

## MÓDULO 11

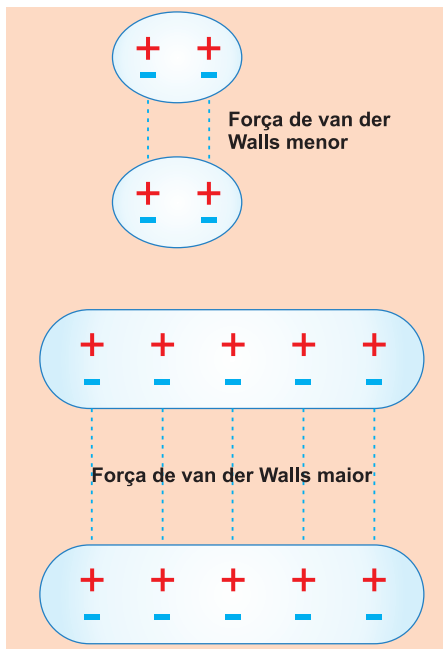
## Ligações Químicas II: Ponto de Ebulição

## 1. PONTO DE EBULIÇÃO E FORÇA INTERMOLECULAR

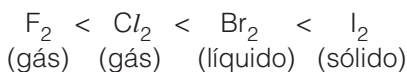
Na ebulição ocorre um afastamento das moléculas. Portanto, quanto maior a força intermolecular, maior o PE, ou seja, menos volátil a substância.

2. SUBSTÂNCIAS APOLARES ( $\mu_{\text{total}} = 0$ )

Quanto maior a superfície da molécula (quanto maior a massa molecular), maior a força de London e, portanto, maior o PE.

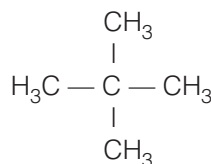
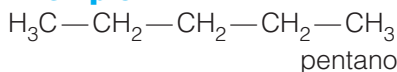


**Exemplo:** Para os halogênios, o aumento da massa molecular faz elevar o ponto de ebulição.



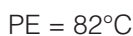
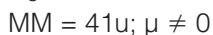
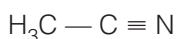
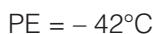
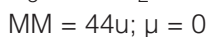
## 3. RAMIFICAÇÃO E PONTO DE EBULIÇÃO

Para substâncias de massa molecular próxima, a de cadeia carbônica ramificada tem menor PE que a substância de cadeia normal. Uma cadeia ramificada é mais compacta (tem menor superfície) que uma cadeia normal.

**Exemplo**

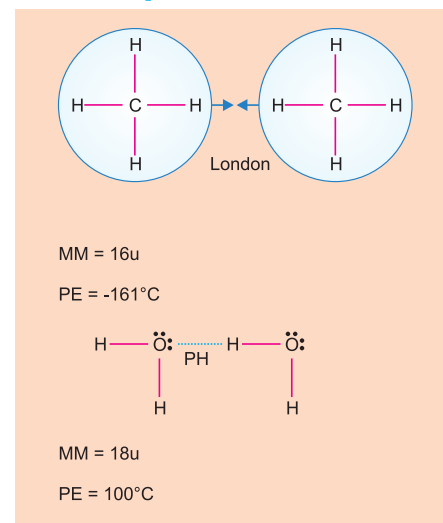
## 4. POLARIDADE E PONTO DE EBULIÇÃO

Para compostos de massa molecular próxima, o mais polar tem maior PE.

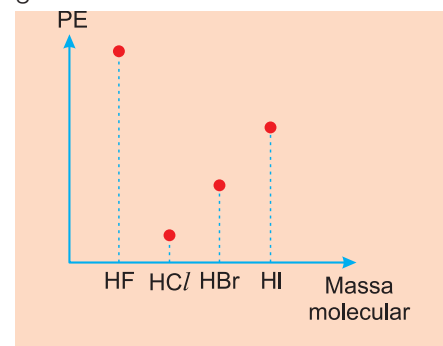
**Exemplo**

## 5. PONTE DE HIDROGÊNIO E PONTO DE EBULIÇÃO

Compostos que estabelecem ponte de hidrogênio têm PE anormalmente elevado.

**Exemplo**

Para os halogenetos de hidrogênio (HX), o HF tem maior PE porque estabelece ponte de hidrogênio.



## MÓDULO 12

## Princípio de Solubilidade e Ligação Metálica

## 1. PRINCÍPIO DE SOLUBILIDADE

**“Semelhante dissolve semelhante.”**

Uma substância é solúvel em outra quando ambas apresentam o mesmo tipo de força intermolecular e aproximadamente com a mesma intensidade.

**Exemplos**

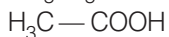
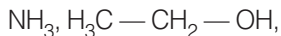
• **Substância polar dissolve substância polar**

Compostos fortemente polares são bastante solúveis em água, pois esta é bastante polar.

**Exemplo:** HCl

Substâncias que estabelecem ponte de hidrogênio são bastante solúveis em água.

### Exemplos



Substâncias apolares são insolúveis em água.

### Exemplos

$\text{I}_2$ , hidrocarboneto (gasolina, benzeno etc.),  $\text{CCl}_4$ .

#### • Substância apolar dissolve substância apolar

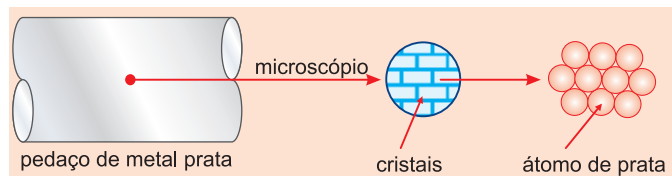
São solúveis em  $\text{CCl}_4$  (apolar):  $\text{I}_2$ , hidrocarboneto.

#### • Alcoóis e ácidos carboxílicos

Para os alcoóis,  $\text{R}-\text{OH}$ , e ácidos carboxílicos,  $\text{R}-\text{COOH}$ , à medida que aumenta a cadeia carbônica (R), diminui a solubilidade em água, pois a cadeia R é apolar.

## 2. CRISTAIS METÁLICOS

Um pedaço de metal é formado de grãos chamados cristais.

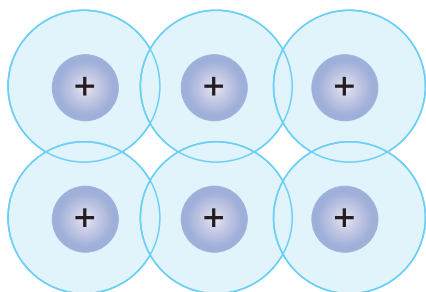


A foto mostra a superfície de um pedaço de alumínio, na qual se podem observar grãozinhos (cristais) empacotados firmemente.

## 3. A LIGAÇÃO METÁLICA

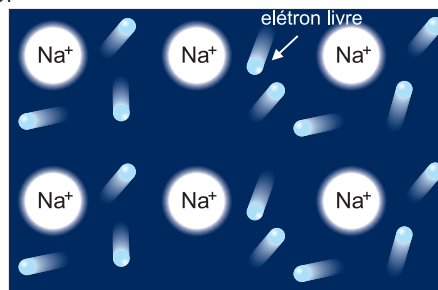
As eletrosferas dos átomos se superpõem em todas as direções, formando uma nuvem eletrônica que abrange todo o cristal.

Com isso, os átomos perdem elétrons para a nuvem, transformando-se em íons positivos. Estes se mantêm ligados por elétrons que se movem **livremente** entre eles.



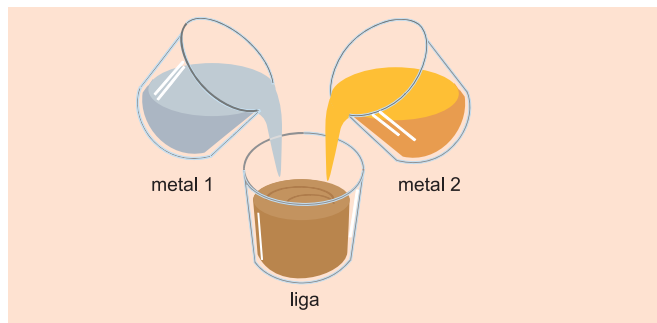
Em um cristal metálico existem íons positivos ligados por um mar de elétrons.

Geralmente os metais têm brilho quando polidos, são dúcteis, maleáveis, bons condutores de calor e eletricidade.



## 4. LIGAS METÁLICAS

Liga metálica é uma mistura de dois ou mais metais. A liga pode incluir semimetais ou não metais, mas sempre com predominância dos elementos metálicos. Uma liga pode ser fabricada, misturando-se os metais no estado fundido. Pelo resfriamento os metais solidificam.



### Algumas ligas importantes:

- **latão** – liga de cobre e zinco;
- **bronze** – liga de cobre e estanho;
- **aço** – liga de ferro e carbono, apesar de este não ser metal.

O **ouro 18 quilates** (18K) é uma liga que tem 75% de ouro e 25% de prata e/ou cobre. O ouro 24K é ouro puro.

**Amálgamas** são ligas que contêm mercúrio. O amálgama de prata é uma liga de mercúrio e prata usada pelos dentistas para obturar dentes.



O material da lata é aço coberto com uma fina camada de estanho.



## 1. SOLUÇÃO

Uma solução é uma mistura homogênea de uma substância dispersa, denominada soluto, em outra substância que faz a dissolução, denominada solvente. As soluções líquidas são estudadas com mais intensidade, mas existem soluções sólidas e gasosas. Observe os exemplos:

- solução sólida  $\Rightarrow$  ouro 18K (cobre + prata + ouro).
- solução líquida  $\Rightarrow$  álcool hidratado (etanol + água).
- solução gasosa  $\Rightarrow$  ar atmosférico (nitrogênio + oxigênio e quantidades menores de outros gases).

Para identificar o solvente, é ne-

cessário conhecer suas características:

- substância que apresenta o mesmo estado de agregação da solução;
- substância encontrada em maior quantidade.

## 2. COEFICIENTE DE SOLUBILIDADE

“O coeficiente de solubilidade pode ser definido como a maior massa de soluto capaz de se dissolver, a dada temperatura, em uma quantidade padrão de solvente (1000g ou 100g ou 1 litro).”

A temperatura interfere na capacidade de dissolução de um solvente

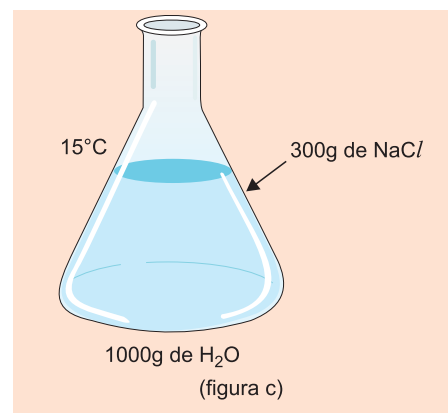
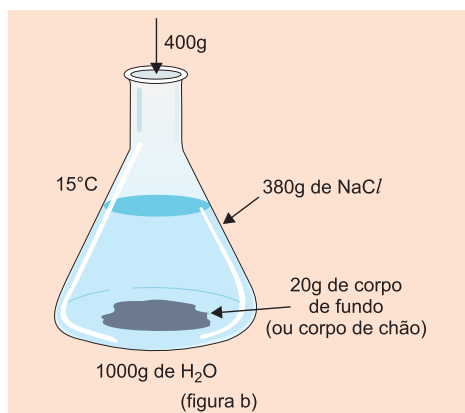
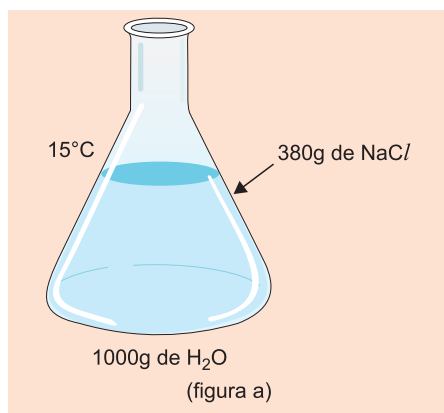
com relação a certo soluto, desta forma a cada temperatura teremos um determinado valor para o coeficiente de solubilidade.

Exemplo de coeficiente de solubilidade:

CS = 13,3g de  $\text{KNO}_3$  por 100g de  $\text{H}_2\text{O}$  a  $0^\circ\text{C}$

Significa que “13,3g de  $\text{KNO}_3$  é a maior massa de  $\text{KNO}_3$  que podemos dissolver em 100g de  $\text{H}_2\text{O}$  a  $0^\circ\text{C}$  Celsius”.

Vamos supor que adicionamos 20g de  $\text{KNO}_3$  a 100g de água a  $0^\circ\text{C}$  Celsius; haverá dissolução de 13,3g de  $\text{KNO}_3$  (é a máxima capacidade da água), enquanto o excesso, 6,7g, vai-se localizar no fundo do recipiente, sem se dissolver.



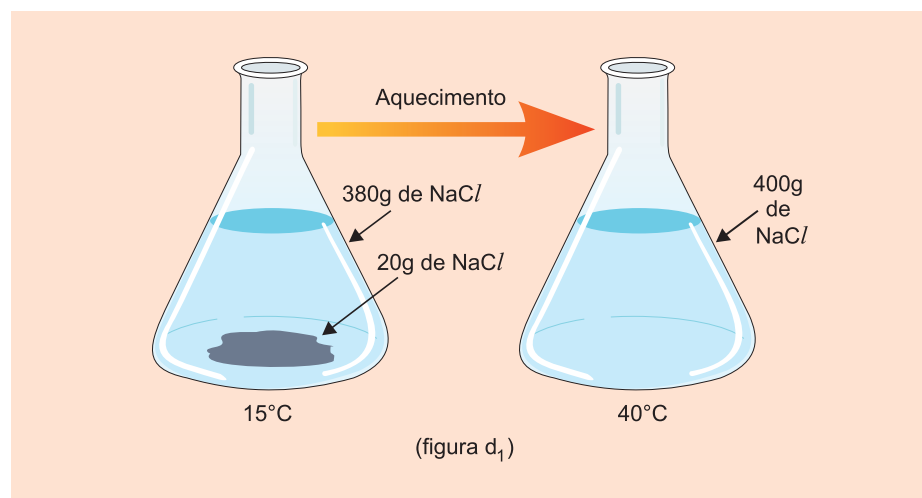
## 3. CLASSIFICAÇÃO DAS SOLUÇÕES

As soluções são classificadas em: saturadas, insaturadas e supersaturadas.

Para ilustrar o significado desses termos, considere que o coeficiente de solubilidade do  $\text{NaCl}$  é 380g para 1000g de água a  $15^\circ\text{C}$ .

A solução que contém exatamente 380g de  $\text{NaCl}$  dissolvidos em 1000g de água, a  $15^\circ\text{C}$ , é saturada (figura a).

Se adicionarmos 400g de  $\text{NaCl}$  a 1000g de  $\text{H}_2\text{O}$ , a  $15^\circ\text{C}$ , a solução continua sendo saturada, mas apresentando um excesso de 20g de  $\text{NaCl}$ , denominado corpo de fundo (figura b).



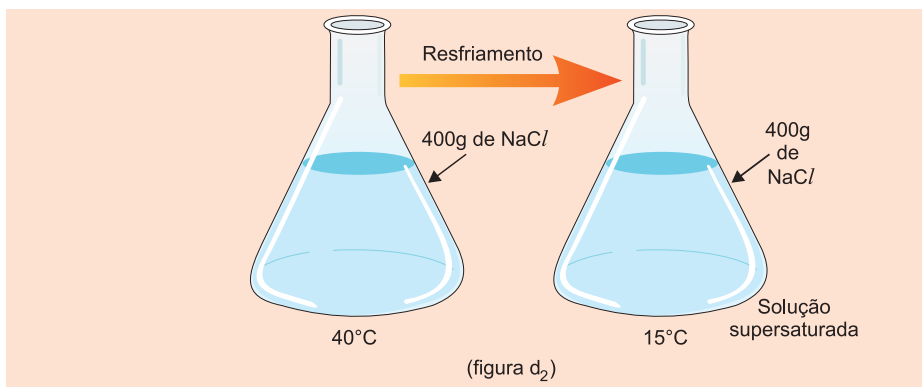
A solução que contém menos de 380g de  $\text{NaCl}$  em 1000g de  $\text{H}_2\text{O}$ , a  $15^\circ\text{C}$ , é considerada insaturada (figura c).

A solução que contém mais de 380g de  $\text{NaCl}$ , dissolvidos em 1000g

de  $\text{H}_2\text{O}$ , a  $15^\circ\text{C}$ , é supersaturada (figuras d<sub>1</sub> e d<sub>2</sub>).

Observe o exemplo com 1000g de  $\text{H}_2\text{O}$ .

Note que a  $40^\circ\text{C}$  houve total dissolução do corpo de fundo. Conti-



quando a experiência, temos que, resfriando a solução, paulatinamente, o corpo de fundo continuará disperso em 1000g de H<sub>2</sub>O, a 15°C.

Se adicionarmos um pequeno cristal de NaCl ou agitarmos a solução supersaturada, ocorrerá rápida precipitação dos 20g de excesso e a solução ficará saturada (figura b).

## MÓDULO 14

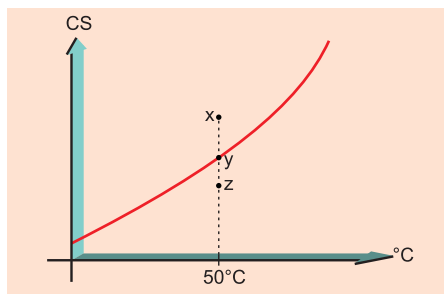
## Curvas de Solubilidade

### 1. DISSOLUÇÃO DE SÓLIDOS EM ÁGUA

A solubilidade dos sólidos varia com o aumento da temperatura. Essas curvas são obtidas experimentalmente, medindo-se as solubilidades em diferentes temperaturas.

Vamos exemplificar?

Para o KNO<sub>3</sub>, considere três pontos X, Y e Z, a 50°C:

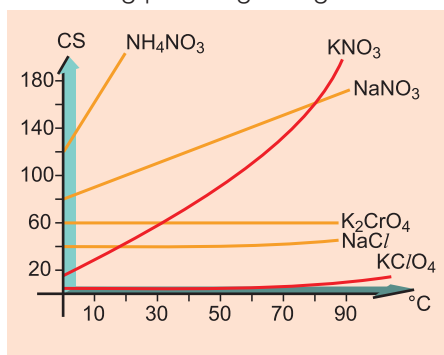


Y ⇒ solução saturada

Z ⇒ solução insaturada

X ⇒ solução supersaturada

**Exemplo:** coeficiente de solubilidade em g por 100g de água.



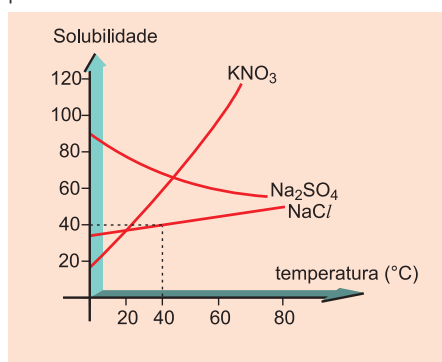
#### Tipos de dissolução

Os sais podem apresentar dois tipos de dissolução:

a) **Endotérmica** ⇒ a solubilidade aumenta com o aumento da temperatura.

b) **Exotérmica** ⇒ a solubilidade diminui com o aumento da temperatura.

O gráfico a seguir mostra o comportamento de três sais:

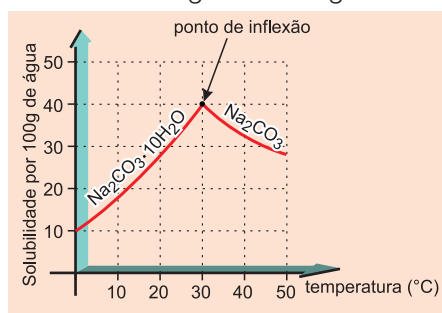


A dissolução do KNO<sub>3</sub> e a do NaCl são endotérmicas, enquanto a do Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> é exotérmica.

#### Curvas com inflexão

Os pontos de inflexão aparecem em curvas de solubilidade de sais hidratados.

Observe o gráfico a seguir.



### 2. DISSOLUÇÃO DE GÁS EM LÍQUIDO

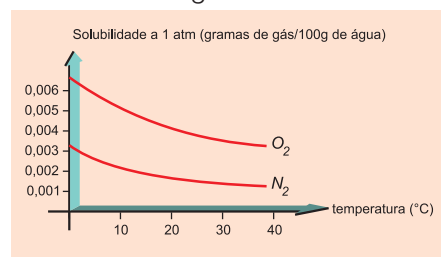
A solubilidade dos gases em líquidos depende da pressão e da temperatura:

Vamos estudá-la?

#### a) Temperatura

O aumento da temperatura diminui a solubilidade do gás.

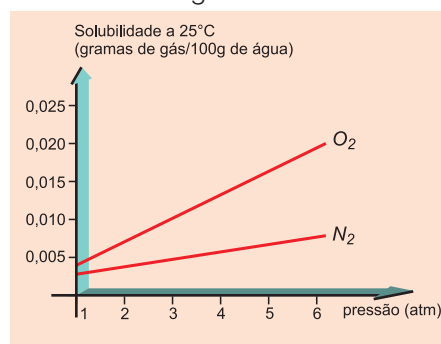
Observe o gráfico.



#### b) Pressão

O aumento da pressão do gás aumenta a solubilidade do gás no líquido.

Observe o gráfico.



#### c) Lei de Henry

“A solubilidade do gás em um líquido é diretamente proporcional à pressão do gás a uma dada temperatura.”

$$C_g = P_g \cdot k$$

$P_g$  é a pressão parcial do gás,  $C_g$  é a concentração molar e  $k$  é uma constante característica do sistema gás-líquido.



Existem, como veremos, diversas formas de se exprimir a concentração de uma solução, pois, de acordo com o tipo de solução, uma forma poderá adaptar-se melhor do que outra. Por exemplo: quando, numa determinada solução, o soluto é um sólido, é interessante o conhecimento de sua massa, ao passo que quando o soluto é gasoso, é mais interessante, do ponto de vista prático, que se conheça o seu volume, e assim por diante.

**A concentração é a relação entre a quantidade de soluto e a quantidade de solução ou solvente.**

## 1. RELAÇÃO DE MASSA COM MASSA E QUANTIDADE DE MATÉRIA

Neste item, consideraremos, também, as concentrações em que há relacionamento não só entre as massas, como também entre as quantidades em mols. Como sabemos, quantidade em mols não é massa, é uma grandeza obtida dividindo-se a massa pela massa molar.

### □ Título ( $\tau$ )

É a relação entre a massa do soluto e a massa da solução.

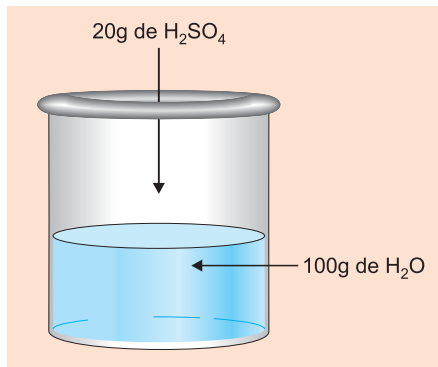
$$\tau = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{solução}}} = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{soluto}} + m_{\text{solvente}}}$$

Observe que o título é adimensional, não tendo, portanto, unidades.

### □ Porcentagem em massa

É o título multiplicado por 100.

### Exemplo



Uma maneira rápida de cálculo é a regra de três:

$$\begin{aligned} m_{\text{solução}} &= 20\text{g} + 100\text{g} = 120\text{g} \\ 120\text{g de solução} &\longrightarrow 100\% \\ 20\text{g de soluto} &\longrightarrow x \end{aligned}$$

$$x = 16,6\% \text{ em massa de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

Portanto, o título é:  $\tau = 0,166$

### □ Fração em quantidade de matéria ou fração em mols

É a relação entre a quantidade de matéria (mols) de soluto e a quantidade de matéria (mols) da solução.

$$X_{\text{soluto}} = \frac{n_{\text{soluto}}}{n_{\text{solução}}}$$

Define-se também:

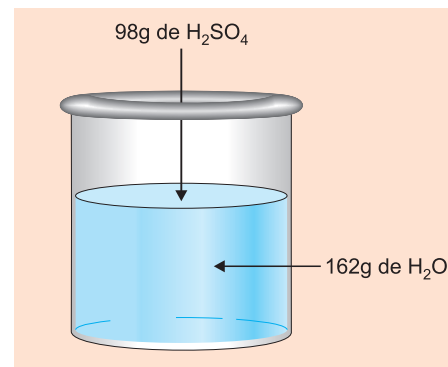
$$X_{\text{solvente}} = \frac{n_{\text{solvente}}}{n_{\text{solução}}}$$

$n$  é a quantidade de matéria, que pode ser calculada da seguinte maneira:

$$n = \frac{\text{massa}}{\text{massa molar}} = \frac{m}{M}$$

A fração em mols pode ser utilizada para calcular a porcentagem em mols do soluto ou do solvente em uma dada solução:

### Exemplo



Dadas as massas molares em g/mol:

$$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98, M_{\text{H}_2\text{O}} = 18$$

Cálculo das frações:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4 &\longrightarrow 98\text{g} \\ x &\longrightarrow 98\text{g} \end{aligned}$$

$$x = 1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O} &\longrightarrow 18\text{g} \\ x &\longrightarrow 162\text{g} \\ x &= 9 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O} \end{aligned}$$

$$n_{\text{solução}} = (1 + 9)\text{mol} = 10 \text{ mol}$$

$$10 \text{ mol de solução} \longrightarrow 100\%$$

$$1 \text{ mol de soluto} \longrightarrow x$$

$$x = 10\% \text{ de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

Portanto, temos 90% em mols de  $\text{H}_2\text{O}$ .

As frações em mols são:

$$\begin{cases} 0,10 \text{ de } \text{H}_2\text{SO}_4 \\ 0,90 \text{ de } \text{H}_2\text{O} \end{cases}$$

### □ Concentração em quantidade de matéria por kg de solvente (W)

$$W = \frac{n_{\text{soluto}}}{m_{\text{solvente}}(\text{kg})} = \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

Portanto, uma solução  $1 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$

significa 1 mol de soluto disperso em 1kg de solvente. O nome molal para mol/kg e molalidade para esse tipo de concentração são obsoletos.

RELAÇÃO DE MASSA COM VOLUME

Concentração comum ou concentração em g/L (C)

Este tipo de concentração é muito usado, porque o volume da solução é facilmente mensurável e, uma vez conhecido, desde que se saiba o valor da concentração, tem-se, automaticamente, a massa do soluto.

Aqui não são fixadas unidades obrigatórias para a massa do soluto nem para o volume da solução, se bem que, na prática, geralmente se usa a massa em gramas e o volume em litros.

$$C = \frac{m_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}}$$

em que: m = massa  
V = volume

$$\text{unidade} = \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

Concentração em quantidade de matéria por litro ou concentração em mol/L ou molaridade (M)

É a relação entre a quantidade de matéria (mols) do soluto e o volume da solução tomado em litros.

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}}$$

em que: n = quantidade de matéria

$$n = \frac{m}{M}$$

em que: M = massa molar

$$\text{unidade} = \frac{\text{mol}}{\text{L}} = \text{molar}$$

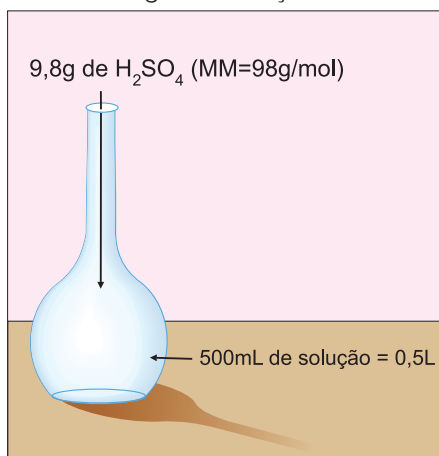
Solução 1 mol/L (1 molar) é aquela que apresenta 1 mol do soluto dissolvido em 1 litro de solução.

**Obs.:** Os termos molar e molaridade não são utilizados nos dias de hoje.

A seguir, alguns exemplos:

1º Exemplo

Calcular a concentração em mol/L da seguinte solução:



Observe duas maneiras para o cálculo de concentração em mol/L (M):

I) Pela fórmula:

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}} = \frac{m}{M \cdot V}$$

$$M = \frac{9,8\text{g}}{98\text{g} \cdot 0,5\text{L}} \Rightarrow M = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

II) Regra de três:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de soluto} \longrightarrow 98\text{g} \\ x \qquad \qquad \qquad \longrightarrow 9,8\text{g} \end{array}$$

$$x = 0,1 \text{ mol de soluto}$$

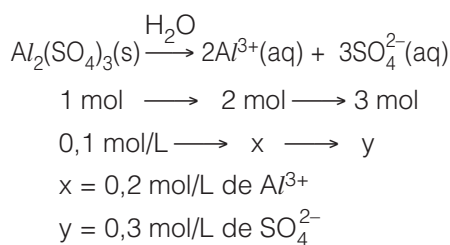
$$\begin{array}{l} 0,1 \text{ mol} \longrightarrow 0,5\text{L de solução} \\ x \qquad \qquad \longrightarrow 1\text{L de solução} \end{array}$$

$$x = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

2º Exemplo

Calcular as concentrações em mol/L dos íons Al<sup>3+</sup> e SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> em uma solução 0,1 mol/L de Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>.

No cálculo da concentração de íons, é necessário que haja a dissociação iônica do soluto:

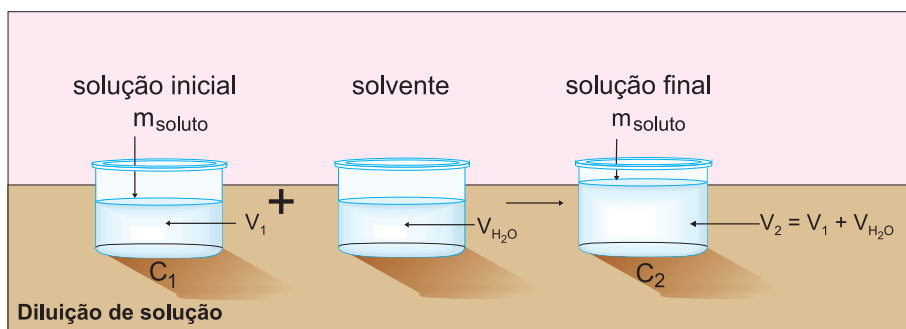


1. DILUIÇÃO DE SOLUÇÃO

Diluir uma solução é diminuir a sua concentração por adição de solvente. Isto é facilmente entendido, posto que concentração relaciona quantidade de soluto e quantidade de solução; o aumento da quantidade do solvente provoca um aumento na quantidade de solução (denominador) e a quantidade de soluto permanece constante (numerador), acarretando uma diminuição no valor da relação que é a concentração.

tando uma diminuição no valor da relação que é a concentração.

Observe a demonstração a seguir:



$$C_1 = \frac{m_{\text{solute}}}{V_1} \text{ (solução inicial)}$$

$$C_2 = \frac{m_{\text{solute}}}{V_2} \text{ (solução final)}$$

Observe que a massa do soluto é constante.

$$C_1 \cdot V_1 = m_{\text{solute}}$$

$$C_2 \cdot V_2 = m_{\text{solute}}$$

$$\Rightarrow C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

Podemos deduzir em mol/L:

$$M_1 \cdot V_1 = n_{\text{solute}}$$

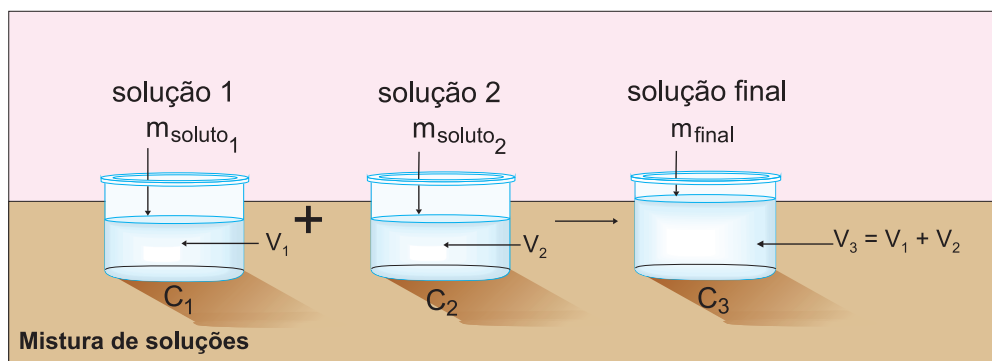
$$M_2 \cdot V_2 = n_{\text{solute}}$$

$$\Rightarrow M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$$

## 2. MISTURA DE SOLUÇÕES DE MESMO SOLUTO

Na mistura de soluções (sem reação química) de mesmo soluto, obtemos uma nova solução, na qual a concentração é intermediária à concentração das soluções misturadas.

Veja a demonstração abaixo.



Observe que a massa final é a soma das duas massas das soluções misturadas, pois se trata de uma mistura do mesmo soluto, portanto:

$$m_{\text{solute}} = C \cdot V$$

$$m_{\text{solute}_1} + m_{\text{solute}_2} = m_{\text{solute}_{\text{final}}}$$

$$C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2 = C_3 \cdot V_3$$

Podemos deduzir em mol/L:

$$n_{\text{solute}_1} + n_{\text{solute}_2} = n_{\text{solute}_{\text{final}}}$$

$$M_1 \cdot V_1 + M_2 \cdot V_2 = M_3 \cdot V_3$$

## MÓDULO 18

# Conceitos de Ácidos e Bases I: As Teorias de Arrhenius e Brønsted e Lowry

### 1. INTRODUÇÃO

Os químicos debateram os conceitos de ácidos e bases por muitos anos antes que definições precisas aparecessem. As principais teorias são:

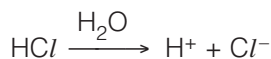
1. Arrhenius
2. Brønsted e Lowry
3. Lewis

### 2. TEORIA DE ARRHENIUS

Recordando, temos:

**Ácido de Arrhenius:** é todo composto hidrogenado que, dissolvido em água, libera  $H^+$  como único tipo de cátion.

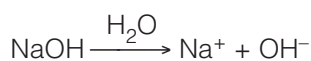
#### Exemplo



$H_2O$ : agente dissociante

**Base de Arrhenius:** é toda substância que, dissolvida em água, libera  $OH^-$  (ânion hidróxido) como único tipo de ânion.

#### Exemplo

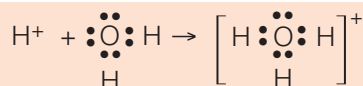
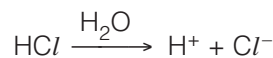


$H_2O$ : agente dissociante

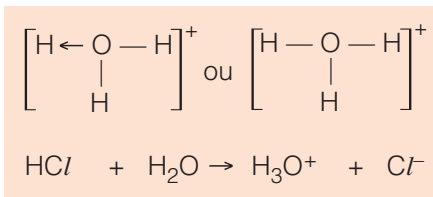
### 3. CÁTION HIDRÔNIO OU HIDROXÔNIO: $H_3O^+$

O cátion  $H^+$  é chamado de próton, pois não tem elétron. Com o surgimento do conceito de ligação covalente e dativa, o cátion  $H^+$  não existe livre na água, ele se liga no oxigênio da água, ficando estável, pois fica associado a um par de elétrons.

#### Exemplo



Fórmulas estruturais:



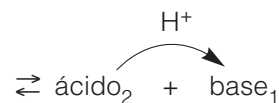
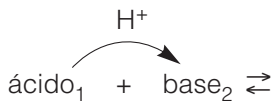
#### 4. TEORIA DE BRÖNSTED E LOWRY

Um avanço importante no entendimento do conceito de ácidos e bases aconteceu em 1923, quando dois químicos (Brønsted e Lowry) tiveram a mesma ideia. Sua contribuição foi compreender que o processo fundamental, responsável pelas propriedades dos ácidos e bases era a **transferência de um próton** (cátion  $\text{H}^+$ ) de uma substância para outra que vale para qualquer meio (aquoso, alcoólico, etc). A definição de **Brønsted-Lowry** de ácidos e bases é a seguinte:

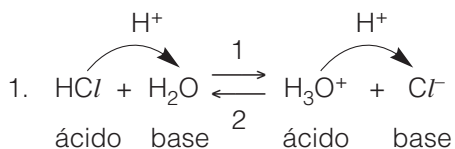
**Ácido de Brønsted** é uma espécie química (molécula ou íon) que **doa próton** ( $\text{H}^+$ ) em uma reação.

**Base de Brønsted** é uma espécie química (molécula ou íon) que **recebe próton** ( $\text{H}^+$ ) em uma reação.

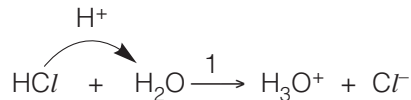
A reação de transferência de próton é um **processo reversível**, isto é, a transferência ocorre nos dois sentidos da equação.



##### Exemplos

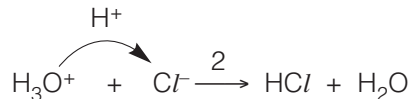


A reação no sentido 1:

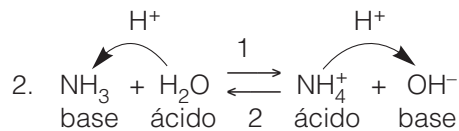


Mostra que o  $\text{HCl}$  está doando um próton ( $\text{H}^+$ ) para a água; portanto, o **HCl** está agindo como um **ácido**. Como a **água** está recebendo um próton ( $\text{H}^+$ ), ela é classificada como uma **base**.

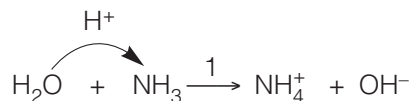
A reação no sentido 2:



Mostra que o íon  $\text{H}_3\text{O}^+$  está doando um próton ( $\text{H}^+$ ) ao  $\text{Cl}^-$ ; portanto, o  **$\text{H}_3\text{O}^+$**  está agindo como um **ácido**. Como o  **$\text{Cl}^-$**  está recebendo um próton ( $\text{H}^+$ ), ele é classificado como uma **base**.

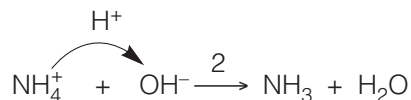


A reação no sentido 1:

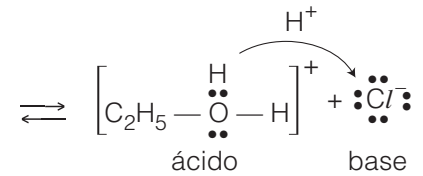
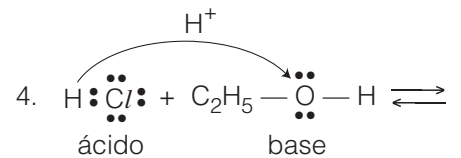
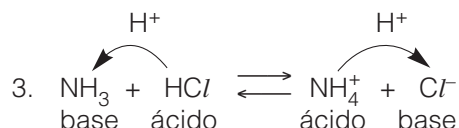


Mostra que o  $\text{H}_2\text{O}$  está doando um  $\text{H}^+$  para o  $\text{NH}_3$ ; portanto, o  **$\text{H}_2\text{O}$**  está agindo como um **ácido**. Como o  **$\text{NH}_3$**  está recebendo  $\text{H}^+$ , ele é classificado como uma **base**.

A reação no sentido 2:



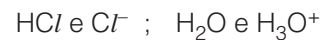
Mostra que o íon  $\text{NH}_4^+$  está doando um  $\text{H}^+$  para o  $\text{OH}^-$ ; portanto, o  **$\text{NH}_4^+$**  é um **ácido** e o  $\text{OH}^-$  é uma **base**.



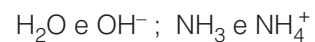
#### 5. PAR - CONJUGADO ÁCIDO - BASE

É aquele par formado por um ácido e uma base que diferem entre si por um  $\text{H}^+$ .

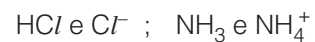
##### Exemplo 1



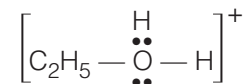
##### Exemplo 2



##### Exemplo 3



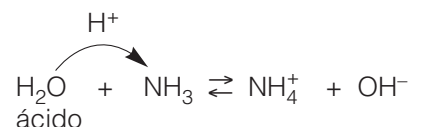
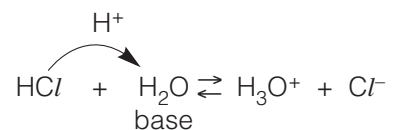
##### Exemplo 4



#### 6. ESPÉCIES ANFIPRÓTICAS

Podem funcionar ora como ácidos ora como bases em reações diferentes.

##### Exemplos

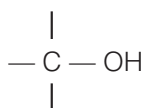


## MÓDULO 11

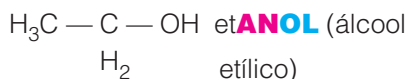
**Estrutura e Nomes dos Compostos Orgânicos II:  
 Compostos Orgânicos Oxigenados I**


## 1. ALCÓÓIS

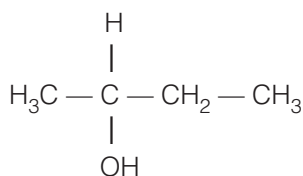
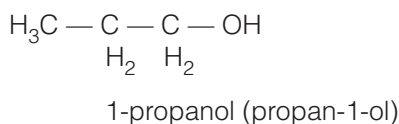
São compostos orgânicos que apresentam o grupo — OH ligado a carbono saturado.


 **Nomenclatura oficial**

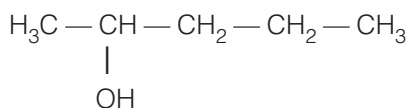
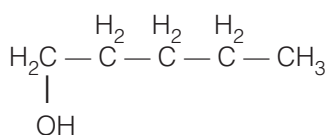
|                    |   |         |   |    |
|--------------------|---|---------|---|----|
| N.º de átomos de C | + | Ligação | + | ol |
|--------------------|---|---------|---|----|

**Exemplos**

No caso de o álcool apresentar três ou mais átomos de carbono, deveremos localizar o grupo — OH e numerar a cadeia carbônica a partir da ponta mais próxima do grupo — OH.

**Exemplos**

2-butanol (butan-2-ol)

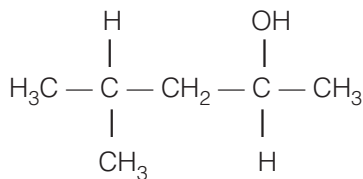
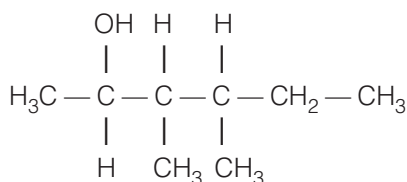
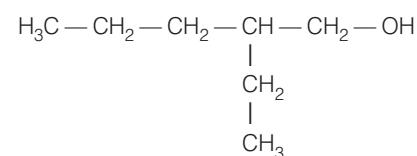
2-pentanol  
(pentan-2-ol)1-pentanol  
(pentan-1-ol)

Porém, se o álcool apresentar cadeia ramificada, devemos:

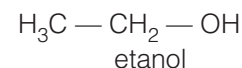
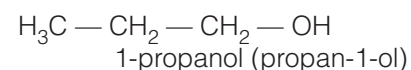
- Achar a cadeia principal.
- Numerar a cadeia principal (ponta mais próxima do grupo — OH).
- Dar nome na seguinte ordem: n.º do grupo, nome do grupo, nome da cadeia principal.

**Nota**

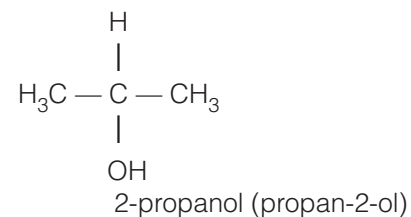
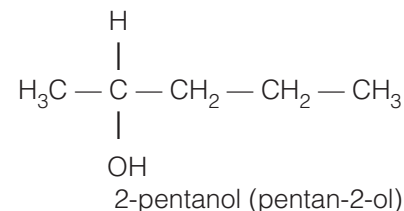
Na nomenclatura IUPAC de 1993, o número indicativo da posição da hidroxila é colocado imediatamente antes do sufixo **-ol**.

**Exemplo:** propan-1-ol**Exemplos**4-metil-2-pentanol  
(4-metilpentan-2-ol)3,4-dimetil-2-hexanol  
(3,4-dimetil-hexan-2-ol)2-etil-1-pentanol  
(2-etilpentan-1-ol)
 **Classificação dos alcoóis**
• **Álcool primário**

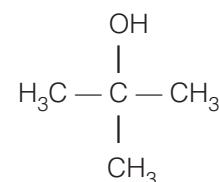
Apresenta o grupo — OH ligado a carbono primário.

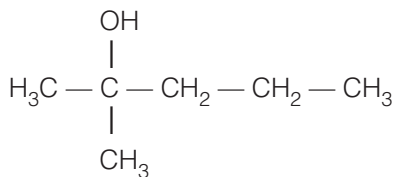
• **Álcool secundário**

Apresenta o grupo — OH ligado a carbono secundário.

• **Álcool terciário**

Apresenta o grupo — OH ligado a carbono terciário.

2-metil-2-propanol  
(2-metilpropan-2-ol)



2-metil-2-pentanol  
(2-metilpentan-2-ol)

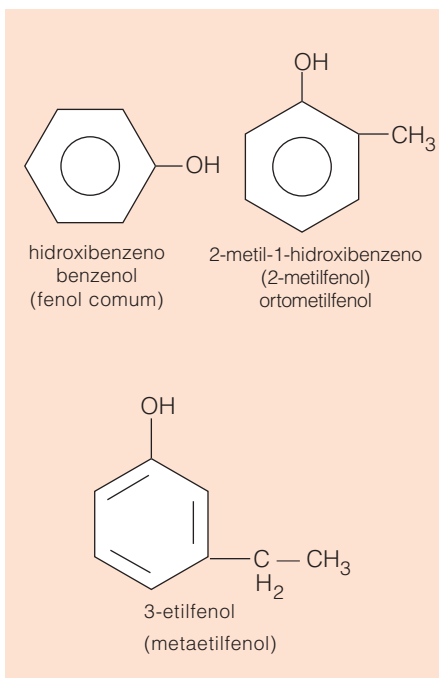
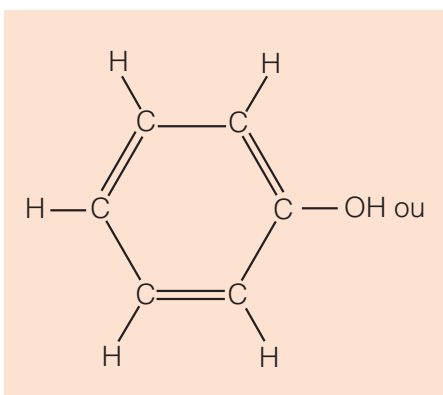
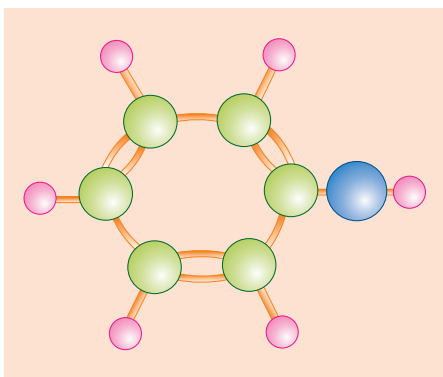
## 2. FENÓIS

São compostos orgânicos, derivados dos hidrocarbonetos aromáticos, pela substituição de **H ligado diretamente a carbono do núcleo benzênico** por -OH (oxidrila ou hidroxila).

### ❑ Nomenclatura oficial

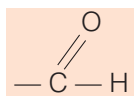
Acrescenta-se a palavra *hidroxi* antes do nome do hidrocarboneto benzênico correspondente.

#### Exemplos



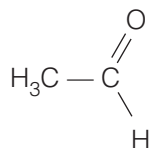
## 3. ALDEÍDOS

Compostos orgânicos que apresentam o grupo funcional aldoxila (carbonila ligada a hidrogênio).

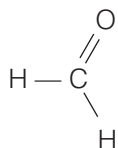


### ❑ Nomenclatura oficial

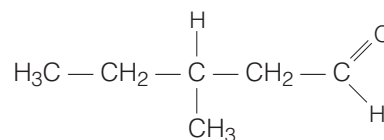
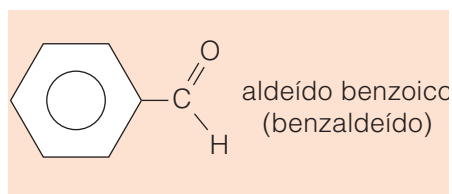
Colocar a terminação **-al** no nome do hidrocarboneto correspondente.



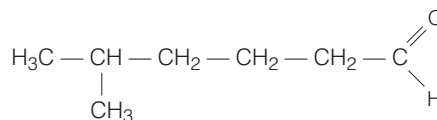
etanal (aldeído acético  
ou acetaldeído)



metanal (aldeído fórmico  
ou formaldeído)



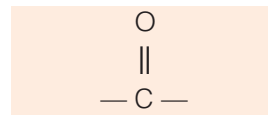
3-metilpentanal



5-metil-hexanal

## 4. CETONAS

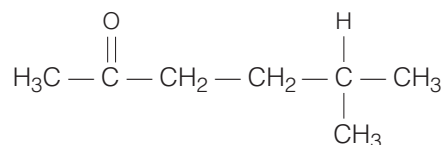
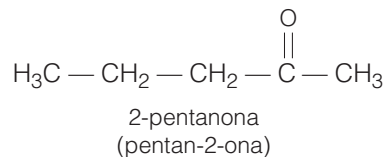
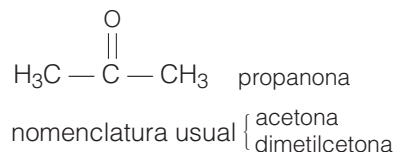
São compostos orgânicos que apresentam o grupo funcional carbonila ligado a átomos de carbono.



### ❑ Nomenclatura oficial

Dá-se o sufixo **-ona** ao nome do hidrocarboneto correspondente.

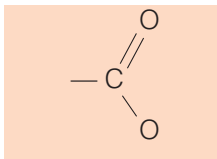
#### Exemplos



5-metil-2-hexanona  
(5-metil-hexan-2-ona)

## 1. ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

São compostos que apresentam o grupo funcional carboxila.



❑ **Nomenclatura**

• **Oficial**

Terminação **oico** no nome do hidrocarboneto correspondente.

• **Usual**

Usa-se a palavra ácido seguida do nome que lembra alguma característica do ácido.

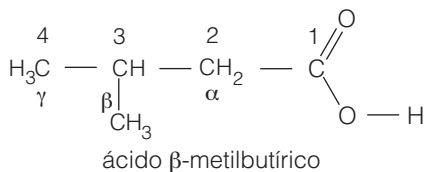
**Exemplos**

|  |  |  |   |   |
|--|--|--|---|---|
| $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} - \text{C} \\   \\ \text{O} - \text{H} \end{array}$  | <p>ácido metanoico<br/>ácido fórmico</p>   |  | $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}_3\text{C} - \text{C} \\   \\ \text{OH} \end{array}$ | <p>ácido etanoico<br/>ácido acético<br/>(<i>acetum</i> = azedo, vinagre)</p>  |
| $\begin{array}{c} \text{O} \quad \quad \text{O} \\ \parallel \quad \quad \parallel \\ \text{HO} - \text{C} - \text{C} - \text{OH} \end{array}$ | <p>ácido etanodioico<br/>ácido oxálico</p> |  | <p><i>O ácido fórmico recebeu esse nome porque é encontrado nas formigas.</i></p>                       | $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H}_3\text{C} - \text{CH}_2 - \text{C} \\   \\ \text{OH} \end{array}$ |

**Notas**

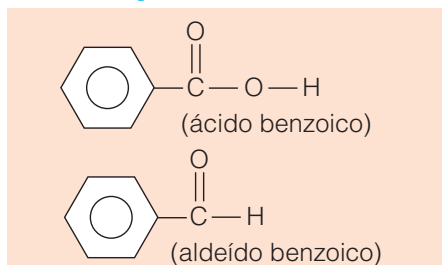
1) Na nomenclatura usual dos ácidos, os átomos de carbono de números 2, 3, 4... podem ser denominados  $\alpha$ ,  $\beta$ ,  $\gamma$ ... respectivamente.

**Exemplo**



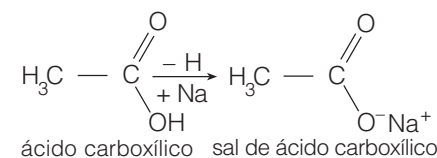
2) O nome **usual** do aldeído é igual ao nome **usual** do ácido correspondente.

**Exemplo**



## 2. SAIS DE ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

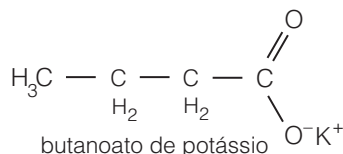
São compostos que derivam dos ácidos carboxílicos, pela substituição de H da oxidrila (OH) por metal ou  $\text{NH}_4^+$ .



❑ **Nomenclatura oficial**

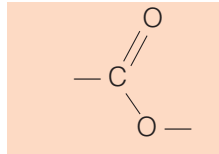
Dá-se o sufixo **-ato** ao nome da cadeia de origem, seguido da partícula **de** e do nome do metal.

**Exemplo**



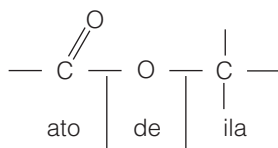
## 3. ÉSTERES

São compostos que apresentam o grupo

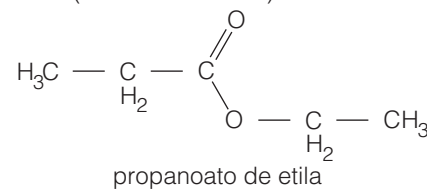
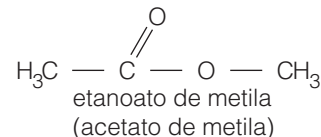


com carbono prendendo-se à valência livre do oxigênio.

❑ **Nomenclatura oficial**

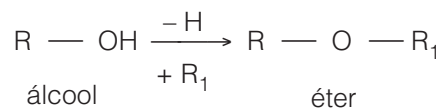


**Exemplos**



## 4. ÉTERES

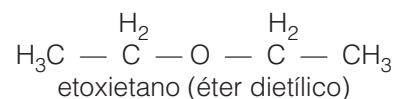
São compostos orgânicos derivados dos álcoois, por retirada do H da -OH (oxidrila) e substituição por grupo derivado de hidrocarboneto.



❑ **Nomenclatura oficial**

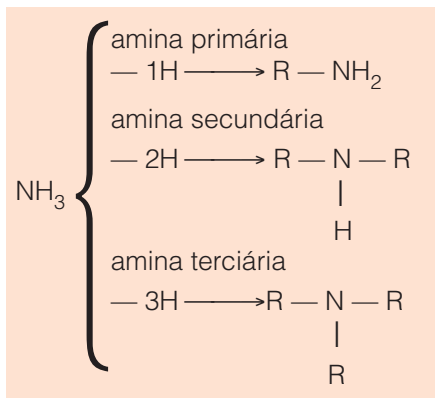
Prefixo + OXI + nome do hidrocarboneto.  
(menor grupo)      (maior grupo)

**Exemplo**



## 1. AMINAS

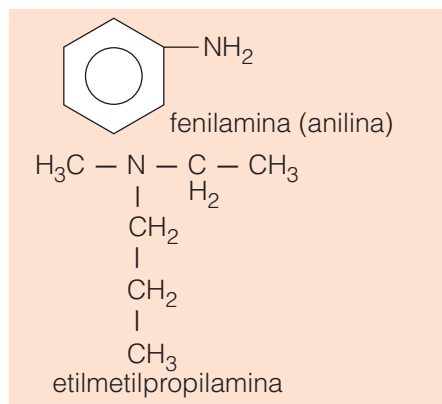
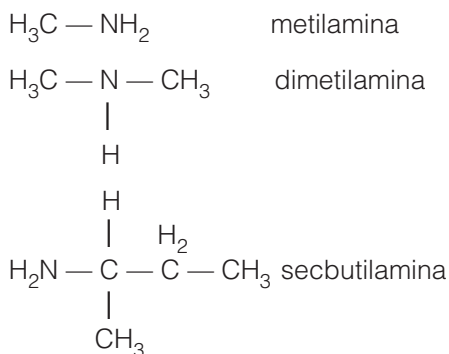
São compostos orgânicos definidos como derivados da amônia (NH<sub>3</sub>).



### ❑ Nomenclatura oficial

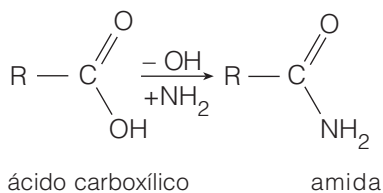
Dar o nome dos grupos presos ao nitrogênio e em seguida a palavra amina.

#### Exemplos



## 2. AMIDAS

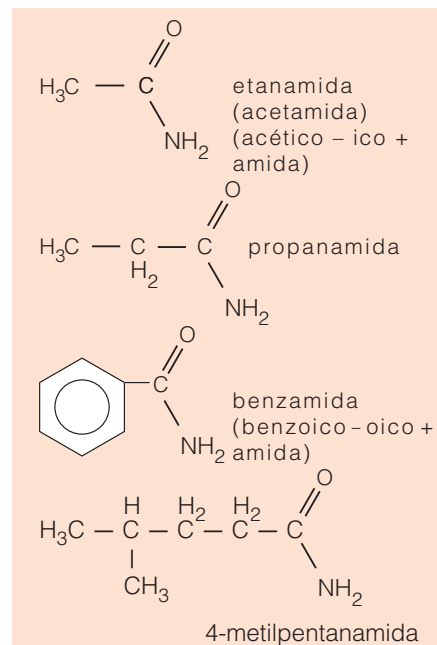
São compostos orgânicos derivados dos ácidos carboxílicos, pela substituição do — OH pelo grupo — NH<sub>2</sub>.



### ❑ Nomenclatura oficial

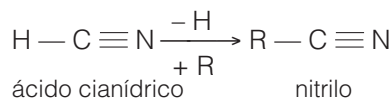
Sufixo **-amida**

#### Exemplos



## 3. NITRILAS

São compostos orgânicos derivados do H — C ≡ N, pela substituição do H por grupo derivado de hidrocarboneto. Os nitrilos são também denominados cianetos orgânicos.



### ❑ Nomenclatura

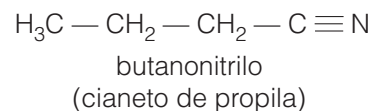
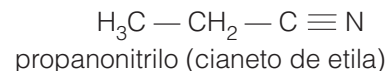
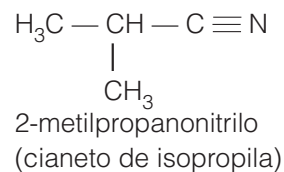
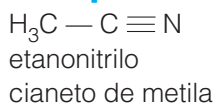
#### • Oficial

Sufixo **nitrilo** acrescido ao nome do hidrocarboneto correspondente.

#### • Usual

Usa-se a palavra **cianeto** e, em seguida, o nome do grupo preso ao grupo — C ≡ N.

#### Exemplos



## 4. DERIVADOS HALOGENADOS

São compostos orgânicos que derivam dos hidrocarbonetos, por substituição de H por halogênio.

### ❑ Nomenclatura

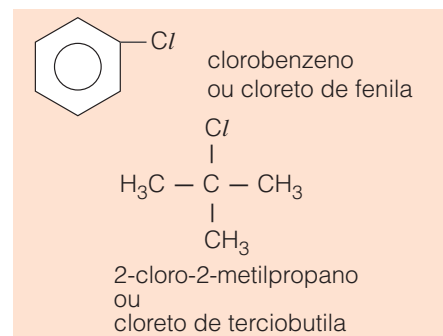
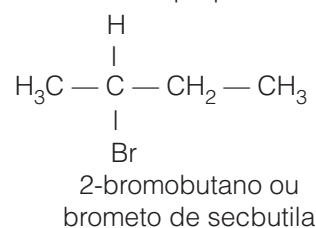
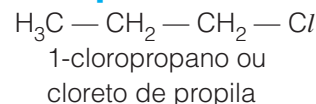
#### • Oficial

Dá-se a posição e o nome do halogênio, seguido do nome do hidrocarboneto de origem.

#### • Usual

Usa-se a palavra **haleto** (cloreto, brometo, iodeto) e, em seguida, o nome do grupo preso ao halogênio.

#### Exemplos



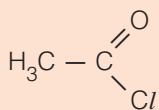
## 5. CLORETOS DE ÁCIDOS

São compostos orgânicos que derivam de ácidos carboxílicos, por substituição de OH por cloro.

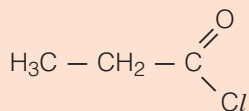
## □ Nomenclatura

Usa-se a palavra **haletos** e, em seguida, a terminação **-ila** com o número de carbonos correspondentes.

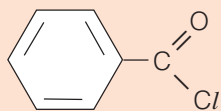
### Exemplos



Oficial: cloreto de etanoíla  
Usual: cloreto de acetila



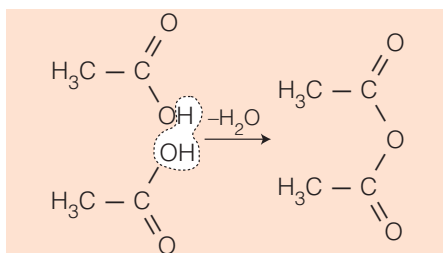
cloreto de propanoíla



cloreto de benzoíla

## 6. ANIDRIDOS DE ÁCIDOS

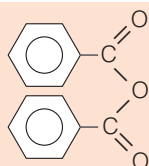
São compostos orgânicos que derivam da desidratação de 2 moléculas de ácido carboxílico (sai 1 molécula de água).



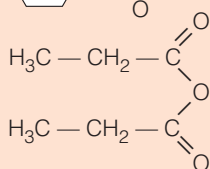
## □ Nomenclatura oficial

Ao nome do ácido carboxílico que deu origem ao composto, acrescenta-se o termo **anidrido**.

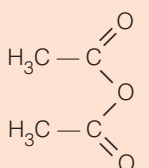
### Exemplos



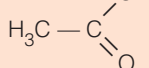
anidrido benzoico



anidrido propanoico



anidrido etanoico (oficial)



anidrido acético (usual)

## 7. SÉRIE HOMÓLOGA

É um conjunto de compostos orgânicos pertencentes à mesma função química, e cujas fórmulas moleculares diferem entre si por um número inteiro de grupos ( $\text{CH}_2$ ).

Geralmente, as séries homólogas são dispostas em ordem crescente de suas massas molares.

### Exemplos

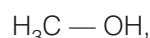
$\text{CH}_4, \text{C}_2\text{H}_6, \text{C}_3\text{H}_8 \dots \rightarrow$  série homóloga dos alcanos.

$\text{C}_2\text{H}_4, \text{C}_3\text{H}_6, \text{C}_4\text{H}_8 \dots \rightarrow$  série homóloga dos alcenos.

$\text{C}_2\text{H}_2, \text{C}_3\text{H}_4, \text{C}_4\text{H}_6 \dots \rightarrow$  série homóloga dos alcinos.



$\text{H}_3\text{C}-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \dots \rightarrow$  série homóloga dos éteres acíclicos saturados.



$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{OH} \dots \rightarrow$  série homóloga dos alcoóis acíclicos saturados.

## MÓDULO 14

## Isomeria Plana

### 1. ISOMERIA

Isomeria é o fenômeno em que dois ou mais compostos apresentam a mesma fórmula molecular e fórmula estrutural diferente.

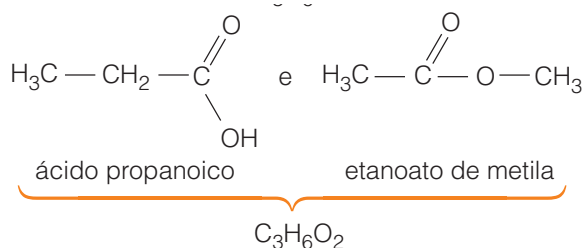
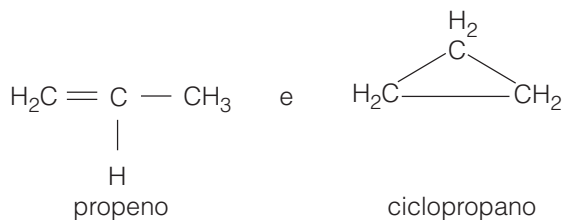
Os compostos com estas características são chamados de isômeros.

Vamos estudar dois casos de isomeria: a isomeria plana e a isomeria espacial.

Observe a seguir exemplos de isomeria plana:



(têm a mesma fórmula molecular, porém estruturas diferentes)



Estudaremos cinco casos diferentes de isomeria plana:

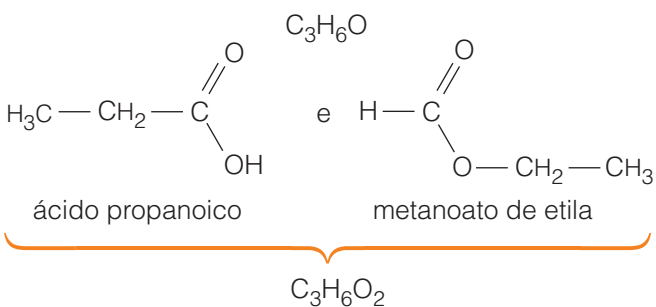
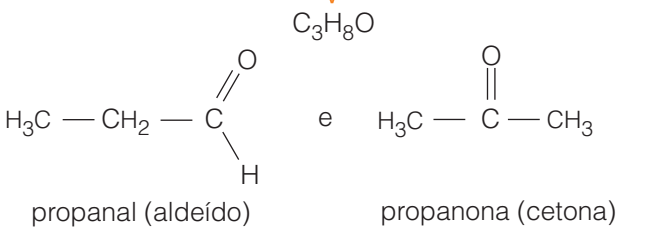
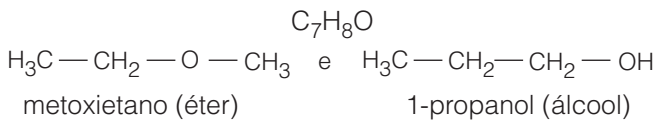
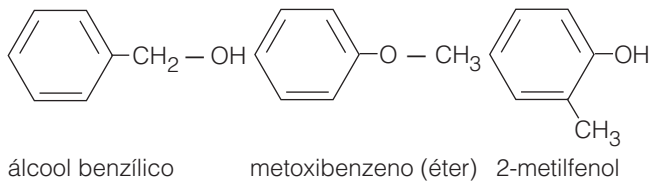
- Isomeria de Função
- Isomeria de Cadeia
- Isomeria de Posição
- Isomeria de Compensação
- Tautomeria

A isomeria plana também é chamada de isomeria **estrutural**, pois os átomos apresentam ligações diferentes.

### 2. ISOMERIA PLANA DE FUNÇÃO, FUNCIONAL OU QUÍMICA

Os isômeros pertencem a funções diferentes:

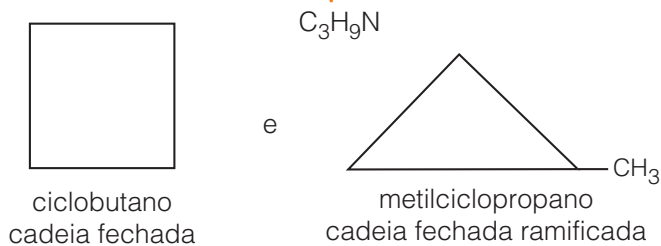
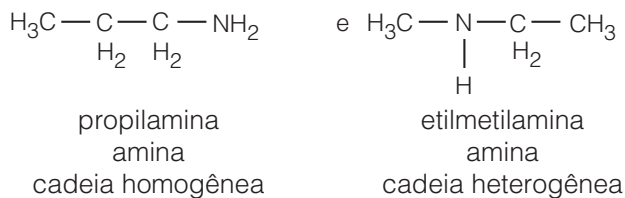
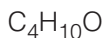
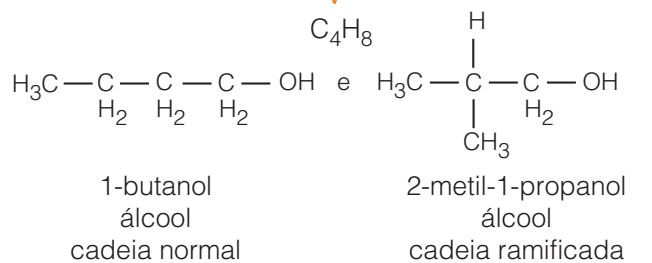
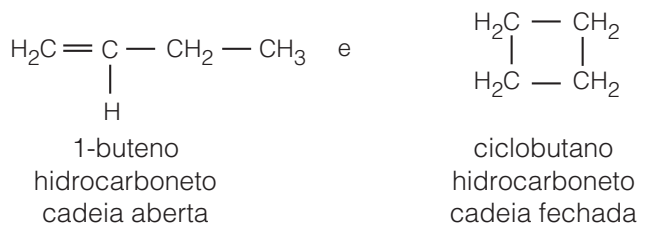
### Exemplos



### 3. ISOMERIA PLANA DE CADEIA

Os isômeros pertencem à mesma função e apresentam cadeias carbônicas diferentes.

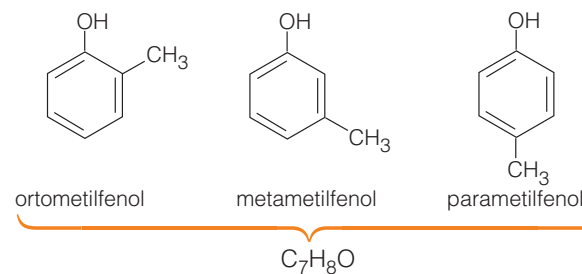
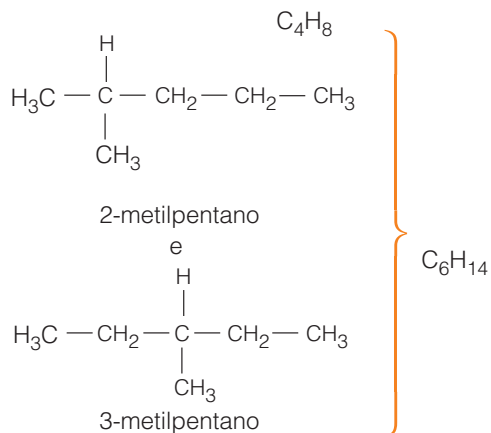
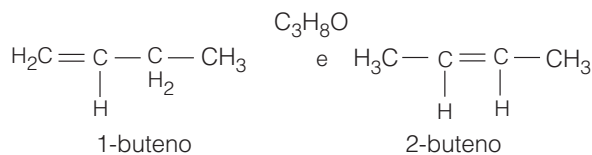
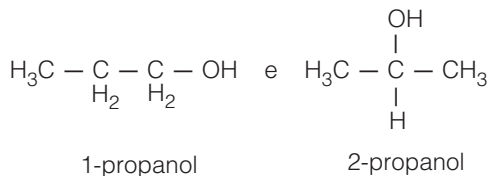
#### Exemplos



### 4. ISOMERIA PLANA DE POSIÇÃO

Os isômeros pertencem à mesma função, têm o mesmo tipo de cadeia e diferem na posição do grupo funcional, insaturação ou ramificação.

#### Exemplos

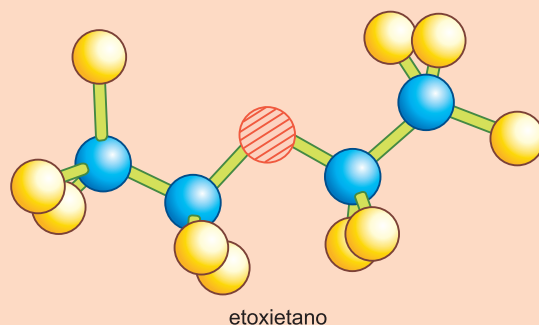
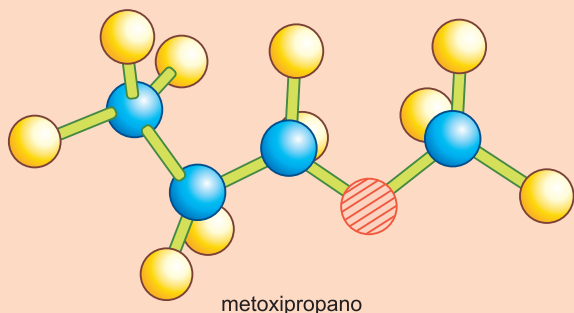
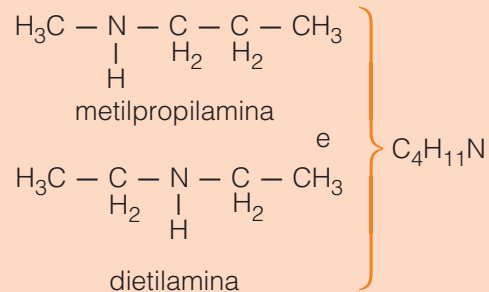
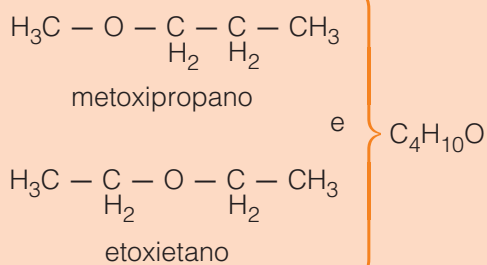




## 1. ISOMERIA PLANA DE COMPENSAÇÃO OU METAMERIA

Os isômeros pertencem à mesma função, têm cadeia heterogênea e apresentam diferença na posição do heteroátomo.

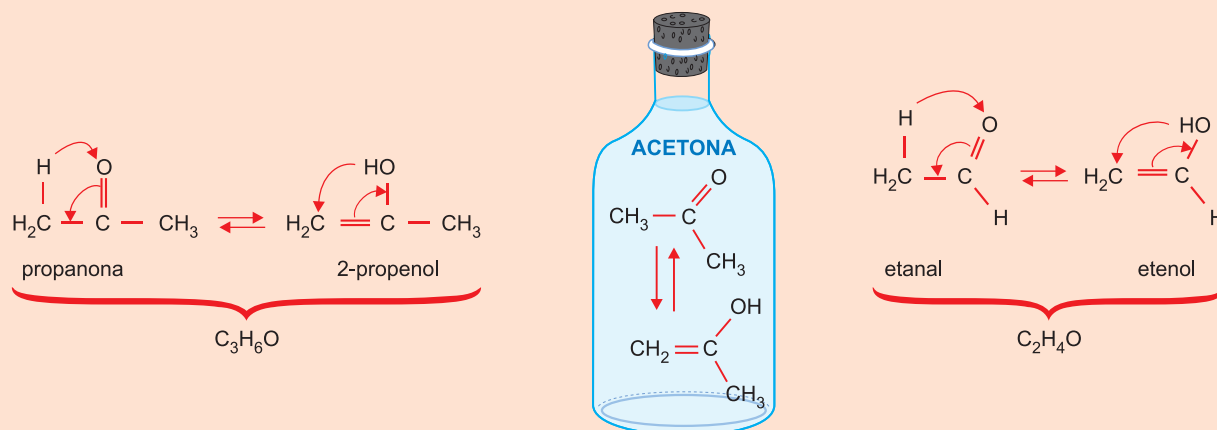
### Exemplos



## 2. TAUTOMERIA

É um caso especial de isomeria funcional. Os isômeros coexistem em solução aquosa e diferem pela posição de um átomo de hidrogênio na molécula. Ocorre com aldeídos e cetonas que têm hidrogênio em carbono vizinho à carbonila.

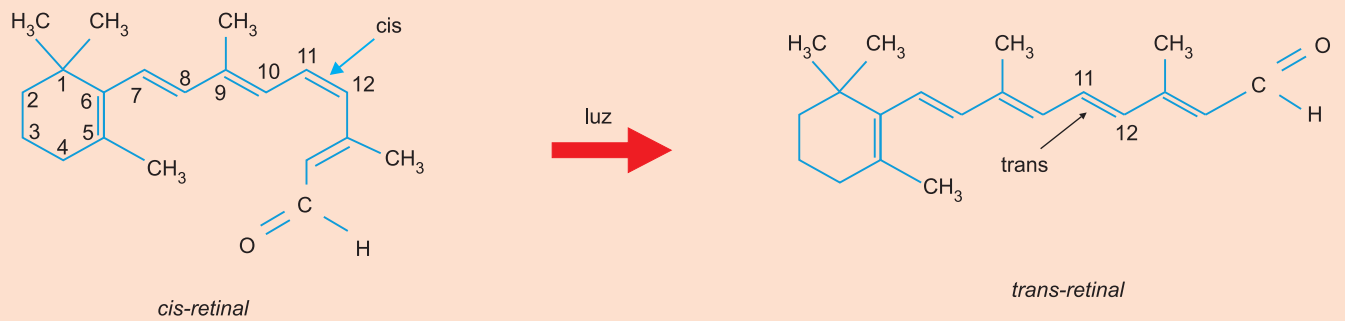
### Exemplos



Em um frasco contendo acetona, há moléculas de propanona e de 2-propenol em equilíbrio.



**A visão é o resultado de uma transformação cis-trans**



Na parte posterior de nossos olhos, encontra-se a retina, na qual há milhões de receptores de luz, em forma de cones e bastonetes.

Nos bastonetes, observa-se a molécula de rodopsina, integrada pela proteína opsina e pelo 11-cis-retinal. Este último absorve a luz.

O 11-cis-retinal é um aldeído insaturado. A isomeria geométrica (cis-trans) ocorre nos átomos de carbono 11 e 12. No escuro, o 11-cis-retinal é estável e acomoda-se facilmente sobre a opsina. Em contato com a luz, se isomeriza, formando o 11-trans-retinal, que não se acopla à opsina e se desprende. A opsina muda, então, de forma e gera um sinal elétrico que se transmite ao cérebro. Este processo se repete milhões de vezes, enquanto os olhos estão expostos à luz. Uma enzima transforma o trans-retinal em cis-retinal, e este se une à opsina, esperando um novo raio de luz.

Nos cones, responsáveis pela visão das cores, o retinal está unido a três tipos diferentes de opsina, que absorvem comprimentos de onda diferentes, ou seja, são sensíveis ao vermelho, azul e verde.

**1. ISOMERIA ESPACIAL OU ESTEREOISOMERIA**

Já vimos que, na isomeria plana, os isômeros diferem pela fórmula estrutural plana. Agora, vamos estudar isomeria espacial.

Neste caso, os isômeros têm a mesma fórmula molecular e fórmula estrutural espacial diferente. Existem dois casos de isomeria espacial: GEO-MÉTRICA ou CIS-TRANS e ÓPTICA.

**2. ISOMERIA GEOMÉTRICA**

A isomeria geométrica ocorre em compostos acíclicos com dupla-ligação e em compostos cíclicos.

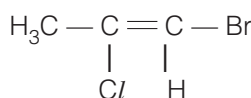
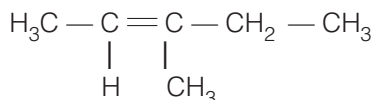
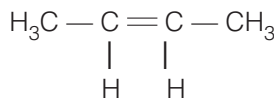
**Condições para ocorrer isomeria geométrica em compostos de cadeia aberta**

1 — Dupla-ligação entre átomos de carbono.

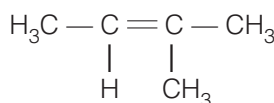
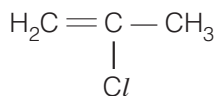
2 — Ligantes diferentes entre si nos 2 átomos de carbono da dupla.

**Exemplos**

a) Apresentam isomeria geométrica:



b) Não apresentam isomeria geométrica:

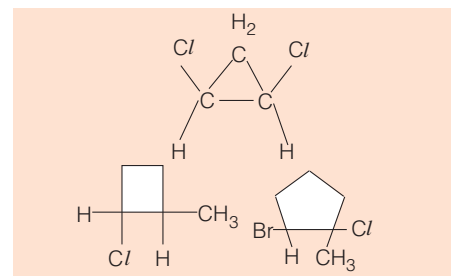


**Condição para ocorrer isomeria geométrica em compostos de cadeia fechada**

Em pelo menos dois átomos de carbono do ciclo, devemos encontrar dois ligantes diferentes entre si.

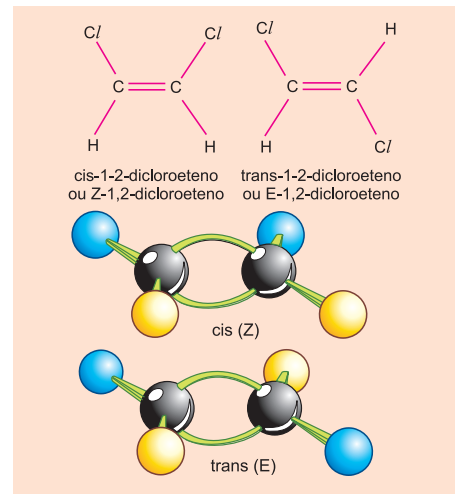
**Exemplos**

Apresentam isomeria geométrica:



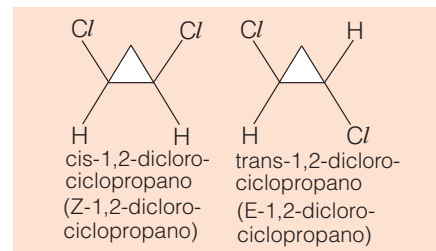
**3. OS ISÔMEROS CIS-TRANS OU Z-E**

Quando um composto apresenta isomeria geométrica, existem dois isômeros: um CIS ou Z e um TRANS ou E.



Os isômeros cis e trans diferem pela fórmula espacial. No isômero **CIS** (do latim – próximo a) ou **Z** (inicial da palavra alemã *zusammen* = juntos), os ligantes de maior massa molecular ficam do mesmo lado do plano da

dupla-ligação ou do ciclo. No isômero **TRANS** (do latim – através de) ou **E** (inicial da palavra alemã *entgegen* = opostos), os ligantes de maior massa molecular ficam em lados opostos do plano da dupla ou do ciclo.



## MÓDULO 17

## Isomeria Espacial: Isomeria Óptica

Para estudarmos a isomeria óptica, vamos utilizar um aparelho denominado polarímetro. Com o auxílio deste aparelho, dividimos os compostos químicos em dois grupos:

### Substâncias opticamente ativas (SOA)

São as substâncias que desviam o plano de vibração da luz polarizada.

### Substâncias opticamente inativas (SOI)

São as que não desviam o plano de vibração da luz polarizada.

### Substâncias dextrogyras

São as que desviam o plano da luz polarizada para a direita.

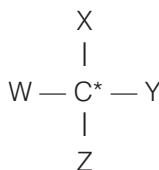
### Substâncias levogyras

São as que desviam o plano da luz polarizada para a esquerda.

### Carbono assimétrico ou quiral

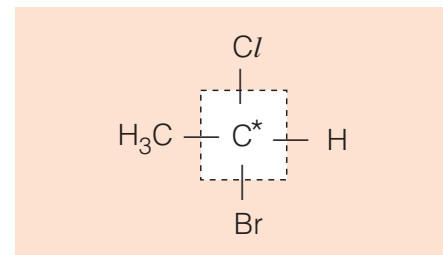
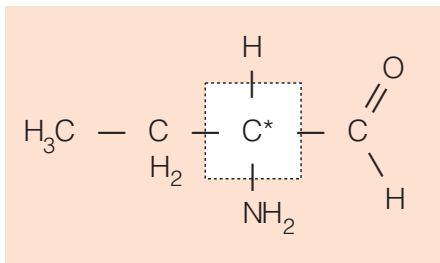
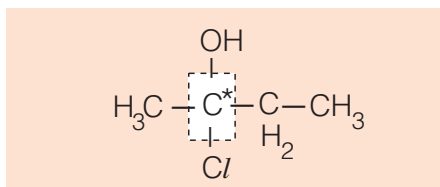
É o carbono que tem quatro ligantes diferentes. Toda molécula com

carbono assimétrico apresenta isomeria óptica.



É representado na Química Orgânica por C com um asterisco (\*).

### Exemplos

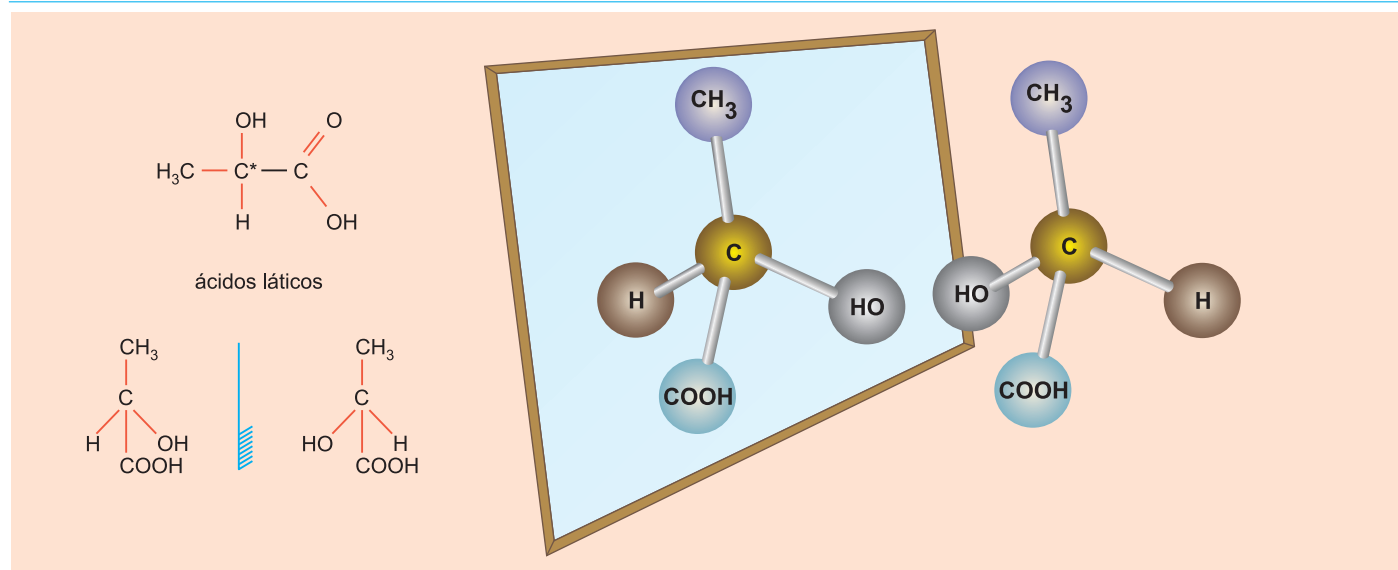


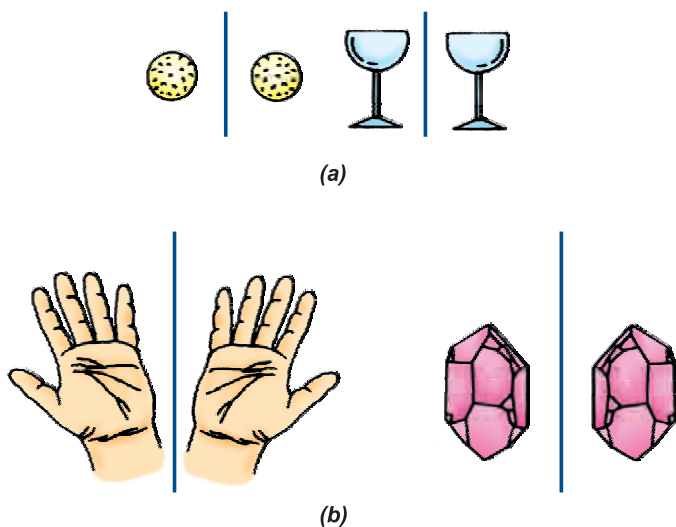
### Substâncias com um carbono assimétrico

Toda substância que apresenta um carbono assimétrico tem dois isômeros espaciais: um dextrogiro e um levogiro. Estes são chamados de **enantiomorfos** ou **antípodas ópticas**, pois suas moléculas comportam-se como objeto e imagem especulares.

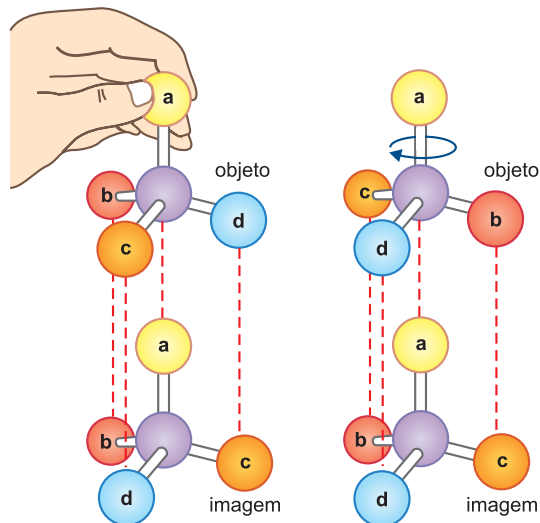
### Exemplo

Existem dois ácidos lácticos espacialmente diferentes: o ácido láctico dextrogiro e o levogiro. A mistura dos dois em proporções equimoleculares é chamada de RACÊMICO. Este não gira o plano de vibração da luz polarizada.





(a) Objeto simétrico se superpõe a sua imagem.  
(b) Objeto assimétrico ou quiral não se superpõe a sua imagem.

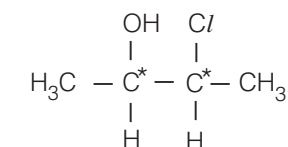


Molécula que possui carbono assimétrico ou quiral é assimétrica ou quiral. A molécula objeto e a molécula imagem não se superpõem.

**1. SUBSTÂNCIAS COM DOIS ÁTOMOS DE CARBONO ASSIMÉTRICOS (QUIRAIS) DIFERENTES**

Teremos quatro moléculas espacialmente diferentes. Duas dextrogiaras e duas levogiras.

**Exemplo**

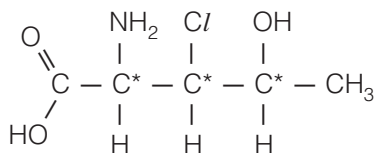


- $d_1$  -3-clorobutan-2-ol
- $d_2$  -3-clorobutan-2-ol
- $l_1$  -3-clorobutan-2-ol
- $l_2$  -3-clorobutan-2-ol

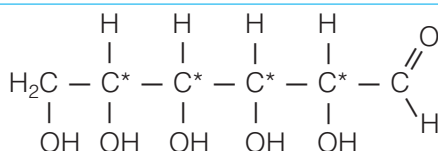
**2. SUBSTÂNCIAS COM "N" ÁTOMOS DE CARBONO ASSIMÉTRICOS DIFERENTES**

Teremos  $2^n$  isômeros ativos e  $2^{n-1}$  racêmicos.

**Exemplo**



Existem três átomos de carbono assimétricos diferentes ( $n = 3$ ). Assim, teremos  $2^3$  (oito) isômeros ativos e  $2^{3-1}$  (quatro) racêmicos.

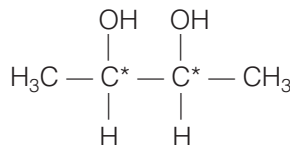


Teremos quatro átomos de carbono assimétricos diferentes ( $n = 4$ ). Assim, existem:

$2^n = 2^4 \Rightarrow 16$  isômeros ativos  
 $2^{n-1} = 2^3 \Rightarrow 8$  racêmicos

**3. SUBSTÂNCIAS COM DOIS ÁTOMOS DE CARBONO ASSIMÉTRICOS IGUAIS**

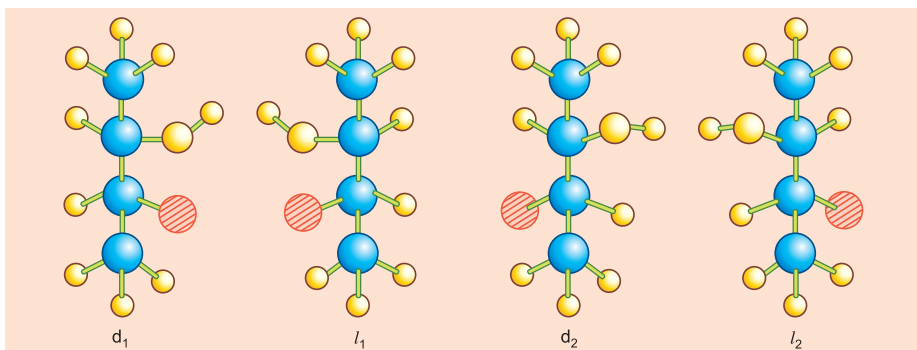
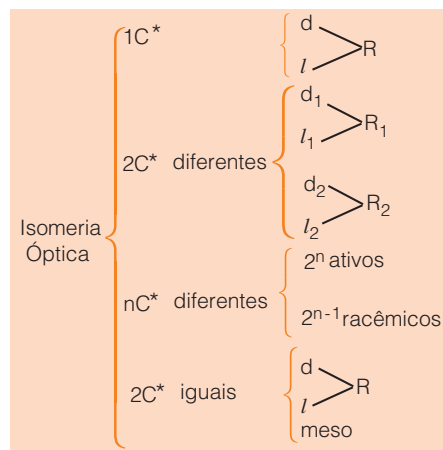
Teremos três moléculas espacialmente diferentes: uma dextrogiara, uma levogira e uma opticamente inativa chamada MESO.



- d-butano-2,3-diol
  - l-butano-2,3-diol
  - m-butano-2,3-diol
- Racêmico

**Nota:** O isômero meso, apesar de ter dois átomos de carbono assimétricos, não gira o plano da luz polarizada, pois a molécula é simétrica.

**Resumo**



Há quatro compostos com o nome 3-clorobutan-2-ol.

## MÓDULO 11

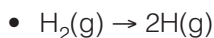
Termoquímica: Cálculo do  $\Delta H$  a partir das Energias de Ligação

### 1. ENERGIA DE LIGAÇÃO OU ENTALPIA DE LIGAÇÃO

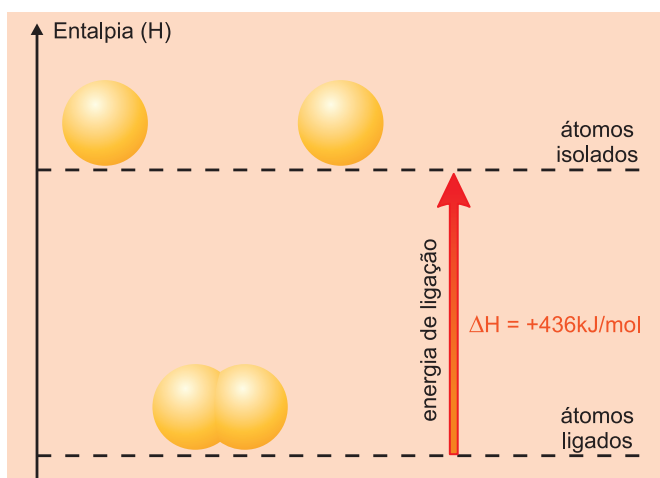
É a energia necessária para quebrar um mol de ligações no estado gasoso.

A quebra de ligações é sempre um **processo endotérmico**, portanto,  $\Delta H$  é sempre positivo.

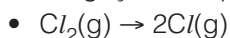
#### Exemplos



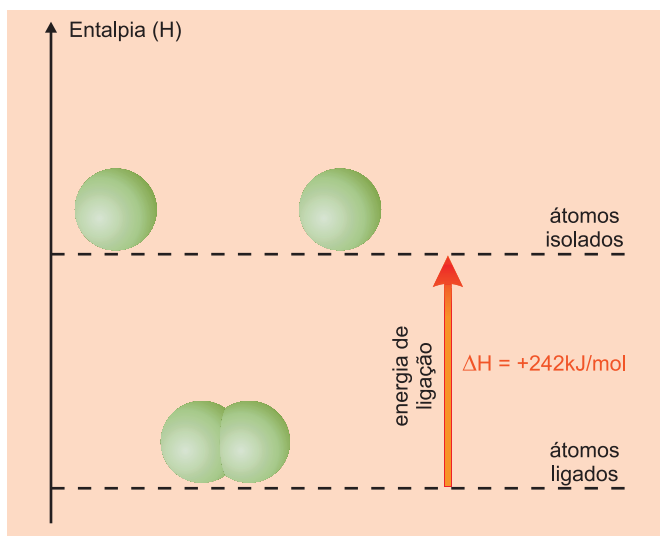
$$\Delta H = + 436\text{kJ/mol}$$



Nesse exemplo, são necessários 436kJ para quebrar 1 mol de ligações simples ( $\text{H} - \text{H}$ ).

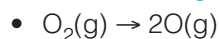


$$\Delta H = + 242 \text{ kJ/mol}$$



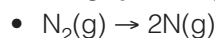
Nesse exemplo, são necessários 242kJ para quebrar 1 mol de ligações simples ( $\text{Cl} - \text{Cl}$ ).

#### Outros exemplos



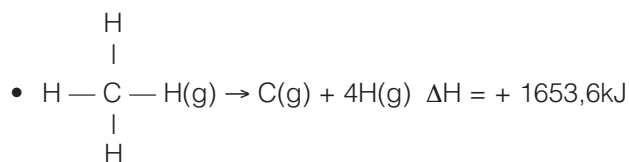
$$\Delta H = + 497 \text{ kJ}$$

Nesse exemplo, são necessários 497kJ para quebrar 1 mol de ligações duplas ( $\text{O} = \text{O}$ ).



$$\Delta H = + 945 \text{ kJ}$$

Nesse exemplo, são necessários 945 kJ para quebrar 1 mol de ligações triplas ( $\text{N} \equiv \text{N}$ )



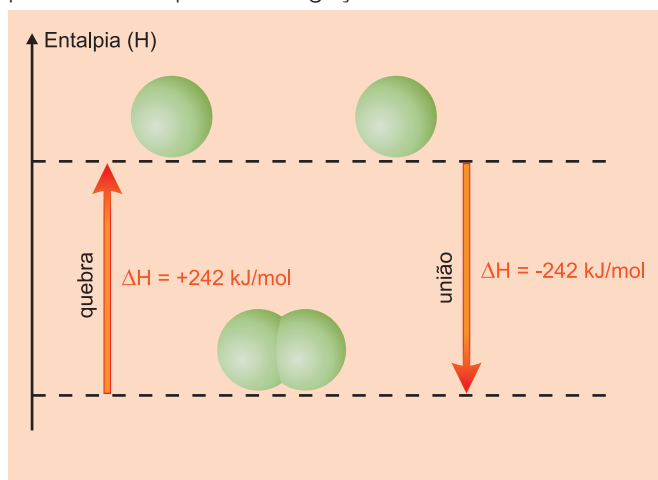
Nesse caso, temos a quebra de 4 mols de ligações ( $\text{C} - \text{H}$ ). Como a energia de ligação é expressa por **mol de ligação**, temos que:

Energia de ligação

$$\text{C} - \text{H} = + \frac{1653,6 \text{ kJ}}{4} = + 413,4 \text{ kJ}$$

#### Observações

- Quanto maior a energia de ligação, mais forte é a ligação, ou seja, é mais difícil quebrá-la.
- A energia fornecida na quebra de uma ligação será numericamente igual à energia liberada na sua formação, porém a energia de ligação é definida para o processo de quebra de ligações.



| Energias de ligação de moléculas diatômicas (kJ . mol <sup>-1</sup> ) |      |
|---|------|
| Molécula  | ΔH   |
| H <sub>2</sub>  | 436  |
| N <sub>2</sub>  | 944  |
| O <sub>2</sub>  | 496  |
| CO  | 1074 |
| F <sub>2</sub>  | 158  |
| Cl <sub>2</sub>   | 242  |
| Br <sub>2</sub>   | 193  |
| I <sub>2</sub>  | 151  |
| HF  | 565  |
| HCl   | 431  |
| HBr   | 366  |
| HI  | 299  |

## 2. ENERGIA MÉDIA DE LIGAÇÃO

Certas ligações aparecem em várias substâncias, por exemplo, a ligação O — H.

|         |                       |        |
|---------|-----------------------|--------|
| Água    | HO — H                | 492 kJ |
| Metanol | CH <sub>3</sub> O — H | 437 kJ |

Os valores tabelados correspondem à energia média de ligação, no caso do O — H, a energia média de ligação corresponde a 463 kJ.

A energia média de ligação é a média da variação de entalpia que acompanha a quebra de um determinado tipo de ligação.

| Ligação | Entalpia de ligação média kJ/mol |
|---------|----------------------------------|
| C — I   | 238                              |
| N — H   | 388                              |
| N — N   | 163                              |
| N = N   | 409                              |
| N — O   | 210                              |
| N = O   | 630                              |
| N — F   | 195                              |
| N — Cl  | 381                              |
| O — H   | 463                              |
| O — O   | 157                              |
| C — H   | 412                              |
| C — C   | 348                              |
| C = C   | 612                              |
| C ≡ C   | 837                              |

## 3. CÁLCULO DO ΔH PELO MÉTODO DAS ENERGIAS DE LIGAÇÃO

A partir do conhecimento das energias das ligações existentes nos reagentes e nos produtos, podemos calcular o ΔH de qualquer reação, relacionando a quantidade de energia absorvida na quebra de ligações e a quantidade de energia liberada na formação de novas ligações. Não se usa fórmula nesse tipo de cálculo de ΔH através das energias de ligação.

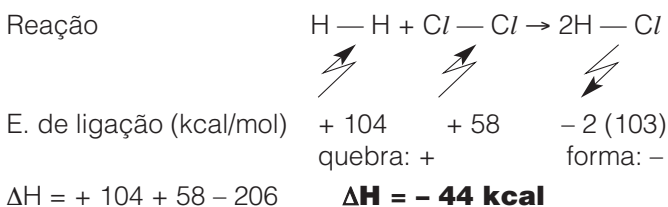
Calcular o ΔH do processo H<sub>2</sub>(g) + Cl<sub>2</sub>(g) → 2HCl(g) sendo dadas:

energia de ligação do H<sub>2</sub> = 104 kcal/mol

energia de ligação do Cl<sub>2</sub> = 58 kcal/mol

energia de ligação do HCl = 103 kcal/mol

### Resolução



## 1. CONCEITO

Existem transformações nas quais só se percebe o sinal de mudança depois de um longo tempo. Em outras transformações, o sinal aparece rapidamente.

Os gases tóxicos CO e NO, que existem nos escapamentos dos automóveis, combinam-se formando os inofensivos CO<sub>2</sub> e N<sub>2</sub>.



No entanto, sob condições comuns, a velocidade dessa reação é muito baixa, demorando muito tempo para o CO e NO serem convertidos totalmente em CO<sub>2</sub> e N<sub>2</sub>.

Quando se dissolve um comprimido efervescente em água, o aparecimento do sinal de mudança é imediato.

### □ Cinética química

É a parte da Química que estuda a velocidade ou rapidez das reações. Inicialmente, imaginamos uma reação genérica:



Colocamos A e B em contato. Eles reagem para produzir C e D. A velocidade com que esta reação ocorre é notada pelo tempo com que A e B “desaparecem”, ou o tempo com que C e D “aparecem”. Uma reação será rápida quando os produtos se formarem depressa e será lenta se esse processo demorar para acontecer. Deve-se notar que A e B devem ser consumidos no mesmo tempo em que C e D se formam e, portanto, podemos expressar a velocidade da reação em termos do consumo dos reagentes ou do aparecimento dos produtos.

## 2. VELOCIDADE MÉDIA OU RAPIDEZ DE UMA REAÇÃO

A velocidade da reação é a relação entre a quantidade consumida ou produzida e o intervalo de tempo gasto para que isso ocorra.

$$\text{velocidade de desaparecimento} = \frac{\text{quantidade de A consumida}}{\text{intervalo de tempo}}$$

ou

$$\text{velocidade de aparecimento} = \frac{\text{quantidade de C produzida}}{\text{intervalo de tempo}}$$

Essas quantidades são normalmente expressas em mols.

A medida do tempo é também expressa em qualquer unidade que se ajuste à determinada reação:

- microssegundos para a explosão do gás de botijão com o oxigênio.
- minutos ou horas para a combustão de uma vela.
- dias para a oxidação do ferro (enferrujamento).
- meses para o apodrecimento da madeira.
- séculos para a formação do petróleo.

Podemos, então, usar uma expressão para o cálculo da velocidade de uma reação:

$$v_m = \frac{\Delta n}{\Delta t}$$

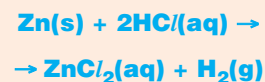
$v_m$  = velocidade média da reação.

$\Delta n$  = variação da quantidade em mols de um componente (em módulo).

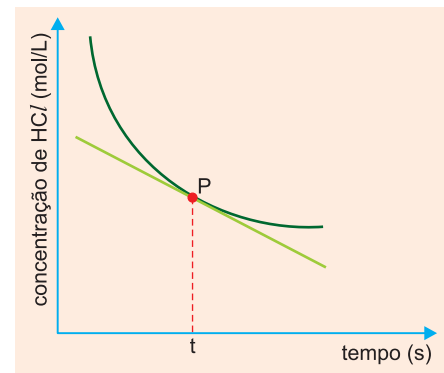
$\Delta t$  = tempo gasto nessa variação.

3. VELOCIDADE NUM INSTANTE  $t$ 

Considere a reação de zinco com ácido clorídrico liberando gás hidrogênio:

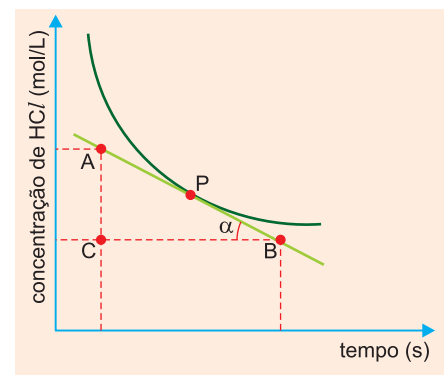


À medida que decorre o tempo, a concentração de HCl vai diminuindo conforme o gráfico:



Como calcular a velocidade (rapidez) da reação de consumo de HCl no instante  $t$ ?

Trace uma tangente à curva pelo ponto P.



Escolha, sobre a tangente, dois pontos A e B. No triângulo retângulo ABC, a tangente trigonométrica do ângulo  $\alpha$  é dada por:

$$\text{tg}\alpha = \frac{\text{cateto oposto}}{\text{cateto adjacente}} = \frac{\overline{AC}}{\overline{BC}} = \text{rapidez}$$

A tangente do ângulo  $\alpha$  (inclinação da curva) expressa a velocidade da reação no instante  $t$ .



## 1. CONDIÇÕES PARA OCORRER REAÇÃO

### I - Fundamentais

- Afinidade química entre os reagentes.

Os gases nobres têm baixa afinidade química com outras substâncias.

- Contato entre os reagentes.

Para que as substâncias interajam, é necessário que suas partículas se choquem.

### II - Acessórias

- Energia de ativação ( $E_a$ ).

Quantidade mínima de energia que devemos fornecer aos reagentes para a reação começar.

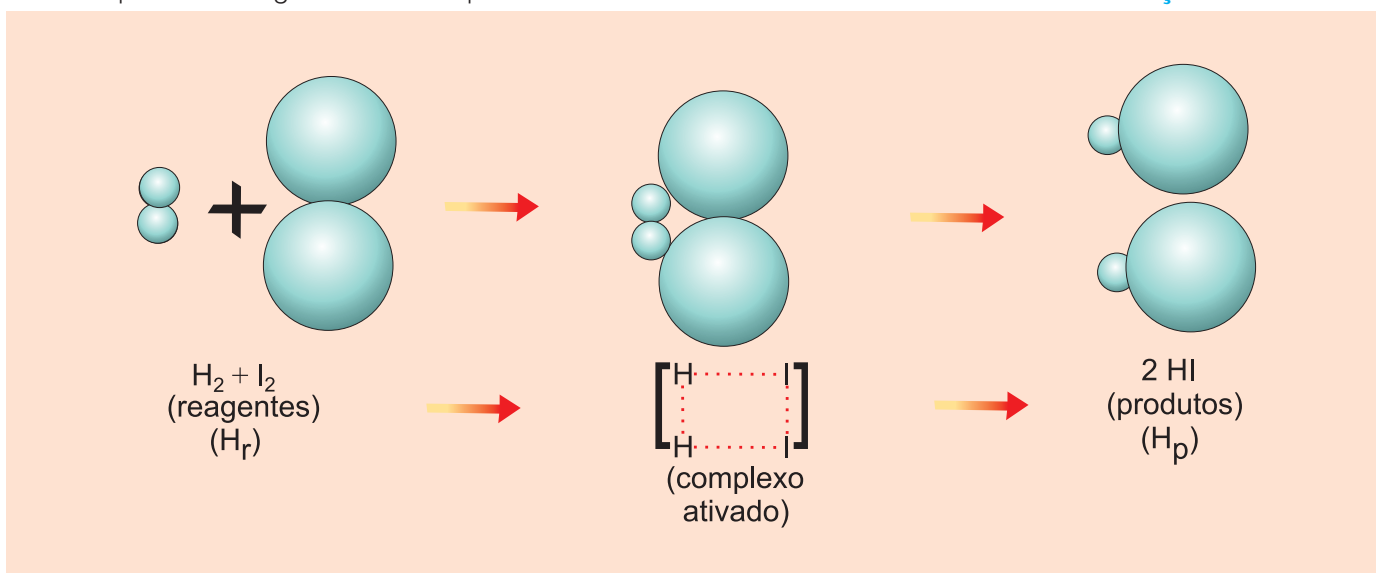
- Orientação no choque.

Existe maior probabilidade de se formar o complexo ativado se o choque tiver uma orientação privilegiada.

Complexo ativado é a partícula formada no instante do choque.

## 2. CAMINHO DA REAÇÃO

A sequência: Reagentes  $\rightarrow$  Complexo Ativado  $\rightarrow$  Produtos é chamada **caminho da reação**.



*O caminho da reação.*

## 3. ENTALPIA (H)

É a energia interna de um sistema.

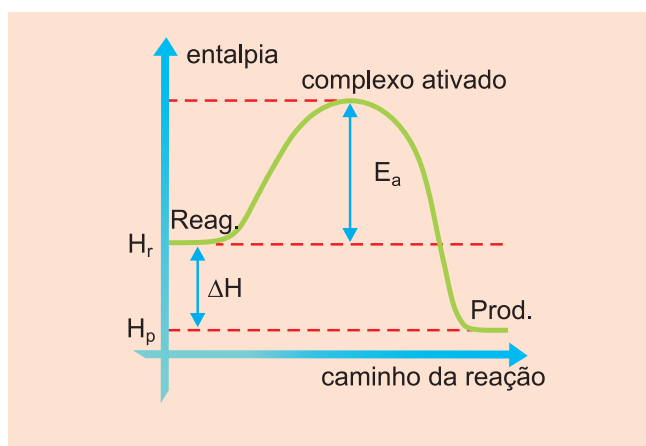
Os reagentes apresentam um conteúdo energético  $H_r$  e os produtos um conteúdo energético  $H_p$ . A variação de entalpia  $\Delta H$  mede a energia liberada ou absorvida no processo, à pressão constante.

## 4. TIPOS DE REAÇÕES QUÍMICAS

- **Exotérmica**

( $\Delta H < 0$ )

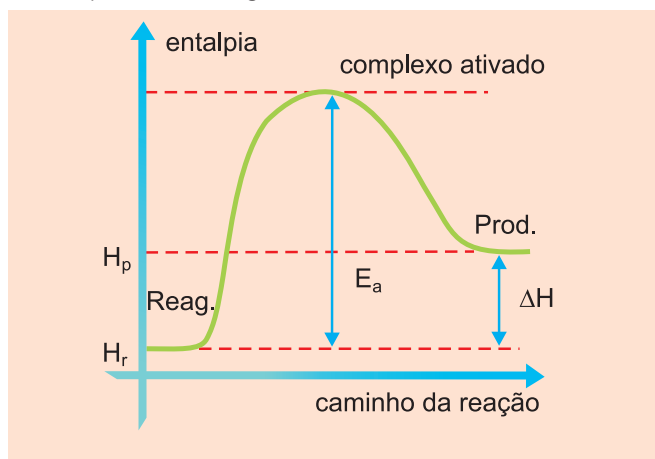
Os produtos apresentam um conteúdo energético menor que o dos reagentes.



### • Endotérmica

( $\Delta H > 0$ )

Os produtos apresentam um conteúdo energético maior que o dos reagentes.



## 5. DEPENDÊNCIA ENTRE A VELOCIDADE DA REAÇÃO E A ENERGIA DE ATIVAÇÃO

A energia de ativação deve ser entendida como uma dificuldade, uma autêntica barreira para ocorrer a reação. Enquanto tal barreira não é superada, a reação não acontece.

Podemos concluir então que quanto maior a energia de ativação, mais difícil será para a reação acontecer. São reações que necessitam que se forneça muita energia para que ocorram: são reações lentas.

Quanto menor a energia de ativação, mais fácil será para a reação acontecer. São reações que necessitam de pouca energia para que ocorram: são reações rápidas. Portanto, quanto menor a barreira energética, maior a velocidade da reação.

## MÓDULOS 14 e 15

## Fatores que Alteram a Velocidade das Reações

Existem inúmeros fatores que podem modificar a velocidade de uma reação, e os mais importantes são:

### 1. SUPERFÍCIE DE CONTATO

Quanto maior a superfície de contato entre os reagentes, maior a velocidade da reação. Sólidos pulverizados provocam reações mais rápidas.

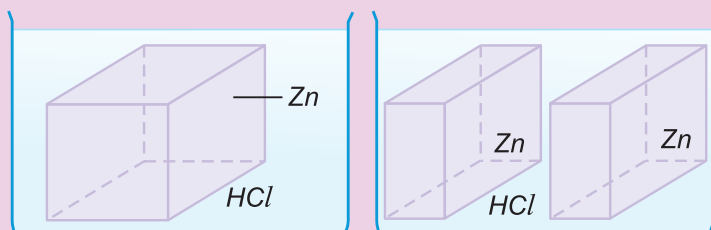


### Saiba mais

Ao dissolvermos um pedaço de zinco em uma solução aquosa de ácido clorídrico, ocorre a reação:



Se, em vez de usarmos um “pedaço” de zinco, o tivéssemos pulverizado, a reação seria, evidentemente, mais rápida. Ao pulverizarmos o zinco, estamos facilitando o ataque do ácido clorídrico. Se usarmos o zinco em barra, limitaremos o ataque inicial à superfície do zinco. Pulverizando-o,  **aumentaremos sua superfície de contato e, com isso, aumentaremos a rapidez da reação.**



*Considere um cubo de zinco mergulhado em ácido clorídrico.*

*A reação ocorre apenas na superfície do cubo. Dividindo o cubo ao meio aparecem duas novas superfícies que ficam em contato com o ácido. Dessa maneira, aumentam a superfície de contato, a quantidade de zinco que reage e a rapidez da reação.*

### 2. TEMPERATURA

Com a elevação da temperatura, aumenta a energia cinética das moléculas, o que implica um maior número de choques efetivos, aumentando a velocidade da reação.

#### Regra de van't Hoff

Um acréscimo de 10°C na temperatura pode dobrar ou triplicar a velocidade da reação.

### 3. NATUREZA DOS REAGENTES

Quanto maior o número de ligações a serem rompidas, menor será a velocidade da reação.

### 4. LUZ

Muitas reações são aceleradas pela presença de luz (reações fotoquímicas). As moléculas desse tipo de reagentes absorvem luz visível, ficando ativadas energeticamente.

## 5. CATALISADOR

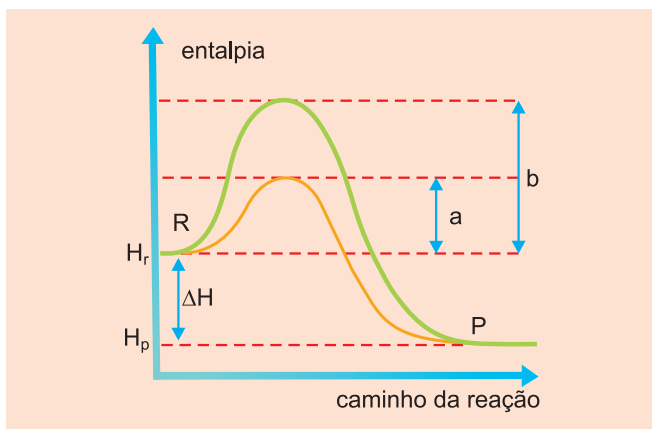
Substância que, adicionada ao sistema, aumenta a velocidade da reação sem ser consumida, diminuindo a energia de ativação.

### ❑ Características do catalisador

- Não sofre alteração química permanente.
- Pode eventualmente participar de uma etapa da reação, mas é totalmente regenerado no final.
- Não sofre alteração na sua quantidade.
- Em geral, pequena quantidade de catalisador é suficiente para aumentar a velocidade da reação.

### ❑ Mecanismo energético do catalisador

O catalisador diminui a energia de ativação da reação.



a = energia de ativação com catalisador.

b = energia de ativação sem catalisador.

Damos o nome de **inibidor** à substância que diminui a velocidade da reação (catalisador negativo).

## 6. CONCENTRAÇÃO DOS REAGENTES

Quanto maior a concentração dos reagentes, maior a velocidade da reação.

### ❑ Lei de Guldberg-Waage (lei da ação das massas)

A velocidade de uma **reação elementar** (uma única etapa) é diretamente proporcional ao produto das concentrações dos reagentes, elevadas a seus respectivos coeficientes.



$$v = k [A]^a [B]^b$$



### Saiba mais

#### POR QUE OS ALIMENTOS SÃO GUARDADOS EM GELEDEIRAS?

Abaixando-se a temperatura, diminui-se a velocidade de qualquer reação. Dessa maneira, os alimentos demoram mais tempo para estragar. De acordo com a Regra de van't Hoff, os alimentos devem-se deteriorar quatro vezes mais rapidamente a temperatura ambiente (25°C) do que em uma geladeira a 5°C.

## Observação

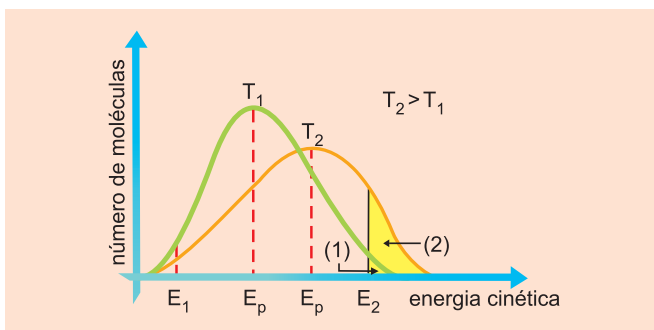
[ ] = concentração em mols por litro.

## 7. PRESSÃO

Numa reação entre gases, um aumento de pressão ocasionará um aumento da concentração. Haverá um número maior de choques e conseqüentemente maior velocidade na reação.

### ❑ Análise gráfica da influência da temperatura na velocidade de uma reação

A influência da temperatura, na velocidade da reação, pode ser ilustrada no gráfico a seguir, que mostra a distribuição de energias das partículas a duas temperaturas diferentes.



À temperatura  $T_1$ , algumas partículas têm energia muito baixa e algumas têm energia muito alta. A maioria tem energia intermediária. Numa temperatura mais alta,  $T_2$ , a distribuição de energia é alterada; percebe-se que o aumento na temperatura provocou um deslocamento geral na distribuição, para as energias mais altas. Suponha que uma reação só possa ocorrer se suas moléculas possuírem um valor maior do que a energia  $E_{\min}$  assinalada no gráfico, ou igual a ela.

Se a energia  $E_{\min} = E_1$  é menor que a energia própria  $E_p$  das partículas reagentes, um grande número de partículas terá condições de entrar em reação à temperatura  $T_1$ , e a reação será rápida. Se a energia mínima necessária para ocorrer a reação for  $E_{\min} = E_2$ , só umas poucas partículas distribuídas à direita da curva, na região (1), poderão reagir e a reação será, portanto, lenta à temperatura  $T_1$ . Mas à temperatura  $T_2$ , um número maior de partículas (região (2)) terá condições de reagir e, portanto, a mesma reação é mais rápida à temperatura  $T_2$ .



## 1. MECANISMO DE REAÇÕES

Mecanismo de uma reação é a série de etapas que levam os reagentes aos produtos.

Nesse mecanismo há etapas lentas e rápidas. A etapa mais lenta é a determinante da velocidade.

A velocidade da reação global é a velocidade da etapa mais lenta.

Seja a reação  $2A + 3B \rightarrow A_2B_3$ , que se processa em duas etapas:

1ª etapa:  $2A + B \rightarrow A_2B$  (lenta)

2ª etapa:  $A_2B + 2B \rightarrow A_2B_3$  (rápida)

**A velocidade da reação global deve ser calculada a partir da velocidade da etapa lenta dessa reação global.**

A velocidade da reação é dada pela expressão

$$v = k[A]^2 \cdot [B]$$

## 2. DETERMINAÇÃO EXPERIMENTAL DA EQUAÇÃO DA VELOCIDADE DA REAÇÃO

A escolha de uma equação matemática, que represente a variação da velocidade da reação com a concentração dos reagentes, deve-se basear exclusivamente em dados experimentais.

### Exemplo



A variação da velocidade com as concentrações, obtida experimentalmente, é mostrada na tabela a seguir.

|         | [A]<br>(mol/L) | [B]<br>(mol/L) | Veloc.<br>(mol/L.min) |
|---------|----------------|----------------|-----------------------|
| 1ª Exp. | 0,3            | 0,1            | 0,5                   |
| 2ª Exp. | 0,6            | 0,1            | 1,0                   |
| 3ª Exp. | 0,6            | 0,2            | 4,0                   |

Segundo a Lei de Guldberg Waage, a equação da velocidade, baseando-se na equação global (**portanto, errada**), seria

$$v = k [A]^2 [B]^3$$

Mas, quando temos a tabela experimental de variação de velocidade, devemos deduzir a equação da velocidade

$$v = k [A]^x [B]^y$$

na qual x e y serão determinados e não são necessariamente 2 e 3.

Comparando a 1ª com a 2ª experiência, notamos que a concentração de B é a mesma, mas a concentração de A dobrou e, como consequência, a velocidade também dobrou.

Comparando a 2ª com a 3ª experiência, verificamos que a concentração de A é a mesma, mas a de B dobrou e, como consequência, a velocidade quadruplicou.

### Conclusão

A velocidade varia com a 1ª potência de [A] e com a 2ª potência de [B].

$$v = k [A]^1 [B]^2$$

## 3. ORDEM DE UMA REAÇÃO

É a soma dos expoentes de concentração, que aparecem na Lei Experimental da Velocidade.

Considere a reação



cuja lei experimental da velocidade é

$$v = k [H_2]^1 [NO]^2$$

Tal reação é de 3ª ordem.

Podemos, também, falar de ordem de reação com referência a uma espécie determinada.

Tal reação é de 1ª ordem em relação ao hidrogênio e de 2ª ordem em relação ao monóxido de nitrogênio.

## • Interpretação do conceito de ordem de reação

A ordem de uma reação significa uma dependência entre a concentração do reagente e a velocidade da reação.

Por exemplo:

$$v = k [X]^2$$

– reação de 2ª ordem: quando dobramos a concentração de X, quadruplicamos a velocidade da reação.

É, por isso, evidente que a ordem de uma reação só pode ser determinada experimentalmente.

## 4. MOLECULARIDADE DE UMA REAÇÃO

Chama-se molecularidade de uma reação o número total de partículas que se chocam para formar o complexo ativado.

Por isso, só podemos definir molecularidade para cada etapa da reação. E não para uma reação global, pois cada etapa tem o seu próprio complexo ativado. Não tem sentido falar em molecularidade para uma reação global que seja o resultado de uma série de etapas.

Cada etapa tem a sua molecularidade.

### Exemplo

Para a reação:



1ª etapa:



molecularidade = 3

2ª etapa:



molecularidade = 2

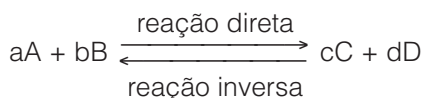


**Uma reação reversível:** No primeiro tubo, vapor d'água reage com ferro metálico produzindo óxido de ferro (III) e hidrogênio. Este hidrogênio entra no segundo tubo, reage com óxido de ferro (III), fornecendo novamente ferro e vapor d'água. A equação da reação é:

$$2 \text{Fe}(s) + 3 \text{H}_2\text{O}(v) \rightleftharpoons \text{Fe}_2\text{O}_3(s) + 3 \text{H}_2(g)$$

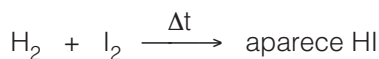
## 1. REAÇÃO REVERSÍVEL

É uma reação que pode realizar-se em ambos os sentidos.



### Exemplo

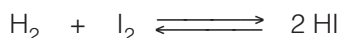
Colocando-se em um recipiente  $\text{H}_2$  e  $\text{I}_2$ , decorrido um certo tempo, verifica-se o aparecimento de HI. Isso significa que  $\text{H}_2$  reage com  $\text{I}_2$ , formando HI.



Em outro recipiente, coloca-se HI. Depois de certo tempo, aparecem  $\text{H}_2$  e  $\text{I}_2$ . Isso significa que o HI se decompõe, formando  $\text{H}_2$  e  $\text{I}_2$ .

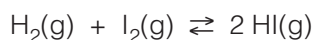


Temos, portanto, uma reação reversível.



## 2. EXEMPLO DE EQUILÍBRIO QUÍMICO

Consideremos a reação reversível:



Começamos a reação colocando hidrogênio e iodo em um recipiente fechado.

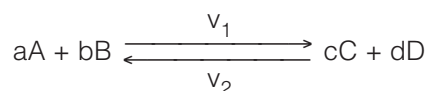
Assim que se constitui certa quantidade de iodeto de hidrogênio, ela começa a se decompor, formando hidrogênio e iodo.

Observe que os reagentes não são consumidos completamente. No final do processo, temos uma mistura em equilíbrio, que contém tanto produtos como reagentes.

## 3. CONCEITO DE EQUILÍBRIO

Todo sistema que reage de maneira reversível procura espontaneamente o equilíbrio.

Seja a reação reversível:



À medida que vai passando o tempo, as concentrações dos reagentes A e B vão diminuindo e, conseqüentemente, diminui a velocidade da reação direta  $v_1$ . As concentrações dos produtos C e D vão aumentando, e aumenta a velocidade da reação inversa  $v_2$ .

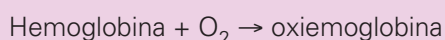
Quando a velocidade da reação direta  $v_1$  se igualar à velocidade da reação inversa  $v_2$ , dizemos que foi atingido o equilíbrio.

As concentrações dos reagentes e produtos variam à medida que o tempo passa até atingir o equilíbrio químico.

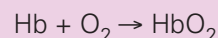


### Saiba mais

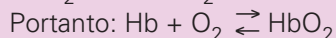
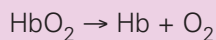
Uma reação reversível, extremamente importante para a vida, está relacionada com o transporte do oxigênio atmosférico ( $\text{O}_2$ ) para as várias partes do corpo humano. Esse transporte é realizado pela hemoglobina, uma proteína complexa existente no sangue. A hemoglobina liga-se ao  $\text{O}_2$  nos pulmões, formando a oxiemoglobina.



Simplificadamente:



A oxiemoglobina é levada, pela corrente sanguínea, às várias partes do corpo, onde o oxigênio é liberado para ser usado nos processos metabólicos. Forma-se novamente a hemoglobina.



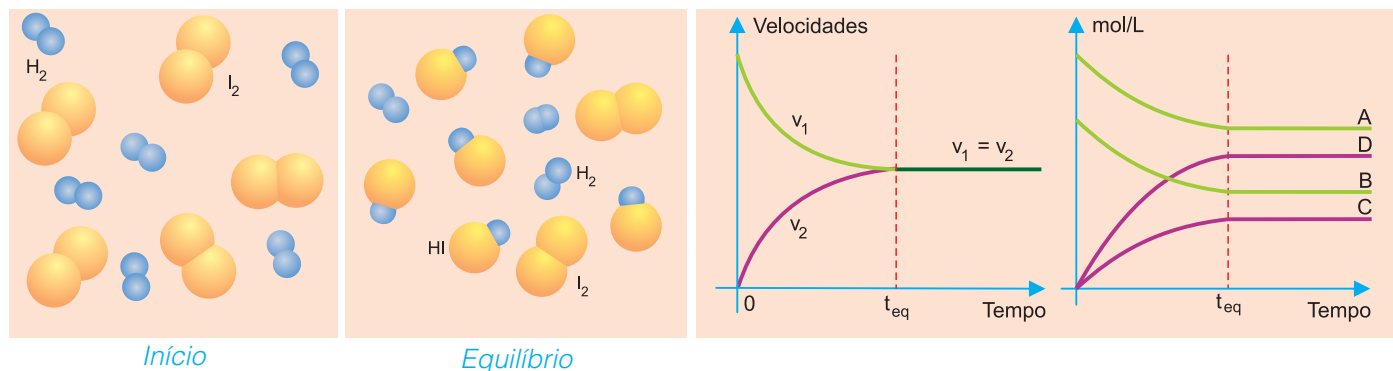
## 4. CARACTERÍSTICAS DO EQUILÍBRIO

- A velocidade da reação direta  $v_1$  é igual à velocidade da reação inversa  $v_2$ .
- O equilíbrio é dinâmico, ambas as reações continuam ocorrendo com velocidades iguais.

- As concentrações de todas as substâncias presentes no equilíbrio não variam mais.
- As propriedades macroscópicas do sistema não mais se alteram.
- A energia armazenada pelo sistema é a menor possível, daí o equilíbrio ser procurado espontaneamente.

### Observação

Todas as reações reversíveis caminham espontaneamente para o equilíbrio e assim permanecem, a menos que um fator externo modifique tal situação. O equilíbrio existe, portanto, em um sistema fechado.

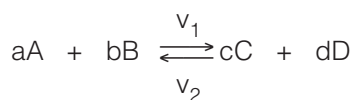


## MÓDULO 18

## Constantes de Equilíbrio

### 1. CONSTANTE DE EQUILÍBRIO

Dada a reação reversível abaixo e denominados a, b, c e d os respectivos coeficientes:



$$v_1 = k_1 [A]^a \cdot [B]^b$$

$$v_2 = k_2 [C]^c \cdot [D]^d$$

Como no equilíbrio  $v_1 = v_2$ , temos:

$$k_1 [A]^a \cdot [B]^b = k_2 [C]^c \cdot [D]^d$$

Passando as constantes para um mesmo lado, fazemos  $k_1/k_2$ .

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Como a relação entre duas constantes é uma terceira constante, vem

$$K = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

que é a expressão da constante de equilíbrio.

### Observação

O fato de fazermos  $k_1/k_2$ , em vez de  $k_2/k_1$ , é mera convenção.

### 2. TIPOS DE CONSTANTE DE EQUILÍBRIO

- a)  $K_c$  – constante de equilíbrio em termos de unidades de concentrações em quantidade de matéria (mol/L).

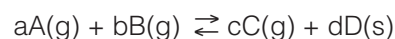
É dada pelo quociente

$$K_c = \frac{[\text{Produtos}]^p}{[\text{Reagentes}]^r}$$

De sua expressão, não participam substâncias que apresentam

concentração constante como, por exemplo, um sólido, e o seu valor varia com a temperatura.

### Exemplo



$$K_c = \frac{[C]^c}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

- b)  $K_p$  – constante de equilíbrio em termos de unidades de pressões parciais (atm ou mmHg).

É dada pelo quociente

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

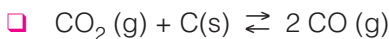
De sua expressão, só participam substâncias gasosas, e o seu valor também varia com a temperatura.

### Exemplo

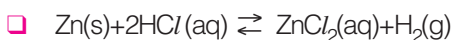


$$K_p = \frac{(p_C)^c \cdot (p_D)^d}{(p_A)^a \cdot (p_B)^b}$$

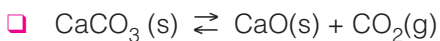
### 3. ALGUNS EXEMPLOS DE CONSTANTES DE EQUILÍBRIO



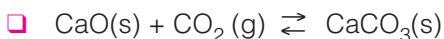
$$K_c = \frac{[CO]^2}{[CO_2]} \quad K_p = \frac{(p_{CO})^2}{p_{CO_2}}$$



$$K_c = \frac{[ZnCl_2] \cdot [H_2]}{[HCl]^2} \quad K_p = p_{H_2}$$



$$K_c = [CO_2] \quad K_p = p_{CO_2}$$



$$K_c = \frac{1}{[CO_2]} \quad K_p = \frac{1}{p_{CO_2}}$$

### 4. VALORES NUMÉRICOS

$K_c$  e  $K_p$  só irão alterar-se se variar a temperatura.

A constante de equilíbrio, para uma dada reação, depende unicamente da temperatura. Para a reação:



temos:

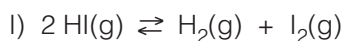
a) a 100°C

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = 0,36$$

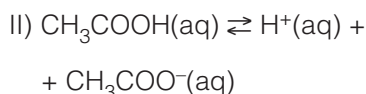
b) a 150°C

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = 3,2$$

### Exemplos



$$K_c = 0,018 \text{ a } 423^\circ\text{C}$$



$$K_c = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ a } 25^\circ\text{C}$$

O valor numérico da constante de equilíbrio de uma reação é uma expressão da tendência de os reagentes se transformarem em produtos.

Se o valor de  $K$  é menor do que 1, a concentração do reagente predomina, isto é, a reação ocorre em pequena extensão, da esquerda para a direita. Se  $K$  é grande, a formação

do produto é favorecida, isto é, a reação ocorre em grande extensão, da esquerda para a direita.

### 5. RELAÇÃO ENTRE $K_p$ e $K_c$

O  $K_p$  pode ser calculado a partir do  $K_c$ . Basta estabelecermos a relação:

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

em que

$K_p$  = constante de equilíbrio em termos de pressão parcial.

$K_c$  = constante de equilíbrio em termos de concentração.

$R$  = constante geral dos gases perfeitos.  
(0,082 atm · L/K · mol)

$T$  = temperatura absoluta (Kelvin)

$\Delta n$  = variação da quantidade de matéria da reação, considerando apenas os gases.

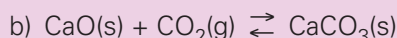
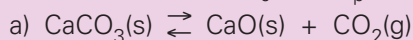
### Observação

O  $\Delta n$  é calculado a partir dos coeficientes da reação (quantidade em mols final menos quantidade em mols inicial).



### Saiba mais

Dar a expressão do  $K_c$  e do  $K_p$  para as reações:



### Resolução

$[CaO]$  = constante

$[CaCO_3]$  = constante

$$a) K'_c = \frac{[CaO] \cdot [CO_2]}{[CaCO_3]}$$

$$\frac{K'_c \cdot [CaCO_3]}{[CaO]} = [CO_2] \therefore K_c = [CO_2]; K_p = p_{CO_2}$$

$$b) K'_c = \frac{[CaCO_3]}{[CaO] \cdot [CO_2]} \therefore \frac{K'_c \cdot [CaO]}{[CaCO_3]} = \frac{1}{[CO_2]}$$

$$K_c = \frac{1}{[CO_2]} \quad K_p = \frac{1}{p_{CO_2}}$$

## MÓDULO 11

## Conceito e Nomenclatura de Óxidos

## 1. DEFINIÇÃO

Óxidos são compostos binários (dois elementos) nos quais o oxigênio é o elemento mais eletronegativo.

**Exemplos**

$\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{NO}_2$  etc.

Os principais elementos que não formam óxidos são: flúor, ouro, hélio e neônio.

## 2. NOMENCLATURA DOS ÓXIDOS

Há fundamentalmente dois modos para dar nome aos óxidos. Um deles é mais utilizado para os **óxidos iônicos** e o outro para os **óxidos moleculares**. Vejamos cada caso:

□ **Óxidos iônicos**

**metal + oxigênio = óxido iônico**

**Exemplos**

$\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$

Ela obedece à regra: "óxido de" seguido pelo nome do metal. Caso seja um metal que forme mais de um cátion, então deve-se acrescentar, no final, um número, em algarismos romanos e entre parênteses, que corresponde à carga do cátion do metal.

Óxido de ..... + carga do cátion (algarismos romanos)

**Exemplos**

$\text{K}_2\text{O}$ : óxido de potássio

$\text{CaO}$ : óxido de cálcio

$\text{FeO}$ : óxido de ferro (II)

$\text{Fe}_2\text{O}_3$ : óxido de ferro (III)

□ **Óxidos moleculares**

**não metal + oxigênio = óxido molecular**

**Exemplos**

$\text{CO}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{NO}$

Utiliza prefixos para indicar a quantidade do não metal e do oxigênio. O prefixo mono pode ser omitido quando usado na frente do nome do não metal.

$\left[ \begin{array}{c} \text{mono} \\ \text{di} \\ \text{tri} \\ \dots \end{array} \right] + \text{óxido de} \left[ \begin{array}{c} \text{di} \\ \text{tri} \\ \dots \end{array} \right] +$

+ nome do não metal

mono = um

tri = três

penta = cinco

hepta = sete

di = dois

tetra = quatro

hexa = seis

**Exemplos**

$\text{NO}_2$ : dióxido de nitrogênio

$\text{SO}_3$ : trióxido de enxofre

$\text{CO}_2$ : dióxido de carbono

$\text{Cl}_2\text{O}_6$ : hexóxido de dicloro

## 3. PRINCIPAIS TIPOS DE ÓXIDOS

□ **Óxidos básicos comuns**

Óxidos dos metais alcalinos (grupo 1) e alcalinoterrosos (grupo 2).

**Exemplos**

$\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{BaO}$

Reações

**Óxido básico + água → base**  
**Óxido básico + ácido →**  
**→ sal + água**

**Exemplos**

$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$

cal virgem                      cal hidratada

$\text{CaO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$



CaO: óxido de cálcio



Reação de CaO com  $\text{H}_2\text{O}$ .

□ **Óxidos ácidos comuns**

**óxidos dos não metais**

**Exemplos**

$\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{NO}_2$ .

Reações

**Óxido ácido + água → ácido**  
**Óxido ácido + base →**  
**→ sal + água**

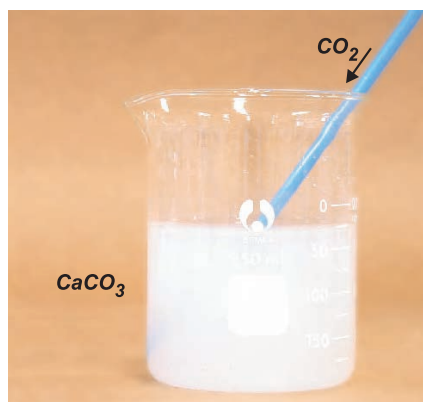
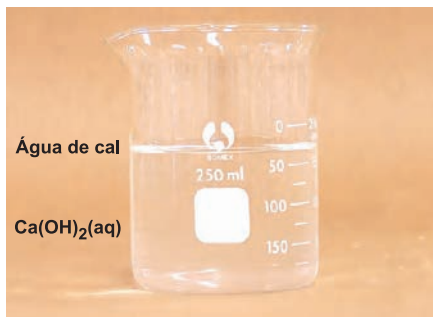
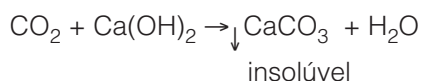
**Exemplos**

$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$

$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$

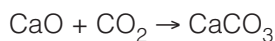
**O gás carbônico ( $\text{CO}_2$ ) está presente na água da chuva, na água com gás e nos refrigerantes.**

## Reação para identificar a presença de CO<sub>2</sub>



### Nota

#### Óxido básico + óxido ácido = sal



#### ❑ Óxidos neutros

Óxidos neutros são óxidos que não reagem com a água, nem com os ácidos, nem com as bases. Os mais importantes são CO, NO e N<sub>2</sub>O (gás hilariante).

#### ❑ Peróxidos

Peróxidos são óxidos em que o oxigênio tem Nox = -1.

#### Exemplos

H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>: peróxido de hidrogênio (água oxigenada)

Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>: peróxido de sódio

BaO<sub>2</sub>: peróxido de bário

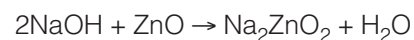
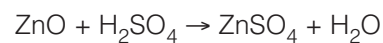
#### ❑ Óxidos anfóteros

Os óxidos anfóteros são, em geral, sólidos, iônicos, insolúveis na água e formados:

• ou por metais: ZnO; Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>; SnO e SnO<sub>2</sub>

• ou por semimetais: As<sub>2</sub>O<sub>3</sub> e As<sub>2</sub>O<sub>5</sub>

Reações:



### Nota

Quando um metal forma vários óxidos, é interessante notar que o caráter do óxido passa, gradativamente, de básicos para anfótero e depois para o ácido, à medida que a carga do metal vai crescendo:

2+  
CrO

óxido básico

3+  
Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

óxido anfótero

6+  
CrO<sub>3</sub>

óxido ácido

## 4. PRINCIPAIS ÓXIDOS

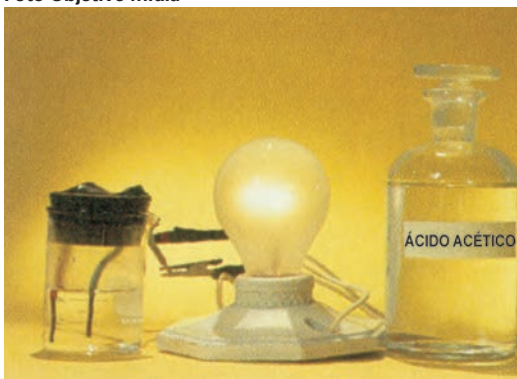
| ÓXIDOS  | CARACTERÍSTICAS  |
|---|--|
| CaO   | <b>cal virgem ou cal viva</b> , pintura a cal, argamassa, adição aos solos para diminuir acidez.   |
| CO <sub>2</sub>                                   | <b>gás carbônico</b> , efeito estufa, gás da água com gás, refrigerantes e certas bebidas alcoólicas, no estado sólido é conhecido como gelo seco, sendo também utilizado no extintor de incêndio. |
| CO  | tóxico, poluente.  |
| SO <sub>2</sub>                                   | tóxico, poluente, causa a chuva ácida (H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> ).   |
| NO <sub>2</sub>                                   | gás marrom, poluente, causa a chuva ácida (HNO <sub>3</sub> )  |
| Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>                    | <b>hematita</b> , produção do ferro.   |
| Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> x H <sub>2</sub> O | <b>bauxita</b> , produção do alumínio.   |
| SnO <sub>2</sub>                                  | <b>cassiterita</b> , produção do estanho.  |



Foto Objetivo Mídia



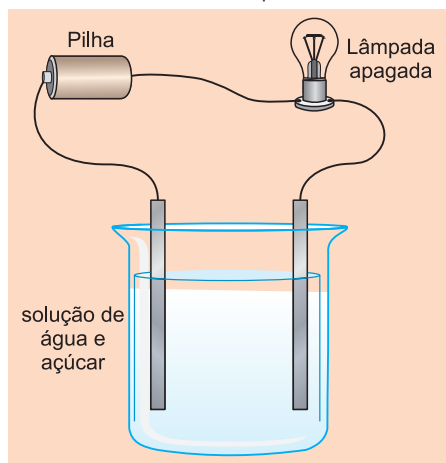
Foto Objetivo Mídia



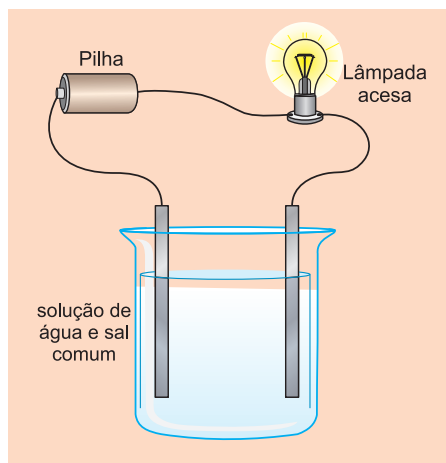
Uma solução aquosa de HCl é boa condutora de eletricidade. A lâmpada brilha intensamente. Já a solução de ácido acético ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) faz a lâmpada acender fracamente.

### 1. ELETRÓLITO

Arrhenius verificou, no final do século XIX, que algumas soluções aquosas induzem corrente elétrica, e outras não. Por exemplo:

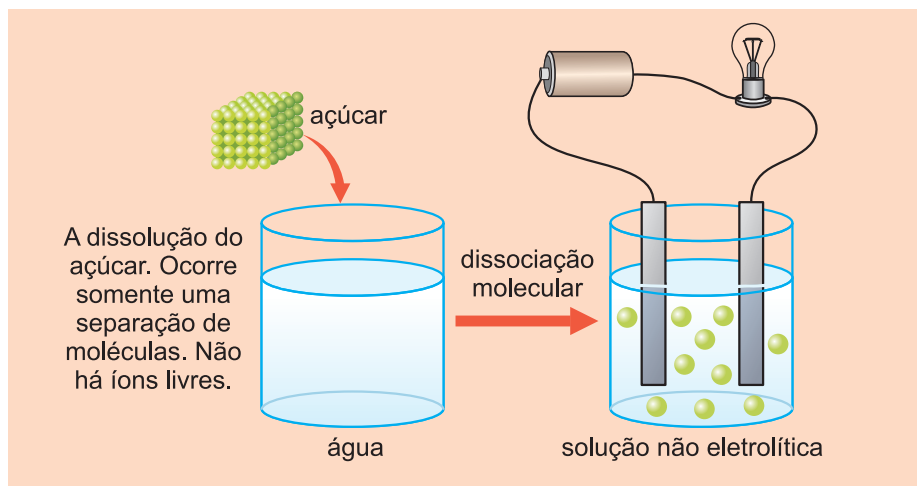


A lâmpada se mantém apagada, provando que a solução de água e açúcar não permite a passagem da corrente elétrica (solução não eletrolítica).

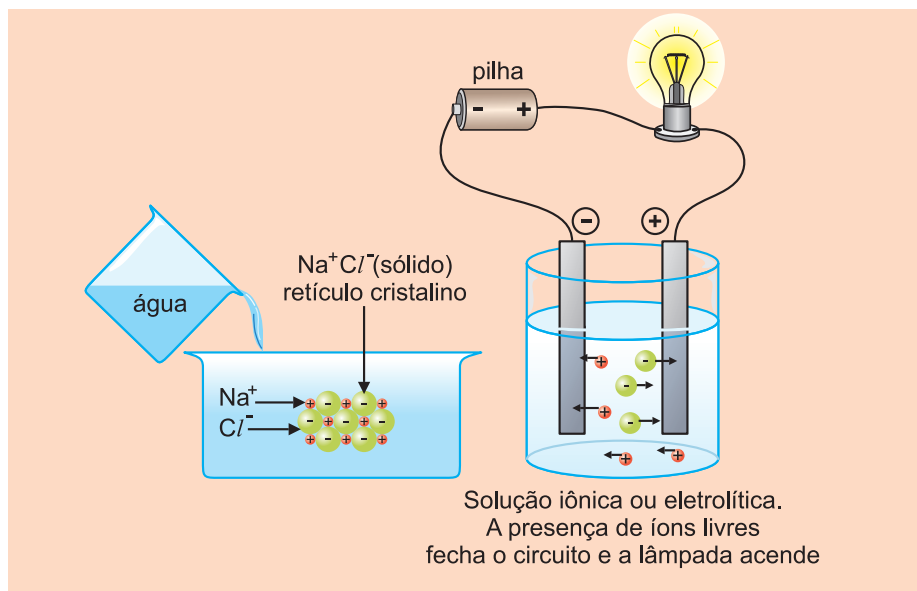


A lâmpada se acende, provando que a solução de água e sal permite a passagem da corrente elétrica (solução eletrolítica).

Como se explica essa diferença? Arrhenius explicou do seguinte modo: o açúcar (e outros não eletrólitos), quando dissolvido na água, se subdivide em moléculas ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) que são eletricamente neutras e, portanto, insensíveis ao campo elétrico: sendo assim, a corrente elétrica não pode fluir pela solução.



O sal (e demais eletrólitos), quando dissolvidos na água, se subdivide em partículas carregadas eletricamente e denominadas **íons** (no caso do sal temos  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$ ). Os íons positivos (cátions) caminham em direção ao polo negativo: desse modo, a corrente elétrica pode fluir pela solução e, como o circuito elétrico não fica interrompido, a lâmpada acende.



## Conclusões

**Solução eletrolítica ou iônica** é aquela que contém íons e, portanto, é condutora elétrica.

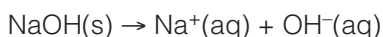
**Solução não eletrolítica ou molecular** é aquela que não contém íons e, portanto, é não condutora elétrica.

**Eletrólito** é uma substância que ao ser dissolvida em água produz uma solução eletrolítica. Principais eletrólitos: **ácidos, bases e sais**.

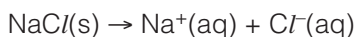
## 2. DISSOCIAÇÃO IÔNICA E IONIZAÇÃO

• **Dissociação iônica** é a separação dos íons de uma substância iônica (base e sal), que acontece quando ela se dissolve em água.

### Exemplos



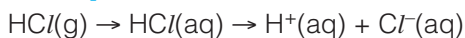
Na **dissolução** do NaOH em água ocorre **dissociação iônica**.



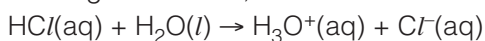
Na dissolução do NaCl em água ocorre **dissociação iônica**.

• Ionização é a formação de íons que acontece quando algumas substâncias moleculares (ácidos) se dissolvem em água.

### Exemplo



Mais rigorosamente, temos:



Na **dissolução** do HCl em água ocorre **ionização**.

### Conclusão

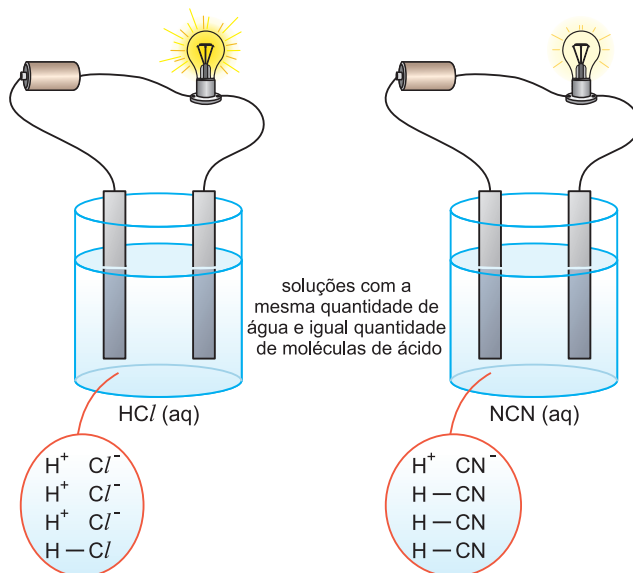
A dissociação é apenas **separação de partículas**, enquanto na ionização há **formação de íons**.

## 3. FORÇA DOS ÁCIDOS

Em presença de água, nem todos os ácidos se ionizam com a mesma intensidade.

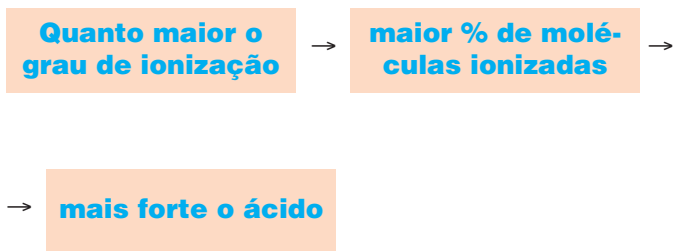
O HCl, por exemplo, é um tipo de ácido que é ionizado quase completamente, ou seja, a maioria da suas moléculas sofre ionização. Ácidos desse tipo são chamados de **ácidos fortes**.

Outros, como o HCN, são ionizados em pequena intensidade e, por isso, denominados **ácidos fracos**.



A força de um ácido pode ser medida pelo seu grau de ionização ( $\alpha$ ).

O **grau de ionização** ( $\alpha$ ) indica a porcentagem das moléculas dissolvidas na água que sofreram ionização.



$$\alpha = \frac{\text{número de moléculas ionizadas}}{\text{número total de moléculas dissolvidas}}$$

Para o HCl, por exemplo, temos  $\alpha = 92\%$ . Isso significa que, em cada 100 moléculas, 92 sofrem ionização.

|                     |     |   |                |   |                 |
|---------------------|-----|---|----------------|---|-----------------|
|                     | HCl | → | H <sup>+</sup> | + | Cl <sup>-</sup> |
| dissolvidas         | 100 |   | —              |   | —               |
| ionizam e se formam | 92  |   | 92             |   | 92              |
| final               | 8   |   | 92             |   | 92              |

Em virtude dos valores do grau de ionização temos para os principais ácidos:

ácidos fortes:  $\text{HC/O}_4$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$

ácidos fracos: os demais ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{CCOOH}$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ )

Além do cálculo do grau de ionização, temos uma regra empírica que compara a força dos oxoácidos.

$$m = n^\circ \text{O} - n^\circ \text{H} \text{ (ionizável)}$$

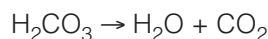
$$m = 3 > m = 2 > m = 1 > m = 0$$



força ácida diminui  $\longrightarrow$

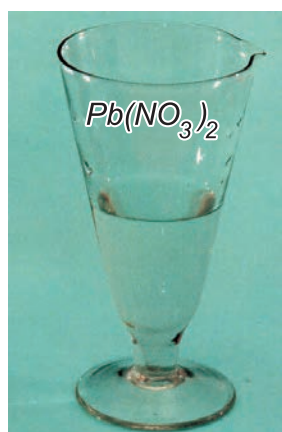
### Nota

O ácido carbônico ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ) é fraco ( $\alpha = 0,18\%$ ) devido a sua instabilidade.



## MÓDULO 13

## Reação de Dupla-Troca I



+



$\longrightarrow$



+



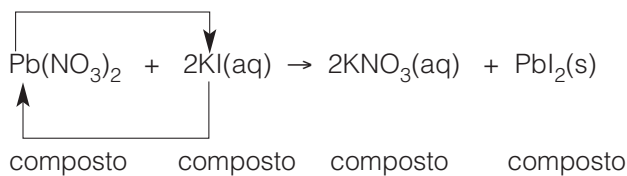
$\longrightarrow$



As duas soluções reagem formando um precipitado amarelo de iodeto de chumbo.

### 1. REAÇÕES DE DUPLA-TROCA

Dois compostos reagem entre si, trocando seus componentes e dando origem a dois novos compostos.



Pb e K "trocam de parceiros"

### 2. PREVISÃO DE OCORRÊNCIA DE UMA REAÇÃO DE DUPLA-TROCA

Há três condições para a ocorrência de uma reação de dupla-troca. Basta que uma delas seja satisfeita para que a reação ocorra:

- Reagentes solúveis formando ao menos um produto **insolúvel**.
- Reagentes **não voláteis** formando ao menos um produto **volátil**.

- Reagentes **muito dissociados/ionizados** (eletrólitos fortes) formando ao menos um produto **pouco dissociado/ionizado** (eletrólito fraco).

Os reagentes usados em reação de dupla-troca são: ácidos, bases e sais.

### 3. REGRAS DE SOLUBILIDADE EM ÁGUA

Com o conhecimento de certas regras, podemos presumir se um composto é ou não solúvel em água, sem utilizar o valor da solubilidade (S) do composto.

#### Observação

Quando se afirma que um composto é insolúvel, na verdade queremos dizer que sua solubilidade em água é muito pequena, pois nenhum composto é totalmente insolúvel.

**Regra fundamental:** Compostos que contêm cátions dos metais alcalinos (grupo 1), cátion  $\text{NH}_4^+$  (amônio) ou ânion  $\text{NO}_3^-$  (nitrato) são sempre solúveis.

#### Exemplos



Outras regras são colocadas na tabela:

| Ânions                                     | Solubilidade em água | Exceções                                      |
|--|----------------------|---|
| $Cl^-$ , $Br^-$ , $I^-$                    | solúveis             | $Ag^+$ , $Pb^{2+}$ , $Hg_2^{2+}$              |
| $SO_4^{2-}$                                | solúveis             | $Ba^{2+}$ , $Ca^{2+}$ , $Sr^{2+}$ , $Pb^{2+}$ |
| $S^{2-}$                                   | insolúveis           | $NH_4^+$ e cátions dos grupos 1 e 2           |
| $CO_3^{2-}$ , $PO_4^{3-}$<br>outros ânions | insolúveis           | $NH_4^+$ e cátions do grupo 1                 |

Com relação a bases, temos:

Bases solúveis: cátions do grupo 1 e  $NH_4^+$ ;

Bases parcialmente solúveis: alguns cátions do grupo 2 ( $Ca^{2+}$ ,  $Ba^{2+}$ ,  $Sr^{2+}$ );

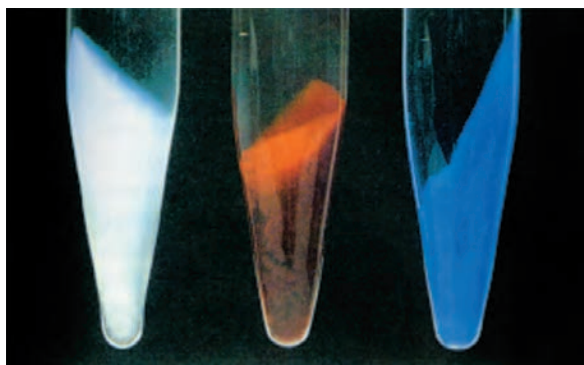
Bases insolúveis: as demais.

### Nota

Substâncias insolúveis que mais são citadas nos exercícios de vestibular:

- $AgCl$       •  $PbCl_2$       •  $CaCO_3$       •  $CaSO_4$
- $Mg(OH)_2$       •  $HgS$       •  $AgBr$       •  $PbBr_2$
- $BaCO_3$       •  $BaSO_4$       •  $Al(OH)_3$       •  $AgI$
- $PbI_2$

### Exemplos de compostos insolúveis



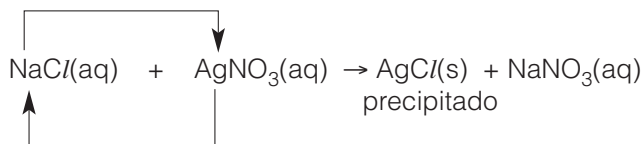
$AgCl$

$Fe(OH)_3$

$Cu(OH)_2$

## 4. REAÇÕES DE DUPLA-TROCA COM PRECIPITAÇÃO

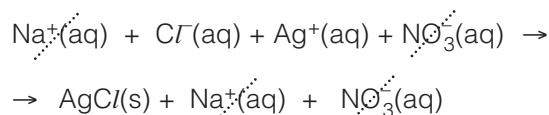
A reação entre  $NaCl$  e  $AgNO_3$  ocorre graças à formação de um composto insolúvel ( $AgCl$ ).



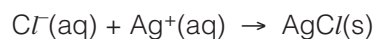
*Precipitação de  $AgCl$  observada no momento em que uma solução aquosa de  $AgNO_3$  é adicionada a uma solução aquosa de  $NaCl$ .*

Podemos escrever a reação entre  $NaCl$  e  $AgNO_3$  na forma iônica, utilizando a seguinte regra:

**Separar os íons dos compostos solúveis e cancelar os íons que não formam o composto insolúvel.**

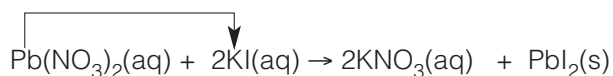


ou

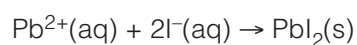


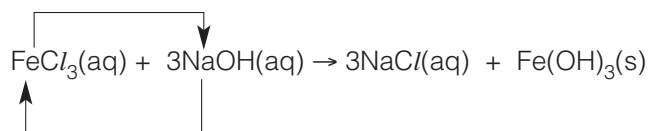
A equação iônica simplificada mostra que os íons  $Ag^+$  combinam-se com os íons  $Cl^-$  e precipitam-se como cloreto de prata,  $AgCl$ .

### Outros exemplos

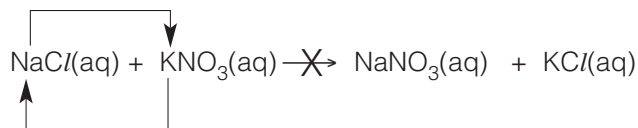
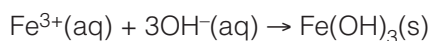


ou





ou



Essa reação não ocorre, pois  $\text{NaNO}_3$  e  $\text{KCl}$  são solúveis.

Pelo que vimos até aqui:

**Uma reação de dupla-troca pode acontecer desde que tenhamos reagentes solúveis e ao menos um produto insolúvel.**

## MÓDULO 14

## Reação de Dupla-Troca II



### 1. REAÇÃO DE DUPLA-TROCA COM FORMAÇÃO DE SUBSTÂNCIA VOLÁTIL

Reagentes: sal com ácido (mais comum) e sal com base.

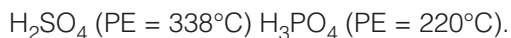
Dizemos que uma substância é volátil quando pode se transformar em vapor por um suave aquecimento, portanto, possuem baixo ponto de ebulição.

De modo geral, os ácidos são voláteis.

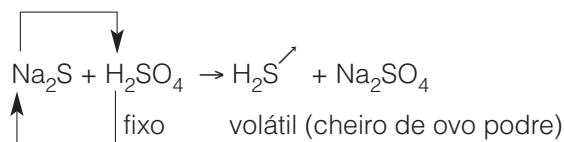
#### Ácidos voláteis:



#### Ácidos não voláteis ou fixos:

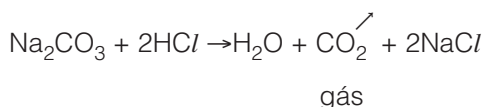
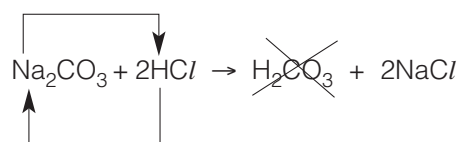


Exemplo de reação de dupla-troca com formação de um ácido volátil.



#### Observação

• Se uma reação produz  $\text{H}_2\text{CO}_3$  (ácido volátil e instável) substitua-o por  $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ .

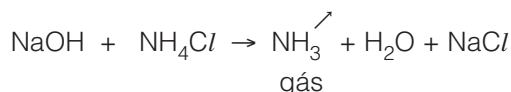
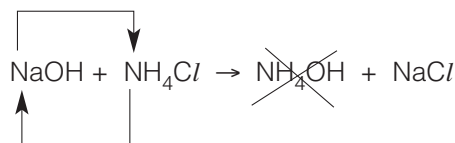


A reação entre as soluções de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  e  $\text{HCl}$  ocorreu por causa da liberação de  $\text{CO}_2$  gasoso proveniente do  $\text{H}_2\text{CO}_3$  que é volátil e instável.



*Efervescência observada após se adicionar uma solução aquosa de  $\text{HCl}$  a outra de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .*

• Se uma reação produz  $\text{NH}_4\text{OH}$  (base volátil e instável) substitua-a por  $\text{NH}_3$  e  $\text{H}_2\text{O}$ .



A reação entre as soluções de  $\text{NaOH}$  e  $\text{NH}_4\text{Cl}$  ocorreu por causa da liberação de  $\text{NH}_3$  gasoso proveniente de  $\text{NH}_4\text{OH}$  que é uma base volátil e instável.

## Conclusão

Uma reação de dupla-troca pode acontecer mesmo sem haver precipitação. Para isso, basta que tenhamos reagentes não voláteis e ao menos um produto volátil.

## 2. REAÇÃO DE DUPLA-TROCA COM FORMAÇÃO DE UM ÁCIDO FRACO OU UMA BASE FRACA

### Força dos ácidos

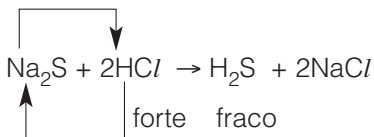
**Ácido forte** é aquele que ioniza bastante. Para cada 100 moléculas de HCl dissolvidas, 92 ionizam formando 92 íons  $\text{H}_3\text{O}^+$  e 92 íons  $\text{Cl}^-$ .

**Ácido fraco** é aquele que ioniza pouco. Dissolvendo 100 moléculas de HCN, apenas uma ioniza formando 1 íon  $\text{H}_3\text{O}^+$  e 1 íon  $\text{CN}^-$ .

**Ácidos fortes:**  $\text{HClO}_4$ , HI, HBr, HCl,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$

**Ácidos fracos:** os demais (HCN,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ , HF,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  etc)

### Exemplo



### Força das bases

|              |  |
|--------------|--|
| Bases fortes | solúveis em água: NaOH, KOH (grupo 1)<br>parcialmente solúveis em água: $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ , $\text{Sr}(\text{OH})_2$ |
| Bases fracas | as demais (incluindo $\text{Mg}(\text{OH})_2$ e $\text{NH}_3$ )  |

## Observações

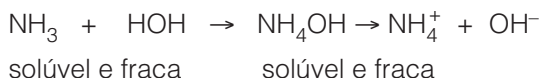
- $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$   
solúvel

Ao dissolver NaOH em água teremos uma grande quantidade de íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{OH}^-$ , portanto, NaOH é uma base forte.

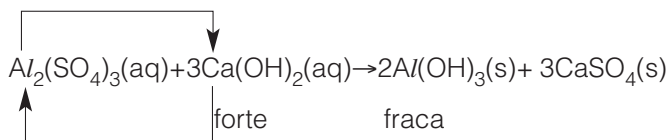
- $\text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^-$   
muito pouco solúvel

Ao dissolver  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  em água teremos uma pequena quantidade de íons  $\text{Mg}^{2+}$  e  $\text{OH}^-$ , portanto,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  é uma base fraca.

- Apesar de a **amônia** ser uma base solúvel em água, ela é classificada como **base fraca** porque em suas soluções há baixas concentrações de íons  $\text{OH}^-$ .



### Exemplo



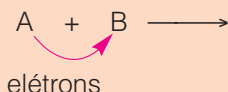
O  $\text{Al}(\text{OH})_3$  formado, que é insolúvel em água, tem o aspecto de flocos de algodão. Esse composto retém em sua superfície muitas das impurezas presentes na água, arrastando-as consigo para o fundo do tanque. Essa reação é feita na estação de tratamento da água.

## Conclusão

Uma reação de dupla-troca também pode ocorrer se entre os produtos figurar um ácido mais fraco ou uma base mais fraca que os reagentes.



As reações de oxidação-redução (oxidorredução ou redox) são processos nos quais ocorre transferência de elétrons. As espécies reagente trocam elétrons durante as colisões.



A maior parte da energia utilizada pela sociedade moderna é produzida por reações de oxidorredução. A queima de combustíveis para aquecer, cozinhar ou produzir energia elétrica ou mecânica envolve a transferência de elétrons.

O processo de respiração, a fotossíntese, a produção de um espelho, a pilha eletroquímica, a eletrólise envolvem reações de oxidorredução.

Até mesmo a corrosão de um metal e o enferrujamento são reações de oxidorredução.



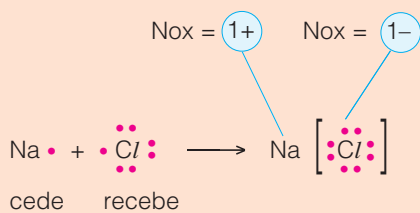
Quando a palha de aço (ferro) aquecida é introduzida em oxigênio, ocorre uma violenta reação:  
 $4Fe(s) + 3O_2(g) \rightarrow 2Fe_2O_3(s)$   
 Esse tipo de reação é de oxidorredução.

## 1. NÚMERO DE OXIDAÇÃO (NOX)

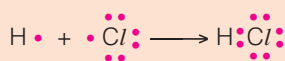
É a carga real ou aparente (imaginária) adquirida pelo átomo ligado.

### Exemplo

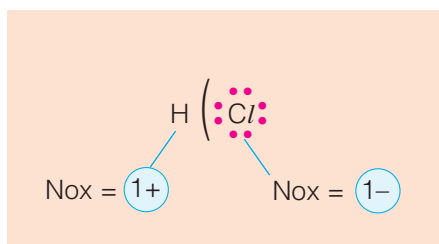
#### Ligação iônica



#### Ligação covalente

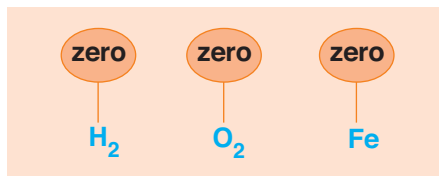


Como o átomo de cloro é mais eletronegativo que o hidrogênio, adquire-se, teoricamente, que o átomo de cloro fique com o par de elétrons.

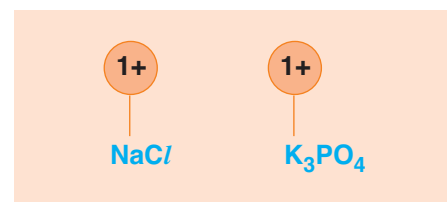


## 2. REGRAS PRÁTICAS PARA O CÁLCULO DO NOX

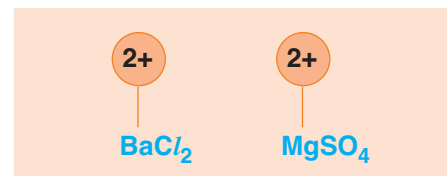
a) Nas substâncias simples, os átomos têm número de oxidação **zero**.



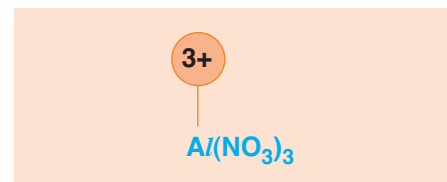
b) Os metais alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs e Fr) e a prata (Ag), nos compostos, têm número de oxidação +1.



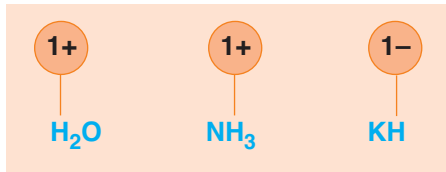
c) Os metais alcalinoterrosos (Be, Mg, Ca, Sr, Ba e Ra), o zinco (Zn) e o cádmio (Cd), nos compostos, têm número de oxidação +2.



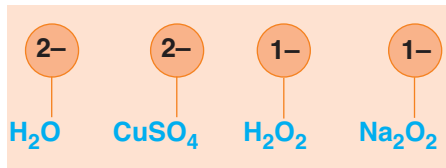
d) O alumínio (Al), nos compostos, tem número de oxidação +3.



e) O hidrogênio, nos compostos, é +1. Nos hidretos metálicos (quando combinado com metal) é -1.



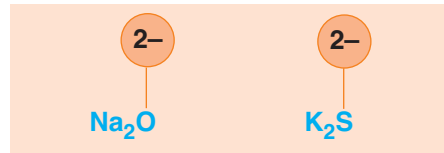
f) O oxigênio nos compostos é -2. Nos peróxidos é -1.



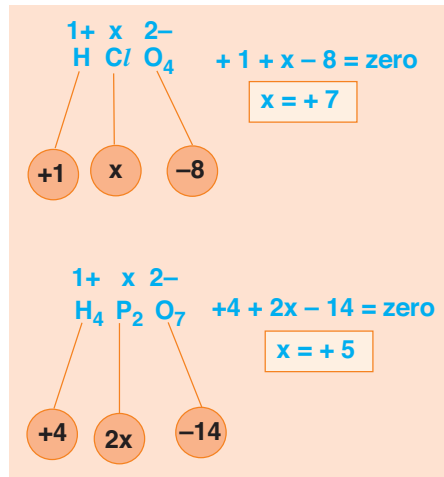
g) Os halogênios (F, Cl, Br, I) na ponta direita da fórmula nos compostos têm número de oxidação -1.



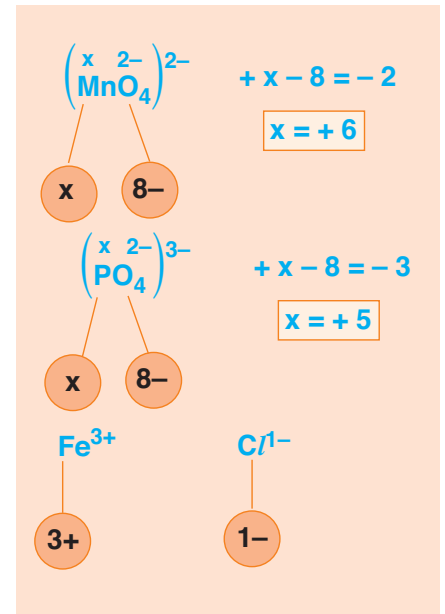
h) Os calcogênios (O, S, Se, Te) na ponta direita da fórmula dos compostos têm Nox -2.



i) O somatório de todos os números de oxidação de um composto é zero.



j) O somatório de todos os números de oxidação em um íon é igual à carga do íon.

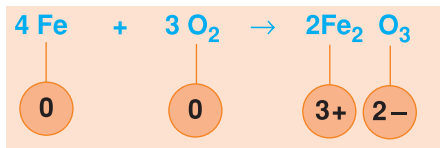


## MÓDULO 16

## Reação de Oxidorredução: Definições

### 1. REAÇÃO DE OXIDORREDUÇÃO

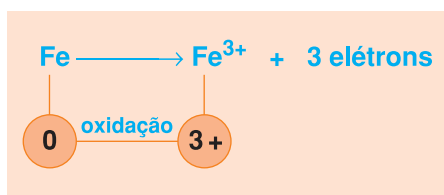
Reações de oxidorredução são as reações que ocorrem com transferência de elétrons e, portanto, nas equações, há variação de número de oxidação.



### 2. OXIDAÇÃO

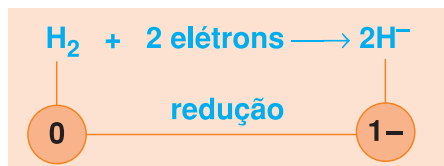
• **Oxidação** é toda transformação na qual há aumento do número de oxidação de uma espécie química, ou seja, perda de elétrons.

A partir disto, quando se diz que um prego (Fe) sofreu oxidação, foi oxidado, ou oxidou-se, significa que ele perdeu elétrons e, portanto, se colocado em termos de equação, o seu número de oxidação aumentou.



### 3. REDUÇÃO

• **Redução** é toda transformação na qual há diminuição do número de oxidação de uma espécie química, ou seja, ganho de elétrons. Assim, quando o gás hidrogênio reage com o sódio para formar hidreto de sódio, ele é reduzido, ou seja, ganha elétrons e o seu número de oxidação diminui.



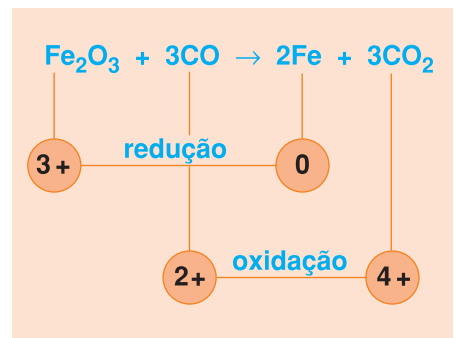
### 4. AGENTE OXIDANTE E REDUTOR

#### Oxidante

Substância reagente que contém um elemento que sofre redução.

#### Redutor

Substância reagente que contém um elemento que sofre oxidação.

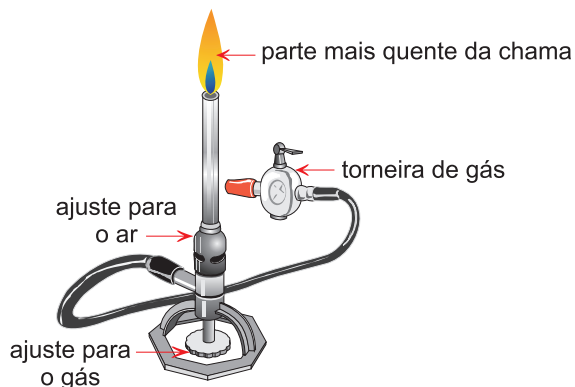


$\text{Fe}_2\text{O}_3$  : oxidante

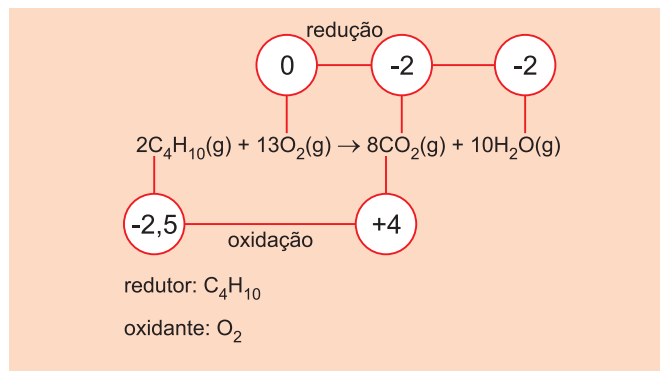
CO : redutor



# Bico de Bunsen



**Bico de Bunsen** é um aparelho ligado ao botijão de gás, que serve como fonte de aquecimento em laboratório. Nele, ocorre a combustão do gás butano,  $C_4H_{10}$ , conforme equação química:



## MÓDULO 17

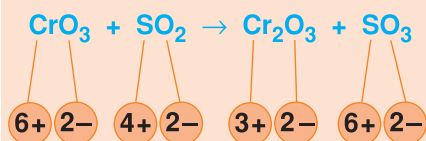
## Acerto de Coeficientes de Equações de Oxidorredução

O processo de balanceamento baseia-se em:

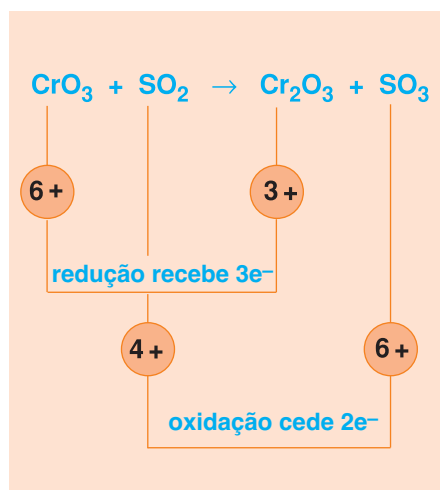
**O NÚMERO TOTAL DE ELÉTRONS CEDIDOS É IGUAL AO NÚMERO TOTAL DE ELÉTRONS RECEBIDOS.**

### Regras práticas

**1ª Regra:** calcular o Nox de cada elemento.



**2ª Regra:** assinalar os “ramais” de oxidação e redução com os respectivos números de  $e^-$  cedidos e recebidos.



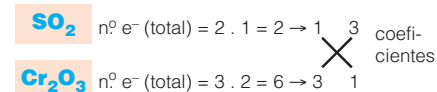
**3ª Regra:** escolher uma substância do ramal oxi e outra do ramal red. Não se pode escolher substância com Nox repetido. Aconselha-se pegar a substância com maior número

de átomos, quando o Nox das duas substâncias do ramal não se repetir.



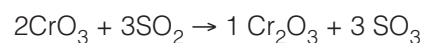
### 4ª Regra

Multiplicar o número de  $e^-$  pela atomicidade dos elementos que sofrem oxidação e redução. Inverter os resultados obtidos (simplifique se possível), que serão os coeficientes das substâncias escolhidas.



### 5ª Regra

Acertar a equação pelo método das tentativas.

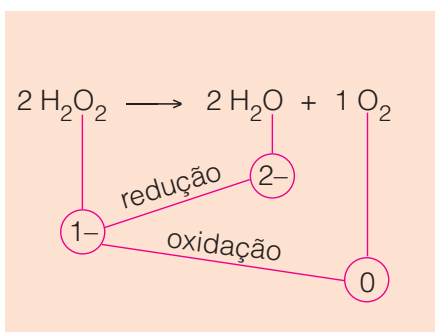


### 1. REAÇÃO DE AUTO-OXIDORREDUÇÃO (DESPROPORCIONAMENTO)

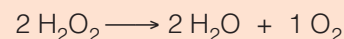
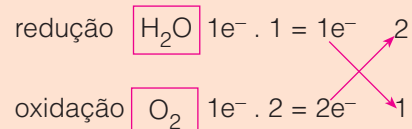
Uma substância contém o elemento que sofre oxidação e redução, isto é, a substância é ao mesmo tempo oxidante e redutora.

#### Exemplo 1

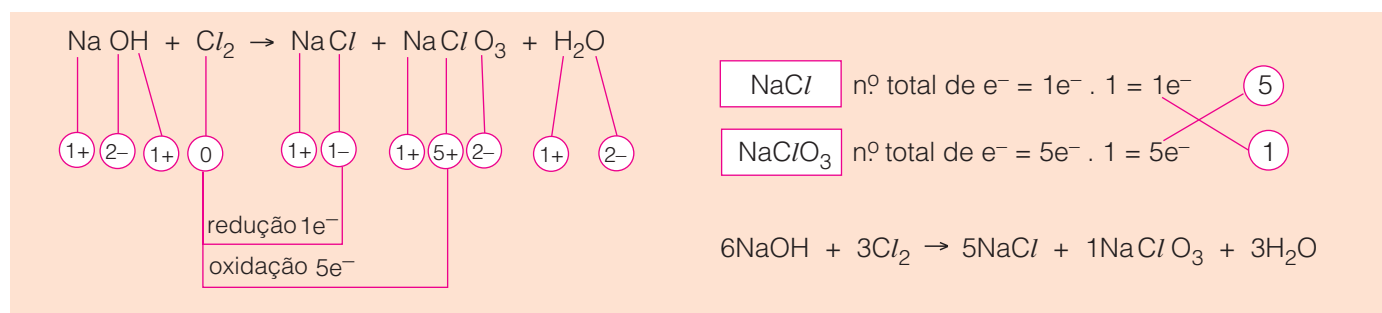
Na reação a seguir,  $H_2O_2$  é oxidante e redutora.



No balanceamento, a substância que participa dos dois ramos ( $H_2O_2$ ) **não** deve ser colocada na moldura.

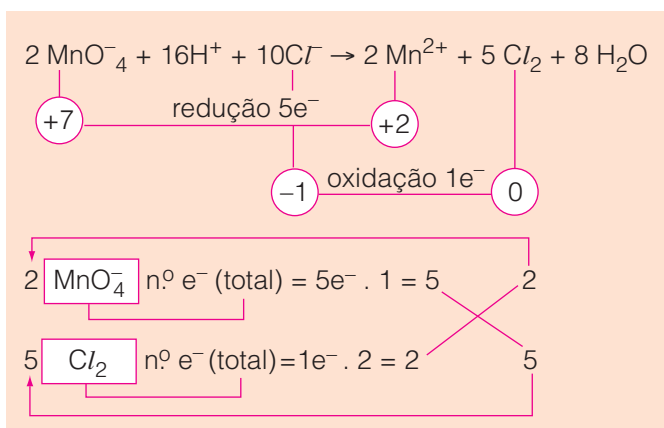


#### Exemplo 2



### 2. EQUAÇÕES IÔNICAS

Em uma equação iônica, somente são escritas as partículas que sofreram alguma transformação.



A soma das cargas do 1º membro é igual à soma das cargas do 2º membro.

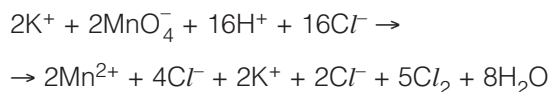
1º membro:  $2(-1) + 16(+1) + 10(-1) = +4$

2º membro:  $2(+2) = +4$

Uma equação molecular para o exemplo dado seria:



Dissociando-se as substâncias:



Simplificando-se as partículas que ficaram intactas:

