EduSkills MOÇAMBIQUE

MATRIZ RESOLVIDA

QUÍMICA

9ª CLASSE (2026)

RESUMO EXPLICADO



EduSkills Moçambique

FICHA TÉCNICA

Dados desta edição

Título	Matriz Resolvida de Química 9ª Classe (2026): Resumo Explicado
Disciplina	Química
Classe	9ª Classe
Ano	2026
Produção editorial	EduSkills Moçambique
Referência curricular	Matriz de Objectivos e Conteúdos do Exame Final de Química, 9ª Classe, 2026, INECE
Natureza do material	Resumo explicado de apoio ao estudo; não constitui um exame oficial

Sobre este material

Este resumo desenvolve os conteúdos da matriz oficial de Química para a 9ª Classe. As explicações, os quadros e os esquemas destinam-se ao estudo e não reproduzem uma prova de exame.

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.

Índice

1. CLASSES DOS COMPOSTOS INORGÂNICOS 5
1.1. Conceito e identificação dos compostos inorgânicos 5
1.2. Nomenclatura dos óxidos 5
1.3. Nomenclatura dos ácidos, bases e sais 6
1.4. Obtenção dos compostos inorgânicos 7
1.5. Propriedades químicas e reacções características 7
1.6. Como ajustar uma equação química 8
2. ESTRUTURA ATÓMICA E TABELA PERIÓDICA 9
2.1. Constituição do átomo e número atómico 9
2.2. Distribuição electrónica por níveis de energia 9
2.3. Organização da Tabela Periódica: grupos e períodos 10
2.4. Como localizar um elemento pela configuração 11
3. CLORO E OS ELEMENTOS DO GRUPO VII A 12
3.1. Características gerais dos halogéneos 12
3.2. Conceito de número de oxidação (NOX) 12
3.3. Determinação do NOX em compostos e iões 13
3.4. Oxidação, redução, oxidante e redutor 13
3.5. Semi-equações de oxidação e redução 14
3.6. Lei de Avogadro, mol e quantidade de partículas 14
3.7. Volume molar e cálculos estequiométricos 15
4. ENXOFRE E OS ELEMENTOS DO GRUPO VI A 16
4.1. Características do enxofre e dos elementos do grupo VI A 16
4.2. Óxidos de enxofre: SO_2 e SO_3 16
4.3. Ácido sulfuroso e ácido sulfúrico 17
4.4. Propriedades e reacções dos compostos de enxofre 17
4.5. Cinética química: conceito de velocidade da reacção 18
4.6. Factores que influenciam a velocidade das reacções 18
5. NITROGÉNIO E OS ELEMENTOS DO GRUPO V A 20
5.1. O nitrogénio e o grupo V A 20
5.2. Óxidos de nitrogénio 20
5.3. Ácidos de nitrogénio 21
5.4. Amoníaco (NH_3): fórmula, obtenção e propriedades 21
5.5. Conceito de equilíbrio químico 22
5.6. Efeito da concentração no equilíbrio 22
5.7. Efeito da pressão no equilíbrio 23
5.8. Efeito da temperatura no equilíbrio 23

EduSkills MOÇAMBIQUE
Livros Escolares
Exames Escolares
Exames de Admissão
Exames Resolvidos
ACEDER À BIBLIOTECA
www.eduskills.co.mz

Matriz Resolvida de Química 9ª Classe (2026): Resumo Explicado

PREPARAÇÃO PARA O EXAME FINAL DE 2026

Este guia desenvolve a Matriz de Objectivos e Conteúdos do Exame Final de Química: 9.ª Classe: 2026, reproduzida nas páginas 9 e 10 do documento oficial fornecido para o estudo. A sequência dos temas acompanha a matriz: classes dos compostos inorgânicos; estrutura atómica e Tabela Periódica; cloro e grupo VII A; enxofre e grupo VI A; nitrogénio e grupo V A. As explicações e os exemplos são material didáctico de preparação, não questões oficiais do exame.

Como utilizar este resumo: lê o conceito, acompanha os exemplos resolvidos, revê os conceitos e as equações. Em Química, é fundamental distinguir fórmulas, nomes e transformações; escrever equações ajustadas; acompanhar os cálculos com unidades; e explicar o efeito das condições sobre a velocidade e o equilíbrio das reacções.

Relação entre os objectivos oficiais e o desenvolvimento

Bloco da matriz oficial	Conteúdos previstos	Competências a treinar
Classes de compostos inorgânicos	Nomenclatura, obtenção e propriedades químicas.	Nomear, escrever equações de obtenção e reacções dos compostos inorgânicos.
Estrutura atómica e Tabela Periódica	Grupos, períodos e distribuição electrónica por níveis.	Distribuir electrões e localizar elementos pela distribuição.
Cloro e elementos do grupo VII A	Número de oxidação, reacções redox, lei de Avogadro e volume molar.	Determinar NOX; reconhecer oxidante e redutor; usar cálculos molares.
Enxofre e elementos do grupo VI A	Óxidos e ácidos do enxofre; cinética química.	Escrever equações e explicar a acção da temperatura, superfície, concentração e catalisador.
Nitrogénio e elementos do grupo V A	Óxidos, ácidos e amoníaco; equilíbrio químico.	Escrever equações e relacionar temperatura, pressão e concentração com o equilíbrio.



1. CLASSES DOS COMPOSTOS INORGÂNICOS

1.1. Conceito e identificação dos compostos inorgânicos

Os compostos inorgânicos estudados neste nível distribuem-se, para fins didácticos, em quatro classes principais: óxidos, ácidos, bases (hidróxidos) e sais. Identificar a classe ajuda a prever certas propriedades e a escolher o nome de um composto. A classificação resulta da composição e do comportamento químico, e não apenas da presença de uma letra na fórmula.

Um óxido é, de modo geral, um composto de oxigénio com outro elemento, como CaO, CO_2 e Fe_2O_3. Um ácido, na abordagem escolar, é uma substância que pode originar iões H^+ em solução aquosa, como HCl(aq) e H_2SO_4(aq). Uma base como NaOH origina iões OH^- ao dissolver-se em água. Os sais são compostos iónicos, frequentemente resultantes da neutralização entre um ácido e uma base, como NaCl ou Na_2SO_4.

Nem todas as substâncias se comportam de igual maneira: alguns óxidos são ácidos, outros básicos e outros podem ter comportamento diferente. Além disso, nem todos os compostos que têm hidrogénio são ácidos, nem todos os que têm oxigénio são óxidos. Para classificar correctamente, deve-se observar o composto como um todo.



Figura 1: Classes mais comuns de compostos inorgânicos, com fórmulas ilustrativas.

1.2. Nomenclatura dos óxidos

A nomenclatura é o conjunto de regras utilizadas para atribuir nomes às substâncias. Muitos óxidos recebem o nome «óxido de» seguido do nome do elemento. Se um metal puder apresentar diferentes números de oxidação, esse valor pode ser indicado por algarismos romanos. Assim, FeO é óxido de ferro(II) e Fe_2O_3 é óxido de ferro(III).

Entre os óxidos de não metais, podem aparecer prefixos como mono-, di- e tri-, que indicam o número de átomos. CO_2 é dióxido de carbono e SO_3 é trióxido de enxofre. Em contextos

escolares, SO_2 também é denominado óxido de enxofre(IV). A fórmula deve ser lida com atenção para não confundir o índice com o número de oxidação.

Fórmula	Nome correcto	Comentário
Na_2O	Óxido de sódio	O sódio apresenta NOX +1 neste composto.
CaO	Óxido de cálcio	Óxido de um metal.
FeO	Óxido de ferro(II)	Ferro com número de oxidação +2.
Fe_2O_3	Óxido de ferro(III)	Ferro com número de oxidação +3.
SO_2	Dióxido de enxofre	Um átomo de S e dois de O.
SO_3	Trióxido de enxofre	Um átomo de S e três de O.
CO_2	Dióxido de carbono	Um átomo de C e dois de O.

Exemplo resolvido: *Dar nome a Fe_2O_3: o oxigénio tem geralmente NOX −2; os três oxigénios totalizam −6. Os dois átomos de ferro somam +6, logo cada ferro tem +3. O nome é óxido de ferro(III).*

1.3. Nomenclatura dos ácidos, bases e sais

Os ácidos podem ser divididos em hidrácidos, sem oxigénio na fórmula, e oxiácidos, que contêm oxigénio. HCl(aq) é ácido clorídrico e H_2S(aq) é ácido sulfídrico. Entre os oxiácidos, H_2SO_4 é ácido sulfúrico, H_2SO_3 é ácido sulfuroso, HNO_3 é ácido nítrico e HNO_2 é ácido nitroso. Não se deve confundir HCl(g), cloreto de hidrogénio, com a respectiva solução aquosa, chamada ácido clorídrico.

Os hidróxidos são nomeados pela expressão «hidróxido de» seguida do metal: NaOH é hidróxido de sódio, $Ca(OH)_2$ é hidróxido de cálcio e $Fe(OH)_3$ é hidróxido de ferro(III). Nos sais, o nome do anião vem antes do nome do catião: NaCl é cloreto de sódio, $CaCO_3$ é carbonato de cálcio e Na_2SO_4 é sulfato de sódio. A fórmula pode ser obtida equilibrando as cargas dos iões constituintes.

Classe	Fórmula	Nome
Ácido	HCl(aq)	Ácido clorídrico
Ácido	H_2SO_4	Ácido sulfúrico
Ácido	HNO_3	Ácido nítrico
Base	KOH	Hidróxido de potássio
Base	$Ca(OH)_2$	Hidróxido de cálcio
Base	$Al(OH)_3$	Hidróxido de alumínio
Sal	KCl	Cloreto de potássio
Sal	$CaSO_4$	Sulfato de cálcio
Sal	$NaNO_3$	Nitrato de sódio

Exemplo resolvido: *Construir a fórmula do sulfato de alumínio: Al^{3+} e SO_4^{2-}. O total de cargas deve ser zero; 2 Al^{3+} fornecem +6 e 3 SO_4^{2-} fornecem −6. Fórmula: $Al_2(SO_4)_3$.*

1.4. Obtenção dos compostos inorgânicos

Obter um composto é produzi-lo por uma reacção química. É importante distinguir reagentes (substâncias iniciais) e produtos (substâncias formadas) e ajustar as equações de modo a conservar os átomos de cada elemento. A equação química é uma representação: por exemplo, $2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$ mostra a obtenção do óxido de magnésio pela reacção do magnésio com oxigénio.

Alguns óxidos não metálicos podem originar ácidos em reacção com água, de acordo com modelos escolares: $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$. Certos óxidos metálicos reagem com água formando bases, como $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$. Outra possibilidade de formar sais é a reacção entre um ácido e uma base: $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$. Estes modelos ajudam a compreender a relação entre classes, embora nem todos os óxidos reajam directamente com água.

Transformação	Equação ajustada	Produto principal
Metal + oxigénio	$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$	Óxido metálico
Não metal + oxigénio	$S + O_2 \rightarrow SO_2$	Óxido não metálico
Óxido básico + água	$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$	Hidróxido
Óxido ácido + água	$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$	Oxiácido
Ácido + base	$2HCl + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + 2H_2O$	Sal e água
Metal + ácido diluído	$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$	Sal e hidrogénio

1.5. Propriedades químicas e reacções características

Uma propriedade química descreve a capacidade de uma substância se transformar noutra. Os ácidos podem reagir com bases, originando sais e água; em certos casos, podem reagir com metais, libertando hidrogénio gasoso. Os óxidos básicos, frequentemente metálicos, podem reagir com ácidos: $CuO + 2HCl \rightarrow CuCl_2 + H_2O$. Já os óxidos ácidos, frequentemente de não metais, podem reagir com bases: $CO_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$.

Um sal também pode participar em reacções de precipitação. Quando se misturam soluções aquosas de $AgNO_3$ e NaCl, pode formar-se AgCl sólido, um precipitado branco: $AgNO_3(aq) + NaCl(aq) \rightarrow AgCl(s) + NaNO_3\ (aq)$. A presença de um sólido insolúvel é um sinal observável da transformação. Ao escrever equações, é necessário conservar o número de átomos e, quando se usam equações iónicas, conservar também a carga eléctrica.

Os ácidos e bases concentrados, assim como reagentes industriais, podem causar queimaduras e outros danos. Os exemplos deste guia devem ser estudados como equações no papel; não se deve preparar ou misturar substâncias por conta própria.

1.6. Como ajustar uma equação química

Ajustar (ou acertar) uma equação significa colocar coeficientes antes das fórmulas para que cada elemento apresente o mesmo número de átomos à esquerda e à direita. Não se pode alterar os índices internos das fórmulas, porque isso mudaria a identidade da substância. Uma estratégia simples é identificar os elementos, contar os átomos, colocar coeficientes e efectuar nova contagem.

Considera a reacção $Fe + O_2 \rightarrow Fe_2O_3$. Há dois átomos de ferro no produto e três de oxigénio, enquanto o oxigénio reagente aparece em pares. Para tornar o número de oxigénios múltiplo de dois e três, usam-se $3O_2$ e $2Fe_2O_3$: $3O_2$ fornece seis oxigénios e $2Fe_2O_3$ contém seis oxigénios. Restam quatro ferros no produto, por isso coloca-se 4Fe no início.

> ***Exemplo resolvido:*** *Resultado do ajuste: $4Fe + 3O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3$. Verificação: Fe = 4 em cada membro; O = 6 em cada membro. É o mesmo composto representado inicialmente, com coeficientes adequados.*



2. ESTRUTURA ATÓMICA E TABELA PERIÓDICA

2.1. Constituição do átomo e número atómico

A matéria é constituída por átomos. No modelo escolar, cada átomo contém um núcleo, formado por protões de carga positiva e neutrões sem carga eléctrica, e electrões de carga negativa distribuídos em níveis de energia à volta do núcleo. O número atómico, indicado por Z, corresponde à quantidade de protões no núcleo e identifica o elemento químico.

Num átomo electricamente neutro, o número de electrões é igual ao número de protões. Assim, o átomo neutro de sódio (Z = 11) tem 11 protões e 11 electrões; o átomo neutro de cloro (Z = 17) tem 17 protões e 17 electrões. Quando um átomo perde ou ganha electrões, origina um ião: Na^+ tem 10 electrões, mas continua a ter 11 protões.

O número de massa A corresponde ao total de protões e neutrões do núcleo. Se um átomo de um elemento tiver Z = 17 e A = 35, possui 17 protões e 18 neutrões (35 − 17). Não se deve confundir o número de massa com a massa atómica média indicada na Tabela Periódica.

2.2. Distribuição electrónica por níveis de energia

No ensino básico, representa-se a distribuição electrónica pelos níveis K, L, M e seguintes. O primeiro nível pode conter até dois electrões; o segundo, até oito. Para os elementos mais leves, até ao cálcio (Z = 20), é útil trabalhar com a distribuição escolar por camadas, respeitando a ocupação observada dos primeiros níveis. Para elementos mais pesados, aplicam-se regras adicionais, porque a distribuição real depende de subníveis de energia.

Para distribuir os electrões, começa-se por contar quantos existem no átomo neutro, seguindo o número atómico. Depois, colocam-se dois electrões no primeiro nível, até oito no segundo e os restantes nos níveis seguintes, seguindo os exemplos curriculares. O sódio tem 2–8–1; o magnésio 2–8–2; o enxofre 2–8–6; e o cloro 2–8–7. O último número indica os electrões de valência no modelo dos grupos principais.

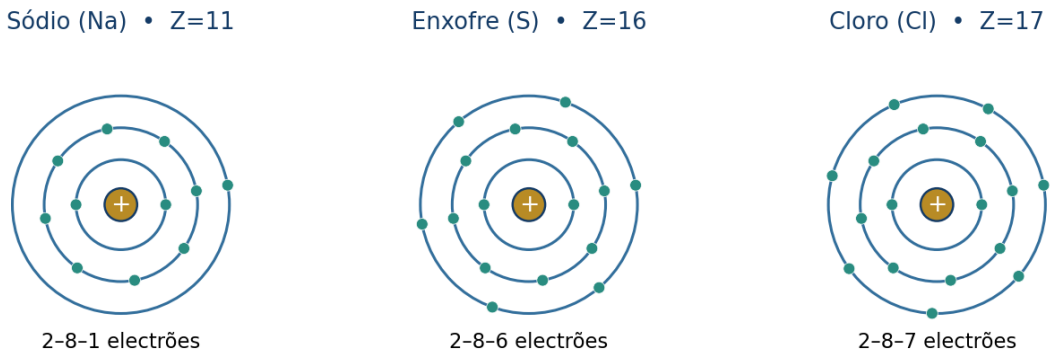


Figura 2: Distribuição electrónica esquemática de Na, S e Cl por níveis de energia.

Elemento	Número atómico	Distribuição por níveis	Electrões no último nível
Carbono (C)	6	2–4	4
Oxigénio (O)	8	2–6	6
Sódio (Na)	11	2–8–1	1
Alumínio (Al)	13	2–8–3	3
Enxofre (S)	16	2–8–6	6
Cloro (Cl)	17	2–8–7	7
Cálcio (Ca)	20	2–8–8–2	2

Exemplo resolvido: *Distribuir os 16 electrões do enxofre (Z = 16): 2 no primeiro nível; 8 no segundo; sobram 6 para o terceiro. Resultado: 2–8–6. O enxofre possui três níveis ocupados e seis electrões na última camada.*

2.3. Organização da Tabela Periódica: grupos e períodos

Na Tabela Periódica, os elementos encontram-se organizados por ordem crescente do número atómico. As linhas horizontais são os períodos; as colunas verticais são os grupos. Elementos do mesmo grupo principal apresentam algumas propriedades semelhantes porque têm uma distribuição de electrões de valência relacionada.

Neste guia seguimos também a designação tradicional indicada na matriz: o nitrogénio pertence ao grupo V A (grupo 15 na numeração moderna); o enxofre, ao grupo VI A (grupo 16); o cloro, ao grupo VII A (grupo 17). Os algarismos romanos usados na designação escolar dos grupos principais ajudam a reconhecer o número de electrões de valência em muitos desses elementos.

O número do período corresponde, para os elementos aqui estudados, ao número de níveis electrónicos ocupados. O cloro (2–8–7) pertence ao 3º período e grupo VII A. O enxofre (2–8–6) também é do 3º período, mas situa-se no grupo VI A. O nitrogénio (2–5) pertence ao 2º período e grupo V A.

EduSkills MOÇAMBIQUE
Livros Escolares
Exames Escolares
Exames de Admissão
Exames Resolvidos
ACEDER À BIBLIOTECA
www.eduskills.co.mz

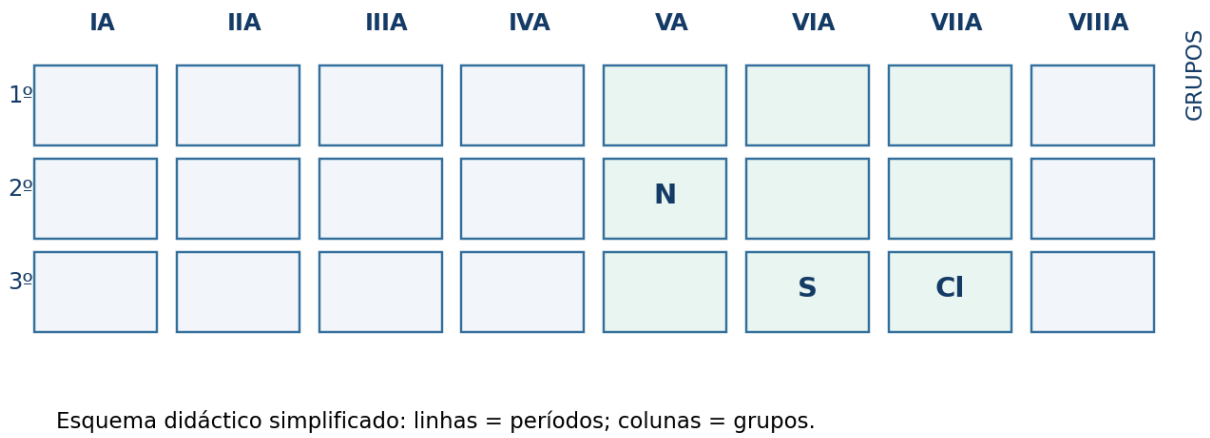


Figura 3: Esquema simplificado de colunas (grupos) e linhas (períodos); não representa a Tabela Periódica completa.

2.4. Como localizar um elemento pela configuração

Para localizar um elemento de grupo principal numa distribuição escolar, conta primeiro quantos níveis apresentam electrões. Este valor indica o período. Em seguida, observa quantos electrões existem no nível mais externo: para os elementos representativos, esse número ajuda a identificar o grupo principal. O resultado deve ser conferido na Tabela Periódica quando disponível.

Exemplo: *a distribuição 2–8–5 tem três níveis, portanto corresponde ao 3.º período; o último nível contém cinco electrões, logo ao grupo V A (grupo 15). A soma 2 + 8 + 5 = 15 identifica o fósforo (P). De forma semelhante, 2–8–7 corresponde a Z = 17, cloro, 3.º período, grupo VII A.*



3. CLORO E OS ELEMENTOS DO GRUPO VII A

3.1. Características gerais dos halogéneos

O cloro pertence ao grupo VII A (grupo 17), conhecido como grupo dos halogéneos. Os elementos deste grupo principal apresentam sete electrões de valência. O cloro elementar existe como molécula diatómica Cl_2 e participa em diversas transformações químicas. Deve ser estudado com atenção porque o gás cloro é tóxico e não deve ser produzido em experiências domésticas.

Entre os halogéneos encontram-se o flúor (F), o cloro (Cl), o bromo (Br) e o iodo (I). Nas reacções com metais, formam frequentemente sais chamados halogenetos, como NaCl (cloreto de sódio). O cloro pode reagir com metais e com diferentes substâncias; algumas das suas reacções envolvem transferência de electrões.

Uma equação representativa de formação de um sal é $2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$. Os átomos de sódio perdem electrões e formam Na^+; os de cloro recebem electrões e formam Cl^-. A transformação envolve oxidação e redução simultâneas, como veremos a seguir.

3.2. Conceito de número de oxidação (NOX)

O número de oxidação (NOX) é um número atribuído a um átomo para acompanhar a distribuição formal de electrões numa substância. Pode ser positivo, negativo ou zero. O NOX ajuda a identificar quais os átomos que aumentam ou diminuem esse valor numa reacção química. Para resolver exercícios, aplicam-se regras simples e somam-se os valores de acordo com as fórmulas.

Um elemento numa substância simples tem NOX igual a zero: Cl_2, O_2, H_2, Fe e S apresentam NOX 0. Um ião monoatómico tem NOX igual à sua carga: Na^+ é +1 e Cl^- é −1. Em muitos compostos, o oxigénio apresenta NOX −2 e o hidrogénio +1, existindo excepções, por exemplo peróxidos e hidretos metálicos. Nos compostos neutros, a soma dos números de oxidação, contando os índices, é zero; em iões poliatómicos, é igual à carga do ião.

O cálculo deve ser demonstrado. Em H_2SO_4, cada H vale +1 e cada O vale −2. Chamando x ao NOX do enxofre, temos $2(+1) + x + 4(-2) = 0$. Logo, $2 + x - 8 = 0$ e $x = +6$. Esta regra de soma é uma ferramenta fundamental para resolver exercícios sobre os grupos VI A e V A.

Regra habitual	Exemplo	Aplicação
Substância simples: NOX = 0	Cl_2 e Zn	Cl = 0; Zn = 0.
Ião monoatómico: NOX = carga	Mg^{2+}; Cl^-	Mg = +2; Cl = −1.
Oxigénio: em geral, −2	H_2O	O = −2.
Hidrogénio: em geral, +1	HCl	H = +1.
Composto neutro: soma = 0	HClO	+1 + x − 2 = 0; Cl = +1.
Ião poliatómico: soma = carga	SO_4^{2-}	x + 4(−2) = −2; S = +6.

3.3. Determinação do NOX em compostos e iões

Para determinar um NOX desconhecido, começa-se por atribuir os valores conhecidos (hidrogénio, oxigénio, metais alcalinos e outros) e representa-se o desconhecido por x. A seguir, multiplica-se cada valor pelo número de átomos da fórmula, estabelece-se a soma e resolve-se a equação. A carga total é decisiva: para uma molécula neutra usa-se zero, mas para um ião usa-se a carga.

Exemplo 1: no ácido clorídrico HCl, H = +1; então Cl = −1. Exemplo 2: no hipoclorito, ClO^-, temos x + (−2) = −1, portanto Cl = +1. Exemplo 3: no clorato, ClO_3^-, x + 3(−2) = −1 e x = +5. Estes resultados mostram que o mesmo elemento pode ter diferentes números de oxidação conforme o composto.

Exemplo resolvido: *Encontrar o NOX do cloro em $Ca(ClO_3)_2$: o cálcio tem +2. Cada grupo ClO_3 tem carga −1, para que dois grupos compensem +2. Em ClO_3^-: x + 3(−2) = −1, portanto x = +5.*

3.4. Oxidação, redução, oxidante e redutor

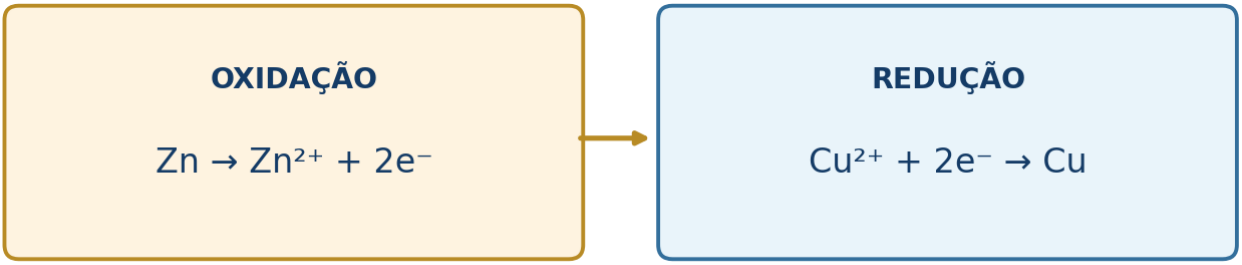
Oxidação é o processo em que uma espécie perde electrões ou aumenta o seu NOX. Redução é o processo em que uma espécie ganha electrões ou diminui o seu NOX. Na mesma reacção global, a oxidação e a redução ocorrem em conjunto porque os electrões perdidos por uma espécie são recebidos por outra.

O agente redutor é a espécie que fornece electrões e, por isso, sofre oxidação. O agente oxidante é a espécie que recebe electrões e, por isso, sofre redução. Estes nomes parecem inversos à primeira vista: o redutor reduz outra espécie porque lhe fornece electrões; o oxidante oxida outra espécie porque dela recebe electrões.

Na reacção $Zn + CuSO_4 \rightarrow ZnSO_4 + Cu$, o zinco metálico passa de NOX 0 para +2; perde dois electrões, sofre oxidação e é o agente redutor. O cobre do $CuSO_4$ passa de Cu^{2+} para

cobre metálico (NOX 0); recebe dois electrões, sofre redução e é o agente oxidante. O ião sulfato não altera os seus números de oxidação neste exemplo.

Figura 4: Semi-equações de oxidação e redução que representam uma transferência de electrões.



3.5. Semi-equações de oxidação e redução

As semi-equações separam uma reacção redox em duas partes. Na oxidação, os electrões aparecem no lado dos produtos. Na redução, aparecem no lado dos reagentes. A quantidade de electrões libertados numa semi-equação deve igualar a quantidade recebida na outra, antes de se obter a equação global.

Para a transformação do zinco com iões de cobre (II), escreve-se oxidação: $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^{-}$; e redução: $Cu^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Cu$. Somando e cancelando os electrões, obtém-se a equação iónica global $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$. Note que se conservaram os átomos e a carga total nos dois membros.

Outro exemplo de reacção de halogéneos é $Cl_2 + 2Br^{-} \rightarrow 2Cl^{-} + Br_2$. O cloro vai de 0 para −1, portanto reduz-se e actua como oxidante. O bromo vai de −1 para 0, portanto oxida-se e actua como redutor. As semi-equações são: $Cl_2 + 2e^{-} \rightarrow 2Cl^{-}$ e $2Br^{-} \rightarrow Br_2 + 2e^{-}$.

3.6. Lei de Avogadro, mol e quantidade de partículas

Uma mole (mol) é a unidade de quantidade de matéria. Contém exactamente $6{,}02214076 \times 10^{23}$ entidades elementares especificadas, como átomos, moléculas ou iões. Nos cálculos escolares, usa-se habitualmente $N_a \approx 6{,}02 \times 10^{23}\ mol^{-1}$. Este número permite relacionar a quantidade de matéria com o número de partículas.

A lei de Avogadro afirma que volumes iguais de gases ideais, medidos à mesma temperatura e pressão, contêm o mesmo número de moléculas. Em consequência, nas mesmas condições de temperatura e pressão, o volume de um gás ideal é proporcional ao número de moles. Não significa que gases diferentes tenham a mesma massa: as suas moléculas podem ter massas molares diferentes.

As fórmulas essenciais são $N = n \times N_a$ e $n = N / N_a$, em que N é o número de partículas, n a quantidade de matéria em mol e N_a a constante de Avogadro. Uma mole de moléculas de O_2 contém cerca de $6{,}02 \times 10^{23}$ moléculas de oxigénio; como cada molécula tem dois átomos, contém aproximadamente $1{,}204 \times 10^{24}$ átomos de oxigénio.

Exemplo resolvido: *Quantas moléculas existem em 0,5 mol de CO_2? $N = n \times N_a = 0{,}5 \times 6{,}02 \times 10^{23} = 3{,}01 \times 10^{23}$ moléculas de CO_2.*

3.7. Volume molar e cálculos estequiométricos

O volume molar (V_m) é o volume ocupado por uma mole de gás numa dada temperatura e pressão. No modelo escolar para gases ideais, às condições normais tradicionalmente adoptadas de 0 °C e 1 atm, utiliza-se $V_m \approx 22{,}4$ L/mol. É importante indicar estas condições, porque o volume molar não tem o mesmo valor a qualquer temperatura e pressão.

A relação de cálculo é $V = n \times V_m$; para encontrar a quantidade de matéria usa-se $n = V/V_m$. A unidade de V_m é L/mol, a de V é litro e a de n é mol. Para exercícios envolvendo reacções, parte-se de uma equação ajustada, identifica-se a proporção entre os coeficientes e calcula-se a quantidade solicitada.

Considera $H_2(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2HCl(g)$. Para cada mol de H_2 consumido, forma-se, em condições ideais e reagentes suficientes, 2 mol de HCl gasoso. Se reagirem 0,5 mol de H_2, a reacção poderá formar 1 mol de HCl(g). Às condições de 0 °C e 1 atm, este gás ocuparia aproximadamente 22,4 L.

Exemplo resolvido: *Que volume ocupa 0,25 mol de N_2 nas condições escolares referidas? $V = 0{,}25 \times 22{,}4$ L/mol = 5,6 L. Conferência: como 0,25 é um quarto de mol, o volume é um quarto de 22,4 L.*

Exemplo resolvido: *Quantas moles existem em 44,8 L de O_2 a 0 °C e 1 atm? $n = V/V_m = 44{,}8$ L / 22,4 L/mol = 2 mol. O número correspondente de moléculas é aproximadamente $2 \times 6{,}02 \times 10^{23} = 1{,}204 \times 10^{24}$.*

4. ENXOFRE E OS ELEMENTOS DO GRUPO VI A

4.1. Características do enxofre e dos elementos do grupo VI A

O enxofre (S) é um não metal do grupo VI A (grupo 16), com seis electrões de valência. A sua distribuição electrónica por níveis é 2–8–6, pois tem número atómico 16. Na natureza, o enxofre pode encontrar-se em certos minerais e também combinado com outros elementos. É importante na composição de diversas substâncias usadas em processos industriais e na agricultura.

Entre os elementos do grupo VI A estão o oxigénio e o enxofre, com características diferentes, apesar de integrarem a mesma família. O enxofre pode apresentar diferentes números de oxidação, frequentemente −2, +4 e +6, dependendo da substância. Nos compostos SO_2 e SO_3, por exemplo, apresenta +4 e +6, respectivamente.

A matriz dá prioridade aos compostos do enxofre, sobretudo óxidos e ácidos, e às equações que traduzem as suas propriedades. Por isso, o estudo deve concentrar-se na identificação dos produtos, no ajuste das equações e nas condições de reacção.

4.2. Óxidos de enxofre: SO_2 e SO_3

O dióxido de enxofre, SO_2, é um óxido de enxofre(IV) e pode ser representado na combustão do enxofre pela equação $S + O_2 \rightarrow SO_2$. Quando libertado em excesso para a atmosfera, o SO_2 contribui para a poluição do ar e para processos relacionados com a formação de chuva ácida.

O trióxido de enxofre, SO_3, é um óxido de enxofre(VI). Pode ser representado pela oxidação de SO_2: $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$. Esta reacção faz parte do princípio químico do processo de produção industrial do ácido sulfúrico. Em condições industriais utiliza-se catalisador apropriado e controlo rigoroso de temperatura; a reacção não constitui uma experiência doméstica.

Os óxidos de enxofre são classificados como óxidos ácidos porque reagem com bases e podem dar origem a espécies ácidas em água. A diferença na quantidade de oxigénio da fórmula relaciona-se com a diferença do NOX do enxofre e da composição dos ácidos associados.

Composto	Nome	NOX do S	Equação representativa
SO_2	Dióxido de enxofre	+4	$S + O_2 \rightarrow SO_2$
SO_3	Trióxido de enxofre	+6	$2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$
H_2SO_3	Ácido sulfuroso	+4	SO_2 em água: representação do ácido sulfuroso
H_2SO_4	Ácido sulfúrico	+6	$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$ (modelo químico)

4.3. Ácido sulfuroso e ácido sulfúrico

Em muitos manuais escolares, representa-se a associação de SO_2 com água por $SO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2SO_3$. Esta é uma representação simplificada da química do dióxido de enxofre dissolvido, uma vez que, em água, coexistem diferentes espécies em equilíbrio. É útil para relacionar o óxido de enxofre(IV) com o chamado ácido sulfuroso.

O ácido sulfúrico é representado pela fórmula H_2SO_4. A equação $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$ mostra a relação química entre o trióxido e o ácido sulfúrico. Industrialmente, não se realiza simplesmente a adição directa de água ao SO_3 como procedimento principal, por riscos e dificuldades técnicas: o óxido é absorvido em condições controladas e o produto posteriormente tratado para obtenção do ácido.

Os ácidos do enxofre podem participar em neutralizações. Por exemplo, $H_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$, formando sulfato de sódio e água. Já o modelo $H_2SO_3 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_3 + 2H_2O$ representa a formação de sulfito de sódio. O nome do sal varia com o anião: sulfato relaciona-se com SO_4^{2-} e sulfito com SO_3^{2-}.

4.4. Propriedades e reacções dos compostos de enxofre

O dióxido de enxofre pode reagir com soluções básicas. Uma equação de exemplo é $SO_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_3 + H_2O$. O trióxido também pode reagir com bases, por exemplo $SO_3 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$. Estas equações demonstram que óxidos ácidos podem originar sais na presença de bases.

O ácido sulfúrico diluído pode reagir com alguns metais, como o zinco, numa transformação representada por $Zn + H_2SO_4(\text{diluído}) \rightarrow ZnSO_4 + H_2$. Deve distinguir-se o ácido diluído do ácido concentrado, que pode apresentar comportamento químico diferente. Também é possível obter sulfatos pela neutralização, sem formação de hidrogénio, como nas reacções ácido + base.

Em exercícios, uma forma de confirmar o resultado é verificar a conservação de todos os átomos. Na equação $H_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$, há dois Na, um S, seis O e quatro H em cada membro. Esse controlo evita erros de coeficientes.

4.5. Cinética química: conceito de velocidade da reacção

A cinética química estuda a rapidez com que as reacções ocorrem e as condições que podem modificá-la. Algumas reacções são muito rápidas, como certas precipitações; outras são lentas, como determinados processos de corrosão. A velocidade pode ser entendida como a variação da quantidade ou concentração de reagentes consumidos ou produtos formados por unidade de tempo.

Para ocorrer uma reacção, as partículas reagentes precisam de colidir de maneira apropriada e com energia suficiente. O aumento de colisões eficazes tende a elevar a velocidade. As condições indicadas explicitamente pela matriz de 2026 são temperatura, superfície de contacto, concentração e presença de catalisador.

Não se deve confundir a velocidade de uma reacção com a quantidade final de produto. A velocidade diz respeito à rapidez do processo; o rendimento e o estado de equilíbrio dependem também de outros factores. Um catalisador altera a rapidez, mas não é consumido globalmente durante o processo catalítico.

4.6. Factores que influenciam a velocidade das reacções

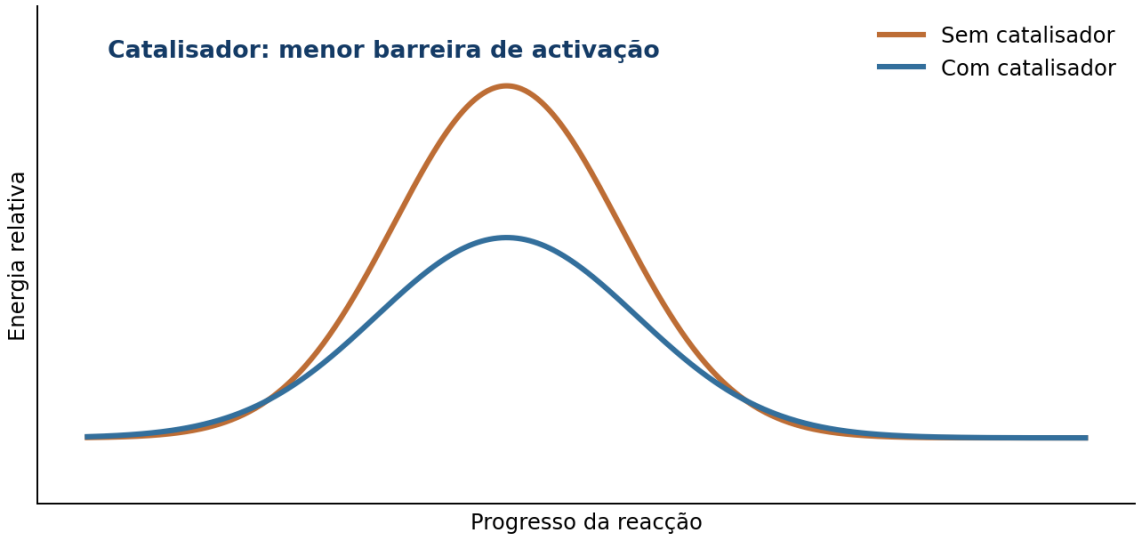
Temperatura: em muitas reacções, quando a temperatura aumenta, as partículas movem-se com maior energia cinética, o que pode elevar o número de colisões com energia suficiente para reagir. Por exemplo, diversos processos de transformação dos alimentos ocorrem mais rapidamente em ambientes quentes, embora os mecanismos de reacção possam variar.

Superfície de contacto: quando um sólido é dividido em partículas menores, expõe-se maior área aos outros reagentes. Em condições semelhantes, partículas finas de um sólido podem reagir mais rapidamente do que um bloco grande da mesma substância. A quantidade total de sólido pode ser igual; o que muda é a área exposta.

Concentração: para muitos sistemas, maior concentração de reagentes significa mais partículas por unidade de volume e maior frequência de encontros. Assim, a velocidade pode aumentar quando a concentração aumenta. Contudo, a relação exacta entre concentração e velocidade depende da reacção estudada.

Catalisador: é uma substância que oferece uma via de reacção com menor energia de activação e aumenta a velocidade sem sofrer consumo global. Em reacções reversíveis, acelera os dois sentidos do processo e não altera a posição do equilíbrio. Nas actividades escolares, o importante é reconhecer que o catalisador permite alcançar o equilíbrio mais depressa, mas não desloca o equilíbrio por si só.

Figura 5: Ilustração simplificada de uma barreira de energia menor na presença de catalisador.



Factor	Alteração frequente	Porquê?
Temperatura	Aumentar T costuma aumentar a velocidade.	Há mais colisões com energia suficiente.
Superfície de contacto	Pulverizar um sólido pode acelerar.	Mais área fica exposta aos reagentes.
Concentração	Maior concentração pode acelerar.	Há mais partículas por volume, em muitos sistemas.
Catalisador	Pode acelerar a reacção.	Oferece um percurso de menor energia de activação.



5. NITROGÉNIO E OS ELEMENTOS DO GRUPO V A

5.1. O nitrogénio e o grupo V A

O nitrogénio (N), também denominado azoto, tem número atómico 7 e pertence ao grupo V A (grupo 15). A sua distribuição electrónica por níveis é 2–5: dois electrões no primeiro nível e cinco no segundo. Na atmosfera terrestre, o nitrogénio encontra-se sobretudo na forma molecular N_2, uma substância gasosa cujas moléculas são constituídas por dois átomos de nitrogénio.

O nitrogénio pode formar numerosos compostos importantes, incluindo óxidos, ácidos e amoníaco. Nos exercícios, é necessário reconhecer os nomes, as fórmulas e os números de oxidação. Alguns compostos de nitrogénio participam no ciclo do nitrogénio nos ecossistemas, que contribui para a disponibilidade de nutrientes necessários às plantas.

O grupo V A também inclui fósforo e outros elementos, mas os conteúdos apresentados na matriz centram-se nos compostos de nitrogénio e no equilíbrio químico. O desenvolvimento a seguir acompanha essa prioridade, com exemplos e equações adequadas à 9.ª Classe.

5.2. Óxidos de nitrogénio

Os óxidos de nitrogénio são compostos de oxigénio e nitrogénio. Entre os exemplos encontram-se NO (monóxido de nitrogénio), NO_2 (dióxido de nitrogénio) e N_2O_5 (pentóxido de dinitrogénio). A nomenclatura por prefixos indica quantos átomos de cada elemento existem na fórmula. Os números de oxidação do N variam: em NO é +2; em NO_2 é +4; e em N_2O_5 é +5.

O monóxido de nitrogénio pode ser oxidado a dióxido de nitrogénio pela reacção $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$. O dióxido de nitrogénio pode participar em reacções atmosféricas que contribuem para problemas de poluição do ar. Estes gases não devem ser gerados ou inalados em actividades domésticas, por serem prejudiciais à saúde.

O N_2O_5 pode ser apresentado no modelo escolar como óxido ácido que reage com água, formando ácido nítrico: $N_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HNO_3$. A equação encontra-se ajustada porque, no total, ambos os membros contêm dois átomos de N, dois de H e seis de O.

Fórmula	Nome	NOX do N	Observação
NO	Monóxido de nitrogénio	+2	Pode oxidar-se a NO_2.
NO_2	Dióxido de nitrogénio	+4	Gás relacionado com poluição atmosférica.
N_2O_3	Trióxido de dinitrogénio	+3	Relacionado, em modelo formal, ao ácido nitroso.
N_2O_5	Pentóxido de dinitrogénio	+5	Óxido ácido relacionado ao HNO_3.

5.3. Ácidos de nitrogénio

Dois oxiácidos importantes no estudo escolar são o ácido nitroso, HNO_2, e o ácido nítrico, HNO_3. O nitrogénio apresenta NOX +3 no primeiro e +5 no segundo. A diferença de um átomo de oxigénio nas fórmulas relaciona-se com diferentes propriedades químicas e com a formação de sais distintos: nitritos (NO_2^-) e nitratos (NO_3^-).

Como modelo formal de obtenção, escreve-se $N_2O_3 + H_2O \rightarrow 2HNO_2$ e $N_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HNO_3$. Estas equações são utilizadas para relacionar óxidos ácidos e oxiácidos; não devem ser interpretadas automaticamente como processos práticos de preparação em laboratório.

Na neutralização, o ácido nítrico pode reagir com o hidróxido de sódio: $HNO_3 + NaOH \rightarrow NaNO_3 + H_2O$. O sal formado é nitrato de sódio. Do mesmo modo, $HNO_2 + KOH \rightarrow KNO_2 + H_2O$ representa, formalmente, a formação de nitrito de potássio.

5.4. Amoníaco (NH_3): fórmula, obtenção e propriedades

O amoníaco é um composto molecular formado por um átomo de nitrogénio e três de hidrogénio: NH_3. É um gás de odor intenso, muito solúvel em água e irritante; a sua inalação é perigosa. A solução aquosa de amoníaco apresenta comportamento básico devido à reacção parcial $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$.

O amoníaco é usado na produção de fertilizantes e em numerosos processos industriais. Uma equação importante para a sua produção é $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$, conhecida como síntese de Haber-Bosch. Esta reacção é reversível e liberta calor no sentido de formação do amoníaco. As condições industriais incluem catalisador, pressão elevada e temperatura escolhida para equilibrar rapidez de produção e rendimento.

O amoníaco pode reagir com ácidos, formando sais de amónio: $NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$. O produto é o cloreto de amónio. A reacção ilustra o comportamento básico do NH_3, capaz de receber um protão (H^+) de um ácido. É importante não confundir NH_3 (amoníaco) com NH_4^+ (ião amónio).

Exemplo resolvido: *Quantificar a síntese de amoníaco: $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$. Se 2 mol de N_2 reagirem completamente, com H_2 suficiente, poderão formar 4 mol de NH_3. A proporção vem directamente dos coeficientes: 1: 2 entre N_2 e NH_3.*

5.5. Conceito de equilíbrio químico

Algumas reacções são reversíveis: podem ocorrer no sentido de formação dos produtos e no sentido inverso de formação dos reagentes. Num sistema fechado, a uma dada temperatura, pode estabelecer-se equilíbrio químico quando as velocidades das reacções directa e inversa se tornam iguais. Nessa situação, as concentrações das espécies permanecem constantes no tempo, embora as transformações microscópicas continuem a ocorrer.

É por isso que o equilíbrio se chama dinâmico. As moléculas não deixam de reagir; apenas se verifica igualdade entre as velocidades opostas. As quantidades de reagentes e produtos no equilíbrio não precisam de ser iguais umas às outras. O equilíbrio caracteriza-se pela estabilidade das concentrações, não pela ausência de actividade molecular.

Um exemplo central é $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$. Quando as condições mudam, a composição de equilíbrio pode alterar-se. O princípio de Le Châtelier permite prever o sentido em que um sistema em equilíbrio tende a reagir a alterações de concentração, temperatura e pressão.

5.6. Efeito da concentração no equilíbrio

Quando se aumenta a concentração de um reagente, o sistema tende a favorecer, em muitas reacções em equilíbrio, o sentido que o consome. Se se aumentar a concentração de N_2, mantidas as restantes condições, a reacção de síntese do amoníaco tende a favorecer a formação de NH_3. Se se retirar uma parte do NH_3 produzido, o equilíbrio também tende a deslocar-se para a formação de mais produto.

Quando se aumenta a concentração de um produto, tende a favorecer-se o sentido inverso, que o consome. Por exemplo, a introdução adicional de NH_3 num sistema que se encontra em equilíbrio tende a favorecer a decomposição parcial em N_2 e H_2 até que se estabeleça um novo equilíbrio. É necessário lembrar que a previsão se aplica a perturbações de um equilíbrio existente.

Não se deve decorar apenas «adicionar reagente leva para a direita». A explicação é mais ampla: o sistema responde à perturbação favorecendo o sentido que tende a contrariá-la. Esse raciocínio permite interpretar equações escritas em qualquer orientação.

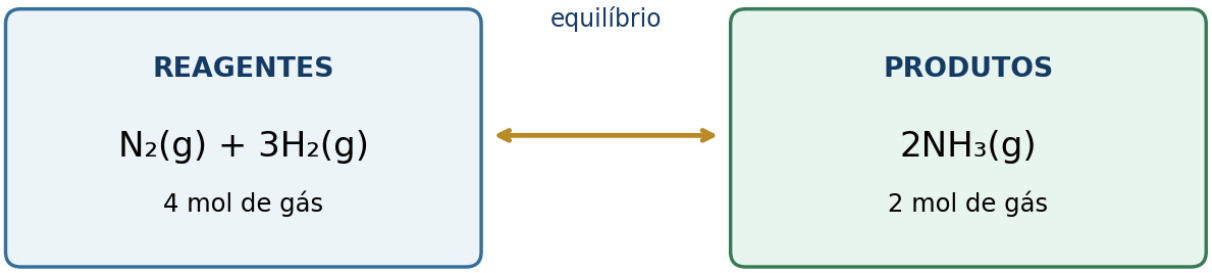
5.7. Efeito da pressão no equilíbrio

Em equilíbrios com gases, aumentar a pressão por diminuição do volume, mantendo a temperatura, tende a favorecer o lado com menor número total de moles de gases. Diminuir a pressão tende a favorecer o lado com mais moles de gases. Esta regra deve ser aplicada apenas quando a reacção envolve uma diferença no número de moles gasosos; sólidos e líquidos puros não entram nessa contagem.

Na reacção $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$, existem quatro moles de gases do lado dos reagentes, para cada conjunto estequiométrico, e duas do lado do produto. Assim, um aumento de pressão por compressão favorece a formação do amoníaco. Uma diminuição de pressão favorece o sentido que forma N_2 e H_2.

Se os dois membros de uma equação apresentarem igual número de moles gasosos, a compressão, idealmente, não favorece um dos lados pela simples comparação do número total de moles. Também não se deve confundir o efeito da pressão com o efeito de adicionar um gás inerte: o resultado depende das condições do sistema.

Figura 6: No equilíbrio de formação do NH_3, a compressão favorece o lado com menos moles gasosas.



5.8. Efeito da temperatura no equilíbrio

O efeito da temperatura depende do sentido exotérmico (liberta calor) e endotérmico (absorve calor). Ao aumentar a temperatura, o equilíbrio tende a favorecer o sentido endotérmico. Ao diminuir a temperatura, tende a favorecer o sentido exotérmico. É útil representar o calor como um «produto» na reacção exotérmica e como um «reagente» na endotérmica para interpretar este efeito.

Na síntese do amoníaco, o sentido directo é exotérmico: $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ + calor. Por isso, a diminuição da temperatura favorece o equilíbrio no sentido da produção de NH_3. Aumentar a temperatura tende a favorecer a reacção inversa. Na indústria, contudo, a temperatura não

pode ser escolhida considerando apenas a composição de equilíbrio, pois a velocidade de reacção também é relevante.

Um catalisador não altera o estado de equilíbrio, mas ajuda a alcançá-lo mais depressa. Esta distinção é especialmente importante para não confundir a cinética química da unidade do enxofre com a influência das condições no equilíbrio químico desta unidade.

Perturbação em $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$	**Sentido favorecido**	**Justificação**
Aumentar a pressão por compressão	Formação de NH_3	O lado dos produtos tem menos moles gasosas.
Diminuir a pressão	Decomposição de NH_3	O lado dos reagentes tem mais moles gasosas.
Adicionar N_2	Formação de NH_3	Consome parte do reagente acrescentado.
Retirar NH_3	Formação de NH_3	Repõe parte do produto retirado.
Aumentar temperatura	Decomposição de NH_3	O sentido inverso é endotérmico.
Diminuir temperatura	Formação de NH_3	O sentido directo é exotérmico.
Adicionar catalisador	Nenhum deslocamento próprio	Acelera a aproximação ao equilíbrio.



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.