



Academia EduSkills

**MATRIZ RESOLVIDO
LÍNGUA QUÍMICA
12ª CLASSE
(2025)**

Guia Oficial de Língua Química – 12ª Classe 2025

SETEMBRO DE 2025

**ACADEMIA EDUSKILLS
Cidade de Nampula**

Índice

CINÉTICA QUÍMICA	3
1.1. Teoria das colisões. Complexo activado. Energia de activação	3
1.2. Factores que afectam a velocidade de uma reacção química	3
1.3. Velocidade média	4
1.4. Lei de velocidade e 1.5. Ordem de uma reacção química	4
EQUILÍBRIO QUÍMICO I	5
2.1. Reacções reversíveis e irreversíveis	5
2.2. Características do estado de equilíbrio	6
2.3. Princípio de Le Chatelier	6
2.4. Valor da constante de equilíbrio (Kc)	6
EQUILÍBRIO QUÍMICO II	7
3.1. Conceito histórico de ácido e base. Teoria ácido-base segundo Brønsted-Lowry	8
3.2. Pares conjugados ácido/base	8
3.3. Constantes de ácidos (Ka) e de bases (Kb). Relação entre Ka, Kb e Kw	9
3.4. Grau de ionização (α) e constante de ionização	10
3.5. Conceitos de pH e pOH. Relação entre pH e pOH	10
3.6. Cálculo de pH e pOH de ácidos fortes e fracos	11
3.7. Cálculo de pH de soluções tampão	11
3.8. Solubilidade e produto de solubilidade (Kps)	12
REAÇÕES REDOX E ELETROQUÍMICA	13
4.1. Número de oxidação e regras de determinação	13
4.2. Reacções redox	13
4.3. Conceitos básicos: agente redutor, agente oxidante, reduzir, oxidar	14
4.4. Pares conjugados redox	14
4.5. Célula galvânica e Pilha de Daniel	14
4.6. Potencial do eléctrodo e eléctrodo normal de hidrogénio	15
4.7. Valores de potenciais padrão (E°)	15
4.8. Determinação da f.e.m. de uma pilha	16
QUÍMICA ORGÂNICA	16
Introdução à Química Orgânica	16
5.1. Reacções de substituição dos alcanos	17
5.2. Reacções de adição dos alcenos e alcinos	17
5.3. Reacções de substituição em compostos aromáticos	18

BIBLIOTECA EDUSKILLS

Encontre Aqui:

- Livros Escolares - (1ª a 12ª Classe);
- Exames Escolares - (1ª a 12ª Classe)
- Exames de Admissão (Todas Universidades)
- Exames Resolvidos
- Trabalhos feitos.

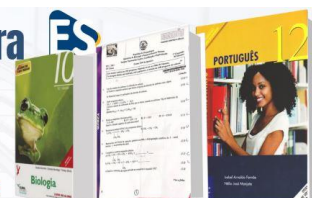
Acesse mais Conteúdos agora

www.eduskills.co.mz

ou

CLIQUE AQUI

Qual livro ou exame procura?  861003535



5.4. Nomenclatura (Usual e IUPAC) dos Hidrocarbonetos.....	18
5.5. Nomenclatura (Usual e IUPAC) dos Álcoois e Fenóis	19
5.6. Nomenclatura (Usual e IUPAC) dos Aldeídos, Cetonas, Ésteres e Ácidos Carboxílicos .	19
5.7. Preparação de aldeídos, cetonas, ácidos carboxílicos, ésteres e derivados	20
5.8. Propriedades químicas dos álcoois, ésteres, aldeídos, cetonas, ácidos carboxílicos e aminas	20
5.9. Substâncias macromoleculares sintéticas (polímeros)	21



BIBLIOTECA EDUSKILLS

Encontre Aqui:

- Livros Escolares - (1ª a 12ª Classe);
- Exames Escolares - (1ª a 12ª Classe)
- Exames de Admissão (Todas Universidades)
- Exames Resolvidos
- Trabalhos feitos.

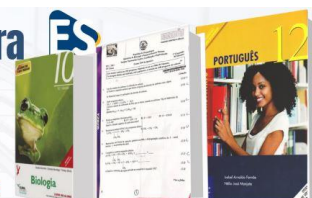
Acesse mais Conteúdos agora

www.eduskills.co.mz

ou

CLIQUE AQUI

Qual livro ou exame procura? 861003535



CINÉTICA QUÍMICA

A **cinética química** é o ramo da Química que estuda **a velocidade das reacções químicas** e os **factores que a influenciam**. Enquanto a termodinâmica diz se uma reacção *pode ocorrer*, a cinética diz *com que rapidez ela ocorre*. Essa diferença é essencial: algumas reacções são espontâneas, mas lentas (como a oxidação do ferro), enquanto outras são rápidas e vigorosas (como uma combustão).

1.1. Teoria das colisões. Complexo activado. Energia de activação

Segundo a **Teoria das Colisões**, as reacções químicas ocorrem quando as **moléculas dos reagentes colidem** entre si com **energia suficiente** e **orientação correcta**. Essas colisões eficazes levam à formação de um **complexo activado** um estado intermediário de alta energia e curta duração, no qual as ligações antigas estão a ser rompidas e as novas começam a se formar.

A **energia de activação (E_a)** é a **quantidade mínima de energia necessária para que a colisão resulte em reacção**. Quanto menor for a energia de activação, mais rápida é a reacção.

Exemplo prático:

A combustão do gás butano (C_4H_{10}) no fogão requer uma faísca inicial. Essa faísca fornece a energia de activação necessária para iniciar a reacção entre o gás e o oxigénio, formando dióxido de carbono e água.

Gráfico típico: a energia potencial aumenta até o ponto de activação e depois diminui à medida que se formam os produtos.

1.2. Factores que afectam a velocidade de uma reacção química

A velocidade de uma reacção depende de vários factores:

1. **Concentração dos reagentes:** maior concentração → mais colisões → reacção mais rápida.

BIBLIOTECA EDUSKILLS

Encontre Aqui:

- Livros Escolares - (1ª a 12ª Classe);
- Exames Escolares - (1ª a 12ª Classe)
- Exames de Admissão (Todas Universidades)
- Exames Resolvidos
- Trabalhos feitos.

Acesse mais Conteúdos agora

www.eduskills.co.mz

ou

CLIQUE AQUI

Qual livro ou exame procura? 861003535



2. **Temperatura:** aumento da temperatura → maior energia cinética → mais colisões eficazes.
3. **Superfície de contacto:** reagentes em pó reagem mais rápido que pedaços grandes (ex.: ferro em pó oxida mais rapidamente).
4. **Catalisador:** substância que **umenta a velocidade da reacção sem ser consumida**, reduzindo a energia de activação.
5. **Pressão (em gases):** maior pressão → moléculas mais próximas → mais colisões.

Exemplo:

A decomposição do peróxido de hidrogénio (H_2O_2) é lenta à temperatura ambiente, mas ocorre rapidamente na presença da enzima **catálase**, encontrada no fígado e nas plantas demonstrando o efeito de um catalisador biológico.

1.3. Velocidade média

A **velocidade média** de uma reacção mede **a variação da concentração dos reagentes ou produtos** em determinado intervalo de tempo:

$$v_m = \frac{\Delta[\text{produto}]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[\text{reagente}]}{\Delta t}$$

A unidade é mol/L · s (molar por segundo).

Exemplo:

Se a concentração de um reagente diminui de 0,5 mol/L para 0,3 mol/L em 10 segundos,

$$v_m = \frac{0,5 - 0,3}{10} = 0,02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

1.4. Lei de velocidade e 1.5. Ordem de uma reacção química

A **lei de velocidade** expressa matematicamente como a velocidade depende das concentrações dos reagentes:

BIBLIOTECA EDUSKILLS

Acesse mais Conteúdos agora

www.eduskills.co.mz

ou
CLIQUE AQUI

Qual livro ou exame procura? 861003535



Encontre Aqui:

- Livros Escolares - (1ª a 12ª Classe);
- Exames Escolares - (1ª a 12ª Classe)
- Exames de Admissão (Todas Universidades)
- Exames Resolvidos
- Trabalhos feitos.

$$v = k[A]^m[B]^n$$

onde:

- k = constante de velocidade (depende da temperatura),
- m e n = ordens parciais dos reagentes,
- $m + n$ = ordem total da reacção.

A **ordem da reacção** indica a influência de cada reagente na velocidade global.

Exemplo:

Para a reacção $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$, a lei experimental é:

$$v = k[NO]^2[O_2]^1$$

A reacção é de **3ª ordem global** (2 + 1).

Esses conceitos são aplicados em processos industriais, como **síntese de amoníaco (Haber-Bosch)**, **fermentação**, e **combustão de hidrocarbonetos**, onde controlar a velocidade é crucial.

EQUILÍBRIO QUÍMICO I

O **equilíbrio químico** ocorre quando **a velocidade da reacção directa é igual à da inversa**, e as concentrações de reagentes e produtos permanecem constantes no tempo. Embora pareça estático, o equilíbrio é **dinâmico**: as reacções continuam a ocorrer em ambas as direcções, mas sem alteração nas quantidades totais.

2.1. Reacções reversíveis e irreversíveis

- **Irreversíveis**: ocorrem até o consumo completo dos reagentes (ex.: combustão do metano).
- **Reversíveis**: os produtos podem reagir entre si para formar novamente os reagentes (ex.: $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$).

BIBLIOTECA EDUSKILLS

Acesse mais Conteúdos agora

www.eduskills.co.mz

ou

CLIQUE AQUI

Qual livro ou exame procura? 861003535



2.2. Características do estado de equilíbrio

- As concentrações de reagentes e produtos **permanecem constantes**;
- O sistema é **fechado** (não há entrada nem saída de substâncias);
- A velocidade da reacção directa é **igual** à da inversa.

No equilíbrio, a composição química não muda, mas as moléculas estão sempre reagindo em ambas as direcções.

2.3. Princípio de Le Chatelier

Este princípio afirma que, **se um sistema em equilíbrio for perturbado**, ele **reage para minimizar essa perturbação**.

Alterações possíveis:

- **Aumento da concentração** de reagentes → desloca o equilíbrio para os produtos.
- **Aumento da temperatura** → favorece a reacção endotérmica.
- **Aumento da pressão** → favorece o lado com **menor número de moléculas gasosas**.

Exemplo: No equilíbrio $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3 + calor$:

- Aumentar a pressão → favorece a formação de amoníaco.
- Aumentar a temperatura → desfavorece a formação (reacção exotérmica).

Esse princípio é aplicado na **indústria química** para maximizar o rendimento de produtos.

2.4. Valor da constante de equilíbrio (Kc)

A **constante de equilíbrio** expressa a relação entre as concentrações de produtos e reagentes:

BIBLIOTECA EDUSKILLS

Encontre Aqui:

- Livros Escolares - (1ª a 12ª Classe);
- Exames Escolares - (1ª a 12ª Classe)
- Exames de Admissão (Todas Universidades)
- Exames Resolvidos
- Trabalhos feitos.

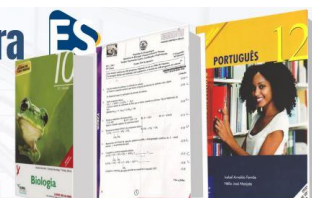
Acesse mais Conteúdos agora

www.eduskills.co.mz

ou

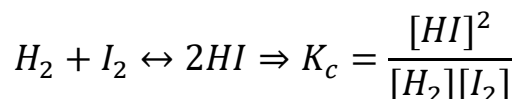
CLIQUE AQUI

Qual livro ou exame procura?  861003535



$$K_c = \frac{[\text{produtos}]^{\text{coeficientes}}}{[\text{reagentes}]^{\text{coeficientes}}}$$

Exemplo:



O valor de K_c depende apenas da **temperatura** e indica a **tendência da reacção**:

- $K_c > 1$: favorece produtos;
- $K_c < 1$: favorece reagentes.

2.5. Constante de equilíbrio em função das pressões (K_p) e cálculos com K_c e K_p

Para reacções gasosas:

$$K_p = \frac{(P_{\text{produtos}})^{\text{coeficientes}}}{(P_{\text{reagentes}})^{\text{coeficientes}}}$$

Há uma relação entre K_c e K_p :

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

onde $\Delta n = (\text{mol de gases produtos} - \text{mol de gases reagentes})$.

Essas relações são usadas em cálculos químicos e industriais para prever **como a temperatura e a pressão afectam o equilíbrio**.

EQUILÍBRIO QUÍMICO II

O estudo do equilíbrio ácido-base é essencial para compreender o comportamento químico de substâncias em solução aquosa. Ele permite analisar **como os ácidos e as bases interagem, ionizam-se e mantêm o equilíbrio iónico**. Esses princípios são fundamentais em áreas como **farmácia, biologia, agronomia e química ambiental**, pois o pH afecta desde o

BIBLIOTECA EDUSKILLS

Encontre Aqui:

- Livros Escolares - (1ª a 12ª Classe);
- Exames Escolares - (1ª a 12ª Classe)
- Exames de Admissão (Todas Universidades)
- Exames Resolvidos
- Trabalhos feitos.

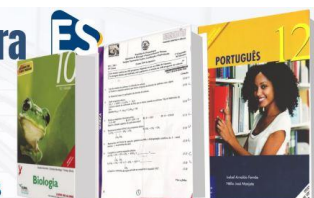
Acesse mais Conteúdos agora

www.eduskills.co.mz

ou

CLIQUE AQUI

Qual livro ou exame procura? ☎ 861003535



funcionamento de células até o crescimento das plantas e a purificação da água.

3.1. Conceito histórico de ácido e base. Teoria ácido-base segundo Brønsted-Lowry

Historicamente, as primeiras definições de ácido e base foram empíricas:

- Ácidos: substâncias de sabor azedo, que mudam o azul de tornassol para vermelho.
- Bases: substâncias de sabor amargo, que mudam o vermelho de tornassol para azul.

Com o avanço da química, surgiram teorias mais científicas:

- **Arrhenius (1884):** ácido é toda substância que liberta íons H^+ em solução aquosa; base é a que liberta íons OH^- .

Exemplo: $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$; $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$.

- **Brønsted-Lowry (1923):** ácido é o doador de prótons (H^+) e base é o receptor de prótons.

Exemplo: $NH_3 + H_2O \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$.

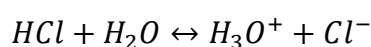
Aqui, NH_3 atua como base, pois recebe H^+ da água.

Essa teoria é mais ampla, pois inclui reacções que ocorrem mesmo **sem presença de íons hidróxido**, aplicando-se a sistemas gasosos e não aquosos.

3.2. Pares conjugados ácido/base

De acordo com Brønsted-Lowry, toda reacção ácido-base envolve **pares conjugados**, formados por um ácido e a base correspondente, que se diferenciam apenas por um íon H^+ .

Exemplo:



BIBLIOTECA EDUSKILLS

Encontre Aqui:

- Livros Escolares - (1ª a 12ª Classe);
- Exames Escolares - (1ª a 12ª Classe)
- Exames de Admissão (Todas Universidades)
- Exames Resolvidos
- Trabalhos feitos.

Acesse mais Conteúdos agora

www.eduskills.co.mz

ou

CLIQUE AQUI

Qual livro ou exame procura?  861003535



O ácido HCl doa um próton, formando a base conjugada Cl^- ; A base H_2O recebe o próton, formando o ácido conjugado H_3O^+ .

Assim, temos dois pares conjugados:

- HCl/Cl^-
- H_3O^+/H_2O

Esses pares são fundamentais para compreender **reacções reversíveis de ionização** e o comportamento de soluções tampão.

3.3. Constantes de ácidos (K_a) e de bases (K_b). Relação entre K_a , K_b e K_w

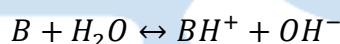
A força de um ácido ou base é medida pelo grau de ionização, expresso pelas **constantes de equilíbrio K_a e K_b** .

Para um ácido genérico HA :



$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$$

Para uma base B :



$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

Quanto **maior o valor de K_a** , **mais forte é o ácido**, pois se ioniza mais;

Quanto **maior o K_b** , **mais forte é a base**.

A relação entre essas constantes e a **constante de ionização da água (K_w)** é:

$$K_a \times K_b = K_w$$

A 25°C, $K_w = 1,0 \times 10^{-14}$.

Assim, **ácidos fortes têm K_a alto e K_b pequeno** (suas bases conjugadas são fracas) e vice-versa.

BIBLIOTECA EDUSKILLS

Encontre Aqui:

- Livros Escolares - (1ª a 12ª Classe);
- Exames Escolares - (1ª a 12ª Classe)
- Exames de Admissão (Todas Universidades)
- Exames Resolvidos
- Trabalhos feitos.

Acesse mais Conteúdos agora

www.eduskills.co.mz

ou

CLIQUE AQUI

Qual livro ou exame procura? 861003535





3.4. Grau de ionização (α) e constante de ionização

O **grau de ionização (α)** indica a **fracção de moléculas que se ionizam** em uma solução:

$$\alpha = \frac{n_{\text{ionizado}}}{n_{\text{total}}}$$

Pode ser expresso em percentagem:

$$\% \alpha = \frac{[H^+]}{C_{\text{inicial}}} \times 100$$

Quanto maior o α , mais forte é o ácido.

A constante de ionização está relacionada a α e à concentração inicial C por:

$$K_a = C \frac{\alpha^2}{1 - \alpha}$$

Exemplo:

Se $K_a = 1,0 \times 10^{-5}$ e $C = 0,1$ mol/L,

$$\alpha \approx \sqrt{\frac{K_a}{C}} = \sqrt{\frac{10^{-5}}{10^{-1}}} = 0,01 = 1\%$$

Isto significa que apenas 1% das moléculas de ácido estão ionizadas, um **ácido fraco**.

3.5. Conceitos de pH e pOH. Relação entre pH e pOH

O **pH** é uma forma prática de expressar a concentração de íons H^+ numa solução.

$$pH = -\log [H^+]$$

Analogamente, o **pOH** é:

$$pOH = -\log [OH^-]$$

As duas medidas estão relacionadas por:

$$pH + pOH = 14$$

BIBLIOTECA EDUSKILLS

Acesse mais Conteúdos agora

www.eduskills.co.mz

CLIQUE AQUI

Qual livro ou exame procura? ☎ 861003535





Escala de pH:

- $pH < 7$: ácido
- $pH = 7$: neutro
- $pH > 7$: básico

Exemplo prático:

Se uma solução tem $[H^+] = 10^{-3}$,

$$pH = -\log (10^{-3}) = 3$$

Portanto, a solução é **ácida**.

3.6. Cálculo de pH e pOH de ácidos fortes e fracos

Para **ácidos fortes** (ionização completa):

$$[H^+] = C \Rightarrow pH = -\log C$$

Exemplo: solução 0,01 M de HCl

$$pH = -\log (0,01) = 2$$

Para **ácidos fracos**, deve-se considerar o equilíbrio químico e o K_a :

$$pH = \frac{1}{2}(pK_a - \log C)$$

onde $pK_a = -\log K_a$.

Esse cálculo é essencial em **análises químicas e farmacêuticas**, em que a acidez influencia a estabilidade de substâncias.

3.7. Cálculo de pH de soluções tampão

Uma **solução tampão** é aquela que **resiste a variações de pH** quando pequenas quantidades de ácido ou base são adicionadas. Ela é composta por um **ácido fraco e o seu sal com uma base forte**, ou vice-

BIBLIOTECA EDUSKILLS

Encontre Aqui:

- Livros Escolares - (1ª a 12ª Classe);
- Exames Escolares - (1ª a 12ª Classe)
- Exames de Admissão (Todas Universidades)
- Exames Resolvidos
- Trabalhos feitos.

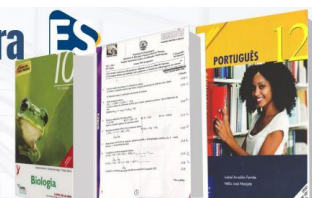
Acesse mais Conteúdos agora

www.eduskills.co.mz

ou

CLIQUE AQUI

Qual livro ou exame procura?  861003535



versa.

A equação de **Henderson-Hasselbalch** permite calcular o pH:

$$pH = pK_a + \log \frac{[sal]}{[ácido]}$$

Exemplo:

Para um tampão ácido acético/acetato (CH_3COOH/CH_3COONa):

$$pH = 4,76 + \log \frac{[CH_3COONa]}{[CH_3COOH]}$$

Esses sistemas são vitais em organismos vivos (pH do sangue $\approx 7,4$) e em processos industriais que requerem estabilidade química.

3.8. Solubilidade e produto de solubilidade (K_{ps})

O **produto de solubilidade (K_{ps})** indica o **grau de dissolução de um sal pouco solúvel** em água.

Para um sal $AB \leftrightarrow A^+ + B^-$:

$$K_{ps} = [A^+][B^-]$$

Quanto menor o K_{ps} , menos solúvel é o composto.

Exemplo:

Para $AgCl \leftrightarrow Ag^+ + Cl^-$,

$$K_{ps} = [Ag^+][Cl^-] = 1,8 \times 10^{-10}$$

Isso significa que o $AgCl$ é **muito pouco solúvel** em água. O conceito de produto de solubilidade é essencial para prever **formação de precipitados, tratamento de águas residuais e reacções analíticas** em laboratório.

BIBLIOTECA EDUSKILLS

Encontre Aqui:

- Livros Escolares - (1ª a 12ª Classe);
- Exames Escolares - (1ª a 12ª Classe)
- Exames de Admissão (Todas Universidades)
- Exames Resolvidos
- Trabalhos feitos.

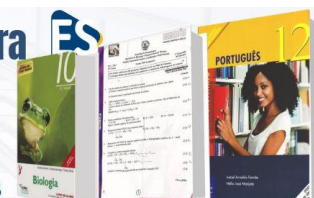
Acesse mais Conteúdos agora

www.eduskills.co.mz

ou

CLIQUE AQUI

Qual livro ou exame procura?  861003535



REAÇÕES REDOX E ELETROQUÍMICA

4.1. Número de oxidação e regras de determinação

O **número de oxidação (N.O.)** representa a **carga eléctrica real ou aparente** que um átomo teria se todos os electrón das suas ligações fossem transferidos para o átomo mais electronegativo. Ele é essencial para identificar se ocorre **oxidação (perda de electrón)** ou **redução (ganho de electrón)** numa reacção química.

Regras principais:

1. Elementos no estado livre (não combinados) têm N.O. = 0 → Ex.: Fe, O_2, H_2, Cl_2 .
2. Íons simples têm N.O. igual à carga → $Na^+ = +1, Cl^- = -1$.
3. Hidrogénio normalmente é +1; oxigénio é -2 (excepto em peróxidos, onde é -1).
4. A soma dos números de oxidação em compostos neutros é 0; em íons, é igual à carga total.

Exemplo:

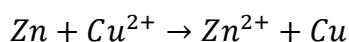
No H_2SO_4 : $2(+1) + x + 4(-2) = 0 \Rightarrow x = +6 \rightarrow$ o enxofre tem N.O. +6.

4.2. Reacções redox

As **reacções de oxidação-redução (redox)** são aquelas em que há **transferência de electróns** entre substâncias.

- **Oxidação:** perda de electróns → aumento do número de oxidação.
- **Redução:** ganho de electróns → diminuição do número de oxidação.

Exemplo clássico:



O zinco é oxidado (perde electróns) e actua como **agente redutor**; o cobre é reduzido e actua como **agente oxidante**.

BIBLIOTECA EDUSKILLS

Encontre Aqui:

- Livros Escolares - (1ª a 12ª Classe);
- Exames Escolares - (1ª a 12ª Classe)
- Exames de Admissão (Todas Universidades)
- Exames Resolvidos
- Trabalhos feitos.

Acesse mais Conteúdos agora

www.eduskills.co.mz

ou

CLIQUE AQUI

Qual livro ou exame procura? ☎ 861003535



Essas reacções estão presentes em **pilhas eléctricas**, **processos biológicos (respiração celular)** e **tratamento de minérios**.

4.3. Conceitos básicos: agente redutor, agente oxidante, reduzir, oxidar

- **Agente redutor:** substância que se oxida, fornecendo elétrons.
- **Agente oxidante:** substância que se reduz, recebendo elétrons.
- **Oxidar:** perder elétrons.
- **Reduzir:** ganhar elétrons.

Exemplo:

Na reacção $Fe^{2+} + Cl_2 \rightarrow Fe^{3+} + 2Cl^-$:

- Fe^{2+} é oxidado (agente redutor);
- Cl_2 é reduzido (agente oxidante).

4.4. Pares conjugados redox

Cada processo redox pode ser representado por um **par redox conjugado**, mostrando o oxidante e o redutor correspondentes.

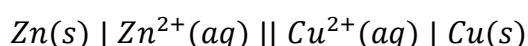
Exemplo: Zn^{2+}/Zn ou Cu^{2+}/Cu .

Esses pares são fundamentais para a construção de **pilhas electroquímicas**, nas quais a transferência de elétrons é controlada para gerar energia eléctrica.

4.5. Célula galvânica e Pilha de Daniel

A **célula galvânica (ou voltaica)** converte energia química em energia eléctrica através de uma reacção redox espontânea.

A **Pilha de Daniel** é um exemplo clássico:



- O **ânodo (-)** é onde ocorre a **oxidação** $\rightarrow Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$.

BIBLIOTECA EDUSKILLS

Acesse mais Conteúdos agora

www.eduskills.co.mz

ou

CLIQUE AQUI

Qual livro ou exame procura? [861003535](tel:861003535)



Encontre Aqui:

- Livros Escolares - (1ª a 12ª Classe);
- Exames Escolares - (1ª a 12ª Classe)
- Exames de Admissão (Todas Universidades)
- Exames Resolvidos
- Trabalhos feitos.

- O **cátodo (+)** é onde ocorre a **redução** $\rightarrow Cu^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Cu$.
- Os elétrons fluem do ânodo para o cátodo através do circuito externo.
- Uma **ponte salina** permite o equilíbrio iónico, mantendo o circuito fechado.

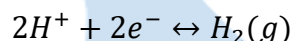
Aplicação: pilhas e baterias usadas em rádios, lanternas e automóveis são baseadas nesses princípios.

4.6. Potencial do eléctrodo e eléctrodo normal de hidrogénio

O **potencial de eléctrodo** mede a tendência de uma substância **ganhar ou perder elétrons**.

O **eléctrodo normal de hidrogénio (ENH)** serve como **referência**, com potencial definido como **0,00 V**.

As medições são feitas em relação ao ENH:



Se um metal tem potencial **positivo** em relação ao ENH, ele tende a **ganhar elétrons (reduzir-se)**; se for **negativo**, tende a **perder elétrons (oxidar-se)**.

Exemplo: $E^{\circ}(Cu^{2+}/Cu) = +0,34 V$; $E^{\circ}(Zn^{2+}/Zn) = -0,76 V$.

O cobre é reduzido mais facilmente que o zinco.

4.7. Valores de potenciais padrão (E°)

Os **potenciais padrão de redução (E°)** são tabelados para 25°C, 1 atm e 1 mol/L.

Eles permitem prever a **espontaneidade de reacções redox**. A reacção é espontânea quando:

$$E^{\circ}_{cel} = E^{\circ}_{cátodo} - E^{\circ}_{ânodo} > 0$$

Exemplo:

$$E^{\circ}_{cel} = (+0,34) - (-0,76) = +1,10 V$$

BIBLIOTECA EDUSKILLS

Encontre Aqui:

- Livros Escolares - (1ª a 12ª Classe);
- Exames Escolares - (1ª a 12ª Classe)
- Exames de Admissão (Todas Universidades)
- Exames Resolvidos
- Trabalhos feitos.

Acesse mais Conteúdos agora

www.eduskills.co.mz

ou

CLIQUE AQUI

Qual livro ou exame procura? 861003535

A pilha de Daniel tem uma força electromotriz positiva → reacção espontânea.

4.8. Determinação da f.e.m. de uma pilha

A **força electromotriz (f.e.m.)** é a **diferença de potencial eléctrico entre os dois eléctrodos** de uma pilha.

Ela indica a capacidade da pilha em produzir corrente eléctrica.

$$E_{cel} = E_{cátodo} - E_{ânodo}$$

Exemplo:

No sistema Zn/Cu : $E_{cel} = 0,34 - (-0,76) = 1,10 V$.

A f.e.m. diminui com o tempo porque as concentrações de íons mudam. A equação de Nernst permite calcular E em condições não padrão:

$$E = E^{\circ} - \frac{0,059}{n} \log \frac{[produtos]}{[reagentes]}$$

Aplicações práticas:

- Pilhas alcalinas, baterias de lítio e acumuladores de chumbo-ácido (carros).
- Corrosão e protecção catódica de metais.
- Processos de **electrodeposição**, como **galvanoplastia e purificação de metais**.

QUÍMICA ORGÂNICA

Introdução à Química Orgânica

A **Química Orgânica** estuda os **compostos de carbono**, que são a base de toda a vida e de inúmeros produtos industriais.

O carbono forma ligações covalentes fortes (simples, duplas ou triplas), permitindo a criação de **cadeias lineares, ramificadas e cíclicas**, dando

BIBLIOTECA EDUSKILLS

Acesse mais Conteúdos agora

www.eduskills.co.mz

ou

CLIQUE AQUI

Qual livro ou exame procura? 861003535



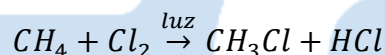
origem a milhões de substâncias: combustíveis, plásticos, medicamentos, cosméticos, fibras têxteis, entre outros.

O domínio deste tema ajuda a compreender **reações químicas cotidianas** desde a fermentação do pão até à produção de polímeros e detergentes e é um dos blocos mais avaliados nos **exames nacionais**.

5.1. Reações de substituição dos alcanos

Os **alcanos** (hidrocarbonetos saturados) possuem apenas **ligações simples C-C** e são quimicamente pouco reactivos. A reacção típica é a **substituição**: um átomo de hidrogénio é substituído por outro átomo (geralmente halogénio).

Exemplo: *Halogenação do metano*



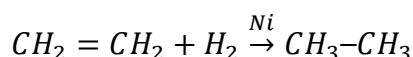
Esta reacção ocorre na presença de **luz ultravioleta**, formando **metilcloro**. As substituições podem continuar, formando **diclorometano (CH₂Cl₂)**, **triclorometano (CHCl₃)** e **tetraclorometano (CCl₄)**.

Aplicações: produção de solventes (clorofórmio, tetracloro de carbono) e intermediários industriais.

5.2. Reações de adição dos alcenos e alcinos

Os alcenos (dupla ligação) e **alcinos** (tripla ligação) são **insaturados** e mais reactivos, pois as ligações múltiplas são quebradas facilmente, permitindo **adições**.

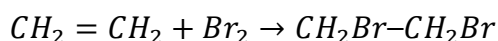
Exemplo 1 – Hidrogenação de alcenos:



(Eteno → Etano)

Usado na **hidrogenação de óleos vegetais** para formar margarinas.

Exemplo 2 – Halogenação:



BIBLIOTECA EDUSKILLS

Encontre Aqui:

- Livros Escolares - (1ª a 12ª Classe);
- Exames Escolares - (1ª a 12ª Classe)
- Exames de Admissão (Todas Universidades)
- Exames Resolvidos
- Trabalhos feitos.

Acesse mais Conteúdos agora

www.eduskills.co.mz

ou

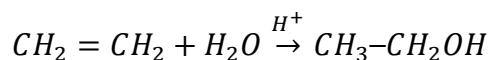
CLIQUE AQUI

Qual livro ou exame procura? ☎ 861003535



Essa reacção é usada para **identificar ligações duplas**, pois o bromo (vermelho) perde a cor ao reagir com alcenos.

Exemplo 3 – Hidratação:



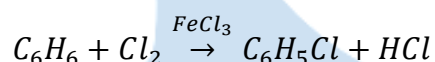
(Eteno → Etanol)

Importante na **produção industrial de etanol** a partir do petróleo.

5.3. Reacções de substituição em compostos aromáticos

Os **aromáticos**, como o benzeno (C_6H_6), possuem uma estrutura cíclica estável com elétrons deslocalizados. Por isso, não sofrem adição facilmente — suas reacções principais são de **substituição electrolítica**, onde um átomo de hidrogénio é substituído por outro grupo químico.

Exemplo:



(Cloração do benzeno → clorobenzeno)

Outras reacções:

- Nitração: $C_6H_6 + HNO_3 \xrightarrow{H_2SO_4} C_6H_5NO_2 + H_2O$ → nitrobenzeno.
- Sulfonação: $C_6H_6 + H_2SO_4 \xrightarrow{calor} C_6H_5SO_3H + H_2O$.

Essas reacções são base de **indústrias farmacêuticas, corantes e explosivos** (como o TNT).

5.4. Nomenclatura (Usual e IUPAC) dos Hidrocarbonetos

Regra geral IUPAC:

1. Identificar a **cadeia principal** (a mais longa com maior número de carbonos).

BIBLIOTECA EDUSKILLS

Encontre Aqui:

- Livros Escolares - (1ª a 12ª Classe);
- Exames Escolares - (1ª a 12ª Classe)
- Exames de Admissão (Todas Universidades)
- Exames Resolvidos
- Trabalhos feitos.

Acesse mais Conteúdos agora

www.eduskills.co.mz

ou

CLIQUE AQUI

Qual livro ou exame procura? [861003535](tel:861003535)





- Numerar a cadeia a partir da extremidade mais próxima de uma ramificação ou insaturação.
- Nomear os **radicais** e indicar suas posições.

Tipo de composto	Fórmula geral	Terminação	Exemplo
Alcanos	C_nH_{2n+2}	-ano	metano, etano, propano
Alcenos	C_nH_{2n}	-eno	eteno, propeno
Alcinos	C_nH_{2n-2}	-ino	etino, propino

Exemplo:


5.5. Nomenclatura (Usual e IUPAC) dos Álcoois e Fenóis

- Álcoois:** contêm o grupo hidroxila ($-OH$) ligado a carbono saturado.

Terminação: -ol

Ex.: $CH_3OH \rightarrow$ metanol; $CH_3CH_2OH \rightarrow$ etanol.

- Fenóis:** grupo $-OH$ ligado directamente ao anel aromático.

Ex.: $C_6H_5OH \rightarrow$ fenol.

Aplicação: o fenol é usado na produção de plásticos e desinfectantes.

5.6. Nomenclatura (Usual e IUPAC) dos Aldeídos, Cetonas, Ésteres e Ácidos Carboxílicos

Grupo funcional	Terminação	Exemplo
Aldeído ($-CHO$)	-al	Etanal (CH_3CHO)
Cetona ($C=O$ no meio)	-ona	Propanona (CH_3COCH_3)

BIBLIOTECA EDUSKILLS

Encontre Aqui:

- Livros Escolares - (1ª a 12ª Classe);
- Exames Escolares - (1ª a 12ª Classe)
- Exames de Admissão (Todas Universidades)
- Exames Resolvidos
- Trabalhos feitos.

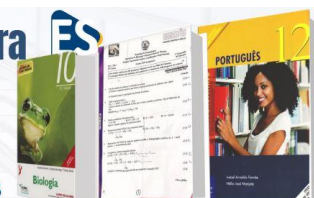
Acesse mais Conteúdos agora

www.eduskills.co.mz

ou

CLIQUE AQUI

Qual livro ou exame procura?  861003535

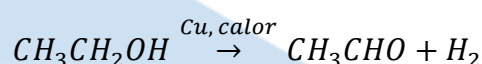


Ácido carboxílico (-COOH)	-oico	Ácido etanóico (CH ₃ COOH)
Éster (-COO-)	-ato de ...ila	Etanoato de metila (CH ₃ COOCH ₃)

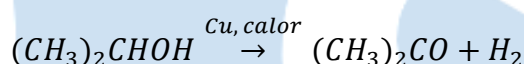
Esses compostos formam a base da **bioquímica**, pois estão presentes em **açúcares, gorduras e proteínas**.

5.7. Preparação de aldeídos, cetonas, ácidos carboxílicos, ésteres e derivados

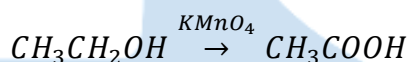
Aldeídos: obtêm-se por **oxidação branda de álcoois primários**.



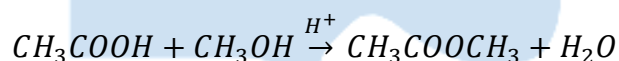
Cetonas: formam-se por **oxidação branda de álcoois secundários**.



Ácidos carboxílicos: oxidação forte de álcoois primários ou aldeídos.



Ésteres: reacção entre **ácido carboxílico e álcool** (esterificação).



Estes compostos são usados como **essências e solventes** (acetato de etila, por exemplo).

5.8. Propriedades químicas dos álcoois, ésteres, aldeídos, cetonas, ácidos carboxílicos e aminas

- **Álcoois:** formam ligações de hidrogénio → alto ponto de ebulição. Oxidam-se para formar aldeídos, cetonas ou ácidos.
- **Aldeídos e cetonas:** reduzem-se para formar álcoois; reagem com reagentes de Tollens e Fehling (teste de aldeído).
- **Ácidos carboxílicos:** reagem com bases → sais (neutralização); com álcoois → ésteres.

BIBLIOTECA EDUSKILLS

Encontre Aqui:

- Livros Escolares - (1ª a 12ª Classe);
- Exames Escolares - (1ª a 12ª Classe)
- Exames de Admissão (Todas Universidades)
- Exames Resolvidos
- Trabalhos feitos.

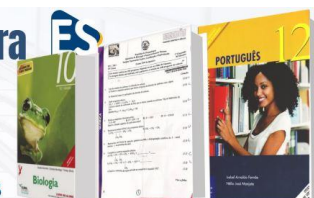
Acesse mais Conteúdos agora

www.eduskills.co.mz

ou

CLIQUE AQUI

Qual livro ou exame procura? ☎ 861003535



- **Aminas:** compostos básicos que formam sais com ácidos $\rightarrow RNH_2 + HCl \rightarrow RNH_3^+ Cl^-$.

Essas propriedades são exploradas em **farmacologia, cosmética e agro-química**.

5.9. Substâncias macromoleculares sintéticas (polímeros)

Os **polímeros** são formados por **monómeros** repetidos através de **reações de polimerização**.

Exemplos:

- Polietileno (PE): $(CH_2 = CH_2)_n \rightarrow (CH_2-CH_2)_n$
- Poliestireno (PS): $(C_6H_5CH = CH_2)_n$
- PVC (policloreto de vinila): $(CH_2 = CHCl)_n$
- Nylon e Tereftalato de polietileno (PET) – usados em tecidos e garrafas.

Os polímeros revolucionaram a indústria moderna, mas seu descarte inadequado causa **impactos ambientais**, sendo necessário promover **reciclagem e alternativas biodegradáveis**.

BIBLIOTECA EDUSKILLS

Encontre Aqui:

- Livros Escolares - (1ª a 12ª Classe);
- Exames Escolares - (1ª a 12ª Classe)
- Exames de Admissão (Todas Universidades)
- Exames Resolvidos
- Trabalhos feitos.

Acesse mais Conteúdos agora

www.eduskills.co.mz

ou

CLIQUE AQUI

Qual livro ou exame procura?  861003535

