



FILOSCHOOL

CONTEÚDOS DE QUÍMICA DOS EXAMES DE ADMISSÃO



FILOSCHOOL
2025



Caro candidato!

A FiloSchool faz votos de bom trabalho e de sorte nesta caminhada ao ensino superior.

A trajetória é difícil e longa, mas nós cá estamos para auxiliar-te no que precisar, de modo a que tenhas o melhor desempenho e, conseqüentemente, ser aprovado no teu curso dos sonhos.

Tendo isso em mente, decidimos elaborar este manual como forma de oferecer-te mais uma ferramenta – das diversas que dispomos – para que tenhas êxito.

O manual foi elaborado em harmonia com os conteúdos mais questionados nos exames de admissão de química das principais escolas superiores moçambicanas desde 2004.

Utilize-o com zelo e dedicação, e o teu curso dos sonhos já está à porta!

Equipa de Química da FiloSchool

Janeiro de 2025

Índice

UNIDADE I: ESTRUTURA ATÓMICA	1
UNIDADE II: TABELA PERIÓDICA	4
UNIDADE III: LIGAÇÃO QUÍMICA.....	6
UNIDADE IV: PRINCIPAIS CLASSES DOS INORGÂNICOS.....	8
UNIDADE V: SOLUÇÕES	3
UNIDADE VI: TERMOQUÍMICA	6
UNIDADE VII: CINÉTICA QUÍMICA	12
UNIDADE VIII: EQUILÍBRIO QUÍMICO	14
UNIDADE IX: EQUILÍBRIO QUÍMICO EM SOLUÇÃO AQUOSA	16
UNIDADE X: REACÇÕES REDOX. ELECTROQUÍMICA	18
UNIDADE XI: QUÍMICA ORGÂNICA.....	24
REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS.....	14

UNIDADE I: ESTRUTURA ATÔMICA

1.1 Modelos atômicos

Historicamente:

John Dalton (1808) – Modelo da bola de bilhar – o átomo como uma pequena esfera sólida.

- Os elementos são formados por átomos.
- Os átomos de um elemento têm massas idênticas.
- Átomos de diferentes elementos têm massas diferentes.
- Os átomos apenas se combinam em pequenas razões de números inteiros como 1:1,



Joseph Thomson (1897) – Modelo do pudim de passas – o átomo era uma esfera carregada positivamente com partículas negativas (electrões) distribuídas aleatoriamente.



Ernest Rutherford (1911) – Modelo do sistema solar– o átomo era, na sua maior parte, espaço vazio com um núcleo denso carregado positivamente com electrões espalhados aleatoriamente à sua volta.

1.2 Isótopos, isóbaros e isótonos

a) Isótopos

Isótopos são átomos de um mesmo elemento que têm:

- o mesmo número atômico Z , pois têm o mesmo número de prótons e de electrões;
- diferente número de massa A , pois diferem no número de neutrões.

b) Isóbaros

Isóbaros são átomos de diferentes elementos químicos com:

- Diferentes números atômicos (Z);
- O mesmo número de massa (A).

c) Isótonos

Isótonos são átomos que apresentam o mesmo número de neutrões, mas diferem no:

- Número atômica (número de prótons)
- Número de massa.

1.3 Números quânticos

N.º quântico	Símbolo	Indica	Variação algébrica
Principal	n	Nível de energia do electrão.	n = 1, 2, 3, ...
Secundário	ℓ	Subnível de energia do electrão.	$\ell=0, 1, 2, 3, \dots$
Magnético	m	Orbital do electrão.	m = $-\ell \dots 0 \dots +\ell$
<i>Spin</i>	s	Rotação do electrão	s = $+ \frac{1}{2}$ ou s = $- \frac{1}{2}$

Resolução do n.º 4 do Exame de Admissão de Química à UEM 2012

Pergunta: O último electrão de um átomo no estado fundamental apresenta n = 6, $\ell = 0$, m = 0 e s = $+ \frac{1}{2}$. Quantos prótons tem o núcleo deste átomo?

Resposta:

Dados:

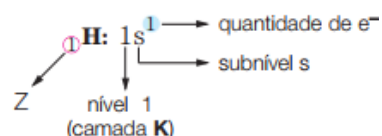
Número quântico principal: n = 6

Número quântico secundário: $\ell = 0$

Número quântico magnético: m = 0

Número quântico spin: s = $+ \frac{1}{2}$

LEMBRE-SE:



Da mecânica quântica sabe-se que o número quântico principal nos indica o nível energético ou a camada energética (K, L, M, N, O, P, Q), nesse caso, n=6, significa camada P ou nível 6.

O número quântico secundário ou azimutal (ℓ) indica o subnível energético (s, p, d, f). No exercício temos $\ell = 0$, então o subnível é “s”, pois $s = 0, p = 1, d = 2, f = 3$.

Quanto ao número quântico magnético (m), fornece informações sobre o número de orbitais, a partir do número quântico secundário, através da fórmula: orbitais = $-\ell \leq m \leq +\ell$. Nesse caso, como $\ell = 0$, então há uma orbital s.

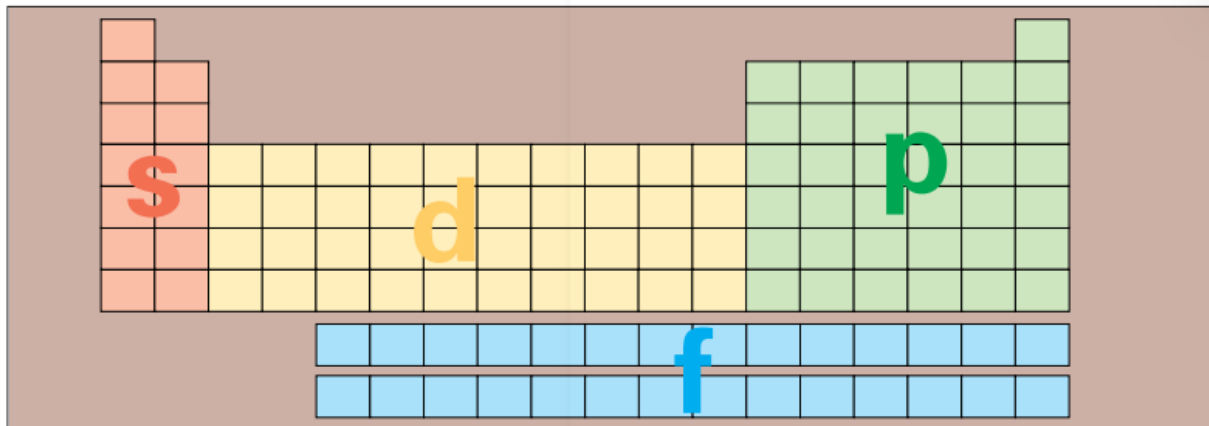
O número quântico spin (s) revela-nos o sentido de rotação do electrão sobre seu eixo. Como estamos trabalhando com a orbital s , existem dois spins possíveis. Mas como o spin dado é $+\frac{1}{2}$, então temos um electrão.

Desse modo, o último electrão do átomo é $6s^1$. Para que saibamos o número de prótons, devemos distribuir electronicamente, segundo o diagrama de Pauling, até $6s^1$.

Assim: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$. Somando: $2+2+6+2+6+2+10+6+2+10+6+1 = 55$ electrões.

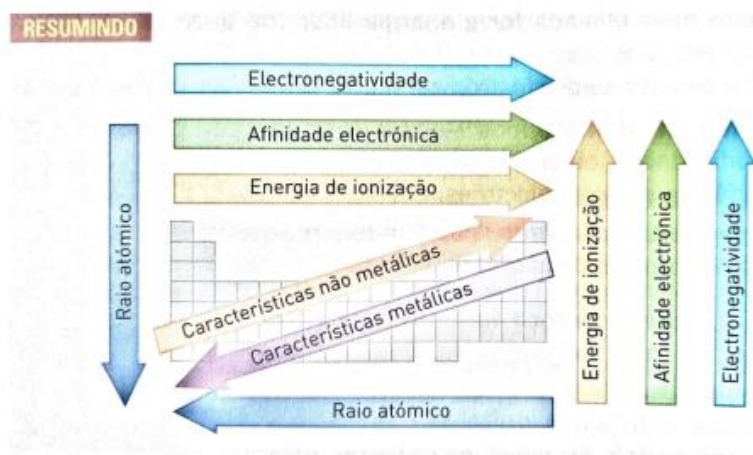
Sabe-se que, para um elemento em estado fundamental, $Z = e^- = p^+$, então temos 55 prótons.

Esquema ilustrativo dos subníveis na Tabela Periódica:



2.3 Propriedades periódicas

Propriedade periódica	Variação	
	No grupo	No período
Raio atômico	Aumenta de cima para baixo.	Decresce da esquerda para a direita.
Electronegatividade	Aumenta de baixo para cima.	Aumenta da esquerda para a direita.
Carácter metálico	Aumenta de cima para baixo.	Decresce da esquerda para a direita.
Carácter ametálico	Aumenta de baixo para cima.	Aumenta da esquerda para a direita.



UNIDADE III: LIGAÇÃO QUÍMICA

As ligações químicas são uniões estabelecidas entre átomos para formarem as moléculas que constituem a estrutura básica de uma substância ou composto.

3.1 Regra de Octeto

Um átomo **só é estável** se adquirir uma estrutura electrónica semelhante à dos gases nobres, isto é, **ter 8 electrões na última camada**, excepto para o H_2 , que **adquire com dois electrões**, configuração electrónica do gás nobre de hélio.

3.2 Tipos de ligação química

3.2.1 Ligação covalente

Ocorre a partir de compartilhamento de pares de electrões entre átomos. Ocorre entre ametais e semi-metais.

3.2.1.1 Ligação covalente apolar

Ligam-se ametais do mesmo elemento químico. Exemplo: H_2 , Cl_2 , Br_2 , etc.

3.2.1.2 Ligação covalente polar

Ligam-se ametais de elementos químicos diferentes. Exemplo: H_2O , HCl , etc.

Forças intermoleculares e pontos de fusão (PF) e de ebulição (PE)

- Quanto mais intensas as atracções intermoleculares, maiores os seus pontos de fusão e de ebulição.
- Quanto maior a molécula, mais elevados os valores dos pontos de ebulição e de fusão.
- Ordem crescente de intensidade de interacção: dipolo instantâneo – dipolo induzido < dipolo – dipolo induzido < pontes de hidrogénio < ião – dipolo.

3.2.2 Ligação metálica

Ocorre quando entre átomos de elementos metálicos. Há formação de ligas metálicas.

3.2.3 Ligação iónica

Ocorre entre átomos de metais e ametais, com troca de electrões, isto é, há perda e ganho de electrões.

Polaridade das substâncias

Baseando a diferença da electronegatividade dos elementos da ligação química (Δx):

- $0 \leq \Delta x \leq 0,4$: ligação covalente apolar.
- $0,4 < \Delta x < 1,7$: ligação covalente polar.
- $\Delta x \geq 1,7$: ligação iónica.

Em suma:

Tipo de ligação	Natureza das forças de ligação	Tipos de átomos
Ligação iónica	Formam-se iões de cargas contrárias.	Metal + ametal
Ligação covalente apolar	O par de electrões compartilhados fica entre dois átomos ligados.	Mesmo ametal
Ligação covalente polar	O par de electrões compartilhados fica mais perto de um átomo e longe de outro.	Ametais diferentes
Ligação metálica	Interação dos electrões livres da camada de valência com os catiões.	Metal + metal

UNIDADE IV: PRINCIPAIS CLASSES DOS INORGÂNICOS

4.1 Óxidos

São compostos binários em que um dos elementos é o oxigênio, sendo ele, o elemento mais electronegativo.

Classificação dos óxidos

- **Óxidos básicos:** São óxidos que reagem com água, produzindo uma base ou reagem com um ácido, produzindo sal e água. Ex: K_2O , Na_2O , CaO , MgO ...
- **Óxidos ácidos:** São óxidos que reagem com a água, produzindo um ácido, ou reagem com uma base, produzindo sal e água. Ex: CO_2 , N_2O_3 , P_2O_5 , SO_3 ...
- **Óxidos neutros:** São óxidos que não reagem com água, base ou ácido. Ex: CO , NO , N_2O ...
- **Óxidos anfóteros:** São óxidos que se podem comportar como óxidos ácidos e como óxidos básicos. Ex: ZnO , Al_2O_3 ...
- **Óxidos mistos-** têm comportamento químico de dois óxidos do mesmo elemento. Ex. Fe_2O_4 : FeO e Fe_2O_3 ; Mn_3O_4 : $2MnO$ e MnO_2 ; Pb_3O_4 : $2PbO$ e PbO_2
- **Peróxidos:** São aqueles óxidos que possuem em sua estrutura o grupo $(O_2)^{2-}$ (Nox do oxigênio no óxido é -1). Ex: Na_2O_2 , K_2O_2 , H_2O_2 ...
- **Superóxidos:** São aqueles óxidos que possuem em sua estrutura o grupo $(O_2)^{-}$ (Nox do oxigênio no óxido é $-\frac{1}{2}$). Ex: NaO_2 , KO_2 ..

4.2 Ácidos

Segundo Brønsted-Lowry, ácido é qualquer substância capaz de ceder ou doar prótons H^+ .

Classificação quanto ao grau de ionização:

- Ácidos fracos: $\alpha < 0,05$ (5%).
- Ácidos semifortes: $5\% < \alpha < 50\%$.
- Ácidos fortes: $\alpha > 50\%$.

4.3 Bases ou hidróxidos

Base é toda a espécie que recebe ou aceita prótons H^+ .

4.4 Sais

São substâncias iônicas formadas por cátions que, em regra, representam o radical básico, e aniões que representam o radical ácido.

Classificação dos sais quanto aos cátions e aniões (em solução aquosa):

- **Sais ácidos:** formados por uma **base fraca** e um **ácido forte**. Exemplo: NH_4NO_3 , etc.
- **Sais neutros:** formados por uma **base forte** e um **ácido forte**. Exemplo: NaCl , CaCO_3 , etc.
- **Sais básicos ou alcalinos:** formados por uma **base forte** e um **ácido fraco**. Exemplo: NaCN , etc.

Resolução do n.º 42 do Exame de Admissão de Química à UEM 2018:

Pergunta: Dadas as seguintes substâncias: KHCO_3 ; K_2SO_4 ; NH_4Cl ; KCN . Que meio produzirá quando dissolvidas em água?

- | | |
|--------------------------------------|--------------------------------------|
| A. Básico – neutro – neutro – ácido. | D. Básico – neutro – ácido – básico. |
| B. Básico – ácido – neutro – ácido. | E. Ácido – neutro – básico – ácido. |
| C. Básico – neutro – ácido – ácido. | |

Resposta: Alternativa D.

A análise do carácter dos sais faz-se observando as bases e ácidos que o originaram. Nesse sentido:

- **Força dos ácidos:** (i) se hidrácidos: o HI , HCl e HBr são fortes; o HF é moderado, e o restante é fraco. (ii) se oxiácidos: fortes: se a subtração entre o número de oxigénios e o número de hidrogénios for ≥ 2 . Se 1 é moderado ou 0 é fraco.
- **Força das bases:** (i) todas formadas por elementos das famílias IA e IIA da tabela periódica, excepto o magnésio.

Analisando cada item:

- KHCO_3 : é formado por KOH (base forte) e H_2CO_3 (ácido moderado), então é **básico**.
- K_2SO_4 : é formado por KOH (base forte) e H_2SO_4 (ácido forte), então é **neutro**.

- NH_4Cl : é formado por NH_4OH (base fraca) e HCl (ácido forte), então é **ácido**.
- KCN : é formado por KOH (base forte) e HCN (ácido fraco), então **básico**.

4.4.1 Solubilidade dos sais em água

Solubilidade em água	
Solúveis (como regra)	Insolúveis (principais exceções)
nitratos (NO_3^-) acetatos (CH_3-COO^-)	—
cloretos (Cl^-) brometos (Br^-) iodetos (I^-)	Ag^+ , Pb^{2+} , Hg_2^{2+}
sulfatos (SO_4^{2-})	Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Pb^{2+}

Solubilidade em água	
Insolúveis (como regra)	Solúveis (principais exceções)
sulfetos (S^{2-})	metais alcalinos, alcalino-terrosos e amônio (NH_4^+)
carbonatos (CO_3^{2-})	metais alcalinos e amônio (NH_4^+)
fosfatos (PO_4^{3-})	metais alcalinos e amônio (NH_4^+)

UNIDADE V: SOLUÇÕES

5.1 Concentrações das soluções

Concentração comum (C)

É a relação entre a massa do soluto e o volume da solução:



$$C = \frac{\text{massa do soluto}}{\text{volume da solução}} \quad C = \frac{m_1}{V} \text{ g/L; g/mL; ...}$$

O rótulo do frasco ao lado nos indica que existem 50 g de NiSO_4 em 1,0 L de solução:

$$C = \frac{m_1}{V} = \frac{50 \text{ g}}{1,0 \text{ L}} = C = 50 \text{ g/L}$$

Assim, temos:

$$\begin{array}{l} 50 \text{ g de NiSO}_4 \text{ ————— } 1,0 \text{ L de solução} \\ 25 \text{ g de NiSO}_4 \text{ ————— } 0,50 \text{ L de solução} \end{array}$$

Densidade da solução (d)



É a relação entre a massa da solução e o seu volume:

$$d = \frac{\text{massa da solução}}{\text{volume da solução}} \quad d = \frac{m}{V} \text{ g/L; g/mL; ...}$$

Título (T) (τ), porcentagem em massa e ppm

Esse tipo de concentração, que relaciona as massas de soluto e solução, é um dos mais utilizados nas indústrias químicas e farmacêuticas:

$$\tau = \frac{\text{massa do soluto}}{\text{massa do soluto} + \text{massa do solvente}} = \frac{m_1}{m_1 + m_2} \quad \tau = \frac{m_1}{m}$$



O soro fisiológico pode ser usado no tratamento da desidratação.

O rótulo do soro fisiológico nos indica que a porcentagem em massa é 0,9%, ou seja, que existem 0,9 g de soluto (NaCl) em cada 100 g de solução:

$$m_1 = 0,9 \text{ g} \quad m = 100 \text{ g}$$

$$\tau = \frac{0,9}{100} = 0,009 = 0,9\% \text{ em massa de NaCl na solução}$$

Atualmente, para indicar concentrações extremamente pequenas, principalmente de poluentes do ar, da terra e da água, usamos a unidade **partes por milhão**, representada por **ppm**.

Esse termo é freqüentemente utilizado para soluções muito diluídas e indica quantas partes do soluto existem em um milhão de partes da solução.

Concentração em mol/L ou concentração molar ou molaridade (M)

É a relação entre o número de mol do soluto e o volume da solução em litros:

$$M = \frac{\text{n}^\circ \text{ de mol do soluto}}{\text{volume da solução (L)}} \quad M = \frac{n_1}{V(L)} \quad \text{ou} \quad M = \frac{m_1}{M_1 V(L)}$$

Em cada 100 mL (0,10 L) de suco gástrico produzido pelo estômago durante o processo de digestão, existem 0,0010 mol de ácido clorídrico (HCl). A molaridade dessa solução é dada por:

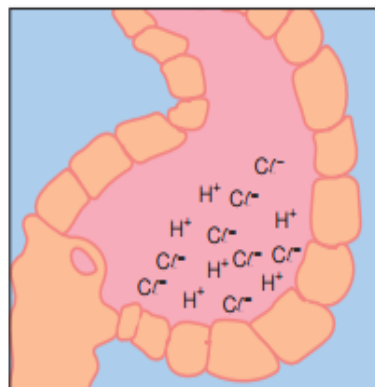
$$M = \frac{n_1}{V(L)} = \frac{0,0010 \text{ mol}}{0,10 \text{ L}} \quad M = 0,01 \text{ mol/L} \text{ ou } 0,01 \text{ M} \text{ ou } [\text{HCl}] = 0,01 \text{ mol/L}$$

ou

$$0,0010 \text{ mol HCl} \text{ ————— } 100 \text{ mL de solução}$$

$$x \text{ ————— } 1000 \text{ mL de solução (1,0 L)}$$

$$x = 0,01 \text{ mol de HCl} \Rightarrow 0,01 \text{ mol de HCl em 1 L} \Rightarrow 0,01 \text{ M}$$



RELAÇÕES ENTRE C, τ , d, \mathfrak{M}

As várias maneiras, já vistas, de expressar as concentrações podem ser determinadas pelas seguintes fórmulas:

$C = \frac{m_1}{V}$	$\tau = \frac{m_1}{m}$	$d = \frac{m}{V}$	$\mathfrak{M} = \frac{n_1}{V}$
concentração comum	título	densidade da solução	concentração em mol/L

as quais apresentam algumas grandezas em comum, o que permite relacioná-las entre si.

$$C = d \cdot \tau = \mathfrak{M} \cdot M_1$$

↓ ↓ ↓

unidades: $g/L = g/L = \frac{\cancel{mol}}{L} \cdot \frac{g}{\cancel{mol}}$

UNIDADE VI: TERMOQUÍMICA

Termoquímica é o ramo da química que se dedica ao estudo da energia envolvida em qualquer reação química (Matusse & Veiga, 2007, p.142).

Um sistema químico ao variar a sua energia interna, U , passando do **estado inicial** (U_1) para o **estado final** (U_2), poderá sofrer aumento ou diminuição dessa energia, ou seja, haverá uma variação da energia interna: $\Delta U = U_2 - U_1$.

Dessa forma, haverá uma troca de energia interna com o exterior:

- Uma transferência de energia do exterior para o sistema, $\Delta U > 0$.
- Ou uma transferência de energia do sistema para o exterior, $\Delta U < 0$.

Matematicamente, essa transferência de energia pode dar-se, sob a forma de calor (Q) ou de trabalho (W): $\Delta U = Q + W$. Essa equação matemática corresponde ao **1.º Princípio da Termodinâmica**: “a energia não pode ser criada nem destruída ou, de outro modo, a energia do universo é constante.”

Convencionalmente:

- Quando $Q > 0$, foi **transferido calor para o sistema**.
- Quando $Q < 0$, foi **transferido calor ao exterior**.
- Se $W > 0$, foi **realizado trabalho sobre o sistema**.
- Se $W < 0$, o **sistema realizou trabalho sobre o exterior**.

Exercício de consolidação

(*Exame de Admissão a UEM, 2008, n.º 12*). Sabendo que um sistema executou um trabalho igual a 40 kcal e que a sua variação de energia interna foi igual a -60 kcal, então pode-se afirmar que ele:

- Recebeu 60 kcal sob a forma de calor.
- Cedeu 20 kcal sob a forma de calor.
- Cedeu 40 kcal sob a forma de calor.
- Não recebeu nem cedeu calor.

Resolução

Dados:

$$W = - 40 \text{ kcal}$$

$$\Delta U = -60 \text{ kcal}$$

Pedido:

$$Q - ?$$

Cálculos:

$$\Delta U = Q + W$$

$$Q = \Delta U - W$$

$$Q = - 60 \text{ kcal} - (- 40 \text{ kcal})$$

$$\mathbf{Q = - 20 \text{ kcal}} \quad (Q < 0, \text{ ceden-se calor})$$

Interpretação: Como o sistema, de acordo com o exercício, executou trabalho, ou seja, $W < 0$. Portanto, o valor do trabalho deve ser negativo. Resposta: *alternativa B*.

6.1 Entalpia

A **entalpia** corresponde ao conteúdo de energia de uma substância a pressão constante e é representada pela letra **H** (Usberco e Salvador, 2002, p.323).

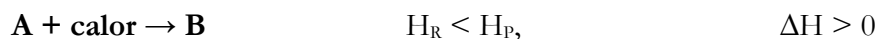
O cálculo da variação da entalpia é dado pela expressão genérica:

$$\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}} \text{ OU } \Delta H = H_{\text{produtos}} - H_{\text{reagentes}}$$

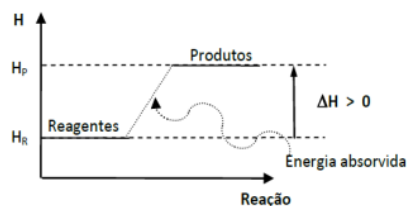
6.2 Tipos de reacção quanto ao efeito energético

6.2.1 Reacção endotérmica

Nas reacções endotérmicas, como ocorre absorção de calor, a entalpia dos produtos (H_p) é maior que a entalpia dos reagentes (H_R) (Usberco e Salvador, 2003, p.324). Genericamente, temos:



Exemplo: Bolsa de gelo instantâneo: a reacção entre os seus componentes produz uma sensação de frio, isto é, o sistema absorve calor. Assim, a entalpia final do sistema é maior que a entalpia inicial.



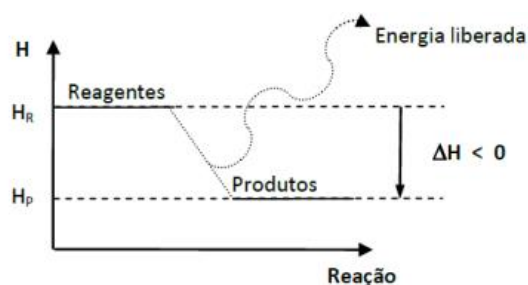
Olá! Estou aqui para ajudar com qualquer dúvida ou informação de que você precise. Se você tiver alguma pergunta ou precisar de assistência, sinta-se à vontade para entrar em contato comigo no WhatsApp. Estou disponível para conversar e ajudar no que for necessário. Aguardo o seu contato! [879369395](https://api.whatsapp.com/send?phone=879369395)

6.2.2 Reacção exotérmica

Nas reacções exotérmicas, como ocorre liberação de calor, a entalpia dos produtos (H_P) é menor do que a entalpia dos reagentes (H_R) (Idem, p.323). Genericamente, temos:



Exemplo: Na queima da palha de aço, os produtos apresentam entalpia menor que os reagentes.



6.3 Lei de Hess

Em 1840, o cientista suíço Germain Henry Hess, enunciou a seguinte lei: “A variação de entalpia de uma reacção química depende apenas dos estados inicial e final, não importando o caminho da reacção” (Matusse e Veiga, 2007, p. 146).

A consequência da lei de Hess:

- O valor de variação da entalpia de um processo será a soma algébrica dos valores de variação da entalpia das etapas. Esta lei também pode ser tratada como uma equação algébrica e tudo o que ocorrer algebricamente com a equação termoquímica ocorrerá também com a respectiva variação de entalpia.

Se um processo apresentar “n” etapas, o ΔH total será: $\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \dots + \Delta H_n$

Exemplo 1

(Exame de Admissão a UEM, 2017, n.º 34) Dada a reacção de dimerização $2NO_{2(g)} \rightarrow N_2O_{4(g)}$, determine o valor de ΔH , sabendo que:

Olá! Estou aqui para ajudar com qualquer dúvida ou informação de que você precise. Se você tiver alguma pergunta ou precisar de assistência, sinta-se à vontade para entrar em contato comigo no WhatsApp. Estou disponível para conversar e ajudar no que for necessário. Aguardo o seu contato! [879369395](https://api.whatsapp.com/send?phone=879369395)

Entalpia de formação de $\text{NO}_2 = +34 \text{ kJ/mol}$

Entalpia de formação de $\text{N}_2\text{O}_4 = +10 \text{ kJ/mol}$

A. -58 kJ

B. +58 kJ

C. +44 kJ

D. -44 kJ

E. -24 kJ

Resolução

1.º Passo: Escrever as equações termoquímicas das etapas da reacção de dimerização de 2 moles de dióxido de nitrogénio para 1 mol tetraóxido de dinitrogénio.



2.º Passo: Inverter a equação (I), pois pretende-se ter o dióxido de nitrogénio (NO_2) como reagente. O que implica alterar o sinal da variação de entalpia (ΔH°).



3.º Passo: Somar ambas equações (I e II). Simplificar os termos semelhantes, localizados em dois membros diferentes.



Resposta: A alternativa correcta é **E**.

Exemplo 2

Olá! Estou aqui para ajudar com qualquer dúvida ou informação de que você precise. Se você tiver alguma pergunta ou precisar de assistência, sinta-se à vontade para entrar em contato comigo no WhatsApp. Estou disponível para conversar e ajudar no que for necessário. Aguardo o seu contato! [879369395](https://api.whatsapp.com/send?phone=879369395)

(Exame de Admissão a UEM, 2005, n.º 16) Com base nos processos termoquímicos dados a 25 °C:



Pode-se dizer que a energia padrão da transformação: $\text{C}_{(\text{grafite})} \rightarrow \text{C}_{(\text{diamante})}$ é igual a:

A. -788,9 kJ.

C. -1,9 kJ.

B. +1,9 kJ.

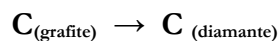
D. +788,9 kJ.

Resolução

1.º Passo: Inverter a primeira equação, pois pretende-se ter o carbono diamante nos produtos de reacção. Implicando na alteração do sinal da variação de entalpia.



2.º Passo: Somar as equações.



$$\Delta H = \Delta H^\circ_1 + \Delta H^\circ_2$$

$$\Delta H = +395,4 \text{ kJ} + (-393,5 \text{ kJ})$$

$$\Delta H = +395,4 \text{ kJ} - 393,5 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = +1,9 \text{ kJ}$$

Resposta: A alternativa correcta é **B**.

Olá! Estou aqui para ajudar com qualquer dúvida ou informação de que você precise. Se você tiver alguma pergunta ou precisar de assistência, sinta-se à vontade para entrar em contato comigo no WhatsApp. Estou disponível para conversar e ajudar no que for necessário. Aguardo o seu contato! [879369395](https://www.whatsapp.com/business/profile/879369395)

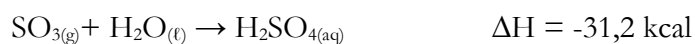
6.4 Entalpia de formação

A entalpia de formação é definida como a variação de entalpia quando um mol de uma substância é formado a partir de seus elementos nas condições padrão (1 atm de pressão e 25 °C ou 298 K).

Exemplo 1: No processo de formação do ácido sulfúrico líquido liberta-se 31,2 kcal. Tendo em conta os dados seguintes, calcule $\Delta H_f(\text{SO}_3)$. $\Delta H_f(\text{H}_2\text{O}) = -68,3$ kcal/mol e $\Delta H_f(\text{H}_2\text{SO}_4) = -193,9$ kcal/mol.

Resolução:

1.º Passo: Escrever a equação termoquímica acertada, em condições-padrão.



2.º Passo: Recorrer à fórmula da variação de entalpia.

$$\Delta H = \Delta H(\text{H}_2\text{SO}_4) - [\Delta H(\text{SO}_3) + \Delta H(\text{H}_2\text{O})]$$

$$-31,2 = -193,9 - [\Delta H(\text{SO}_3) - 68,3]$$

$$\Delta H(\text{SO}_3) = -193,9 + 68,3 + 31,2$$

$$\Delta H(\text{SO}_3) = -94,4 \text{ kcal/mol}$$

UNIDADE VII: CINÉTICA QUÍMICA

A cinética química é o ramo da química que estuda a **velocidade das reacções químicas** e os **factores que a influenciam**.

7.1 Teoria das colisões

Energia de activação é a menor quantidade de energia necessária que deve ser fornecida aos reagentes para a formação do complexo activado e, conseqüentemente, para a ocorrência da reacção.

Complexo activado é o estado intermediário (estado de transição) formado entre os reagentes e produtos, com mais alta energia.

A velocidade de uma reacção depende dos seguintes factores:

1. Frequência dos choques (colisões) entre as moléculas.
2. Energia dos choques: uma colisão efectiva (choque violento) tem mais chance de provocar uma reacção.
3. Orientação apropriada das moléculas no instante do choque: choques frontais são mais eficazes que não frontais.

7.2 Factores que afectam a velocidade de uma reacção química

Temos:

1. **A natureza dos reagentes:** as substâncias precisam ter afinidade entre elas para que reajam.
2. **A concentração:** quanto maior a concentração, maior a velocidade da reacção.
3. **A temperatura:** o aumento da temperatura acelera o movimento das partículas, aumentando as colisões eficazes. **Regra de van't Hoff:** “uma elevação de 10°C duplica a velocidade de uma reacção.”
4. **A superfície de contacto:** quanto maior a área de contacto, mais rápida é a reacção. Exemplo: pó reage mais rápido que um sólido compacto.
5. **O catalisador utilizado:** aumenta a velocidade da reacção sem ser consumido.

Olá! Estou aqui para ajudar com qualquer dúvida ou informação de que você precise. Se você tiver alguma pergunta ou precisar de assistência, sinta-se à vontade para entrar em contato comigo no WhatsApp. Estou disponível para conversar e ajudar no que for necessário. Aguardo o seu contato! [879369395](https://api.whatsapp.com/send?phone=879369395)

7.3 Velocidade de uma reacção

A velocidade de uma reacção química indica **o quão rápido os reagentes se transformam em produtos**. Ela pode ser medida pela variação da concentração dos reagentes ou produtos ao longo do tempo.

Matematicamente:

$$v = \frac{-\Delta[\text{Reagentes}]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{Produtos}]}{\Delta t}$$

7.4 Lei da velocidade

A lei da velocidade relaciona a velocidade de uma reacção com a concentração dos reagentes. Ela é expressa como:

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

Onde: k = constante da velocidade; $[A]$, $[B]$ = concentrações dos reagentes; m, n = ordens da reacção.

Exemplo:

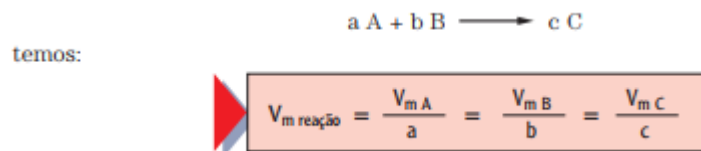
$$V = K \cdot [A]^2 \cdot [B]^1$$

↓ ↓
2ª ordem 1ª ordem

ordem global da reacção = 3ª ordem

Se uma reacção ocorrer em várias etapas, a etapa mais lenta do mecanismo determina a lei da velocidade.

Relação entre as velocidades médias de uma reacção:



Olá! Estou aqui para ajudar com qualquer dúvida ou informação de que você precise. Se você tiver alguma pergunta ou precisar de assistência, sinta-se à vontade para entrar em contato comigo no WhatsApp. Estou disponível para conversar e ajudar no que for necessário. Aguardo o seu contato! [879369395](https://wa.me/879369395)

UNIDADE VIII: EQUILÍBRIO QUÍMICO

8.1 Características de um sistema em equilíbrio

- A concentração das substâncias intervenientes permanece constante, isto é, atinge-se o equilíbrio dinâmico.
- A quantidade de substâncias que se transformam em produtos é igual à quantidade de substâncias que se convertem em reagentes (em sistemas fechados e mantidos à temperatura constante).

8.2 Interpretação da constante de equilíbrio

- $K_c < 1$: equilíbrio deslocado à **esquerda** ou **sentido inverso**; o produto das concentrações dos produtos no equilíbrio é **menor que** o produto das concentrações nos reagentes.
- $K_c > 1$: equilíbrio deslocado à **direita**; o produto das concentrações dos produtos no equilíbrio é **maior que** o produto das concentrações nos reagentes.
- $K_c = 1$: há **igual** extensão nos dois sentidos. O produto das concentrações dos produtos é **igual** ao produto das concentrações dos reagentes.

A constante de equilíbrio admite apenas substâncias **gasosas** e/ou **aquosas**.

QUOCIENTE DE EQUILÍBRIO (Q_c)

O quociente de equilíbrio (Q_c) é a relação entre as concentrações em mol/L dos participantes em qualquer situação, mesmo que o equilíbrio ainda não esteja estabelecido. É expresso da mesma maneira que a constante de equilíbrio (K_c).

Se estabelecermos uma relação entre Q_c e K_c , podemos ter:

$$\frac{Q_c}{K_c} = 1$$

O sistema está em equilíbrio.

$$\frac{Q_c}{K_c} \neq 1$$

O sistema não está em equilíbrio.

Observações:

1. Na expressão de K_c , não devem ser representados os componentes **sólidos** e **$H_2O(l)$** para **reações em meio aquoso**.
2. Na expressão de K_p , só devem ser representados os componentes **gasosos**.
3. A relação entre K_c e K_p é dada pela expressão **$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$** , em que Δn é a variação do número de mol.
4. Tanto K_c quanto K_p (constantes de equilíbrio) só variam com a temperatura.

Olá! Estou aqui para ajudar com qualquer dúvida ou informação de que você precise. Se você tiver alguma pergunta ou precisar de assistência, sinta-se à vontade para entrar em contato comigo no [WhatsApp](#). Estou disponível para conversar e ajudar no que for necessário. Aguardo o seu contato! [879369395](#)

8.3 Princípios de Le Chatelier

De modo geral: “Quando se aplica uma força em um sistema em equilíbrio, ele tende a se reajustar no sentido de diminuir os efeitos dessa força.”

8.3.1 Factores que afectam a condição de equilíbrio

8.3.1.1 Concentração

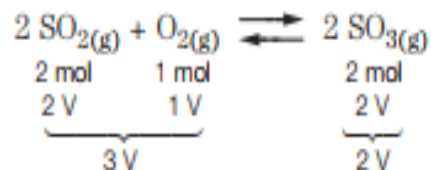
- Aumento da concentração dos reagentes: desloca o equilíbrio a direita.
- Aumento da concentração dos produtos: desloca o equilíbrio a esquerda.
- Diminuição da concentração dos reagentes: desloca o equilíbrio a esquerda.

8.3.1.2 Pressão

Analisa-se se pelo menos um dos intervenientes do sistema for um gás.

- Aumento da pressão: provoca contracção do volume, e desloca o equilíbrio para o lado de menor volume ou n.º de mol.
- Diminuição da pressão: provoca expansão de volume, e desloca o equilíbrio para o lado de maior volume ou n.º de mol.
- A adição de um gás inerte não desloca o equilíbrio.

No exemplo dado, temos:



↑ **Pressão:** desloca o equilíbrio para a direita (menor volume).

↓ **Pressão:** desloca o equilíbrio para a esquerda (maior volume).

8.3.1.3 Temperatura

Olá! Estou aqui para ajudar com qualquer dúvida ou informação de que você precise. Se você tiver alguma pergunta ou precisar de assistência, sinta-se à vontade para entrar em contato comigo no [WhatsApp](#). Estou disponível para conversar e ajudar no que for necessário. Aguardo o seu contato! [879369395](#)

Em suma, quando aumentamos a temperatura ou calor, favorecemos a reacção que absorve calor. Por outro lado, quando há diminuição da temperatura, favorecemos a reacção que liberta calor.

É O ÚNICO FACTOR CAPAZ DE ALTERAR A CONSTANTE DE EQUILÍBRIO.

- Para uma reacção exotérmica ($\Delta H < 0$), o valor da constante de equilíbrio e a temperatura são inversamente proporcionais, isto é, o valor da constante de equilíbrio diminui quando a temperatura aumenta.
- Para uma reacção endotérmica ($\Delta H > 0$), o valor da constante de equilíbrio e a temperatura são directamente proporcionais, ou seja, o valor da constante de equilíbrio aumenta quando aumenta a temperatura.

UNIDADE IX: EQUILÍBRIO QUÍMICO EM SOLUÇÃO AQUOSA

9.1 Relação entre K_a e K_b

$$K_w = K_a \times K_b$$

$$\text{A } 25^\circ\text{C } K_w = 1,0 \times 10^{-14}$$

9.2 Indicador ácido-base: fenolftaleína

Em meio aquoso, a fenolftaleína é incolor (se substância ácida) e é rosa (se substância básica).

9.3 Lei da diluição de Ostwald

Resumindo:

- Solução aquosa de ácido com apenas um hidrogênio ionizável:



- Concentração em mol/L de cada espécie no equilíbrio:

$$\left. \begin{array}{l} [\text{H}^+] \\ [\text{A}^-] \end{array} \right\} = \alpha \cdot \frac{n}{V} = \alpha \cdot \mathcal{M}_L$$

$$[\text{HA}] = \frac{n(1-\alpha)}{V} = \mathcal{M}_L \cdot (1-\alpha) \quad \text{Se HA for ácido fraco, a } [\text{HA}] \cong \mathcal{M}_L.$$

- Constante de ionização: $K_i = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} \cdot \mathcal{M}_L$

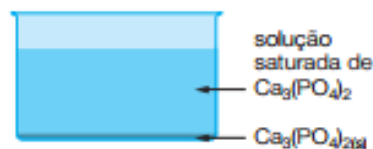
- Para ácidos e bases fracos: $1-\alpha \cong 1$ $K_i = \alpha^2 \cdot \mathcal{M}_L$

Olá! Estou aqui para ajudar com qualquer dúvida ou informação de que você precise. Se você tiver alguma pergunta ou precisar de assistência, sinta-se à vontade para entrar em contato comigo no [WhatsApp](#). Estou disponível para conversar e ajudar no que for necessário. Aguardo o seu contato! [879369395](#)

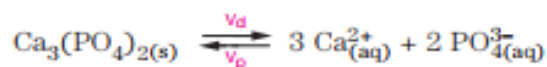
9.4 Produto de solubilidade

PRODUTO DE SOLUBILIDADE

Vamos considerar um sistema contendo uma solução saturada de fosfato de cálcio $[\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2]$ e um corpo de fundo desse mesmo sal (observe a figura ao lado).



Por mais que agitemos a solução, à temperatura constante, a quantidade de corpo de fundo não se altera porque está estabelecido um equilíbrio entre o corpo de fundo e os íons presentes na solução:



em que: v_d = velocidade de dissolução;
 v_p = velocidade de precipitação.

Num equilíbrio, a velocidade de dissolução (reação direta) é igual à velocidade de precipitação (reação inversa) e, por isso, a quantidade de corpo de fundo não se altera.

A constante desse equilíbrio heterogêneo é denominada **constante do produto de solubilidade** e é representada por K_s . Sua expressão, para a solução do exemplo, é dada por:

$$K_s = [\text{Ca}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2$$

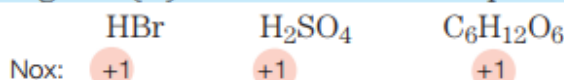
Em qualquer solução aquosa saturada de sal ou base (composto iônico) pouco solúvel, o produto das concentrações dos íons — cada um elevado a um expoente igual a seu coeficiente na equação devidamente balanceada — é uma constante representada por K_s , K_{ps} ou K_e .

Na solução saturada, a adição de qualquer um de seus íons (Ca^{2+} ou PO_4^{3-}) produzirá a precipitação do sal $[\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2]$, pois o K_s nunca será ultrapassado.

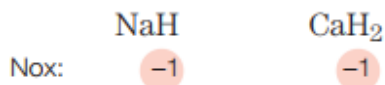
3. Existem elementos que apresentam Nox fixo em seus compostos.

	Nox	Exemplos	
Metais alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr)	+1	NaCl +1	K ₂ SO ₄ +1
Metais alcalino-terrosos (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra)	+2	CaO +2	MgCl ₂ +2
Zinco (Zn)	+2	ZnSO ₄ +2	ZnO +2
Prata (Ag)	+1	AgCl +1	Ag ₂ SO ₄ +1
Alumínio (Al)	+3	Al ₂ (SO ₄) ₃ +3	Al ₂ O ₃ +3

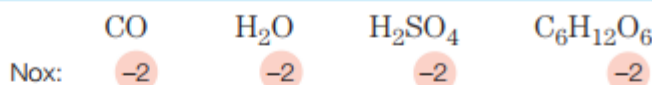
4. O Nox do elemento hidrogênio (H) nas substâncias compostas é geralmente +1.



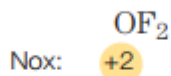
Quando o hidrogênio estiver ligado a metal, formando hidretos metálicos, seu Nox é -1.



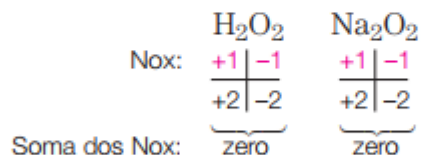
5. O Nox do elemento oxigênio (O), na maioria dos seus compostos, é -2.



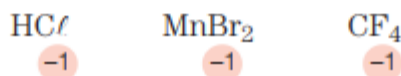
No composto fluoreto de oxigênio (OF₂), como o flúor é mais eletronegativo, o Nox do oxigênio é +2:



Nos peróxidos (O₂)²⁻, o Nox do oxigênio é -1.



6. Os halogênios apresentam Nox = -1 quando formam compostos binários (2 elementos), nos quais são mais eletronegativos.



10.4 Regra de acerto de equações redox

10.4.1 Em meio ácido:

- Escrever a equação iônica das espécies em que o Nox variou.
- Escrever separadamente as semiequações de oxidação e de redução.
- Acertar as equações de oxidação e de redução separadamente.
- Acertar o oxigênio: como a reação decorre em meio ácido, adicionamos água no membro com deficiência de oxigênio.
- Acertar o hidrogênio: adicionar íons H^+ ao membro com deficiência de hidrogênio.
- Acertar o número de electrões e somar as duas semiequações.
- Escrever a equação molecular e acertar.

10.4.2 Em meio básico:

- Escrever a equação iônica das espécies em que o Nox variou.
- Escrever separadamente as semiequações de oxidação e de redução.
- Acertar as equações de oxidação e de redução separadamente.
- Acertar o oxigênio: como a reação decorre em meio ácido, adicionamos água no membro com deficiência de oxigênio.
- Acertar o hidrogênio: adicionar íons OH^- ao membro com deficiência de hidrogênio.
- Acertar o número de electrões e somar as duas semiequações.
- Escrever a equação molecular e acertar.

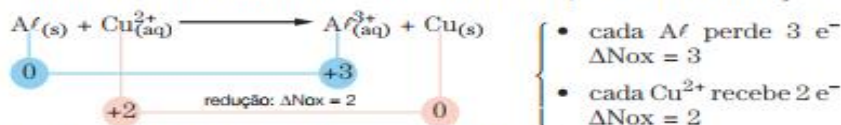
1º exemplo — Uma lâmina de alumínio (Al) foi mergulhada numa solução aquosa de sulfato de cobre ($CuSO_4$), ocorrendo a formação de cobre metálico (Cu) e de sulfato de alumínio [$Al_2(SO_4)_3$].



Essa reação pode ser representada, na forma iônica, da seguinte maneira:



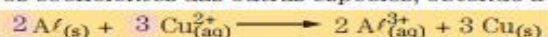
Inicialmente devemos determinar o Nox de cada espécie e suas variações.



A seguir devemos igualar o número de elétrons:



Esses números de átomos correspondem aos coeficientes dessas espécies; a partir deles determinamos os coeficientes das outras espécies, obtendo a equação balanceada:



Olá! Estou aqui para ajudar com qualquer dúvida ou informação de que você precise. Se você tiver alguma pergunta ou precisar de assistência, sinta-se à vontade para entrar em contato comigo no [WhatsApp](#). Estou disponível para conversar e ajudar no que for necessário. Aguardo o seu contato! [879369395](https://wa.me/879369395)

10.5 ELECTROQUÍMICA

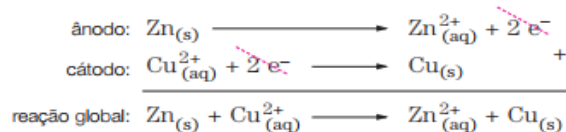
10.5.1 Pilha de Daniell

Após certo tempo de funcionamento, a pilha apresenta o seguinte aspecto:

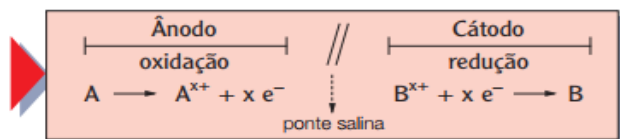
Modificações e explicações	
eletrodo de cobre	eletrodo de zinco
<ul style="list-style-type: none"> • espessamento da lâmina de Cu • diminuição da cor azul <p>Esses dois fatos podem ser explicados pela semi-reação de redução:</p> $\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}_{(\text{s})}$ <p style="text-align: center;">solução lâmina</p> <p>O eletrodo em que ocorre a redução é o cátodo.</p>	<ul style="list-style-type: none"> • corrosão da lâmina de Zn <p>Esse fato pode ser explicado pela semi-reação de oxidação:</p> $\text{Zn}_{(\text{s})} \longrightarrow \text{Zn}_{(\text{aq})}^{2+} + 2 \text{e}^-$ <p style="text-align: center;">lâmina solução</p> <p>O eletrodo em que ocorre a oxidação é o ânodo.</p>

Os electrões saem do polo negativo (ânodo) para o polo positivo (cátodo).

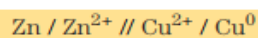
A equação global dos processos ocorridos nessa pilha pode ser obtida pela soma das duas semi-reações:



Oficialmente, por convenção mundial, as pilhas são representadas da seguinte maneira:



Usando essa notação, a pilha estudada pode ser representada por:



Olá! Estou aqui para ajudar com qualquer dúvida ou informação de que você precise. Se você tiver alguma pergunta ou precisar de assistência, sinta-se à vontade para entrar em contato comigo no [WhatsApp](#). Estou disponível para conversar e ajudar no que for necessário. Aguardo o seu contato! [879369395](https://wa.me/879369395)

10.5.2 Potenciais das pilhas

Em uma pilha, a espécie que apresenta **maior potencial de redução** (E_{red}) sofre **redução** e, portanto, a outra espécie, de **maior potencial de oxidação** (E_{oxi}), sofre **oxidação**.

Por outro lado, a espécie com o **maior potencial de redução** é o **melhor oxidante**. Tal como é verdade: **maior potencial de oxidação é melhor redutor**.

10.5.3 Cálculo da voltagem das pilhas

O ΔE^0 de uma pilha corresponde à diferença entre os potenciais de redução ou de oxidação das espécies envolvidas, e seu cálculo pode ser feito pelas equações a seguir:

$$\Delta E^0 = (E_{\text{red maior}}^0) - (E_{\text{red menor}}^0) \quad \text{ou} \quad \Delta E^0 = (E_{\text{oxi maior}}^0) - (E_{\text{oxi menor}}^0)$$

Vamos considerar uma pilha formada por eletrodos de alumínio e cobre, cujos E_{red}^0 são:

$$E_{\text{Al}^{3+}(\text{aq}), \text{Al}(\text{s})}^0 = -1,68 \text{ V} \qquad E_{\text{Cu}^{2+}(\text{aq}), \text{Cu}(\text{s})}^0 = +0,34 \text{ V}$$

Para efetuarmos o cálculo do ΔE^0 dessa pilha, podemos utilizar a equação:

$$\Delta E^0 = (E_{\text{red maior}}^0) - (E_{\text{red menor}}^0) \\ \Delta E^0 = (+0,34 \text{ V}) - (-1,68 \text{ V}) \quad \Rightarrow \quad \Delta E^0 = +2,02 \text{ V}$$

10.5.4 Espontaneidade de uma reacção

Para que uma reacção seja termodinamicamente favorável, ou **espontânea**, o valor de ΔG° , que é a **energia livre de Gibbs**, sempre deve ser **menor que zero**.

Uma reacção em que $\Delta G^\circ = 0$ está na situação de **equilíbrio** e quando $\Delta G^\circ > 0$, significa que a reacção **não é espontânea** termodinamicamente.


O **potencial de redução-padrão**, E° , relaciona-se com ΔG° , a **energia livre de Gibbs-padrão**, da seguinte forma: $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$

Por causa do sinal de menos, quando ΔG° for negativo, o que significa o sentido espontâneo, o sinal de E° será positivo. Ou seja, o sentido favorável de uma reacção é sempre aquele com ΔG° **negativo** e o potencial de redução E° , **positivo**.

10.5.5 Electrólise quantitativa (Leis de Faraday)

Olá! Estou aqui para ajudar com qualquer dúvida ou informação de que você precise. Se você tiver alguma pergunta ou precisar de assistência, sinta-se à vontade para entrar em contato comigo no [WhatsApp](#). Estou disponível para conversar e ajudar no que for necessário. Aguardo o seu contato! [879369395](#)

1.^a Lei de Faraday: A massa da substância reduzida ou oxidada num eléctrodo é directamente proporcional á carga que atravessa a solução.


$$1 \text{ mol de elétrons } (= 6,02 \cdot 10^{23} \text{ e}^-) \xrightarrow{\text{transporta}} 9,65 \cdot 10^4 \text{ C} = 1 \text{ faraday} = 1 \text{ F}$$

2.^a Lei de Faraday: Massas de diferentes substâncias reduzidas ou oxidadas por uma mesma quantidade de electricidade são proporcionais às massas dos seus equivalentes-grama.

Matematicamente: $m = \frac{Q \times M}{96500 \times Z} = \frac{i \times t \times M}{96500 \times Z}$, onde Z é o módulo da valência ou carga do ião.

Olá! Estou aqui para ajudar com qualquer dúvida ou informação de que você precise. Se você tiver alguma pergunta ou precisar de assistência, sinta-se à vontade para entrar em contato comigo no [WhatsApp](#). Estou disponível para conversar e ajudar no que for necessário. Aguardo o seu contato! [879369395](#)

UNIDADE XI: QUÍMICA ORGÂNICA

A química orgânica, tal como hoje é conhecida, é graças a Friedrich Wöhler, que sintetizou um composto orgânico (ureia) a partir de um inorgânico (cianato de amônio), numa época (até 1828) que se acreditava que isso não era possível – a Teoria da Força Vital ou vitalismo de Berzelius.

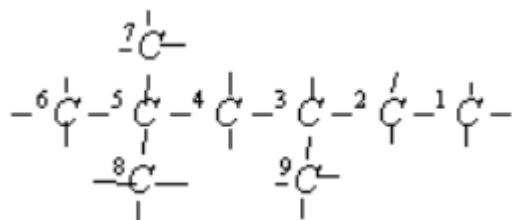
A química orgânica é o ramo da química que estuda os compostos de carbono.

11.1 Cadeias carbônicas

De acordo com a Teoria da Estrutura Química ou Teoria de Butlerov, a estrutura química é a sequência com que se ligam os átomos na molécula, ou seja, a ordem em que os átomos se ligam e a sua influência recíproca. E uma cadeia carbônica é uma sucessão de átomos de carbono ligados entre si por meio de ligações covalentes.

Elas podem ser: **abertas** (ou alifáticas ou acíclicas) ou **fechadas**. Que se subdividem de acordo com o esquema a seguir.

Outro conceito importante é o de tipos de carbono na cadeia carbônica. Pode-se ter: **carbono primário** (quando está directamente ligado a único carbono), **secundário** (ligado a outros dois átomos de carbono), **terciário** (ligado a outros três átomos de carbono) e **quaternário** (ligado directamente a outros 4 átomos).



- Carbonos primários: **1, 6, 7, 8, 9.**
- Carbonos secundários: **2, 4.**
- Carbonos terciários: **3.**
- Carbonos quaternários: **5.**

Olá! Estou aqui para ajudar com qualquer dúvida ou informação de que você precise. Se você tiver alguma pergunta ou precisar de assistência, sinta-se à vontade para entrar em contato comigo no [WhatsApp](#). Estou disponível para conversar e ajudar no que for necessário. Aguardo o seu contato! [879369395](#)

11.2 Funções orgânicas

As funções orgânicas e os seus grupos funcionais podem ser:

- | | | |
|-------------------------------------|---------------------------------------|---|
| 1. Hidrocarbonetos | 2. Álcoois ($R - OH$) | 8. Ésteres ($R - COO - R'$) |
| a. Alcanos
(simples) | 3. Fenóis ($Ar - OH$) | 9. Aminas ($R - NH_2$,
etc.) |
| b. Alcenos
(duplas) | 4. Éteres ($R - O - R'$) | 10. Amidas ($R - CONH_2$,
etc.) |
| c. Alcinos
(triplas) | 5. Aldeídos ($R - CHO$) | 11. Nitrilas ($R - C \equiv N$) |
| d. Aromáticos
(anéis de benzeno) | 6. Cetonas ($R - CO - R'$) | 12. Haletos orgânicos ($R - X$, onde X é F, Br, I, Cl). |
| | 7. Ácidos carboxílicos ($R - COOH$) | |

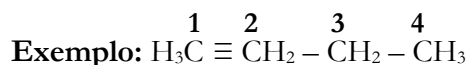
11.3 Hidrocarbonetos

Conceitualmente, os hidrocarbonetos são compostos químicos constituídos apenas por átomos de carbono (C) e átomos de hidrogénio (H).

Estes podem ser:

- **Alcanos:** hidrocarbonetos **saturados** com ligações simples entre os átomos de carbono.
 - Fórmula geral: C_nH_{2n+2}
- **Alcenos:** hidrocarbonetos **insaturados** com ligações duplas entre os átomos de carbono.
 - Fórmula geral: C_nH_{2n} ($n \geq 2$).
- **Alcinos:** hidrocarbonetos **insaturados** com ligações triplas entre os átomos de carbono.

Olá! Estou aqui para ajudar com qualquer dúvida ou informação de que você precise. Se você tiver alguma pergunta ou precisar de assistência, sinta-se à vontade para entrar em contato comigo no [WhatsApp](#). Estou disponível para conversar e ajudar no que for necessário. Aguardo o seu contato! [879369395](#)



A substância tem 4 átomos de carbono. Portanto, o seu prefixo ou radical é **but**. Por apresentar ligação tripla, a sua terminação é **ino**. A ligação tripla está localizada entre o carbono 1 e 2, então está na posição 1.

Nome: **butino-1**.



ALGUNS RADICAIS ALQUILOS IMPORTANTES

METIL: $\text{CH}_3 -$	ISOPROPIL: $\text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_3$
ETIL: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 -$	

11.3.1.2 Cadeias ramificadas

11.3.1.2.1 Alcanos

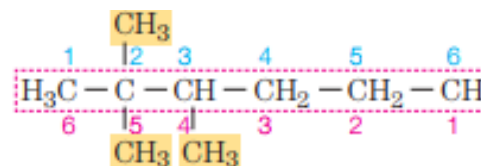
Para a nomenclatura de alcanos ramificados, são usadas as seguintes regras da IUPAC (aprovadas em 1979):

1. Determinar a cadeia principal e seu nome. [cadeia principal é a maior sequência contínua de átomos de carbono, não necessariamente representados em linha recta]
2. Reconhecer os radicais e dar nomes a eles.
3. Numerar a cadeia principal de modo que se obtenha os menores números possíveis para indicar as posições dos radicais. Para tal, numera-se a cadeia principal nos dois sentidos.
4. Quando houver mais de um radical do mesmo tipo, seus nomes devem ser precedidos de prefixos que indicam suas quantidades: **di**, **tri**, **tetra**, etc.
5. Quando houver dois ou mais radicais de tipos diferentes, seus nomes devem ser escritos em ordem alfabética. Os prefixos **sec**, **terc**, **di**, **tri** não são considerados para o efeito de ordem alfabética.

Exemplos:

a) Aplicando as regras:

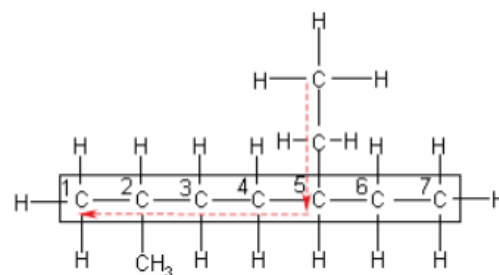
- A cadeia principal tem 6 carbonos. Então é **hexano**.
- Tem-se 3 radicais (**metil**).
- Da esquerda a direita, temos radicais nas posições **2, 2 e 3**.
- Os radicais são iguais e são três. Então, **trimetil**.



Nome do composto: **2, 2, 3 – trimetilhexano**.

b) Aplicando as regras:

- A cadeia principal tem 7 carbonos. Então é **heptano**.
- Tem-se 2 radicais: **metil** e **etil**.
- Da esquerda a direita, temos radicais nas posições **2 e 5**.
- O radical *metil* está na posição 2 e o *etil* na 5.
- Os radicais devem aparecer em ordem alfabética.

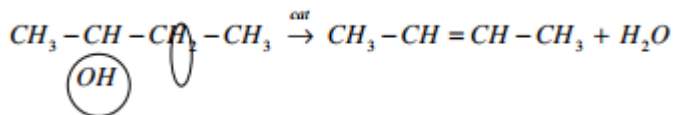


Nome do composto: **5-etil, 2-metilheptano**.

11.3.1.2.1 Alcenos e alcinos

Todas as regras referidas para o caso dos alcanos são válidas neste caso. A diferença fundamental consiste na presença de insaturações (ligações duplas ou triplas) que devem obrigatoriamente fazer parte da cadeia principal. Assim, **a numeração da cadeia principal deve ser feita a partir da extremidade mais próxima da insaturação**, de modo que apresente os menores valores possíveis.

- **Desidratação dos álcoois (reacção de eliminação de água):** ocorre na presença de ácido sulfúrico concentrado ou óxido de alumínio III. A partir de mais de 3 carbonos, aplica-se a **regra de Saytzeff**, que diz: “nas reacções de eliminação, deve-se eliminar, de preferência, o hidrogénio do carbono menos hidrogenado e vizinho ao carbono do grupo OH.”



Exemplo:

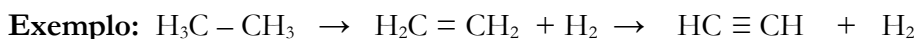
Butanol-2

Buteno-2

- Desalogenação de derivados halogenados de alcanos.

11.3.2.3 Alcinos

- **Desidrogenação dos alcanos na presença de catalisadores.**



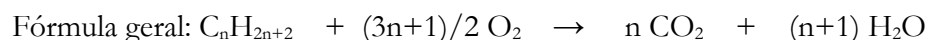
- Reagindo os hidróxidos alcalinos em solução com diahaletos vicinais de alcanos.
- Reagindo derivados halogenados de alcanos e de tetrahaletos com o zinco.

11.3.3 Propriedades químicas dos hidrocarbonetos

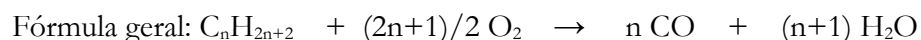
11.3.3.1 Alcanos

- **Reacções de combustão:** queima na presença de oxigénio.

- **Completa:** libera-se dióxido de carbono e água.



- **Incompleta:** libera-se monóxido de carbono e água.



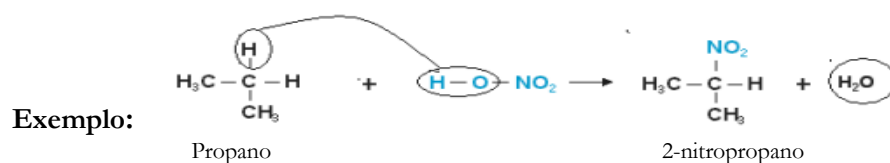
- **Reacções de substituição:** subtracção de hidrogénios do alcano, rompendo as ligações.
 - **Halogenação:** substitui-se o hidrogénio por um halogénio: F, Cl, Br, I. A partir de dois átomos de carbono, obedece-se à **regra de Markovnikov**, que diz: “nas reacções de

substituição, substitui-se o hidrogénio ligado ao carbono menos hidrogenado da cadeia.”

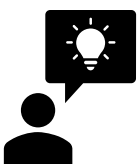
Exemplo:



- **Nitração:** substitui-se o hidrogénio por um grupo $-\text{NO}_2$ proveniente do ácido nítrico ($\text{HNO}_3 = \text{HO}-\text{NO}_2$).



- **Sulfonação:** substitui-se por um grupo $-\text{SO}_3\text{H}$, proveniente do ácido sulfúrico ($\text{HO}-\text{SO}_3\text{H}$).

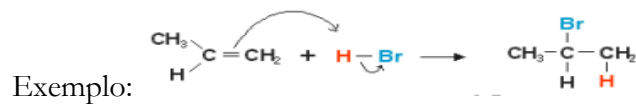


MEMORIZE PARA O EXAME!

A principal propriedade química dos alcanos é a **reação de substituição**. Não se esqueça da **Regra de Markovnikov**. Memorize a equação química correspondente.

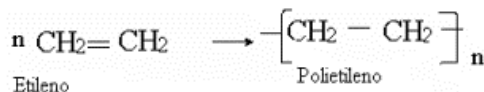
11.3.3.2 Alcenos

- **Reações de adição:** quebra das ligações duplas após adição de substâncias.
 - **Hidrogenação (adição de hidrogénio):** com propósito de síntese de alcanos.
 - **Adição de haletos de hidrogénio (HCl, HBr, HI):** rompem-se as ligações duplas pela adição de hidrogénio e halogénio. Alcenos com mais de dois carbonos seguem a regra de Markovnikov: *“nas reações de adição, adiciona-se o hidrogénio ao carbono mais hidrogenado da dupla ligação.”*



MEMORIZE PARA O EXAME!

A principal propriedade química dos alcenos é a **reação de adição**. Não se esqueça da **Regra de Markovnikov**. O etileno é o **monômero** (repetitivo).

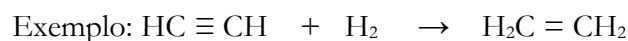


A reação de polimerização:

11.3.2.3 Alcinos

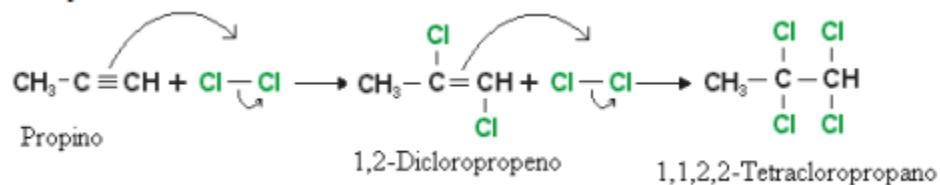
- **Reações de adição**

- **Hidrogenação:** adicionam-se átomos de hidrogénio na presença de catalisador.



- **Halogenação:** adiciona-se um halogénio ao alcino.

Exemplo:



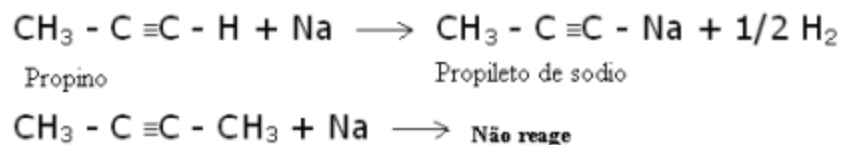
- **Hidratação:** adição de água.

Exemplo:



- **Reacção com metais alcalinos.**

Exemplo:



11.4 Álcoois e fenóis

Inicialmente, vamos conceituar:

- Álcoois são compostos que apresentam um ou mais grupos hidroxilo ($-\text{OH}$) ligados a carbono saturado.
 - Fórmula geral: $\text{R} - \text{OH}$ ou $\text{C}_n\text{H}_{(2n+1)} - \text{OH}$
 - Grupo funcional: $-\text{OH}$.
- Fenóis são compostos que apresentam o grupo hidroxilo ($-\text{OH}$) ligado directamente a um átomo de carbono do anel aromático.

11.4.1 Classificação dos álcoois

- De acordo com o número de grupos hidroxilos
 - **Monoálcoois ou monois:** com apenas um hidroxilo na composição.

Exemplo: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ (**Etanol**)

- **Poliálcoois:** com mais de um hidroxilo na composição.

Exemplo: $\text{CH}_2 - \text{CH}_2$ (Etandiol-1,2 ou etilenoglicol).



- **Díálcoois ou diois:** com dois hidroxilos na composição.
- **Triálcoois ou triois:** com três hidroxilos na composição.

- De acordo com a posição do grupo hidroxilo
 - **Álcoois primários:** o hidroxilo está ligado a um carbono primário.
 - **Álcoois secundários:** o hidroxilo está ligado a um carbono secundário.
 - **Álcoois terciários:** o hidroxilo está ligado a um carbono terciário.

11.4.2 Nomenclatura dos álcoois

11.4.2.1 Cadeias simples

Regra geral: **prefixo (derivado de alcano) + terminação "ol"**

Exemplo: a) $\text{CH}_3 - \text{OH}$ (Metanol) b) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ (Etanol)

c) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ (Propanol-1 ou propan-1-ol)

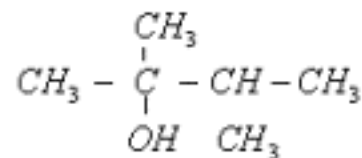
11.4.2.2 Cadeias ramificadas

A nomenclatura IUPAC dos álcoois ramificados segue as regras dos alcanos ramificados, com particularidade de **a numeração da cadeia principal iniciar da extremidade mais próxima do carbono com hidroxilo, especificando a posição.**

Exemplo:

a) Aplicando as regras:

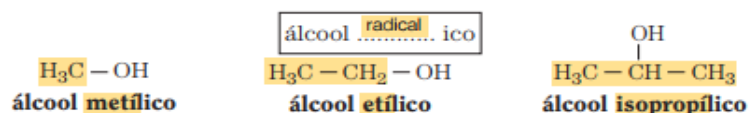
- A cadeia principal tem 4 carbonos. Então é **heptanol**.
- O grupo hidroxilo está localizada em **2**.
- Tem-se 2 radicais (**metil**).
- Da esquerda a direita, temos radicais nas posições **2 e 3**.
- Os radicais são iguais e são dois. Então, **dimetil**.



Nome do composto: **2,3-dimetilbutanol-3**.

Nomenclatura usual

Alguns álcoois apresentam nomenclatura usual. Usa-se o nome do radical ao qual está ligado o grupo OH, de acordo com o seguinte esquema:



11.5 Aldeídos e cetonas

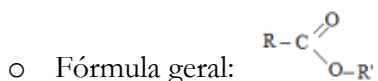
11.5.1 Conceitos, fórmulas gerais e grupo carbonilo

- **Aldeídos** são compostos que apresentam o grupo carbonilo ($-\text{CO}-$) ligado a hidrogénio na extremidade da cadeia carbónica ou são compostos que apresentam o grupo metanoil.
 - Fórmula geral: $\text{R} - \text{CHO}$.
 - Grupo funcional: $-\text{CHO}$ (grupo formilho ou metanoil ou aldoxila).
 - Série homóloga: $\text{C}_n\text{H}_{(2n+1)} - \text{CHO}$ ($n \geq 0$)
 - Nomenclatura: **prefixo (derivado dos alcanos) + terminação “al”**
 - Exemplo: a) $\text{H} - \text{CHO}$ (Metanal ou formaldeído) b) $\text{H}_3\text{C} - \text{CHO}$ (Etanal)
- **Cetonas** são compostos que apresentam o grupo carbonilo ($-\text{CO}-$) entre radicais alquil ou aril.
 - Fórmula geral: $\text{R} - \text{CO} - \text{R}$
 - Série homóloga: $\text{C}_m\text{H}_{2m}\text{O}$ ($m \geq 3$).
 - Nomenclatura: **prefixo (derivado dos alcanos) + terminação “ona”**
 - Exemplo: a) $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_3$ (Propanona ou cetona dimetílica)
b) $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ (Butanona-2 ou Cetona etílica e metílica ou etil-metil-cetona).

11.6 Ácidos carboxílicos e ésteres

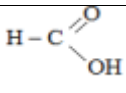
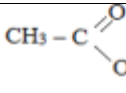
Começemos pelos conceitos e visão geral:

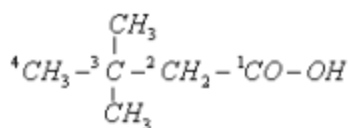
- **Ácidos carboxílicos** são compostos orgânicos caracterizados por apresentar o grupo carboxila ($-\text{COOH}$) numa das suas extremidades.
 - Fórmula geral: $\text{R}-\text{COOH}$, onde R é um radical alquil ou aril.
 - Grupo funcional: $-\text{COOH}$ (grupo carboxilo).
- **Ésteres** são compostos que resultam da combinação de um álcool ou fenol com um ácido carboxílico.



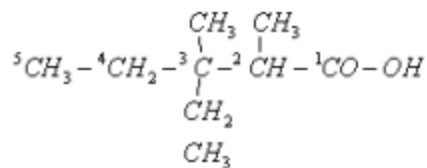
11.6.1 Nomenclatura dos ácidos carboxílicos

- **Nomenclatura IUPAC:** substituir a letra “o” da terminação “ano”, “eno”, “ino” do nome do hidrocarboneto correspondente pela terminação “óico”. Se for uma cadeia carbónica ramificada, todas as regras mencionadas para os alcanos são válidas, com excepção do seguinte: **considera-se como cadeia principal a cadeia carbónica que contém o grupo carboxilo, iniciando-se nele a numeração.**
- **Nomenclatura usual:** os nomes dos ácidos carboxílicos encontram-se relacionados com alguma qualidade específica do ácido ou com a origem das substâncias, onde estes se encontram.

Fórmula estrutural	Nome IUPAC	Nome usual
 ou $\text{H}-\text{COOH}$	Ácido metanóico	Ácido fórmico
 ou CH_3-COOH	Ácido etanóico	Ácido acético



Ácido 3,3-Dimetil butanóico



Ácido 3-Etil, 2,3-Dimetil pentanóico

11.6.2 Propriedades químicas dos ácidos carboxílicos

1. Reacção com metais



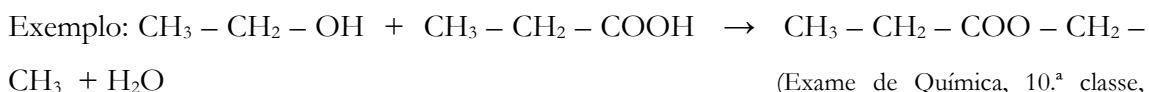
2. Reacção com óxidos de metais



3. Reacção com bases



4. Reacção de esterificação: forma-se um éster a partir de um álcool e um ácido carboxílico.



(Exame de Química, 10.^a classe, 2016, 1.^a época)



MEMORIZE PARA O EXAME!

Todos os exames, a partir de 2010, têm avaliado os conhecimentos sobre a **reacção de esterificação** (reacção de um álcool e um ácido carboxílico para formar um éster).

Memorize esta fórmula: $\text{A} - \text{OH} + \text{B} - \text{COOH} \rightarrow \text{A} - \text{COO} - \text{B} + \text{H}_2\text{O}$

Exemplo: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH} + \text{CH}_3 - \text{COOH} \leftrightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{COO} - \text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (Exame de

Química, 10.^a classe, 2014, 1.^a época)

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

Bruice, PY (2014). Fundamentos de Química Orgânica. 2.^a edição. São Paulo: Pearson Education do Brasil.

Clayden, J., Greeves, N., Warren, S., & Wothers, P. (2001). Organic Chemistry. Oxford University Press.

MINEC – IEDA (2021). Material de Estudo de Química 10.^a Classe. Maputo.

MINEDH – DINES (2022). Meu Caderno de Actividades de Química 11.^a Classe. Maputo.

Morrison, R.T., Boyd, R.N., & Bhattacharjee, S.K. (2010). Organic Chemistry (7th ed.). Pearson.

Usberco, J e Salvador, E (2003). Química – Volume Único. 5.^a edição. São Paulo: Saraiva.