$

b)

$C + O_2 \longrightarrow CO_2$

$CO_2 + H_2O \longrightarrow H_2CO_3$

$H_2CO_3 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCO_3 + 2H_2O$

c)

$4Al + 3O_2 \longrightarrow 2Al_2O_3$

$Al_2O_3 + 3H_2O \longrightarrow 2Al(OH)_3$

$Al(OH)_3 + 3HCl \longrightarrow AlCl_3 + 3H_2O$



Acertou em todas? Se sim, está de parabéns! Se é que errou em mais que uma, procure estudar com outros colegas e esclareçam as dúvidas.



Caro aluno, chegamos ao fim do estudo de Química na 9ª classe. Esperamos que tenha gostado de estar na nossa companhia.
Agora faça uma revisão de todas as lições e resolva o Teste de Preparação.

A SIDA

A **SIDA** é uma **doença grave** causada por um vírus. **A SIDA não tem cura**. O número de casos em Moçambique está a aumentar de dia para dia. **Proteja-se!!!**

Como evitar a SIDA:

- Adiando o início da actividade sexual para quando for mais adulto e estiver melhor preparado.
- Não ter relações sexuais com pessoas que têm outros parceiros.
- Usar o preservativo ou camisinha nas relações sexuais.
- Não emprestar nem pedir emprestado, lâminas ou outros instrumentos cortantes.

TESTE DE PREPARAÇÃO

Duração Recomendada - 120 minutos

1. Assinale com um ✓ a definição certa de óxido:

Óxido é:

a) Todo o composto que apresenta Oxigénio na sua composição. ☑

b) Substância que liberta água quando aquecida. ☐

c) Substância formada por dois elementos, sendo um deles o Oxigénio. ☐

d) Todo o composto que apresenta brilho metálico. ☐

2. Complete os espaços em branco na tabela de modo a corresponder com a classificação e nomenclatura certa dos óxidos.

Fórmula	Nome	Classificação
	Óxido de Sódio	
CO_2		
	Óxido de Cobre-I	Óxido metálico
Al_2O_3		
	Dióxido de Enxofre	
N_2O_5		Óxido ametálico

3. Complete e acerte as equações químicas de reacções dos óxidos metálicos:

$K_2O + H_2O \rightarrow$

$MgO + H_2O \rightarrow$

4. Complete e acerte as equações químicas de reacções dos óxidos ametálicos:

$SO_2 + H_2O \rightarrow$

$SO_3 + H_2O \rightarrow$

5. Óxidos ametálicos reagem com bases formando sal e água. Complete e acerte as equações químicas abaixo.

a) $SO_2 + Zn(OH)_2 \longrightarrow$

b) $SO_3 + KOH \longrightarrow$

6. Defina o conceito ácido, segundo Arrhenius.

_____

_____

_____

_____

7. Preencha a tabela abaixo de modo a obter uma classificação certa dos ácidos indicados:

Fórmula do ácido	**Classificação quanto**		
	Presença de Oxig	**Nº de elementos**	**Nº de H^+**
H_2S			
HNO_2			
H_3PO_4			

8. Escreva nos espaços indicados, os nomes dos ácidos classificados na pergunta anterior:

a) H_2S _____

b) HNO_2 _____

c) H_3PO_4 _____

9. Escreva nos espaços dados, as fórmula químicas dos seguintes ácidos:

a) Ácido Iodídrico _____

b) Ácido carbónico _____

c) Ácido sulfuroso _____

10. O Ácido sulfúrico (H_2SO_4) quando em água, sofre o fenómeno da dissociação parcial e total. Escreva no espaço dado, as equações químicas correspondentes.

11. Sabendo que ácidos reagem com metais formando sal e hidrogénio, assinale com um ✓ a alínea que traduz a equação química certa de reacção entre ácidos com metais:

a) $2HCl + Ca \rightarrow CaCl_2 + H_2$ ✓

b) $HCl + 2Ca \rightarrow Ca_2Cl + {}_2H$

c) $2HCl + Ca \rightarrow CaCl + 2H$

12. Ácidos reagem com bases e com óxidos metálicos formando em ambos casos, sal e água. Complete e acerte as equações de reacções abaixo:

a) $H_2SO_4 + K_2O \rightarrow$

b) $H_2S + Mg(OH)_2 \rightarrow$

13. Faça corresponder através de linhas a Coluna A referente aos nomes dos ácidos à Coluna B das aplicações de ácidos de modo a obter correlações certas:

Nome do ácido
1. Ácido sulfúrico
2. Ácido clorídrico
3. Ácido nítrico

Aplicação
a) Produção de explosivos, adubos, corantes.
b) Produção de outros ácidos, solução de baterias.
c) Produção de papel, tintas, branqueamento de tecidos.

14. Defina bases, segundo Arrhenius.

_____

_____

_____

_____

15. Escreva nos espaços dados, as fórmulas ou os nomes das bases indicadas:

a) Hidróxido de Cálcio _____

b) Hidróxido de Potássio _____

c) NaOH _____

d) $Fe(OH)_3$ _____

16. As bases ou hidróxidos dissociam-se parcial ou totalmente quando em água. Escreva as equações químicas de dissociação parcial e total de $Mg(OH)_2$.

17. Complete e acerte as equações químicas abaixo, de obtenção de bases:

a) $Ca + H_2O \rightarrow$

b) $K_2O + H_2O \rightarrow$

18. Faça corresponder através de linhas a **Coluna A** referente aos nomes dos hidróxidos à **Coluna B** das aplicações de hidróxidos de modo a obter correlações certas:

Nome do hidróxido
1. Hidróxido de Sódio
2. Hidróxido de Cálcio
3. Hidróxido de amônio

Aplicação
a) Produção de adubos.
b) Fabrico de sabão.
c) Preparação de argamassa para construção civil.

19. Defina o conceito sal, segundo Arrhenius.

20. Complete a tabela abaixo de modo a corresponder a classificação certa dos sais indicados:

Fórmula do sal	**Classificação quanto**	
	Número de elementos	**Presença de Oxigénio**
FeS		
$ZnSO_4$		
$CaCl_2$		

21. Escreva os nomes ou as formulas químicas dos sais:

a) FeS _____

b) $ZnSO_4$_____

c) $CaCl_2$ _____

d) Brometo de Sódio _____

e) Nitrato de Magnésio_____

f) Sulfito de Potássio _____

22. Os sais quando em água, dissociam-se parcial e totalmente. Escreva as equações químicas de dissociação parcial e total do $Al(NO_2)_3$.

23. Faça corresponder através de linhas a **Coluna A** referente aos nomes dos sais à **Coluna B** das aplicações de sais de modo a obter correlações certas:

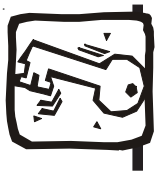
Nome do sal
a) Carbonato de Cálcio
b) Cloreto de sódio

Aplicação
1. Alimentação, conservação de peixe e carnes.
2. Produção de cimento e vidro, cal viva.

24. Escreva as equações químicas que elucidam as transformações seguintes:

a) Potássio → Óxido de Potássio → Hidróxido de Potássio → Fosfato de Potássio

b) $C \rightarrow CO_2 \rightarrow H_2CO_3 \rightarrow Na_2CO_3$



CHAVE DE CORRECÇÃO

1. c)

2.

Fórmula	Nome	Classificação
Na_2O	Óxido de Sódio	Óxido metálico
CO_2	Dióxido de Carbono ou Óxido de Carbono-IV	Óxido ametálico
Cu_2O	Óxido de Cobre-I	Óxido metálico
Al_2O_3	Óxido de Alumínio	Óxido metálico
SO_2	Dióxido de Enxofre	Óxido ametálico
N_2O_5	Óxido de Nitrogénio-V ou Pentóxido de Nitrogénio	Óxido ametálico

3.

$K_2O + H_2O \rightarrow 2KOH$

$MgO + H_2O \rightarrow Mg(OH)_2$

4.

$SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$

$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$

5.

$SO_2 + Zn(OH)_2 \rightarrow ZnSO_3 + H_2O$

$SO_3 + 2KOH \rightarrow K_2SO_4 + H_2O$

6. Ácidos - são substâncias que em solução aquosa dissociam-se libertando o H^+ como ião positivo.

7.

Fórmula do ácido	Classificação quanto		
	Presença de Oxig	Nº de elementos	Nº de H^+
H_2S	Hidrácido	Binário	Diprótico
HNO_2	Oxácido	Ternário	Monoprótico
H_3PO_4	Oxácido	Ternário	Triprótico

8.

H_2S - Ácido sulfídrico

HNO_2- Ácido mitroso

H_3PO_4- Ácido fosfórico

9.

a) HI

b) H_2CO_3

c) H_2SO_3

10.

$$H_2SO_4 + H_2O \rightleftarrows H^+_{(aq)} + HSO_4^-{}_{(aq)}$$

$$HSO_4^- + H_2O \rightleftarrows H^+_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$$

$$H_2SO_4 + H_2O \rightleftarrows 2H^+_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$$

11. a)

12.

a) $H_2SO_4 + K_2O \rightarrow K_2SO_4 + H_2O$

b) $H_2S + Mg(OH)_2 \rightarrow MgS + 2H_2O$

13.

1 – b)

2 – c)

3 – a)

14.

Bases ou hidróxidos – são substâncias que em solução aquosa dissociam-se libertando como ião negativo, os iões hidroxilo.

15.

a) $Ca(OH)_2$

b) KOH

c) Hidróxido de Sódio

d) Hidróxido de Ferro-III

16.

$Mg(OH)_2 + H_2O \rightarrow OH^-_{(aq)} + (MgOH)^+_{(aq)}$

$(MgOH)^+ + H_2O \rightarrow OH^-_{(aq)} + Mg^{2+}_{(aq)}$

$Mg(OH)_2 + H_2O \rightarrow 2OH^-_{(aq)} + Mg^{2+}_{(aq)}$

17.

$Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$

$K_2O + H_2O \rightarrow 2KOH$

18.

1 – b)

2 – c)

3 – a)

19.

Sal – substância que em solução aquosa dissocia-se libertando um catião metálico e anião radical ácido.

20.

Fórmula do sal	Classificação quanto	
	Número de elementos	Presença de Oxigénio
FeS	Binário	Não-oxigenado
$ZnSO_4$	Ternário	Oxigenado
$CaCl_2$	Binário	Não-oxigenado

21.

a) FeS- Sulfureto de Ferro-II

b) $ZnSO_4$ - Sulfato de Zinco

c) $CaCl_2$ - Cloreto de Cálcio

d) Brometo de Sódio - NaBr

e) Nitrato de Magnésio - $Mg(NO_3)_2$

f) Sulfito de Potássio - K_2SO_3

22.

$$Al(NO_2)_3 + H_2O \rightarrow NO_2^-{}_{(aq)} + Al(NO_2)_2^+{}_{(aq)}$$

$$Al(NO_2)_2^+ + H_2O \rightarrow NO_2^-{}_{(aq)} + Al(NO_2)^{2+}{}_{(aq)}$$

$$Al(NO_2)^{2+} + H_2O \rightarrow NO_2^-{}_{(aq)} + Al^{3+}{}_{(aq)}$$

$$Al(NO_2)_3 + H_2O \rightarrow 3NO_2^-{}_{(aq)} + Al^{3+}{}_{(aq)}$$

23.

a) – 2

b) – 1

24.

a)

$4K + O_2 \rightarrow 2K_2O$

$K_2O + H_2O \rightarrow 2KOH$

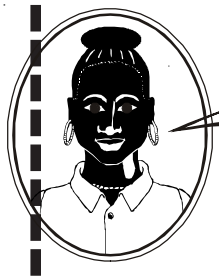
$3KOH + H_3PO_4 \rightarrow K_3PO_4 + 3H_2O$

b)

$C + O_2 \rightarrow CO_2$

$CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$

$2NaOH + H_2CO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + 2H_2O$



Acertou em todas? Se sim, você está de parabéns. Dirija-se ao CAA e marque a data de realização do seu Teste de Fim de Módulo. Se é que tive dificuldades. Procure estudar com um colega. Lembre-se que não pode fazer o teste de fim do módulo se estiver com dificuldades.