

# Físico - Química

## Preparação para Exame Nacional

### Resumo da matéria + Exercícios

Todos os conteúdos que aqui estão são uma compilação de apontamentos de professores, dos manuais escolares e do IAVE.

11

## TABELA DE CONSTANTES

Capacidade térmica mássica da água líquida	$c = 4,18 \times 10^3 \text{ J kg}^{-1} \text{ }^\circ\text{C}^{-1}$
Constante de Avogadro	$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
Constante de gravitação universal	$G = 6,67 \times 10^{-11} \text{ N m}^2 \text{ kg}^{-2}$
Índice de refração do ar	$n = 1,000$
Módulo da aceleração gravítica de um corpo junto à superfície da Terra	$g = 10 \text{ m s}^{-2}$
Módulo da velocidade de propagação da luz no vácuo	$c = 3,00 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}$
Produto iónico da água (a 25 °C)	$K_w = 1,00 \times 10^{-14}$
Volume molar de um gás (PTN)	$V_m = 22,4 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$

## FORMULÁRIO

### • Quantidade, massa e volume

$$n = \frac{N}{N_A} \qquad M = \frac{m}{n} \qquad V_m = \frac{V}{n} \qquad \rho = \frac{m}{V}$$


---

### • Soluções

$$c = \frac{n}{V} \qquad x_A = \frac{n_A}{n_{\text{total}}} \qquad \text{pH} = -\log \{[\text{H}_3\text{O}^+]/\text{mol dm}^{-3}\}$$


---

### • Energia

$$E_c = \frac{1}{2} m v^2 \qquad E_{\text{pg}} = m g h \qquad E_m = E_c + E_p$$

$$W = F d \cos \alpha \qquad \sum W = \Delta E_c \qquad W_{\vec{F}_g} = -\Delta E_{\text{pg}}$$

$$U = RI \qquad P = RI^2 \qquad U = \varepsilon - rI$$

$$E = m c \Delta T \qquad \Delta U = W + Q \qquad E_r = \frac{P}{A}$$


---

### • Mecânica

$$x = x_0 + v_0 t + \frac{1}{2} a t^2 \qquad v = v_0 + a t$$

$$a_c = \frac{v^2}{r} \qquad \omega = \frac{2\pi}{T} \qquad v = \omega r$$

$$\vec{F} = m \vec{a} \qquad F_g = G \frac{m_1 m_2}{r^2}$$


---

### • Ondas e eletromagnetismo

$$\lambda = \frac{v}{f} \qquad \Phi_m = B A \cos \alpha \qquad |\varepsilon_i| = \frac{|\Delta \Phi_m|}{\Delta t}$$

$$n = \frac{c}{v} \qquad n_1 \sin \alpha_1 = n_2 \sin \alpha_2$$

# TABELA PERIÓDICA DOS ELEMENTOS QUÍMICOS

<b>1</b>	<b>2</b>	<b>3</b>	<b>4</b>	<b>5</b>	<b>6</b>	<b>7</b>	<b>8</b>	<b>9</b>	<b>10</b>	<b>11</b>	<b>12</b>	<b>13</b>	<b>14</b>	<b>15</b>	<b>16</b>	<b>17</b>	<b>18</b>																														
1 <b>H</b> 1,01	2 <b>He</b> 4,00	3 <b>Li</b> 6,94	4 <b>Be</b> 9,01	5 <b>B</b> 10,81	6 <b>C</b> 12,01	7 <b>N</b> 14,01	8 <b>O</b> 16,00	9 <b>F</b> 19,00	10 <b>Ne</b> 20,18	11 <b>Na</b> 22,99	12 <b>Mg</b> 24,31	13 <b>Al</b> 26,98	14 <b>Si</b> 28,09	15 <b>P</b> 30,97	16 <b>S</b> 32,06	17 <b>Cl</b> 35,45	18 <b>Ar</b> 39,95																														
		<table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse; text-align: center;"> <tr> <td style="width: 100%; text-align: left;">Número atômico</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;"><b>Elemento</b></td> </tr> <tr> <td style="text-align: left;">Massa atômica relativa</td> </tr> </table>																Número atômico	<b>Elemento</b>	Massa atômica relativa																											
Número atômico																																															
<b>Elemento</b>																																															
Massa atômica relativa																																															
19 <b>K</b> 39,10	20 <b>Ca</b> 40,08	21 <b>Sc</b> 44,96	22 <b>Ti</b> 47,87	23 <b>V</b> 50,94	24 <b>Cr</b> 52,00	25 <b>Mn</b> 54,94	26 <b>Fe</b> 55,85	27 <b>Co</b> 58,93	28 <b>Ni</b> 58,69	29 <b>Cu</b> 63,55	30 <b>Zn</b> 65,38	31 <b>Ga</b> 69,72	32 <b>Ge</b> 72,63	33 <b>As</b> 74,92	34 <b>Se</b> 78,97	35 <b>Br</b> 79,90	36 <b>Kr</b> 83,80																														
37 <b>Rb</b> 85,47	38 <b>Sr</b> 87,62	39 <b>Y</b> 88,91	40 <b>Zr</b> 91,22	41 <b>Nb</b> 92,91	42 <b>Mo</b> 95,95	43 <b>Tc</b>	44 <b>Ru</b> 101,07	45 <b>Rh</b> 102,91	46 <b>Pd</b> 106,42	47 <b>Ag</b> 107,87	48 <b>Cd</b> 112,41	49 <b>In</b> 114,82	50 <b>Sn</b> 118,71	51 <b>Sb</b> 121,76	52 <b>Te</b> 127,60	53 <b>I</b> 126,90	54 <b>Xe</b> 131,29																														
55 <b>Cs</b> 132,91	56 <b>Ba</b> 137,33	57-71 Lantanídeos	72 <b>Hf</b> 178,49	73 <b>Ta</b> 180,95	74 <b>W</b> 183,84	75 <b>Re</b> 186,21	76 <b>Os</b> 190,23	77 <b>Ir</b> 192,22	78 <b>Pt</b> 195,08	79 <b>Au</b> 196,97	80 <b>Hg</b> 200,59	81 <b>Tl</b> 204,38	82 <b>Pb</b> 207,2	83 <b>Bi</b> 208,98	84 <b>Po</b>	85 <b>At</b>	86 <b>Rn</b>																														
87 <b>Fr</b>	88 <b>Ra</b>	89-103 Actinídeos	104 <b>Rf</b>	105 <b>Db</b>	106 <b>Sg</b>	107 <b>Bh</b>	108 <b>Hs</b>	109 <b>Mt</b>	110 <b>Ds</b>	111 <b>Rg</b>	112 <b>Cn</b>	113 <b>Nh</b>	114 <b>Fl</b>	115 <b>Mc</b>	116 <b>Lv</b>	117 <b>Ts</b>	118 <b>Og</b>																														
<table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse; text-align: center;"> <tr> <td>57 <b>La</b> 138,91</td> <td>58 <b>Ce</b> 140,12</td> <td>59 <b>Pr</b> 140,91</td> <td>60 <b>Nd</b> 144,24</td> <td>61 <b>Pm</b></td> <td>62 <b>Sm</b> 150,36</td> <td>63 <b>Eu</b> 151,96</td> <td>64 <b>Gd</b> 157,25</td> <td>65 <b>Tb</b> 158,93</td> <td>66 <b>Dy</b> 162,50</td> <td>67 <b>Ho</b> 164,93</td> <td>68 <b>Er</b> 167,26</td> <td>69 <b>Tm</b> 168,93</td> <td>70 <b>Yb</b> 173,05</td> <td>71 <b>Lu</b> 174,97</td> </tr> <tr> <td>89 <b>Ac</b></td> <td>90 <b>Th</b> 232,04</td> <td>91 <b>Pa</b> 231,04</td> <td>92 <b>U</b> 238,03</td> <td>93 <b>Np</b></td> <td>94 <b>Pu</b></td> <td>95 <b>Am</b></td> <td>96 <b>Cm</b></td> <td>97 <b>Bk</b></td> <td>98 <b>Cf</b></td> <td>99 <b>Es</b></td> <td>100 <b>Fm</b></td> <td>101 <b>Md</b></td> <td>102 <b>No</b></td> <td>103 <b>Lr</b></td> </tr> </table>																		57 <b>La</b> 138,91	58 <b>Ce</b> 140,12	59 <b>Pr</b> 140,91	60 <b>Nd</b> 144,24	61 <b>Pm</b>	62 <b>Sm</b> 150,36	63 <b>Eu</b> 151,96	64 <b>Gd</b> 157,25	65 <b>Tb</b> 158,93	66 <b>Dy</b> 162,50	67 <b>Ho</b> 164,93	68 <b>Er</b> 167,26	69 <b>Tm</b> 168,93	70 <b>Yb</b> 173,05	71 <b>Lu</b> 174,97	89 <b>Ac</b>	90 <b>Th</b> 232,04	91 <b>Pa</b> 231,04	92 <b>U</b> 238,03	93 <b>Np</b>	94 <b>Pu</b>	95 <b>Am</b>	96 <b>Cm</b>	97 <b>Bk</b>	98 <b>Cf</b>	99 <b>Es</b>	100 <b>Fm</b>	101 <b>Md</b>	102 <b>No</b>	103 <b>Lr</b>
57 <b>La</b> 138,91	58 <b>Ce</b> 140,12	59 <b>Pr</b> 140,91	60 <b>Nd</b> 144,24	61 <b>Pm</b>	62 <b>Sm</b> 150,36	63 <b>Eu</b> 151,96	64 <b>Gd</b> 157,25	65 <b>Tb</b> 158,93	66 <b>Dy</b> 162,50	67 <b>Ho</b> 164,93	68 <b>Er</b> 167,26	69 <b>Tm</b> 168,93	70 <b>Yb</b> 173,05	71 <b>Lu</b> 174,97																																	
89 <b>Ac</b>	90 <b>Th</b> 232,04	91 <b>Pa</b> 231,04	92 <b>U</b> 238,03	93 <b>Np</b>	94 <b>Pu</b>	95 <b>Am</b>	96 <b>Cm</b>	97 <b>Bk</b>	98 <b>Cf</b>	99 <b>Es</b>	100 <b>Fm</b>	101 <b>Md</b>	102 <b>No</b>	103 <b>Lr</b>																																	

## **Física 10 e 11**

### **ENERGIA E SUA CONSERVAÇÃO**

- - Energia e movimentos
- - Energia e fenómenos elétricos
- - Energia, fenómenos térmicos e radiação

### **MECÂNICA**

- - Tempo, posição e velocidade
- - Interações e seus efeitos
- - Forças e movimentos

### **ONDAS E ELETROMAGNETISMO**

- - Sinais e ondas
- - Eletromagnetismo
- - Ondas eletromagnéticas

## **Química 10 e 11**

### **ELEMENTOS QUÍMICOS E SUA ORGANIZAÇÃO**

- - Massa e tamanho dos átomos
- - Energia dos eletrões dos átomos
- - Tabela periódica

### **PROPRIEDADES E TRANSFORMAÇÃO DA MATÉRIA**

- -Ligação Química
- - Gases e dispersões
- - Transformações Químicas

### **EQUILÍBRIO QUÍMICO**

- -Aspetos quantitativos das reações químicas
- -Equilíbrio químico e extensão das reações químicas

### **REAÇÕES EM SISTEMAS AQUOSOS**

- - Reações ácido base
- -Reações de oxidação-redução
- - Soluções e equilíbrio de solubilidade

## FÍSICA 10 E 11

No estudo de um processo físico é importante começar por identificar:

- - **Sistema:** corpo ou parte do Universo que é o objeto de estudo, perfeitamente limitado por uma fronteira;
- - **Fronteira:** superfície real ou imaginária, bem definida, que separa o sistema das duas vizinhanças;
- - **Vizinhança:** corpos ou parte do Universo que envolve o sistema e com o qual pode interagir;

Os sistemas físicos classificam-se em:

- - **Abertos:** há troca ou permuta de matéria e energia com a vizinhança;
- - **Fechados:** não há permuta de matéria, mas há troca de energia com as vizinhanças;
- - **Isolados:** não há troca de matéria nem de energia com o exterior

A energia manifesta-se através de transferências e de transformações e, em qualquer processo, a sua quantidade não se altera, apesar de uma parte se degradar.

### Lei da conservação da energia

Num sistema isolado, qualquer que seja o processo, a energia total permanece constante.

## 1. ENERGIA E SUA CONSERVAÇÃO

### 1.1 ENERGIA E MOVIMENTOS

Um sistema mecânico, em que não se consideram quaisquer efeitos térmicos, pode, em certas situações, ser representado por um só ponto, o centro de massa.

#### Tipos fundamentais de energia (neste tema)

- - Energia Cinética – energia associada ao movimento:

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2$$

- - Energia Potencial – energia associada à interação com outros sistemas. A Energia potencial pode ser elétrica, elástica ou gravítica (é este tipo utilizado neste capítulo -

$$E_{pg} = mgh$$

A Energia Potencial Gravítica de um corpo aumenta quanto maior for a sua distância ao solo (altura)

#### Trabalho

A energia pode ser transferida para um sistema por ação de forças.



Se a Força aplicada no caixote for o suficiente para provocar o seu movimento, então o corpo adquire Energia Cinética. Caso a força aplicada não seja o suficiente para que o caixote se mova, então não há movimento, logo a energia cinética é 0J.

A este processo de transferência de Energia por ação de Forças, chama-se de TRABALHO, W.

$$W = F \cdot d \cdot \cos\alpha$$

Esta expressão permite calcular o trabalho realizado por uma força constante qualquer que seja a sua direção em relação ao deslocamento.

- Se  $0^\circ \leq \alpha \leq 90^\circ$ , então  $\cos\alpha > 0$ , logo, o trabalho realizado pela força é positivo e designa-se por trabalho potente ou motor. A força contribui para o movimento e apresenta a máxima eficácia quando  $\alpha = 0$ , pois o  $\cos 0 = 1$ .
- Se  $\alpha = 90$  como  $\cos 90 = 0$ , então o trabalho é nulo.
- Se  $90 < \alpha < 180$ ,  $\cos < 0$ , então o trabalho realizado pela força é negativo e designa-se por trabalho resistente. A força opõe-se ao movimento do corpo e apresenta a máxima eficácia na realização do trabalho resistente para  $\alpha = 180$ , pois  $\cos 180 = -1$ .

Se, sobre um corpo, atuar mais do que uma força, a alteração da sua energia é igual ao trabalho total realizado por todas as forças.

Desde que o corpo se comporte como uma partícula material, isto é, que possa ser representado pelo seu centro de massa, o trabalho total pode ser determinado por 2 processos:

- O trabalho total é a soma dos trabalhos realizados individualmente por cada força

$$W_t = W_{F1} + W_{F2} + \dots + W_{Fn}$$

$$W_{total} = \sum_{i=1}^n W_F$$

Onde  $W_F$  representa o trabalho realizado por cada uma das forças.

- O trabalho total é igual ao trabalho realizado pela resultante das forças, que é igual à soma vetorial de todas as forças. Ou seja:

$$F_R = F_1 + F_2 + \dots + F_N$$

E

$$W_{total} = W_{FR}$$

Concluindo:

O trabalho realizado pela resultante das forças que atuam sobre um corpo em movimento de translação é igual a soma dos trabalhos realizados por cada uma das forças.

### Trabalho realizado pelas forças dissipativas

Quando um corpo desliza sobre uma superfície, esta exerce sobre ele uma força de contacto com duas componentes: uma componente perpendicular à superfície, a reação normal,  $\vec{N}$ ; e uma componente paralela à superfície e de sentido oposto ao deslocamento, a força de atrito,  $\vec{F}_a$ . Tem um trabalho resistente.

$$W_{\vec{F}_a} = -F_a d$$

### Teorema da Energia Cinética ou Lei do Trabalho-Energia

O trabalho realizado pela resultante de todas as forças que atuam sobre um sistema é igual a variação da sua energia cinética – Lei do trabalho energia

$$W_{\vec{F}_r} = \Delta E_c$$

Dado que a variação da energia cinética do sistema,  $\Delta E_c$ , é igual a energia cinética final,  $E_c$ , menos a energia cinética inicial,  $E_{c0}$ , e em cada instante a energia cinética é  $E_c = \frac{1}{2}mv^2$ , onde m é a massa do sistema e v a velocidade, então, a Lei do Trabalho - Energia Ou Teorema da energia cinética pode ser traduzida pela seguinte expressão:

$$W_{\vec{F}_r} = \frac{1}{2}mv^2 - \frac{1}{2}mv_0^2$$

## Trabalho do Peso e Energia Potencial Gravítica

O peso de um corpo depende:

- da sua massa,  $m$ ;
- da aceleração gravítica,  $g$ .

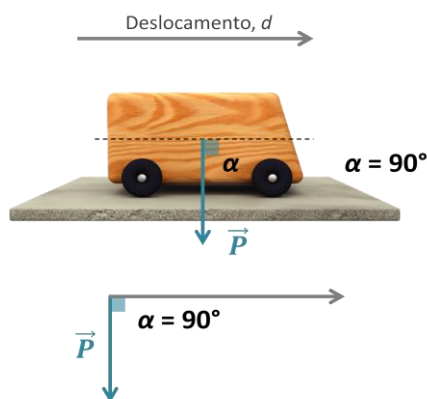
$$\vec{P} = m \times \vec{g}$$

O trabalho do peso determina-se através da expressão que permite calcular o trabalho de uma força:

$$W_{\vec{F}} = F d \cos \alpha$$

$$W_{\vec{P}} = P d \cos \alpha$$

### Trajétória retilínea horizontal



$$W_{\vec{P}} = P d \cos \alpha$$

Como  $\vec{P}$  é perpendicular ao vetor deslocamento:

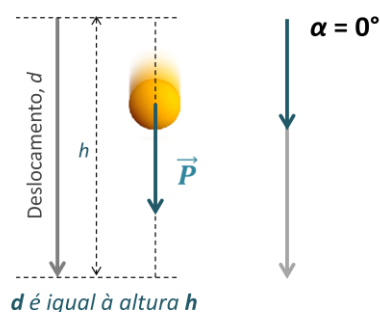
$$\alpha = 90^\circ$$
$$\cos 90^\circ = 0$$

$$W_{\vec{P}} = 0$$

**Trabalho nulo**

### Trajétória retilínea vertical

Movimento descendente



$$W_{\vec{P}} = P d \cos \alpha$$

Como  $\vec{P}$  tem a mesma direção e sentido do deslocamento:

$$\alpha = 0^\circ$$
$$\cos 0^\circ = 1$$

$$W_{\vec{P}} = P d \cos 0^\circ$$

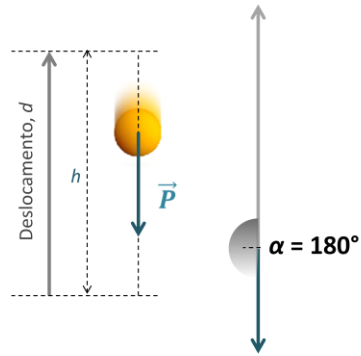
$$W_{\vec{P}} = m g d \cos 0^\circ$$

$$W_{\vec{P}} = m g h$$

**Trabalho potente**



## Movimento ascendente



$$W_{\vec{P}} = P d \cos \alpha$$

Como  $\vec{P}$  tem a mesma direção, mas sentido oposto ao deslocamento:

$$\alpha = 180^\circ$$

$$\cos 180^\circ = -1$$

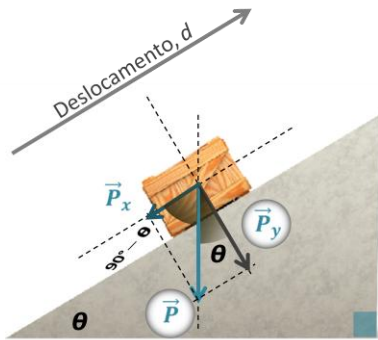
$$W_{\vec{P}} = P d \cos 180^\circ$$

$$W_{\vec{P}} = -P d$$

$$W_{\vec{P}} = -m g h$$

### Trabalho resistente

## Plano inclinado – movimento ascendente



### Forças que atuam no corpo:

Normal à superfície,  $\vec{N}$

Peso da caixa,  $\vec{P}$

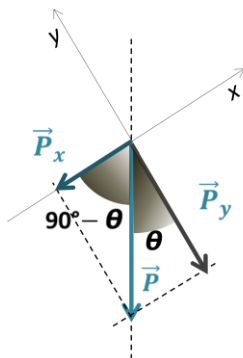
$\vec{P}$  decompõe-se em  $\vec{P}_x$  e  $\vec{P}_y$ ,

$\vec{P}_y$  não realiza trabalho

$\vec{P}_x$  é a componente eficaz:  
é a única que realiza trabalho.

$$\textcircled{1} W_{\vec{P}} = W_{\vec{P}_x}$$

Sendo  $\vec{P}_x$  a componente eficaz do peso, pode ser determinado:



$$\sin \theta = \frac{\text{cateto oposto}}{\text{hipotenusa}}$$

$$\sin \theta = \frac{P_x}{P}$$

$$P_x = P \sin \theta$$

$$\textcircled{2} P_x = m g \sin \theta$$

O ângulo  $\theta$  pode ser determinado, conhecendo a altura,  $h$  e o deslocamento do corpo,  $d$ :

$$\sin \theta = \frac{\text{cateto oposto}}{\text{hipotenusa}}$$

$$\sin \theta = \frac{h}{d}$$

$$\textcircled{3} \quad h = d \sin \theta$$

Considerando

$$\textcircled{1} \quad W_{\vec{P}} = W_{\vec{P}_x}$$

$$W_{\vec{P}_x} = P_x d \cos \alpha$$

$$W_{\vec{P}_x} = P_x d \cos 180^\circ$$

$$W_{\vec{P}_x} = -P_x d$$

Como

$$\textcircled{2} \quad P_x = m g \sin \theta$$

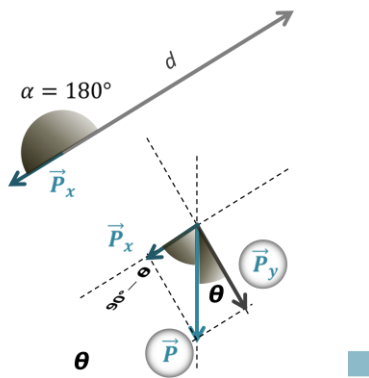
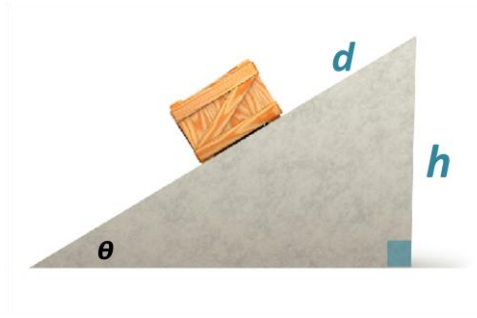
$$W_{\vec{P}_x} = -m g d \sin \theta$$

Como

$$\textcircled{3} \quad h = d \sin \theta$$

Simplificamos a expressão e obtemos:

$$W_{\vec{P}_x} = -m g h$$



Trabalho resistente

Plano inclinado – movimento descendente

Considerando

$$\textcircled{1} \quad W_{\vec{P}} = W_{\vec{P}_x}$$

$$W_{\vec{P}_x} = P_x d \cos \alpha$$

$$W_{\vec{P}_x} = P_x d \cos 0^\circ$$

$$W_{\vec{P}_x} = P_x d$$

Como

$$\textcircled{2} \quad P_x = m g \sin \theta$$

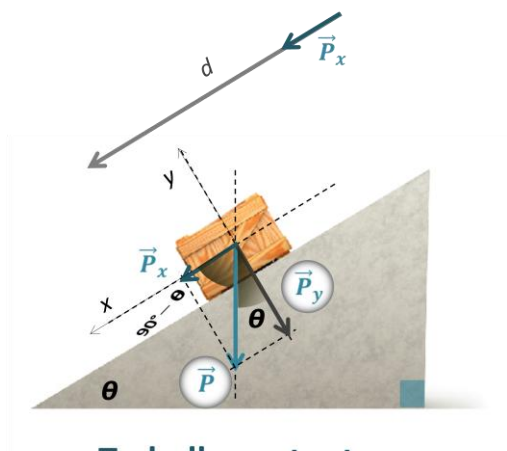
$$W_{\vec{P}_x} = m g d \sin \theta$$

Como

$$\textcircled{3} \quad h = d \sin \theta$$

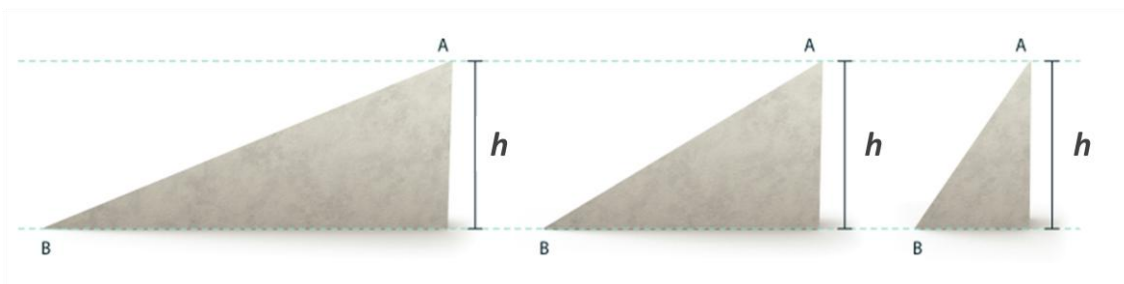
Simplificamos a expressão e obtemos:

$$W_{\vec{P}_x} = m g h$$



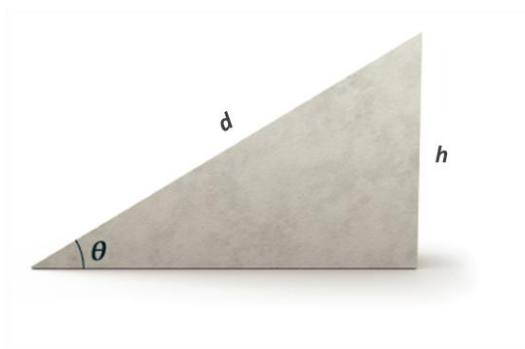
Trabalho potente

O **trabalho do peso** é o mesmo quando um corpo desce (ou sobe) planos com diferentes comprimentos e inclinações desde que tenham a **mesma altura, h**.



### Inclinação

A **inclinação** de uma rampa é igual à razão entre a altura e o comprimento da rampa e igual ao seno do ângulo de inclinação da rampa.



$$\text{Inclinação} = \sin \theta$$

$$\sin \theta = \frac{h}{d}$$

$$\text{Inclinação (\%)} = \frac{h}{d} \times 100$$

O **trabalho do peso** relaciona-se com **variação da energia potencial gravítica**.

$$W_{\vec{P}} = -\Delta E_p \quad \Rightarrow \quad \Delta E_p = E_{pf} - E_{pi}$$

$E_{pi}$  - Energia potencial inicial

$E_{pf}$  - Energia potencial final

Esta igualdade permite **determinar o trabalho do peso em quaisquer trajetórias**, sejam elas retilíneas ou curvilíneas.

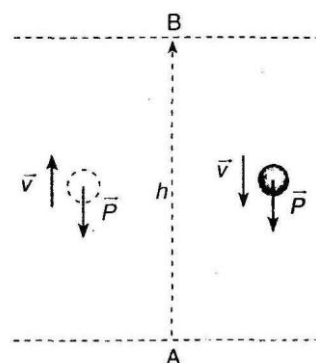
### Trabalho realizado pelas forças conservativas e conservação de energia mecânica

Considerando desprezável a resistência do ar, um corpo, de massa  $m$ , lançado verticalmente para cima com velocidade inicial  $\vec{v}_0$  fica, quer durante a subida durante a descida, submetido apenas à ação do peso.

O trabalho realizado pelo peso do corpo durante a subida, de A a B, é:

$$W_{\vec{P}}^{AB} = -(E_{pb} - E_{pa}) \Leftrightarrow W_{\vec{P}}^{AB} = -mg(h_b - h_a)$$

$$W_{\vec{P}}^{AB} = -mgh$$



quer

E durante a descida, de B a A, é:

$$W_{\vec{P}}^{BA} = -(E_{Pa} - E_{Pb}) \Leftrightarrow W_{\vec{P}}^{BA} = -mg(h_a - h_b)$$

$$W_{\vec{P}}^{BA} = mgh$$

Repare-se que o trabalho realizado pelo peso de A a B é simétrico do realizado de B a A, donde se conclui que o trabalho total realizado é nulo, pois:

$$W_{\vec{P}}^{ABA} = W_{\vec{P}}^{AB} + W_{\vec{P}}^{BA}$$

$$W_{\vec{P}}^{ABA} = -mgh + mgh$$

$$W_{\vec{P}}^{ABA} = 0$$

Isto é, o trabalho realizado pelo peso de um corpo ao descrever uma trajetória fechada é nulo.

As forças que, como o peso, realizam trabalho nulo quando o seu ponto de aplicação descreve uma trajetória qualquer fechada, designam-se por forças conservativas.

Em suma, uma força é conservativa quando:

- O trabalho realizado é independente da trajetória, dependendo apenas das posições inicial e final;
- O trabalho realizado é simétrico a variação da energia potencial

$$W_{\vec{F}_{cons.}} = -\Delta E_p$$

- O trabalho realizado ao longo de uma trajetória fechada é nulo.

Mas, e de acordo com a Lei do Trabalho - Energia, o trabalho realizado pela resultante de todas as forças que atuam sobre um sistema, conservativas e não conservativas, é igual a variação da energia cinética,

$$W_{\vec{F}_R} = \Delta E_c$$

$$W_{\vec{F}_{cons.}} + W_{\vec{F}_{n.cons.}} = \Delta E_c$$

Caso não atuem forças não conservativas ou caso o seu trabalho seja nulo, então:

$$W_{\vec{F}_{cons.}} = \Delta E_c$$

Como  $W_{\vec{F}_{cons.}} = \Delta E_p$ , tem-se:

$$\Delta E_c = -\Delta E_p \Leftrightarrow E_c - E_{c_0} = -(E_p - E_{p_0})$$

$$E_c + E_p = E_{c_0} + E_{p_0}$$

Uma vez que a soma das energias cinética e potencial se designa por energia mecânica, verifica-se que:

$$E_m = E_{m_0}$$

E como  $\Delta E_m = E_m - E_{m_0}$ , então:

$$\Delta E_m = 0$$

Esta expressão traduz a Lei da Conservação da Energia Mecânica: Num sistema conservativo, um sistema em que o trabalho da resultante das forças é igual apenas ao das forças conservativas, a variação de energia mecânica é nula, ou seja, há conservação de energia mecânica.

### Trabalho realizado pelas forças não conservativas

Em qualquer sistema mecânico a variação de energia cinética é igual ao trabalho realizado por todas as forças que sobre ele atuam,

$$W_{F_{cons}} + W_{F_{n.cons}} = \Delta E_c$$

Como  $W_{F_{cons}} = -\Delta E_p$ , então :

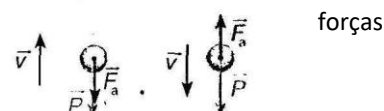
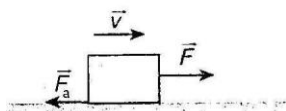
$$W_{F_{cons}} = \Delta E_c + \Delta E_p$$

E como  $\Delta E_c + \Delta E_p = E_m$ , tem-se

$$W_{F_{cons}} = \Delta E_m$$

Isto é, o **trabalho das forças não conservativas é igual à variação da energia mecânica.**

A força de atrito que se manifesta entre duas superfícies em contacto bem como a resistência do ar são exemplos de não conservativas.



Estas forças que dificultam o movimento ao atuarem em sentido contrário ao do deslocamento realizam trabalho resistente que se traduz por uma diminuição da energia mecânica do sistema.

Por outras palavras, as forças não conservativas que realizam sempre trabalho negativo, forças dissipativas, como o atrito e a resistência do ar, são responsáveis pela diminuição da energia mecânica.

### Potência. Rendimento. Dissipação de energia

A potência é a grandeza física que traduz a rapidez da transferência de energia.

$$\text{Potência (W)} \quad \text{---} \quad P = \frac{E}{\Delta t} \quad \begin{array}{l} \text{--- Energia (J)} \\ \text{--- Intervalo de tempo (s)} \end{array}$$

A sua unidade **SI** é o watt (símbolo **W**), em homenagem ao britânico **James Watt**.

Quando a energia é transferida através do trabalho de uma força, **W**, no intervalo de tempo **Δt**, podemos escrever:

$$P = \frac{W}{\Delta t} \quad \text{--- Trabalho (J)}$$

Num sistema real é pouco provável não atuarem forças dissipativas, pelo que a energia mecânica não se conserva.

De facto, devido ao trabalho realizado pelas forças dissipativas, ao longo de uma dada trajetória, a energia mecânica final pode ser aproveitada, energia útil, é inferior à que inicialmente estava disponível.

$$E_{\text{total}} = E_{\text{útil}} + E_{\text{dissipada}}$$

Desta análise conclui-se que o rendimento de sistemas mecânicos é inferior a 100%, uma vez que, por definição, rendimento é:

$$\eta = \frac{E_{\text{útil}}}{E_{\text{disp.}}}$$

Apesar de não se verificar a conservação de energia mecânica, há conservação de energia dos sistemas em interação, pois a energia dissipada resulta num aquecimento das superfícies em contacto e consequentemente num aumento da energia interna.

## 1.2 ENERGIA E FENÓMENOS ELETRICOS

A corrente elétrica consiste no movimento orientado de partículas com carga elétrica.

Essas partículas podem ser :

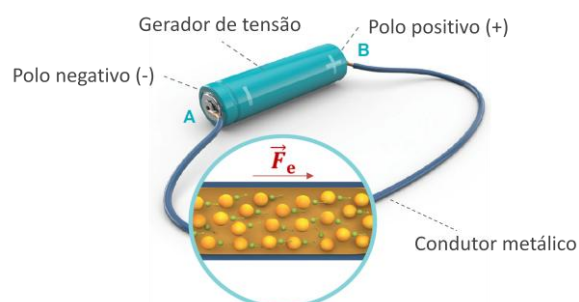
- elétrons nos **METAIS**
- iões em **SOLUÇÕES CONDUTORAS** (eletrolíticas)
- elétrons e iões em **GASES IONIZADOS**



### Grandezas elétricas: diferença de potencial elétrico

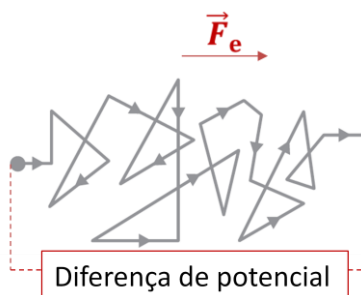
Num condutor metálico os elétrons têm um movimento desordenado. Se atuarem forças elétricas os elétrons têm um movimento ordenado.

**Gerador de tensão:** origina forças elétricas, transferindo-lhes energia, o que origina corrente elétrica.



Se atuarem forças elétricas os elétrons têm um movimento ordenado. Os elétrons, apesar das suas frequentes colisões com os íons, acabam por se deslocar ao longo do condutor, num movimento afetado por essas colisões.

O gerador fornece uma diferença de potencial,  $U$ , ao condutor a que está ligado.



Diferença de potencial nos terminais de um condutor,  $U$ :

#### Unidades do Sistema Internacional (SI):

Diferença de potencial ( $U$ ) – volt (V)

Energia ( $E$ ) – joule (J)

Carga elétrica ( $Q$ ) – coulomb (C)

sempre múltiplo da carga do eletrão

$$Q_{\text{eletrão}} = -1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$$

$$U = \frac{E}{Q}$$

#### Geradores de tensão contínua

Os geradores que fornecem uma diferença de potencial praticamente constante são chamados geradores de tensão contínua. Originam correntes contínuas, ou seja, os elétrons movem-se no mesmo sentido. Exemplo destes geradores de tensão contínua são as pilhas e baterias. O seu símbolo é:

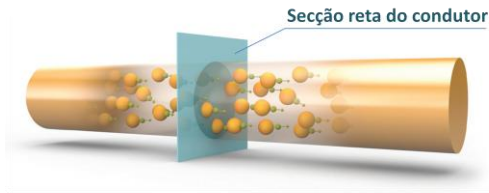


#### Sentido da corrente elétrica

- Real: polo negativo para o positivo. O sentido em que se movem os elétrons no seu movimento orientado chama-se sentido real da corrente.
- Convencional: polo positivo para o negativo. Por convenção ainda se utiliza o sentido convencional da corrente elétrica.

#### Grandezas elétricas: corrente elétrica

A corrente elétrica (símbolo  $I$ ) é uma grandeza escalar que se define como a carga que atravessa uma secção reta de um condutor por unidade de tempo.



Quanto mais elétrons atravessarem uma secção reta de um condutor, por unidade de tempo, mais intensa será a corrente elétrica.

### Unidades do Sistema Internacional (SI):

Corrente elétrica ( $I$ ) – ampere (A)

Intervalo de tempo ( $\Delta t$ ) – segundo (s)

Carga elétrica ( $Q$ ) – coulomb (C)

sempre múltiplo da carga do eletrão

$$Q_{\text{eletrão}} = -1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$$


$$I = \frac{Q}{\Delta t}$$

### Corrente contínua e corrente alternada

Corrente contínua:

- O valor da corrente contínua é constante ao longo do tempo.
- O movimento dos elétrons dá-se sempre no mesmo sentido.
- É simbolizado pela sigla **CC** ou **DC**.
- Símbolo nos aparelhos de medida: \_\_\_\_\_
- Numa corrente contínua, o valor da corrente elétrica é constante.

Corrente alternada

- O valor da corrente elétrica varia periodicamente ao longo do tempo.
- O movimento dos elétrons dá-se ora num sentido, ora em sentido oposto.
- É simbolizado pela sigla **CA** ou **AC**.
- Símbolo nos aparelhos de medida: 
- Numa corrente alternada, o valor varia periodicamente

Há aparelhos que transformam a corrente alternada em contínua e vice-versa, que são designados transformadores. Por exemplo, O carregador do telemóvel e o carregador do computador portátil convertem corrente alternada em corrente contínua e reduzem a diferença de potencial (U).

### Resistência elétrica de um condutor

As colisões entre os elétrons de condução e os iões oferecem resistência ao movimento orientado de elétrons.

A maior ou menor dificuldade que os elétrons encontram durante o seu movimento, é medida por uma grandeza física chamada **resistência elétrica**.



$$R = \frac{U}{I}$$

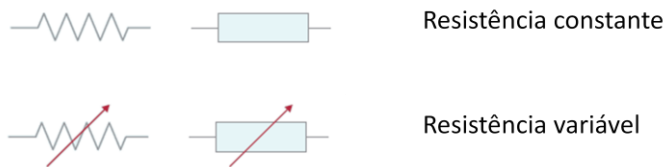
Unidades no SI:

$R \rightarrow \Omega$  (ohm)

$U \rightarrow V$  (volt)

$I \rightarrow A$  (ampere)

Representa-se num circuito pelos símbolos:

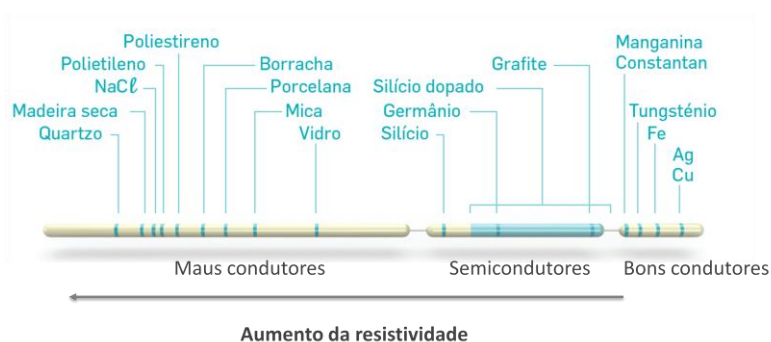


A resistência elétrica depende, entre vários fatores, do material do condutor. Essa dependência caracteriza-se pela grandeza **resistividade**.

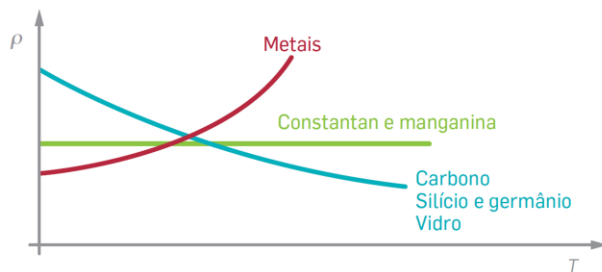
A resistividade:

- medida da oposição de um material ao fluxo da corrente elétrica.
- o seu símbolo é o  $\rho$ .
- a unidade SI é o ohm metro ( $\Omega \text{ m}$ ).
- em metais, a resistividade aumenta com a temperatura (aplicações: fabrico de fios elétricos)
- em ligas metálicas, a resistividade diminui com a temperatura (aplicações: resistências padrão)
- em semimetais (exemplo: germânio e silício), a resistividade **varia**, mesmo quando há pequenas variações da temperatura; **diminui** com o **aumento** da temperatura. (aplicações: Fabrico de **termístores**, que são sensores de temperatura).

Consoante o valor da sua resistividade, um material condutor pode ser classificado em **mau condutor**, **semicondutor** ou **bom condutor**.



A resistividade varia com a temperatura, no entanto, essa variação depende da estrutura química do material condutor.



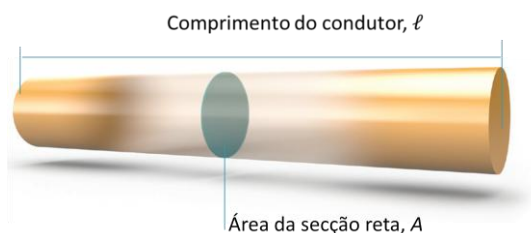
Resistividade,  $\rho/\Omega\text{m}$  a  $20^\circ\text{C}$ :

- Metais:  $10^{-8}$  a  $10^{-7}$
- Ligas metálicas:  $5 \times 10^{-7}$
- Semicondutores:  $10^{-5}$  a  $10^2$
- Vidro:  $10^{12}$  a  $10^{13}$

Resistividade de um material: Varia com a temperatura e, por isso, a resistência do respetivo condutor também varia com a temperatura.

### Resistência elétrica de um condutor

A resistência de um condutor depende, para além da resistividade que o constitui, da sua geometria.



Resistência de um condutor em forma de fio

$$R = \rho \frac{\ell}{A}$$

Unidades no SI:

- $R \rightarrow \Omega$
- $\rho \rightarrow \Omega\text{ m}$
- $\ell \rightarrow \text{m}$
- $A \rightarrow \text{m}^2$

- A resistência é diretamente proporcional ao comprimento, para uma determinada área de secção reta.
- A resistência é inversamente proporcional à área de secção reta, para um determinado comprimento.
- A constante de proporcionalidade é a resistividade do material.

Pode-se concluir que:

- Fios do mesmo material e com a mesma espessura: **tem maior resistência o fio de maior comprimento.**

$$R = \rho \frac{\ell}{A} \quad \boxed{\ell \uparrow \quad R \uparrow}$$

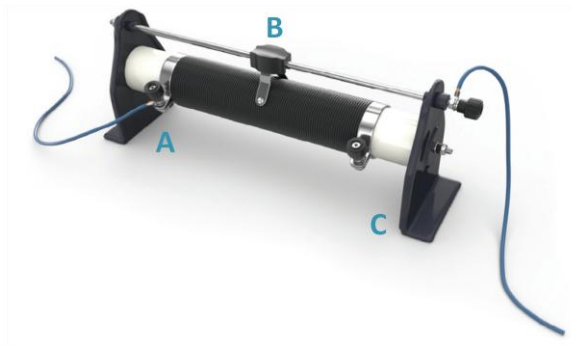
- Fios do mesmo material e com o mesmo comprimento: **tem maior resistência o fio de menor espessura.**

$$R = \rho \frac{\ell}{A} \quad \boxed{A \downarrow \quad R \uparrow}$$

- Fios de diferentes materiais com o mesmo comprimento e espessura: **tem maior resistência o fio do material com maior resistividade.**

$$R = \rho \frac{\ell}{A} \quad \boxed{\rho \uparrow \quad R \uparrow}$$

Variação da resistência num reóstato.



O reóstato é constituído por um condutor de determinado comprimento e um cursor que se move ao longo do condutor:

- A corrente percorre o fio enrolado apenas entre os pontos A e B
- O cursor B desliza entre A, resistência zero, e C, resistência máxima.

### Efeito Joule

Os eletrões de condução sofrem inúmeras colisões com os iões, transferindo continuamente energia para eles. O aumento das vibrações dos iões conduz ao aumento da temperatura do condutor. **Aquecimento dos condutores elétricos devido à sua resistência.**

### Energia transferida para um componente de um circuito elétrico

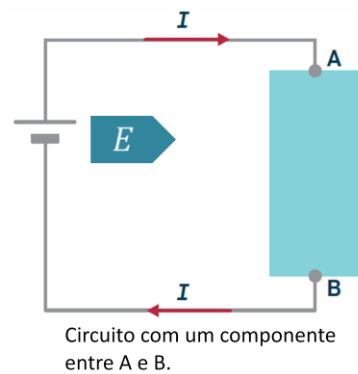
Energia transferida,  $E$ , do gerador para os recetores do circuito.

A partir das expressões:

$$\textcircled{1} \quad U = \frac{E}{Q} \quad \textcircled{2} \quad Q = I\Delta t$$

$$\textcircled{1} \rightarrow E = UQ \quad \textcircled{2}$$

$$\rightarrow E = UI\Delta t$$



Circuito com um componente entre A e B.

A energia transferida é dada pela expressão:

$$E = UI\Delta t$$

**Unidades no SI:**

$E$  → energia transferida – joule (J)

$U$  → diferença de potencial elétrico nos terminais de um componente – volt (V)

$I$  → corrente elétrica que passa num componente – ampere (A)

$\Delta t$  → intervalo de tempo – segundo (s)

A energia fornecida por unidade de tempo é a potência elétrica:

$$P = UI$$

**Unidades no SI:**

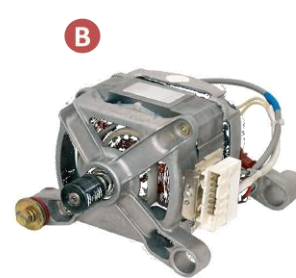
$P$  → potência transferida – watt (W)

$U$  → diferença de potencial elétrico nos terminais de um componente – volt (V)

$I$  → corrente elétrica que passa num componente – ampere (A)

### Efeito Joule

- Condutores puramente resistivos: Há recetores em que a energia elétrica é unicamente transformada em energia térmica. Exemplo: aquecedores, ferro de engomar.
- Proteção de circuitos elétricos. Há dispositivos que protegem os circuitos elétricos através do efeito Joule:
  - O fusível é um fio condutor, com baixo ponto de fusão, intercalado num circuito elétrico.
  - Se a corrente aumentar bruscamente, o fusível funde protegendo o circuito elétrico.
- Há recetores cuja principal funcionalidade é transformar a energia elétrica em, por exemplo, energia química (**A**) ou energia mecânica (**B**). (Neste caso é desvantajoso).



### Energia dissipada

A energia que o componente transfere, através de calor, para a vizinhança é energia dissipada.

A partir das expressão:  $E = UI\Delta t$

E substituindo  $U$ :  $U = RI$

Obtém-se:  $E = RI^2\Delta t$

#### Unidades no SI:

$E$  → energia dissipada – joule (J)

$R$  → Resistência elétrica do componente – ohm( $\Omega$ )

$I$  → corrente elétrica que passa num componente – ampere (A)

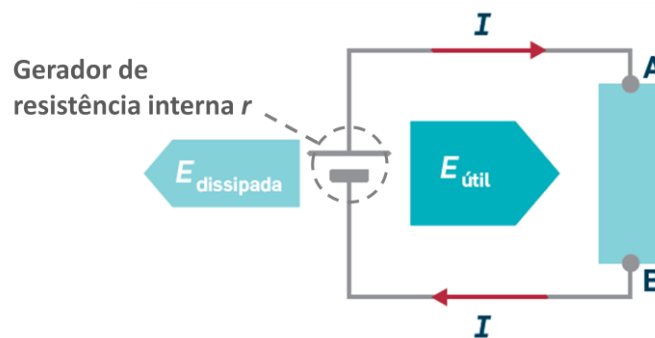
$\Delta t$  → intervalo de tempo – segundo (s)

#### Em resumo:



#### Geradores de tensão contínua

Tal como os outros componentes de um circuito, um gerador também dissipa energia devido à sua resistência interna,  $r$ .



A energia disponibilizada por um gerador é usada pelo circuito (energia útil) e no aquecimento dele próprio (energia dissipada).

Energia fornecida pelo gerador ao circuito elétrico

$$E_{\text{útil}} = U I \Delta t$$

Energia dissipada no gerador

$$E_{\text{dissipada}} = r I^2 \Delta t$$

$r$  – resistência interna do gerador

## Geradores de tensão contínua

### Características de um gerador

#### Força eletromotriz, $\varepsilon$

$$\varepsilon = \frac{E}{Q}$$

É a **energia disponibilizada** pelo gerador ( $E$ ) por **unidade de carga** ( $Q$ ).

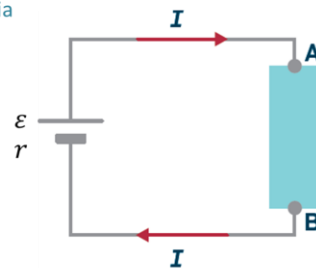
A sua unidade no SI é o **volt** (V).

Um gerador é caracterizado pela **resistência interna**,  $r$ , e pela **força eletromotriz**,  $\varepsilon$ .

#### Gerador ideal

➤ Tem resistência interna nula ( $r = 0$ )

➤  $U = \varepsilon$



### Energia e potência do gerador

A partir da expressão da força eletromotriz:

$$\varepsilon = \frac{E_{\text{gerador}}}{Q}$$

$$\Leftrightarrow E_{\text{gerador}} = \varepsilon Q \quad \leftarrow \quad Q = I \Delta t$$

$$\Leftrightarrow E_{\text{gerador}} = \varepsilon I \Delta t$$

A energia do gerador é dada por:

$$E_{\text{gerador}} = \varepsilon I \Delta t$$

Dividindo pelo intervalo de tempo, obtêm-se a potência do gerador:

$$P_{\text{gerador}} = \varepsilon I$$

## Balço energético num circuito

Num circuito elétrico há conservação da energia:

$$E_{\text{gerador}} = E_{\text{útil}} + E_{\text{dissipada}}$$

$$\Leftrightarrow P_{\text{gerador}} \Delta t = P_{\text{útil}} \Delta t + P_{\text{dissipada}} \Delta t$$

$$\Leftrightarrow P_{\text{gerador}} = P_{\text{útil}} + P_{\text{dissipada}}$$

$$E_{\text{gerador}} = \varepsilon I \Delta t$$

$$P_{\text{gerador}} = \varepsilon I$$

$$E_{\text{útil}} = UI \Delta t$$

$$P_{\text{útil}} = UI$$

$$E_{\text{dissipada}} = rI^2 \Delta t$$

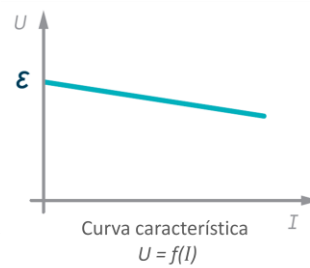
$$P_{\text{dissipada}} = rI^2$$

Diferença de potencial nos terminais de um gerador:

$$U = \varepsilon - rI$$

Ordenada na origem      Módulo do declive

$$y = a + bx$$

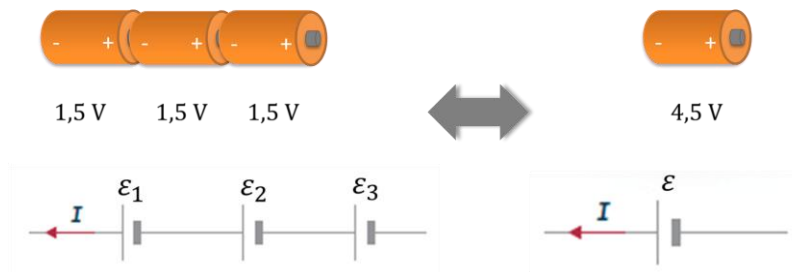


- $\varepsilon$  e  $r$  são constantes e características do gerador;
- $U$  e  $I$  são variáveis.

## Associação de componentes elétricos em série e em paralelo

### Associação em série

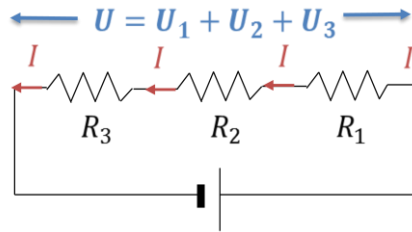
**Associação de geradores em série:** A ligação de geradores em série permite obter uma força eletromotriz maior.



- A força eletromotriz total da associação é igual à soma das forças eletromotrizes de cada gerador.
- A corrente elétrica,  $I$ , é a mesma.

### Associação de resistências em série:

- A corrente elétrica,  $I$ , é igual nas várias resistências.
- A diferença de potencial nos terminais da associação é igual à soma das diferenças de potencial nos terminais de cada resistência:



$$\blacktriangleright U_1 = R_1 I$$

$$\blacktriangleright U_2 = R_2 I$$

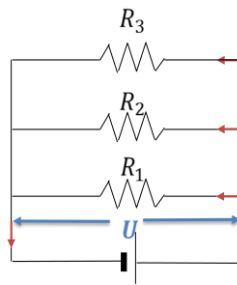
$$\blacktriangleright U_3 = R_3 I$$

$$U = U_1 + U_2 + U_3$$

### Associação em paralelo

Associação de resistências em paralelo:

- As resistências têm terminais comuns e, por isso, a diferença de potencial,  $U$ , é a mesma nos terminais de cada uma;
- A corrente no ramo principal do circuito é igual à soma das correntes nos vários ramos:



$$I = I_1 + I_2 + I_3 \quad \blacktriangleright \quad I_1 = \frac{U}{R_1} \quad I_2 = \frac{U}{R_2} \quad I_3 = \frac{U}{R_3}$$

### 1.3 ENERGIA, FENÓMENOS TÉRMICOS E RADIAÇÃO

A termodinâmica estuda os fenômenos térmicos. Ao estudar um sistema termodinâmico, é importante considerar a energia interna e a sua variação (ao contrário de um sistema mecânico).

Grandezas físicas que permitem o estudo de um sistema termodinâmico:

- Temperatura
- Quantidade de matéria
- Pressão
- Volume



A energia interna é a energia associada às partículas que constituem o corpo.

Aumento da **temperatura**



Aumento da **energia interna**

Designa-se por SISTEMA a região do espaço que se pretende estudar: corpo ou conjunto de corpos.

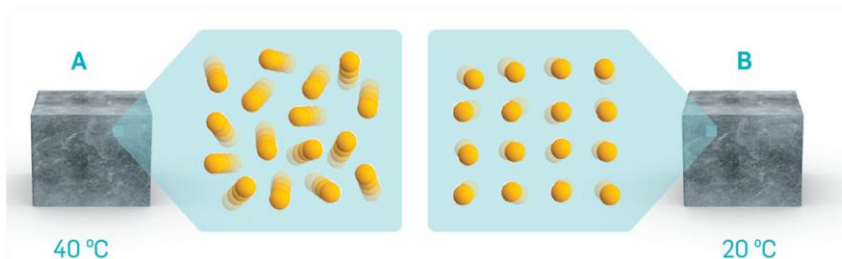
- A **fronteira** separa a **vizinhança** do sistema.
- A **vizinhança** é o exterior do sistema que com ele pode interagir.



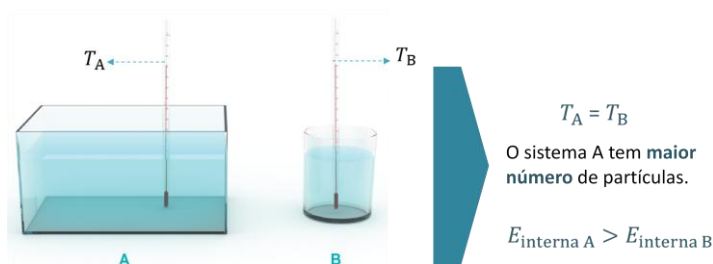
Um sistema diz-se em equilíbrio térmico quando todas as suas partes estão à mesma temperatura.

## Temperatura

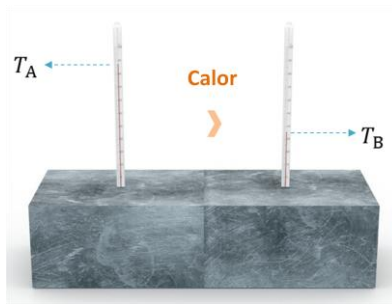
A temperatura de um sistema, sob o ponto de vista microscópico, é uma medida da energia cinética média das partículas que o constituem. Quanto maior a energia cinética média, maior a temperatura (por conseguinte, maior a energia interna).



Sistemas com a mesma temperatura estão em equilíbrio térmico mas podem não ter, necessariamente, a mesma energia interna.



Chama-se calor à energia transferida entre corpos.



- ✓ A temperatura do corpo A é maior que a temperatura do corpo B.
- ✓ A temperatura do corpo A e a sua energia interna diminuem.
- ✓ A temperatura do corpo B e a sua energia interna aumentam.
- ✓ A transferência de energia entre dois corpos termina quando estes estiverem em equilíbrio térmico, ou seja, à mesma temperatura.  $T_A = T_B$ .

A **unidade SI** de temperatura é o **KELVIN (K)**.

Conversão da escala de Celsius para a escala de Kelvin:

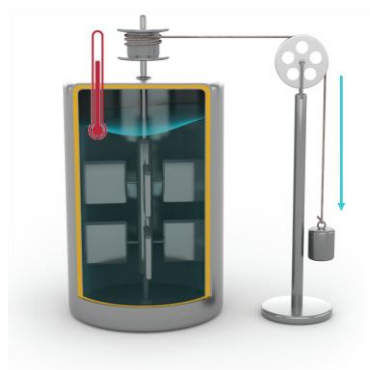
$$T = t + 273,15$$

Conversão da escala de Kelvin para a escala de Celsius:

$$t = T - 273,15$$

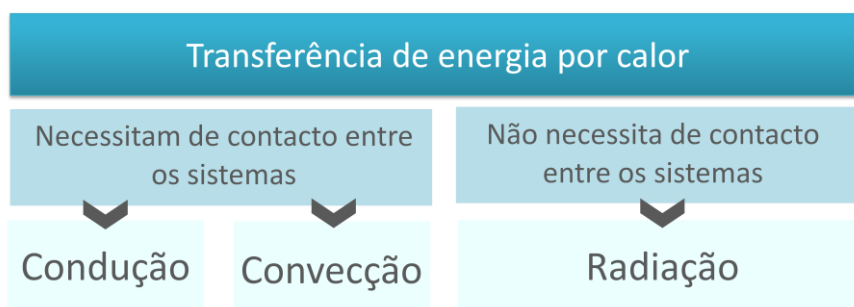
### Transferências de energia por calor

**Experiência de Joule:** A experiência de Joule, mostrou que um aquecimento pode ser feito através de dois processos: calor e trabalho. Ambos os processos permitem o aumento da temperatura do sistema, ou seja, a sua energia interna aumenta.



O corpo em queda provoca a rotação das pás dentro de água exercendo forças sobre esta, isto é, realizavam trabalho.

A transferência de energia por trabalho provoca um aumento da temperatura da água.



## Condução térmica

- Necesita obrigatoriamente de meio material para se propagar.
- Transferência de energia de partículas mais energéticas para partículas menos energéticas através do contacto direto.
- Ocorre principalmente nos sólidos.



## Convecção térmica

- Necesita obrigatoriamente de um meio material para se propagar.
- Transmissão de energia através da agitação molecular e do movimento do próprio meio ou de partes desse meio.
- Ocorre apenas nos fluidos (gases e líquidos).

## Radiação

- Não necessita de meio material para se propagar.
- Ocorre através da propagação de luz.
- Toda a matéria emite radiação.

### Radiação é Irradiância. Painéis fotovoltaicos

Todos os corpos, pelo facto de se encontrarem a uma dada temperatura, emitem radiação eletromagnética, que se designa por radiação térmica.

Em equilíbrio térmico, a temperatura do corpo é constante, pois a energia da radiação absorvida é igual à radiação emitida,



A absorção de energia por radiação relaciona-se com a natureza das superfícies dos corpos.

Uma superfície branca reflete toda a radiação visível, não a absorvendo (embora absorva radiação não visível).

### Corpo branco

Mau absorsor de radiação	Mau emissor de radiação
↻ Aquece lentamente	↻ Arrefece lentamente

As superfícies pretas absorvem totalmente a radiação visível, aquecendo bastante.

### Corpo preto

Bom absorsor de radiação	Bom emissor de radiação
↻ Aquece rapidamente	↻ Arrefece rapidamente

## Irradiância

A irradiância,  $E_r$ , é a quantidade de energia da radiação emitida por unidade de tempo e por unidade de área, ou seja, é a **potência de radiação por unidade de área**.

$$E_r = \frac{E}{A \Delta t} \Leftrightarrow E_r = \frac{P}{A}$$

$\text{J m}^{-2} \text{s}^{-1}$                        $\text{W m}^{-2}$

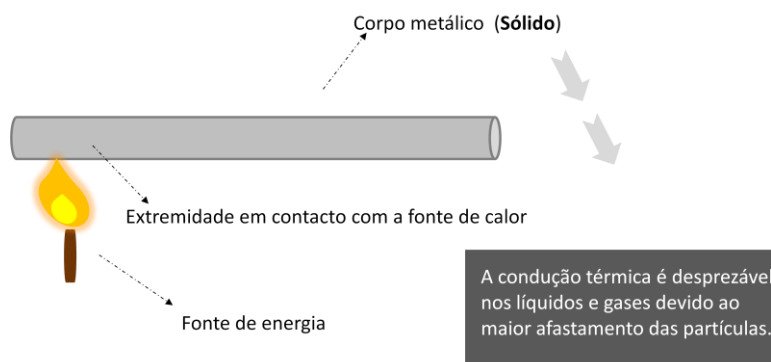
A irradiância média solar incidente no topo da atmosfera é de  $1367 \text{ W m}^{-2}$ , é chamada de constante solar. A energia da radiação solar pode ser utilizada na produção de energia elétrica – **Processo fotovoltaico**.

Os painéis fotovoltaicos são compostos por um conjunto de **células fotovoltaicas** constituídas por um material semicondutor (geralmente silício). A célula fotovoltaica é um dispositivo que aproveita a energia da luz solar para criar diretamente uma diferença de potencial elétrico nos seus terminais, produzindo uma corrente elétrica contínua.

## Condução térmica

Mecanismo de transferência de calor que exige o contacto entre os sistemas.

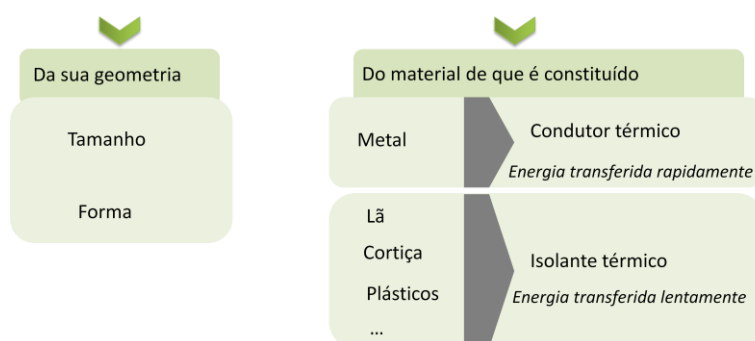
Por exemplo: Aquecimento de um objeto metálico, a extremidade que não está em contacto direto com a fonte de calor também vai aumentando gradualmente a sua temperatura.



As partículas da extremidade aquecida de um objeto recebem energia e, por isso, agitam-se mais.

Essa agitação propaga-se às partículas vizinhas e destas às outras, ao longo do objeto. As partículas agitam-se em torno das suas posições médias de equilíbrio, mas não se deslocam ao longo do material. **O aumento da agitação corpuscular traduz-se em aumento de temperatura, o que se verifica em todo o objeto.**

A condução térmica de um corpo depende:



## Condutividade térmica de um material

É a grandeza que caracteriza um material quanto à rapidez com que nele a energia se transfere por condução térmica. Relaciona-se com a taxa temporal de transferência de energia como calor por condução térmica.

Símbolo: ***k***

Unidade SI:  **$W m^{-1}K^{-1}$**

Tem um valor elevado para os bons condutores térmicos e um valor baixo para os isoladores térmicos.

Material	$k / W m^{-1}K^{-1}$
Prata	427
Cobre	397
Alumínio	238

Condutividade térmica de alguns materiais: **condutores térmicos.**

Material	$k / W m^{-1}K^{-1}$
Borracha	0,19
Lã pura	0,04
Cortiça	0,04

Condutividade térmica de alguns materiais: **isoladores térmicos.**

A diferente sensação de quente e frio ao tocar em objetos à mesma temperatura deve-se ao facto destes terem condutividades térmicas diferentes.

Exemplo: Porta e puxador à mesma temperatura (T. ambiente)

O puxador metálico possui uma **condutividade elevada**: Quando tocamos com a mão a energia é rapidamente transferida para o puxador, daí a sensação de frio.

A porta de madeira possui uma **condutividade baixa**: Quando tocamos com a mão a energia é transferida mais lentamente, dando a sensação que esta se encontra menos fria que o puxador.

## Convecção térmica

É o mecanismo de transferência de calor que ocorre apenas em líquidos e gases.

### Aquecimento de um líquido

Porções de fluido deslocam-se:

- O fluido mais quente e menos denso sobe

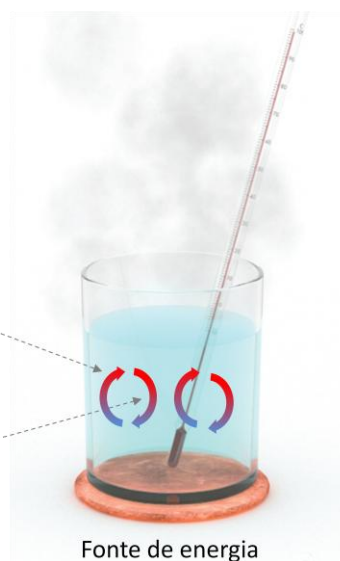
**Corrente ascendente**

- O fluido mais frio e mais denso desce

**Corrente descendente**



**Correntes de convecção**



O fluido aquece continuamente através da deslocação de matéria (o próprio fluido).

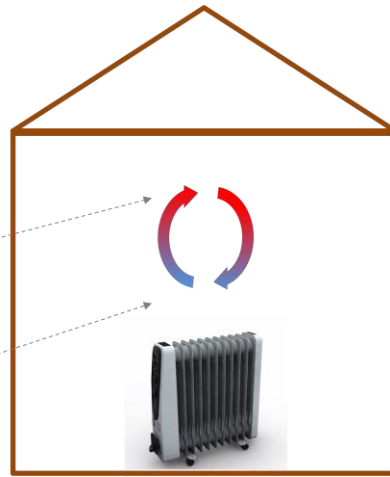
### Aquecimento de um gás

A convecção processa-se do mesmo modo nos gases.

Ar mais quente

### Correntes de convecção

Ar mais frio



### Transferências de energia como calor num coletor solar

Os coletores solares aproveitam a radiação solar para aquecer fluidos, que são normalmente água ou ar, que circulam no interior de tubos.

No funcionamento do coletor solar, verificam-se os três mecanismos de transferência de energia como calor: **radiação, condução e convecção**

Existem vários modelos de coletores solares, no entanto o mais comum é o **coletor solar plano**.

Um coletor solar é constituído por uma superfície absorvedora e por elementos de proteção térmica e mecânica.

Constituição do coletor:

Os vários componentes encontram-se numa caixa que dá rigidez ao coletor e que o protege de agentes atmosféricos.

Deixa entrar radiação mas não a deixa sair na totalidade, provocando efeito de estufa.

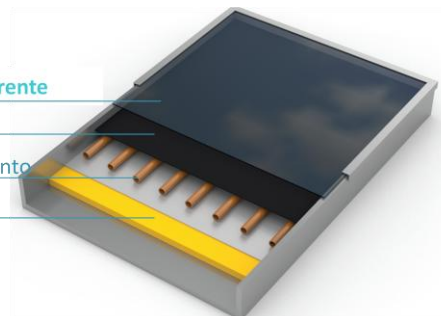
Geralmente de vidro ou acrílico.

Cobertura transparente

Placa coletora

Tubo de aquecimento

Material isolante



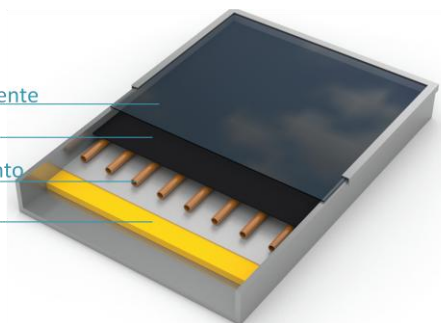
Absorve radiação, sendo normalmente de metal e de cor negra.

Cobertura transparente

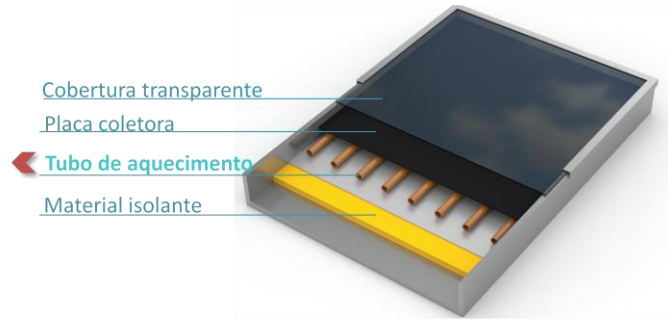
Placa coletora

Tubo de aquecimento

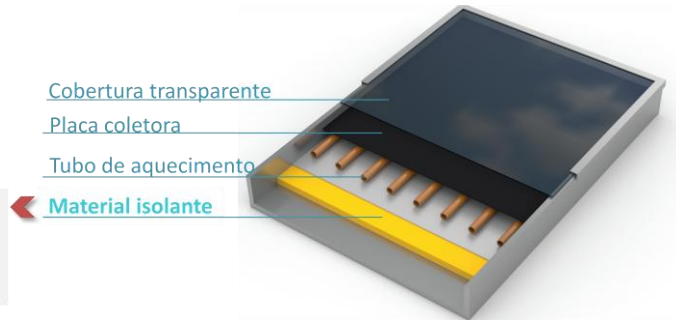
Material isolante



Soldado à placa coletora, aquece por condução térmica. No seu interior circula o fluido que aquece por convecção térmica.



Evita transferências de energia por calor para o exterior.

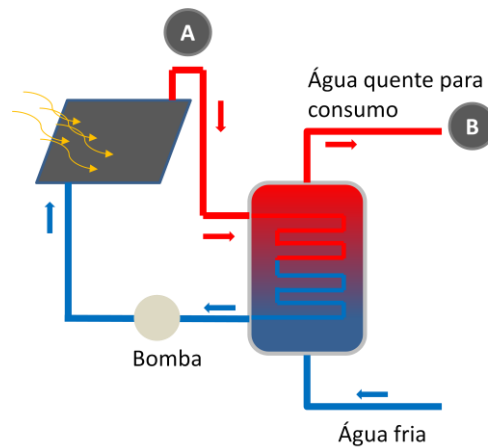


### Instalação de um coletor solar

O coletor solar é instalado no telhado de uma casa para receber mais radiação.

O fluido térmico circula em circuito fechado (A), transferindo calor para a água de consumo (B) que se encontra no depósito.

A circulação do fluido faz-se através de circulação forçada, ou seja, utilizando uma bomba.

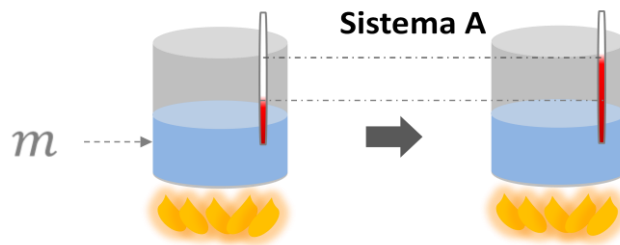


### Capacidade térmica mássica

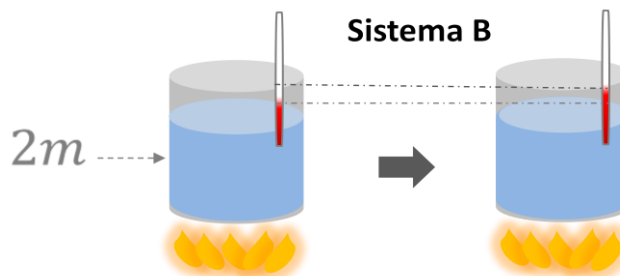
A variação de temperatura de um sistema depende da sua massa.

Exemplo: aquecimento de diferentes quantidades de água.

Quando se fornece, num dado intervalo de tempo, a mesma quantidade de energia a dois sistemas, A e B, que diferem apenas na sua massa.



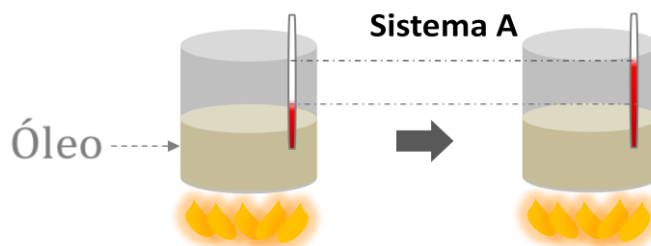
O sistema A, com menor massa, sofre um maior aumento da temperatura.



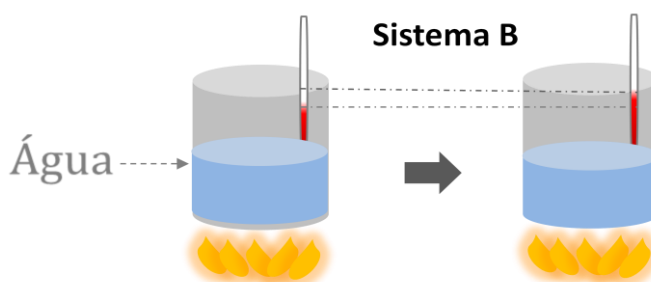
A variação de temperatura de um sistema depende do material em causa.

Exemplo: Aquecimento de óleo e água.

Quando se fornece, num dado intervalo de tempo, a mesma quantidade de energia a dois sistemas com a mesma massa, mas materiais diferentes.



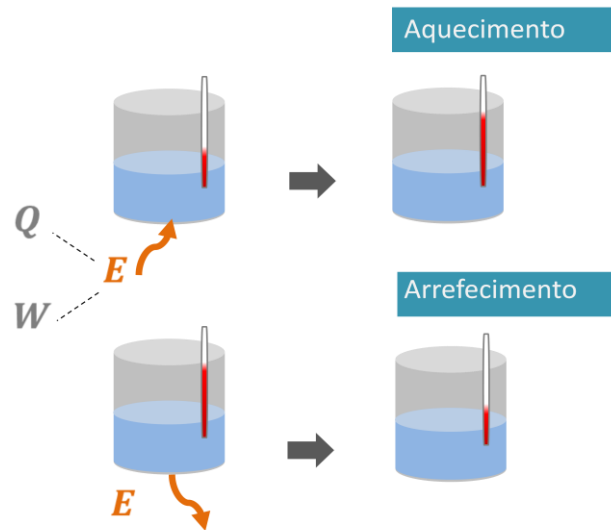
O sistema A (óleo) sofre um maior aumento da temperatura.



### Aquecimento / arrefecimento de um sistema

A energia que o sistema ganha (ou perde) é diretamente proporcional à variação da sua temperatura.





Energia recebida (cedida) num aquecimento (arrefecimento), sem mudança de estado físico é dada por:

$$E = m c \Delta T$$

J
kg
 $\text{J kg}^{-1}\text{K}^{-1}$ 
K

$E$  - energia recebida/cedida

$m$  - massa do sistema

$c$  - característica do material designada por capacidade térmica mássica

$\Delta T$  - variação de temperatura

**Aquecimento**

$$\Delta T > 0 \rightarrow E > 0$$

**Arrefecimento**

$$\Delta T < 0 \rightarrow E < 0$$

A energia,  $E$ , e a variação de temperatura,  $\Delta T$ , são diretamente proporcionais sendo a constante de proporcionalidade igual ao produto de  $m$  por  $c$ .

$$E = m c \Delta T$$

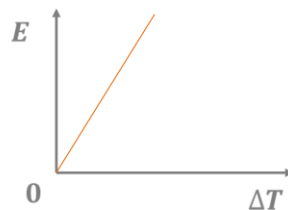
$y = a x$

ou

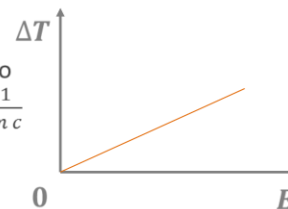
$$\Delta T = \frac{1}{m c} E$$

$y = a x$

O declive da reta é igual ao produto  $m c$



O declive da reta é igual ao inverso do produto  $m c$ :  $\frac{1}{m c}$



A capacidade térmica mássica,  $c$ , quando expressa em  $\text{J kg}^{-1}\text{K}^{-1}$  é a energia necessária para elevar de 1 K a temperatura de 1 kg de material.

$$c = \frac{E}{m \Delta T} \lll E = m c \Delta T$$

$$\Delta T \text{ (K)} = \Delta t \text{ (}^\circ\text{C)}$$

Também se pode exprimir em  $\text{J kg}^{-1}\text{ }^\circ\text{C}^{-1}$

### Capacidade térmica mássica da água

Capacidade térmica mássica do gelo:

$$c_{\text{gelo}} = 2,10 \times 10^3 \text{ J kg}^{-1} \text{ }^\circ\text{C}^{-1}$$

É necessária a energia de  $2,10 \times 10^3 \text{ J}$  para elevar  $1^\circ\text{C}$  a temperatura de 1 kg de gelo.




Capacidade térmica mássica da água líquida:

$$c_{\text{água}} = 4,18 \times 10^3 \text{ J kg}^{-1} \text{ }^\circ\text{C}^{-1}$$

É necessária a energia de  $4,18 \times 10^3 \text{ J}$  para elevar  $1^\circ\text{C}$  a temperatura de 1 kg de água.



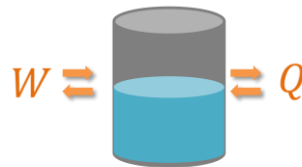
$\Rightarrow c_{\text{água}} = 2 c_{\text{gelo}}$   Quanto maior for a capacidade térmica mássica de um material, menor será a variação de temperatura do sistema para a mesma energia recebida (ou cedida).

A água líquida tem uma capacidade térmica mássica elevada. Por isso é bastante utilizada em sistemas de aquecimento e refrigeração.

### Primeira Lei da Termodinâmica

Há variação da energia interna,  $U$ , quando o sistema troca energia com a vizinhança por qualquer um dos dois processos:

> CALOR >  $Q$   
 > TRABALHO >  $W$



Calor e trabalho

Processos de transferir energia.

Energia interna

Propriedade dos sistemas

A energia não se cria nem se destrói mas pode-se transferir.

## Varição de Entalpia de fusão e de vaporização

### Mudança de estado: Fusão

Durante a mudança de estado a temperatura não varia, pois a energia recebida pelo sistema no aquecimento é usada para quebrar ligações entre os seus corpúsculos e não para aumentar a agitação corpuscular.

A energia necessária para fundir uma substância é diretamente proporcional à sua massa:

$$E_{\text{fusão}} = m \Delta h_{\text{fusão}}$$

$$\Delta h_{\text{fusão}} = \frac{E_{\text{fusão}}}{m}$$

$E_{\text{fusão}}$  - energia recebida na fusão de uma substância (J)

$m$  - massa do sistema (kg)

$\Delta h_{\text{fusão}}$  - característica da substância designada por variação de entalpia (mássica) de fusão

### Mudanças de estado: Vaporização

A energia absorvida pela água líquida é utilizada para quebrar as ligações entre os seus corpúsculos, por isso a temperatura se mantém constante.

A energia necessária para vaporizar uma substância é diretamente proporcional à sua massa:

$$E_{\text{vap}} = m \Delta h_{\text{vap}}$$

$$\Delta h_{\text{vap}} = \frac{E_{\text{vap}}}{m}$$

$E_{\text{vap}}$  - energia recebida na fusão de uma substância (J)

$m$  - massa do sistema (kg)

$\Delta h_{\text{vap}}$  - característica da substância designada por variação de entalpia (mássica) de vaporização ( $\text{J kg}^{-1}$ )

### Varição das entalpias de fusão e de vaporização da água

Varição de entalpia (mássica) de fusão da água :

$$\Delta h_{\text{fusão}} = 3,34 \times 10^5 \text{ J kg}^{-1}$$

É necessária a energia de  $3,34 \times 10^5 \text{ J}$  para fundir completamente 1 kg de gelo a  $0^\circ\text{C}$ .

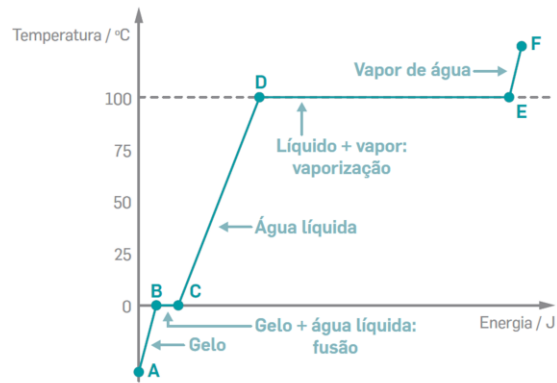
Varição de entalpia (mássica) de vaporização da água :

$$\Delta h_{\text{vap}} = 2,25 \times 10^6 \text{ J kg}^{-1}$$

É necessária a energia de  $2,25 \times 10^6 \text{ J}$  para vaporizar completamente 1 kg a água a  $100^\circ\text{C}$ .

## Curva de aquecimento da água

- A → B: aquecimento do gelo  
 $E = m c_{\text{gelo}} \Delta T$
- B → C: fusão do gelo  
 $E_{\text{fusão}} = m \Delta h_{\text{fusão}}$
- C → D: aquecimento da água  
 $E = m c_{\text{água líq.}} \Delta T$
- D → E: vaporização da água  
 $E_{\text{vap.}} = m \Delta h_{\text{vap}}$
- E → F: aquecimento do vapor



## Primeira Lei da Termodinâmica ou Lei da Conservação da Energia

$$\Delta U = Q + W$$

A variação da energia interna de um sistema resulta dos processos de transferência de energia recebida (ou cedida), através de calor,  $Q$ , ou trabalho,  $W$ .

Se  $\Delta U > 0$ , a energia interna aumenta;

Se  $\Delta U < 0$ , a energia interna diminui.

Não há variação da energia interna

$$\Delta U = 0$$

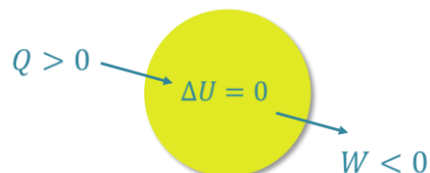
- O sistema é isolado:  
 Não há trocas de energia



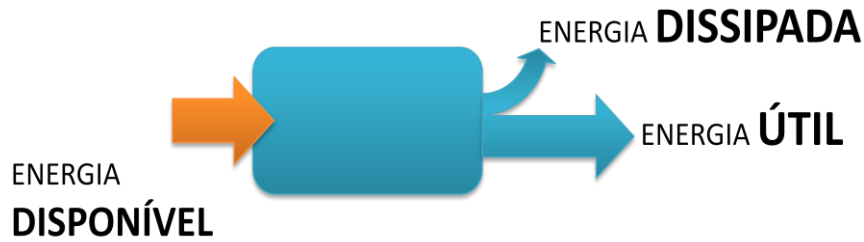
$$W = 0$$

$$Q = 0$$

- O sistema **recebe energia** por um processo mas **cede a mesma energia** noutro processo.  $|W| = |Q|$



## Segunda Lei da Termodinâmica



Em **qualquer processo**, há sempre uma parte da energia que se degrada, ou seja, que **não é aproveitada de forma útil**.

Processo mecânico: num processo mecânico há sempre degradação de energia.

Nos sistemas mecânicos, o maior rendimento depende da diminuição de forças dissipativas, como o atrito.

A energia não se perde mas só uma parte da energia pode ser utilizada de forma útil.

Em qualquer processo elétrico há sempre energia dissipada por efeito Joule.

A distribuição de eletricidade é feita em linhas de alta tensão para minimizar a dissipação de energia (para a vizinhança) por efeito Joule.

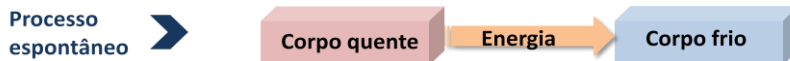
Há sempre degradação de energia num sistema termodinâmico.

Quando se cozinha há sempre energia que se dissipa, ou seja, que não é aproveitada da forma útil.

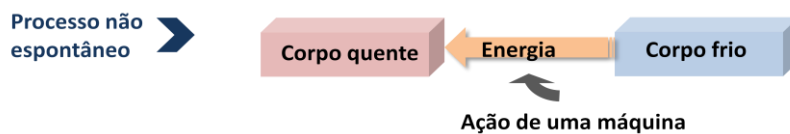
Nos sistemas de aquecimento há sempre transferência de energia para a vizinhança.

*A Primeira Lei da Termodinâmica nada indica quanto à evolução dos processos.*

Espontaneamente, a energia transfere-se do corpo quente para o corpo frio.



Os processos em que há transferência de energia do corpo frio para o corpo quente **não são espontâneos**, requerendo a ação de uma máquina.



## Segunda Lei da Termodinâmica

- O rendimento de uma máquina é sempre inferior a 100%.
- Nos processos espontâneos verifica-se uma diminuição da energia útil.

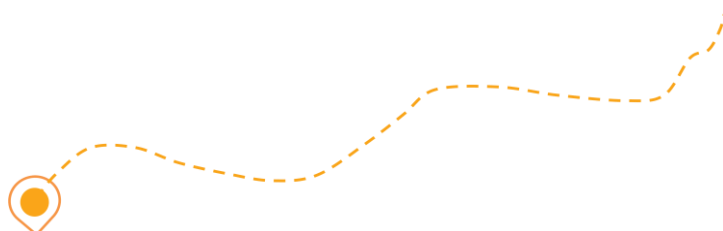
## 2. MECÂNICA

### 2.1 TEMPO, POSIÇÃO E VELOCIDADE

A parte da mecânica que estuda os movimentos, sem ter em conta as forças que os produzem ou alteram, chama-se **cinemática**.

Para estudar o movimento de um corpo, o ponto de partida é saber «quando» e «onde» ele se encontra, ou seja, identificar a sua posição num dado instante.

A linha que une as posições sucessivas de um corpo representa a **trajetória** do corpo.



Num corpo que se reduz a uma partícula – o seu centro de massa – quando nos referimos à sua trajetória pretendemos sempre dizer trajetória do seu centro de massa.

A trajetória pode ser classificada como:

Trajetoária retilínea



Trajetoária curvilínea



Um caso particular da trajetória curvilínea é a trajetória circular.



Mas não basta localizar um corpo no espaço através da sua posição, é também preciso conhecer o instante,  $t$ , em que ele ocupa essa posição.

O intervalo de tempo,  $\Delta t$ , entre dois instantes é a diferença entre o instante final,  $t_f$ , e o instante inicial,  $t_i$ :

$$\Delta t = t_f - t_i$$

#### Distância percorrida e deslocamento

Numa viagem poderemos querer saber qual foi a distância percorrida ou o espaço percorrido sobre a trajetória num dado intervalo de tempo, ou seja, o comprimento da trajetória.

Esta grandeza é simbolizada por  $s$  e, como se trata de um comprimento, é uma grandeza escalar cujo valor não pode ser negativo.

Em mecânica, distingue-se a distância percorrida sobre a trajetória do deslocamento, que indica a variação da posição do corpo.

O deslocamento é uma grandeza vetorial: representa-se por um vetor com origem na posição inicial e extremidade na posição final. É simbolizado por  $\Delta\vec{r}$ .

O valor (ou valor algébrico) do deslocamento da partícula:  $\Delta x = x_f - x_i$

$x_f$  – coordenada da posição final;  
 $x_i$  – coordenada da posição inicial.

### Rapidez média e velocidade média

A **rapidez média**, ou celeridade média, do movimento é calculada por:

$$\text{rapidez média} = \frac{s}{\Delta t}$$

A rapidez média é uma **grandeza escalar** sempre positiva.

A **velocidade média** é uma grandeza vetorial que indica o deslocamento do corpo por unidade de tempo.

$$\vec{v}_m = \frac{\Delta\vec{r}}{\Delta t}$$

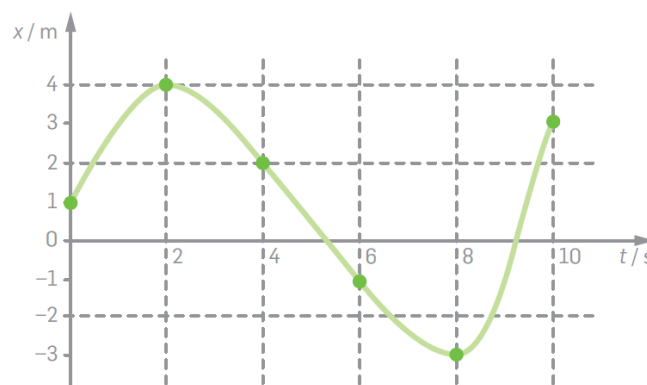
A velocidade média é uma grandeza vetorial cujo vetor possui a direção e o sentido do deslocamento.

Num movimento retilíneo, a **componente escalar da velocidade média** é dada por:

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

### Gráficos posição-tempo

Podemos representar graficamente a posição do carrinho ao longo do tempo, ou seja, a função  $x(t)$ , conhecida como **lei do movimento**.



O respetivo gráfico designa-se por **gráfico posição-tempo**: o tempo  $t$ , a variável independente, representa-se no eixo horizontal, ao passo que a posição  $x$ , a variável dependente, se representa no eixo vertical.

## Gráficos velocidade- tempo

A velocidade é uma grandeza vetorial que indica a rapidez com que o corpo se move num dado instante e a direção e o sentido em que ele se move.

- Define-se num instante.
- Tem as mesmas unidades da rapidez média e da velocidade média: a unidade SI é o metro por segundo ( $\text{m s}^{-1}$ ).
- Representa-se por um vetor, de símbolo  $\vec{v}$ :
  - o sentido indica o sentido do movimento;
  - em cada ponto, a direção é tangente à trajetória;
  - o módulo da velocidade indica a rapidez com que o corpo muda de posição:
    - ✓ se é **constante**, o movimento diz-se **uniforme**;
    - ✓ se é **crescente**, o movimento diz-se **acelerado**;
    - ✓ se é **decrecente**, o movimento diz-se **retardado**.



Podemos calcular a componente escalar da velocidade a partir de um gráfico posição-tempo.

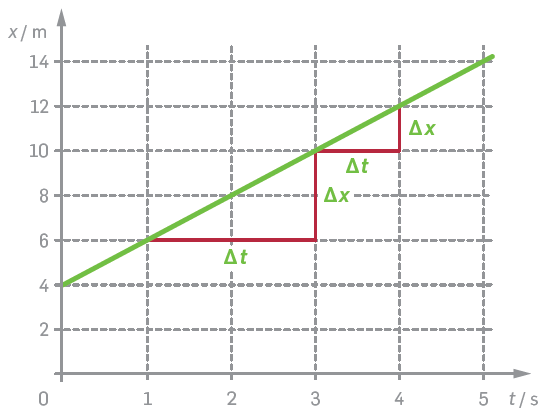


Gráfico posição-tempo para um **movimento retilíneo uniforme**: a componente escalar da velocidade média (dada pelo declive da reta) é sempre a mesma e igual à componente escalar da velocidade.

Podemos calcular a componente escalar da velocidade calculando o declive da reta.

- no intervalo de tempo [1, 3] s obtemos

$$v_m = \frac{\Delta x}{\Delta t} = \frac{10 - 6}{3 - 1} = 2 \text{ m s}^{-1}$$

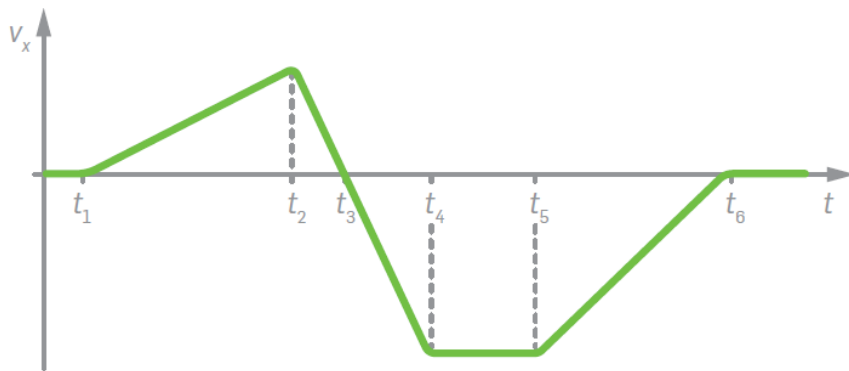
- no intervalo de tempo [3, 4] s obtemos

$$v_m = \frac{\Delta x}{\Delta t} = \frac{12 - 10}{4 - 3} = 2 \text{ m s}^{-1}$$

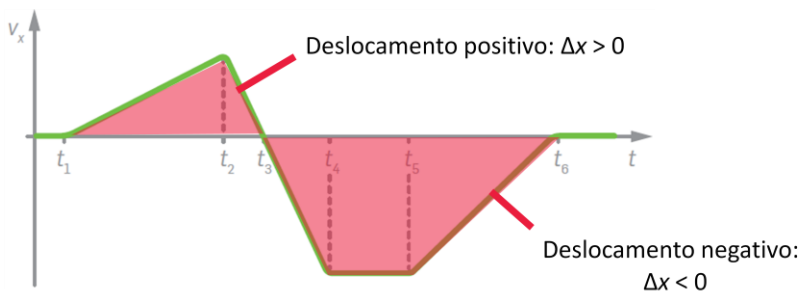
No movimento retilíneo uniforme, como a velocidade é sempre constante, a velocidade é igual à velocidade média.



Os gráficos velocidade-tempo indicam como varia a componente escalar da velocidade ao longo do tempo,  $v_x(t)$ .



O gráfico velocidade-tempo também permite calcular deslocamentos: a **área** compreendida entre a linha do gráfico e o eixo horizontal é **numericamente igual ao módulo do deslocamento do corpo**.



O **deslocamento total** pode obter-se a partir da soma de deslocamentos parcelares (as parcelas podem ser positivas ou negativas):

$$\Delta x = \Delta x_1 + \Delta x_2 + \dots$$

A **distância percorrida**,  $s$ , é igual:

– ao módulo do deslocamento, se não houver inversão de sentido:  $s = |\Delta x|$ ;

– à soma dos módulos dos deslocamentos no sentido positivo e no sentido negativo, quando há inversão de sentido:  $s = |\Delta x_{\text{sentido positivo}}| + |\Delta x_{\text{sentido negativo}}|$ .

## 2.2 INTERAÇÕES E SEUS EFEITOS

São as interações entre os corpos, manifestadas por forças, que permitem explicar a origem e as alterações dos movimentos. A interação pode exigir o **contacto** entre os corpos, como no caso da força na corda, ou fazer-se **à distância**, como no caso das forças gravíticas, elétricas e magnéticas.

Todas as interações entre sistemas existentes no Universo são de um de quatro tipos:

- **Gravítica.** As **forças gravíticas** exercem-se à distância e o seu efeito faz-se sentir mesmo para distâncias muito grandes: o seu alcance é infinito.
- **Eletromagnética.** As **forças magnéticas** entre ímanes (que têm, cada um deles, um polo norte e um polo sul magnético) também atuam à distância. A **força eletromagnética** é responsável por fenómenos elétricos e magnéticos à escala macroscópica e microscópica. As forças exercidas por contacto têm natureza eletromagnética.

- **Nuclear forte.** Tem alcance muito curto: só atua nas partículas do núcleo, mantendo fortemente unidos prótons e nêutrons. É a interação com maior intensidade. O seu efeito sobrepõe-se largamente ao da repulsão elétrica entre prótons, o que confere estabilidade ao núcleo.
- **Nuclear fraca.** Também só atua à escala do núcleo. É responsável pela transformação de um nêutron num próton ou vice-versa. Tem um alcance ligeiramente menor do que o da força nuclear forte e é muito menos intensa.

## INTERAÇÃO GRAVÍTICA E LEI DA GRAVITAÇÃO UNIVERSAL

Segundo Newton, dois corpos quaisquer, de massas  $m_1$  e  $m_2$ , cujos centros de massa estão à distância  $r$ , são atraídos por forças de igual intensidade,  $\vec{F}_g$  e  $\vec{F}'_g$ , chamadas forças gravíticas ou forças gravitacionais, que estão associadas às massas dos corpos.



Newton



Dois corpos atraem-se exercendo, um sobre o outro, forças de igual intensidade. Cada uma dessas forças é:

- diretamente proporcional ao produto das massas dos corpos,  $m_1$  e  $m_2$  (supondo constante a distância,  $r$ , entre eles);
- inversamente proporcional ao quadrado da distância entre os corpos,  $r^2$  (supondo constantes as massas  $m_1$  e  $m_2$ ).

$$F_g = G \frac{m_1 m_2}{r^2}$$

$\begin{matrix} \text{kg} & \text{kg} \\ | & | \\ \text{N} & \text{m}^2 \text{ kg}^{-2} \end{matrix}$

A constante  $G$  chama-se constante da gravitação universal. O seu valor é o mesmo em qualquer sítio do Universo:  $G = 6,67 \times 10^{-11} \text{ N m}^2 \text{ kg}^{-2}$

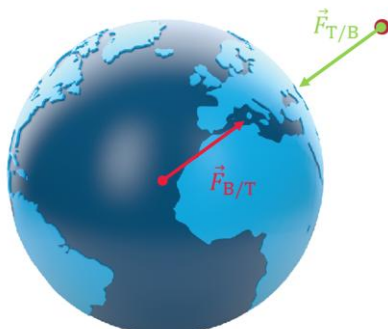
A intensidade da força gravítica só é significativa quando a massa de pelo menos um dos corpos em interação é muito grande.

A força gravítica exercida pela Terra sobre um corpo à sua superfície ou perto dela é significativa pois a massa da Terra é  $5,97 \times 10^{24} \text{ kg}$ .

## TERCEIRA LEI DE NEWTON – LEI DA AÇÃO-REAÇÃO

Se um corpo exerce uma força sobre outro, este exerce sobre o primeiro uma força de igual intensidade e direção mas de sentido oposto. O conjunto das duas forças designa-se por **par ação-reação**.

Os pares ação-reação também estão presentes em forças que se exercem à distância como no caso da força gravítica exercida sobre a Terra numa bola.



A Terra (T) exerce uma força gravítica sobre a bola (B),  $\vec{F}_{T/B}$ , e a bola exerce uma força gravítica sobre ela,  $\vec{F}_{B/T}$ .

### Forças do par ação-reação

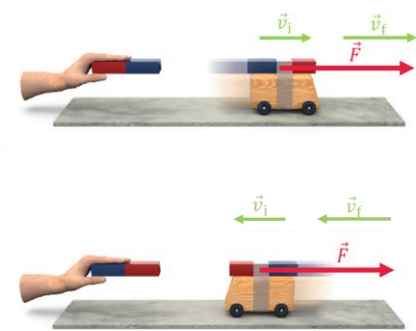
- Resultam de uma mesma interação.
- Têm a mesma direção mas sentidos opostos.
- Têm a mesma intensidade, mesmo que as massas dos corpos em interação sejam diferentes.
- Estão aplicadas em corpos diferentes e, por isso, os seus efeitos não se anulam.
- Pode chamar-se ação a uma força e reação à outra ou vice-versa

## EFEITO DAS FORÇAS SOBRE A VELOCIDADE



Se um carrinho estiver em repouso e aproximarmos um ímã, exerceremos uma força magnética de repulsão. O carrinho iniciará o seu movimento afastando-se do ímã.

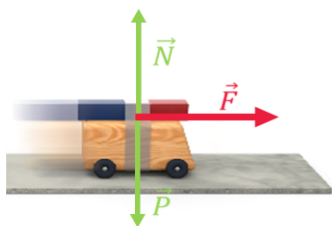
Considere que o carrinho se move com uma velocidade  $v_i$ .



A força, que tem a direção e o sentido da velocidade, faz o carrinho deslocar-se com movimento retilíneo, aumentando a sua velocidade.

A força, que tem a direção da velocidade mas sentido oposto, faz o carrinho deslocar-se com movimento retilíneo, diminuindo a sua velocidade.

As forças que atuam no carrinho são:

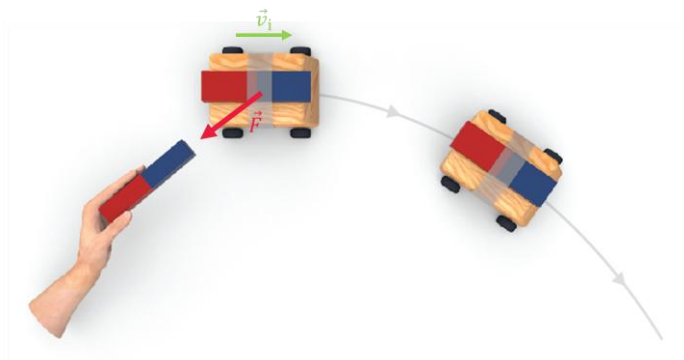


O peso, a força normal e a força magnética.

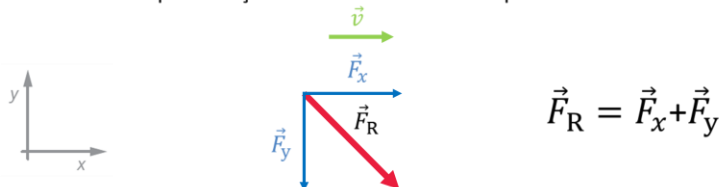
A **soma das forças exercidas** sobre o carrinho, chamada **resultante das forças** (ou força resultante) e simbolizada por  $\vec{F}_R$ , é igual, neste caso, à força  $\vec{F}$ .



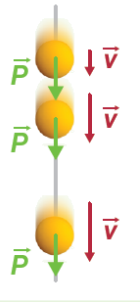
Se a direção da força e da velocidade do carrinho forem diferentes a trajetória é alterada. Ocorre sempre uma variação da velocidade, uma vez que a sua direção varia, podendo haver ou não variação do seu módulo.



A **resultante das forças**,  $\vec{F}_R$ , pode não ter a direção da velocidade  $\vec{v}$ . Nestes casos é necessário decompor a força resultante nas suas componentes.



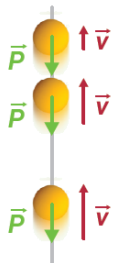
- Componente da resultante das forças com a direção da velocidade,  $\vec{F}_x$ :  
**faz variar o módulo da velocidade:**  
 se  $\vec{F}_x$  tiver o sentido da velocidade, o módulo da velocidade aumentará;  
 se  $\vec{F}_x$  tiver sentido oposto ao da velocidade, o módulo da velocidade diminuirá.
- Componente da resultante das forças com a direção perpendicular à velocidade,  $\vec{F}_y$ :  
**faz variar a direção da velocidade.**



## $\vec{F}_R$ e $\vec{v}$ têm a mesma direção

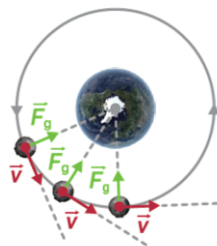
A **velocidade varia em módulo** mas não em direção.

O corpo move-se com movimento retilíneo, na direção e sentido da resultante das forças, aumentando o módulo da velocidade.



O corpo move-se com movimento retilíneo, na direção da resultante das forças e sentido oposto, diminuindo o módulo da velocidade.

## $\vec{F}_R$ e $\vec{v}$ têm direções diferentes



Movimento da Lua em torno da Terra

$\vec{F}_R$  e  $\vec{v}$  são perpendiculares

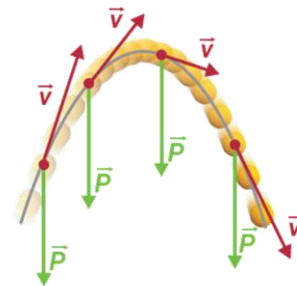
O corpo move-se com movimento curvilíneo, sem alterar o módulo da velocidade.

A **velocidade varia em direção mas não em módulo.**

$\vec{F}_R$  e  $\vec{v}$  não são perpendiculares

O corpo move-se com movimento curvilíneo, alterando o módulo e a direção da velocidade.

A **velocidade varia em direção e em módulo.**



Corpo lançado obliquamente para cima

Resumindo:

Direção da força	Sentido da força	Aplicação de uma força resulta em:
A da velocidade	O da velocidade	Aumento do módulo da velocidade
	Oposto ao da velocidade	Diminuição do módulo da velocidade
Perpendicular à da velocidade	----	Variação da direção da velocidade

## ACELERAÇÃO MÉDIA

$$m\ s^{-2} \quad \vec{a}_m = \frac{\Delta \vec{v}}{\Delta t} \quad m\ s^{-1} \quad \text{ou} \quad \vec{a}_m = \frac{\vec{v}_f - \vec{v}_i}{t_f - t_i}$$

Se o módulo da aceleração média de um corpo for  $15\ m\ s^{-2}$ , tal significa que o módulo da sua velocidade varia, em média,  $15\ m\ s^{-1}$  em cada segundo.

No movimento retilíneo acelerado e num certo intervalo de tempo, para qualquer referencial:


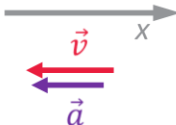
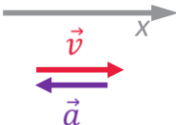

- as componentes escalares da velocidade e da aceleração média ou são ambas positivas ou são ambas negativas;
- os vetores velocidade e aceleração média têm a mesma direção e sentido.

No movimento retilíneo retardado e num certo intervalo de tempo, para qualquer referencial:

- se a componente escalar da velocidade for positiva, a da aceleração média será negativa e vice-versa;
- o vetor velocidade tem sentido oposto ao do vetor aceleração média, mas tem a mesma direção.

A aceleração média aproxima-se da aceleração quando o intervalo de tempo se torna muito pequeno. A aceleração está associada à variação instantânea da velocidade, ou seja, indica como a velocidade está a variar em cada instante. A aceleração tem a mesma unidade da aceleração média.

ACELERAÇÃO EM MOVIMENTOS RETILÍNEOS E CURVILÍNEOS	
MOVIMENTOS RETILÍNEOS	MOVIMENTOS CURVILÍNEOS
Podem ter ou não aceleração (caso do movimento retilíneo uniforme)	Há sempre aceleração, pois a direção do vetor da velocidade varia por ser tangente à trajetória em cada ponto.
Os vetores $a$ e $v$ têm a mesma direção	Os vetores $a$ e $v$ têm direções diferentes.
Só existe aceleração se variar a velocidade.	Existe sempre aceleração mesmo que a velocidade seja constante.

Aceleração e velocidade em movimentos retilíneos			
Movimento retilíneo acelerado		Movimento retilíneo retardado	
A e v têm sempre a mesma direção e sentido		A e v têm sempre a mesma direção e sentidos opostos.	
Componentes escalares da velocidade e da aceleração: são ambas positivas ou ambas negativas.		Componentes escalares da velocidade e da aceleração: se uma é positiva a outra é negativa.	
Movimento sobre o eixo dos xx:		Movimento sobre o eixo dos xx:	
$v_x > 0$ e $a_x > 0$ Movimento acelerado no sentido positivo	$v_x < 0$ e $a_x < 0$ Movimento acelerado no sentido negativo	$v_x > 0$ e $a_x < 0$ Movimento retardado no sentido positivo	$v_x < 0$ e $a_x > 0$ Movimento retardado no sentido negativo
			

Quando, num movimento retilíneo, a aceleração é sempre a mesma em qualquer instante, o seu valor coincide com o da aceleração média.

Este movimento designa-se por movimento uniformemente variado: pode ser **uniformemente acelerado**, se o módulo da **velocidade aumentar**, ou **uniformemente retardado**, se o módulo da **velocidade diminuir**.

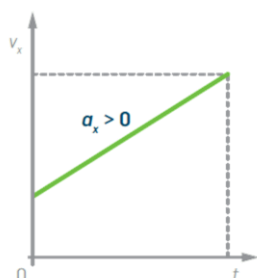
Um exemplo de movimento uniformemente variado é o movimento vertical de um corpo sujeito apenas à força gravítica: esse corpo designa-se por **grave** e diz-se em **queda livre** (quer esteja a descer ou a subir).

À aceleração de um grave chama-se **aceleração gravítica** (símbolo  $\vec{g}$ ).

À superfície terrestre, é aproximadamente constante e tem o módulo de cerca de  $10 \text{ m s}^{-2}$ . Podemos afirmar que o módulo da velocidade de um grave aumenta  $10 \text{ m s}^{-1}$  em cada segundo, quando este cai, e diminui  $10 \text{ m s}^{-1}$  em cada segundo, quando sobe, após ter sido lançado verticalmente para cima.

A aceleração relaciona variações de velocidade com o tempo.

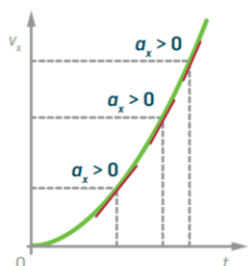
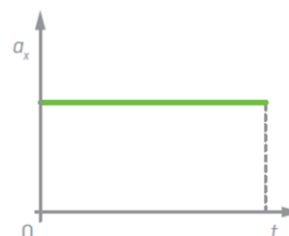
A componente escalar da aceleração num dado instante pode ser obtida a partir de um gráfico velocidade-tempo e é igual ao declive da reta tangente ao gráfico velocidade-tempo, nesse instante. Quanto maior for o declive, em valor absoluto, maior será o módulo da aceleração.



- $v_x$  varia linearmente com o tempo; o declive da reta, igual a  $a_x$ , é sempre o mesmo:  $a_x > 0$  e constante.
- O módulo da velocidade aumenta.
- $v_x > 0$ : sentido positivo.

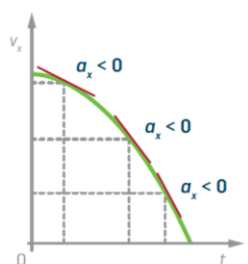
**Movimento uniformemente acelerado no sentido positivo**

Como o declive é constante o movimento é uniformemente variado, pois a sua aceleração é constante, pelo que o gráfico aceleração-tempo é uma reta horizontal.



- O declive das retas tangentes é positivo e aumenta:  $a_x > 0$ , mas  $a_x$  não é constante.
- O módulo da velocidade aumenta.
- $v_x > 0$ : sentido positivo.

**Movimento acelerado no sentido positivo**



- O declive das retas tangentes é negativo e aumenta em valor absoluto:  $a_x < 0$ , mas  $a_x$  não é constante.
- O módulo da velocidade diminui.
- $v_x > 0$ : sentido positivo.

**Movimento retardado no sentido positivo**

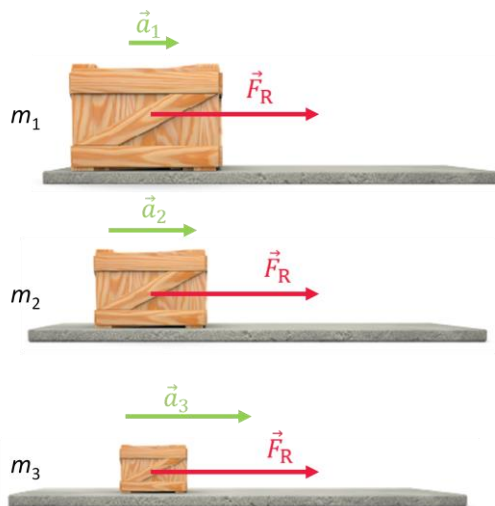
## SEGUNDA LEI DE NEWTON

Um efeito da resultante das forças que atuam num corpo é a variação da sua velocidade, a qual está associada à aceleração. Por isso, a **resultante das forças** terá de se relacionar com a **aceleração**.

Foi Newton quem primeiro relacionou a força e a aceleração por ela produzida, formulando uma Lei, conhecida por **Segunda Lei de Newton** ou **Lei Fundamental da Dinâmica**.

$$\vec{F}_R = m \vec{a}$$

A mesma resultante de forças aplicada a corpos de massas diferentes:



O corpo de massa maior resiste mais à variação de velocidade, pelo que adquire menor aceleração.

Esta propriedade chama-se **inércia** e é medida pela massa do corpo: quanto maior for a massa de um corpo, maior será a sua inércia, ou seja, maior a resistência à mudança de velocidade. A massa é também designada por **massa inercial**.

Como a resultante das forças é igual ao peso e a aceleração é a aceleração gravítica:

$$\vec{F}_R = m \vec{a} \quad \text{equivale a} \quad \vec{P} = m \vec{g}$$

O módulo do peso é diretamente proporcional à massa, sendo  $g$  a constante de proporcionalidade, que é aproximadamente constante à superfície da Terra. Quanto maior for a massa de um corpo, maior será o seu peso.

Utilizando a Segunda Lei de Newton e a Lei da Gravitação Universal é possível calcular o valor de  $g$ .

$$\begin{aligned} \vec{F}_g &= m \vec{a} \\ m a &= G \frac{m_T m}{r^2} \Leftrightarrow \\ \Leftrightarrow a &= G \frac{m_T}{r^2} \Leftrightarrow g = G \frac{m_T}{r^2} \end{aligned}$$

O **módulo da aceleração gravítica**,  $g$ , num dado ponto, só depende da distância desse ponto ao centro de massa da Terra, pois  $G$  e  $m_T$  são constantes: é inversamente proporcional ao quadrado da distância ao centro de massa da Terra.

Aplicação da Segunda Lei de Newton ao movimento retilíneo de corpos nos quais apenas atuam forças constantes.

Método de resolução:

define-se um referencial  $xOy$ , fazendo coincidir um eixo com a direção do movimento; como no movimento retilíneo a aceleração tem a direção do movimento, só há aceleração nessa direção (na direção normal a aceleração é nula);



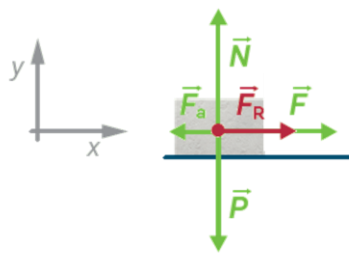
Aplicação da Segunda Lei de Newton ao movimento retilíneo de corpos nos quais apenas atuam forças constantes.

Método de resolução:

- se as forças não tiverem a direção dos eixos, decompõem-se segundo essas direções, e determinam-se as suas componentes escalares;
- aplica-se a Segunda Lei de Newton usando equações escalares:

$$\vec{F}_R = m \vec{a} \Rightarrow \begin{cases} F_{R_x} = m a_x \\ F_{R_y} = 0 \end{cases}$$

**Força horizontal a puxar um bloco num plano horizontal**



Forças aplicadas no centro de massa

Resultante das forças

$$\vec{F}_R = m \vec{a} \Rightarrow \begin{cases} F_{R_x} = m a \\ F_{R_y} = 0 \end{cases} \Leftrightarrow \begin{cases} F - F_a = m a \\ N - P = 0 \end{cases} \Leftrightarrow \begin{cases} a = \frac{F - F_a}{m} \\ N = P \end{cases}$$

## MOVIMENTO RETILÍNEO UNIFORMEMENTE VARIADO

Quando a força resultante aplicada ao corpo é constante, a aceleração  $a$  que o corpo fica sujeito também o é. Todos os movimentos em que a aceleração é constante e a trajetória é retilínea são movimentos retilíneos uniformemente variados.

A **equação das velocidades** para estes movimentos é:

$$v(t) = v_0 + a t$$

$v$ ,  $v_0$  e  $a$  são componentes escalares na direção do movimento, podendo ter valores positivos ou negativos.

A **equação das posições**, ou **lei do movimento**, é:

$$x(t) = x_0 + v_0 t + \frac{1}{2} a t^2$$

$x$ ,  $x_0$ ,  $v_0$  e  $a$  são componentes escalares, podendo ter valores positivos ou negativos.

As duas equações anteriores são chamadas **equações do movimento**.

As equações do movimento ficam completamente definidas conhecendo o valor da aceleração,  $a$ , e as chamadas condições iniciais: a posição inicial,  $x_0$ , e o valor da velocidade inicial,  $v_0$ .

As equações indicam que o gráfico  $x(t)$  é uma parábola e que o gráfico  $v(t)$  é uma reta, cujas características dependem de  $x_0$ ,  $v_0$  e  $a$ .

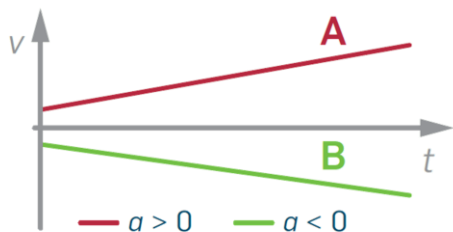
O sinal positivo ou negativo de  $a$  determina o declive, positivo ou negativo, da reta no gráfico  $v(t)$  e a concavidade da parábola (voltada para cima ou para baixo) no gráfico  $x(t)$ .

**Uniformemente acelerado:** velocidade e resultante das forças com igual direção e sentido.

Velocidade:

$$v(t) = v_0 + a t$$

Gráfico  $v(t)$ : reta com declive não nulo



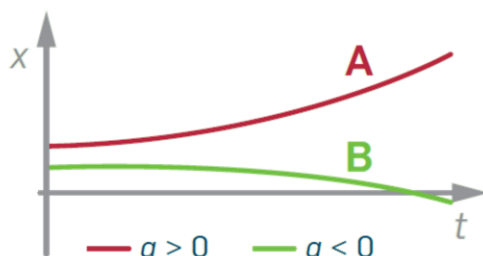
**A:**  $a > 0$  (declive positivo) e  $v > 0$

**B:**  $a < 0$  (declive negativo) e  $v < 0$

Posição (sobre o eixo dos  $xx$ ):

$$x(t) = x_0 + v_0 t + \frac{1}{2} a t^2$$

Gráfico  $x(t)$ : parábola



**A:**  $a > 0$  (concavidade voltada para cima)

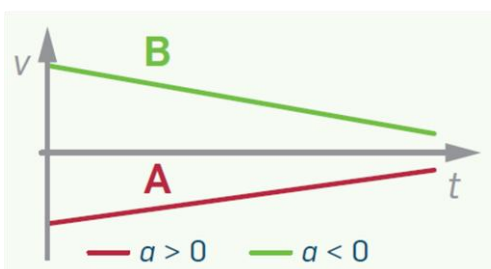
**B:**  $a < 0$  (concavidade voltada para baixo)

**Uniformemente retardado:** velocidade e resultante das forças com igual direção mas com sentido opostos.

Velocidade:

$$v(t) = v_0 + a t$$

Gráfico  $v(t)$ : reta com declive não nulo



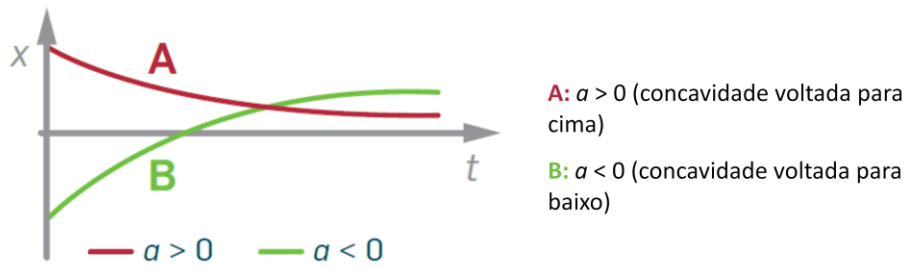
**A:**  $a > 0$  (declive positivo) e  $v < 0$

**B:**  $a < 0$  (declive negativo) e  $v > 0$

Posição (sobre o eixo dos  $xx$ ):

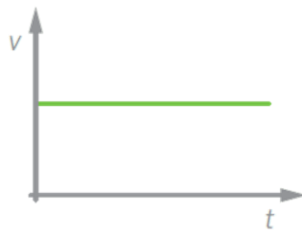
$$x(t) = x_0 + v_0 t + \frac{1}{2} a t^2$$

Gráfico  $x(t)$ : parábola

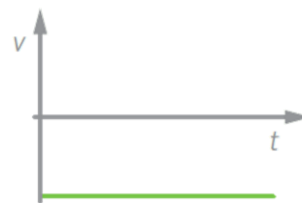


### MOVIMENTO RETILÍNEO E UNIFORME

Neste movimento a velocidade é constante, pelo que o gráfico velocidade-tempo é uma reta horizontal.

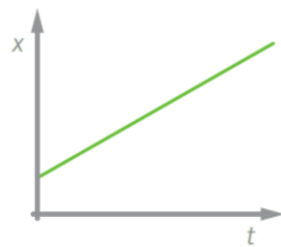


$v > 0$

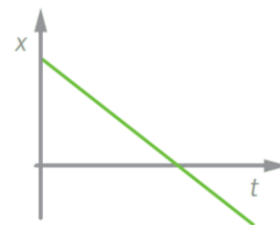


$v < 0$

O gráfico posição-tempo tem de ser uma reta com declive constante, uma vez que o declive corresponde à componente escalar da velocidade.



$v > 0$  : declive positivo



$v < 0$  : declive negativo

As equações do movimento retilíneo uniforme podem obter-se a partir das equações do movimento retilíneo uniformemente variado tendo em conta que a aceleração é nula:

$$v(t) = v_0 + at \quad \text{Se } a = 0 \rightarrow v(t) = v_0$$

$$x(t) = x_0 + v_0 t + \frac{1}{2} a t^2 \quad \text{Se } a = 0 \rightarrow x(t) = x_0 + v_0 t$$

Note-se que  $x$ ,  $x_0$ ,  $v$  e  $v_0$  são componentes escalares e, portanto, podem ter valores positivos ou negativos.

## MOVIMENTO RETILÍNEO DE QUEDA LIVRE ( sem resistência do ar)

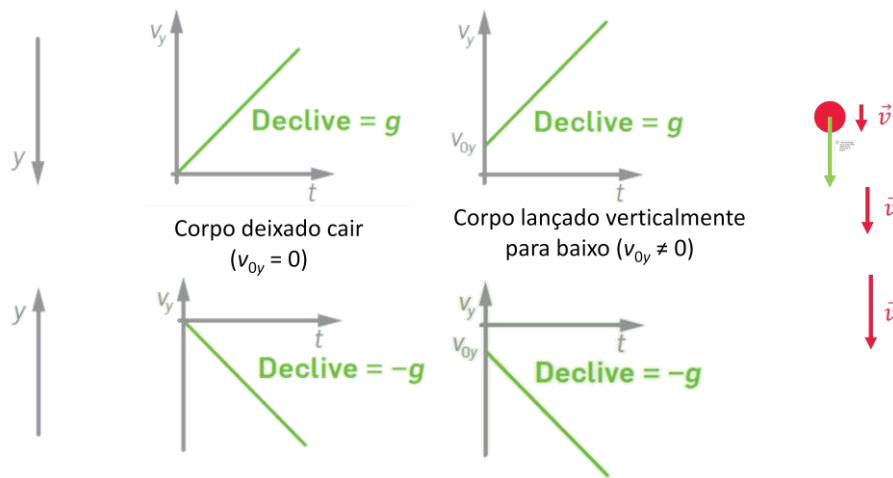
A resultante das forças é o peso do corpo,  $\vec{P}$ , e a correspondente aceleração é a aceleração gravítica,  $\vec{g}$ .

Como a aceleração é constante, o movimento é **uniformemente variado**: **uniformemente acelerado** se o corpo desce e **uniformemente retardado** se o corpo sobe.

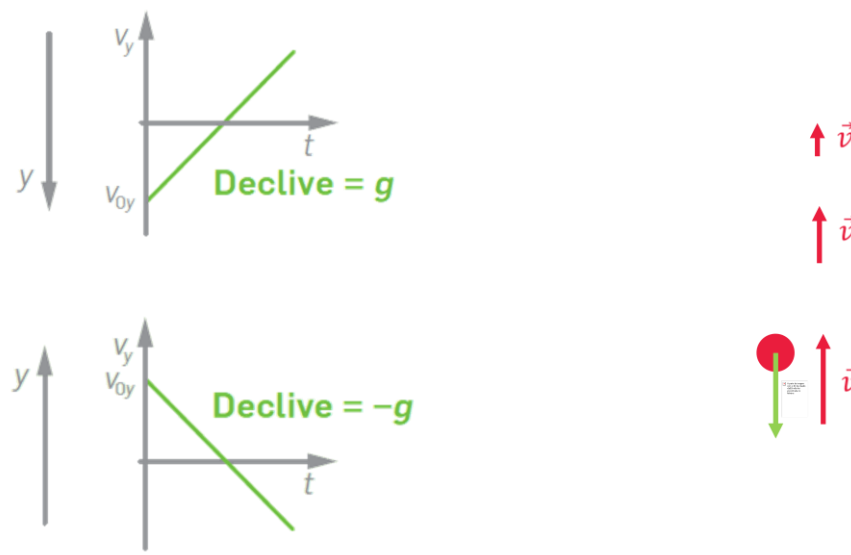
Nas equações de movimento para a **queda livre** não aparecem a massa do corpo nem quaisquer grandezas relacionadas com a sua forma.

A aceleração gravítica é independente da massa ou da forma do corpo em queda pelo que quaisquer corpos com as mesmas condições iniciais (mesmos  $y_0$  e  $v_0$ ), têm o mesmo tempo de queda.

Gráficos velocidade-tempo para um corpo que cai:



Gráficos velocidade-tempo para corpo lançado verticalmente para cima:



A forma retilínea dos gráficos anteriores significa que se escreve a componente escalar da velocidade,  $v_y$ , em função do tempo,  $t$ , como a equação de uma reta.

$$v_y = v_{0y} + a_y t$$

$a_y = g$ , eixo dos  $yy$  no sentido descendente



$a_y = -g$ , eixo dos  $yy$  no sentido ascendente

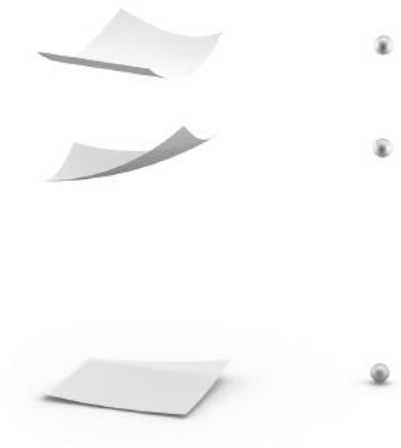


Esta equação é equivalente à definição de aceleração média.

$$a_y = \frac{\Delta v_y}{\Delta t}$$

### MOVIMENTO RETILÍNEO DE QUEDA LIVRE (com resistência do ar apreciável)

Numa queda livre, como vimos, dois corpos de massas e formas diferentes como, por exemplo, um berlinde e uma folha de papel, deixados cair da mesma altura, chegam ao solo ao mesmo tempo.



Queda de uma folha de papel e de um berlinde com resistência do ar desprezável

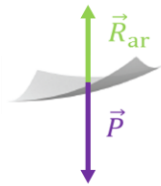
No entanto, se fizermos esta a experiência à superfície da Terra verificamos que o berlinde chega primeiro.



Queda com resistência do ar não desprezável

Isto ocorre porque na superfície da Terra a **resistência do ar não é desprezável**.

Na folha de papel atuam as seguintes forças:



$\vec{R}_{ar}$ - resistência do ar

$\vec{P}$ - peso

No berlinde atuam as seguintes forças:



$\vec{R}_{ar}$ - resistência do ar

$\vec{P}$ - peso

O berlinde é pequeno e compacto, pelo que a força que o ar exerce sobre ele, oposta ao seu movimento é designada por resistência do ar (símbolo  $\vec{R}_{ar}$ ), tem uma intensidade pequena comparada com a do peso. É, por isso, desprezável.

A folha de papel, de peso bastante menor do que o do berlinde, quando cai, apresenta uma área transversal ao movimento (a área que «corta» o ar) maior do que no berlinde, o que aumenta a resistência do ar.

Como a resistência do ar se opõe ao movimento, a folha demora mais tempo a chegar ao solo do que o berlinde, atingindo-o com menor velocidade.

Resistência do ar,  $\vec{R}_{ar}$ :

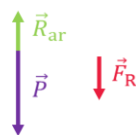
- Opõe-se ao movimento;
- Depende da forma e tamanho do corpo
- Aumenta com a velocidade do corpo;

Se a velocidade variar, a resistência do ar também varia, o mesmo acontecendo com a resultante das forças e com a aceleração: o **movimento será variado** (e não uniformemente variado).

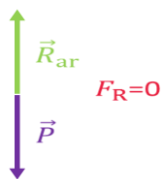
Exemplo: Movimento de um paraquedista antes da abertura do paraquedas:

No início da queda, a velocidade aumenta, assim como a resistência do ar. A intensidade da resistência do ar é inferior à do peso e, por isso, a resultante das forças tem o sentido do movimento. A resultante das forças vai diminuindo porque vai aumentando a resistência do ar. A aceleração vai diminuindo.

**Movimento retilíneo acelerado:** – velocidade aumenta  
– aceleração diminui



Devido ao aumento da resistência do ar, as intensidades do peso e da resistência do ar acabam por se igualar. A resultante das forças e a aceleração tornam-se nulas e a velocidade fica constante. Esta velocidade chama-se 1.ª velocidade terminal (cerca de  $200 \text{ km h}^{-1}$ ).



**Movimento retilíneo uniforme:** – velocidade constante  
– aceleração nula

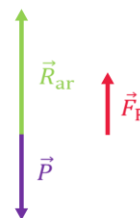
Movimento de um paraquedista depois da abertura do paraquedas.

Quando o paraquedas é aberto há um aumento brusco da resistência do ar, cuja intensidade fica maior do que a do peso.

A resultante das forças passa a ter sentido oposto ao movimento, o que faz diminuir a velocidade.

Por isso a resistência do ar começa a diminuir e o mesmo acontece com a resultante das forças e a aceleração.

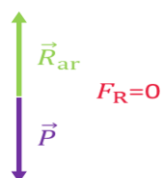
**Movimento retilíneo retardado:** – velocidade diminui  
– aceleração diminui



Por causa da diminuição da resistência do ar, as intensidades do peso e da resistência do ar acabam por se igualar.

A resultante das forças e a aceleração tornam-se nulas novamente e a velocidade fica constante.

Esta velocidade chama-se 2.ª velocidade terminal (cerca de  $20 \text{ km h}^{-1}$  ou menos).



**Movimento retilíneo uniforme:** – velocidade constante  
– aceleração nula

## MOVIMENTO CIRCULAR UNIFORME

Uma partícula está animada de movimento circular e uniforme quando a resultante das forças que sobre ela atuam é uma força centrípeta, pois, em cada instante, é perpendicular à velocidade, de módulo constante, radial e dirigida para o centro da trajetória.

A aceleração do movimento circular e uniforme, aceleração centrípeta, é pois, radial, dirigida para o centro da trajetória e de módulo constante.

Para estudar o movimento é preciso definir algumas grandezas que o caracterizam:

- **Período(T):** tempo que a partícula demora a completar uma rotação - a unidade SI é o segundo;
- **Frequência(f):** numero de rotações executadas na unidade de tempo - unidade SI é o hertz

O período e a frequência relacionam-se por:

$$T = \frac{1}{f}$$

- **Velocidade angular ( $\omega$ ):** é o ângulo descrito pela partícula na unidade de tempo - unidade SI é o  $\text{rads}^{-1}$ :

$$\omega = \frac{\Delta\theta}{\Delta t}$$

Se a partícula descrever uma volta completa,  $\Delta\theta=2\pi$  e  $\Delta t=T$ , então:

$$\omega = \frac{2\pi}{T} \quad \text{ou} \quad \omega = 2\pi f$$

- **Velocidade (v):** como o módulo da velocidade coincide com o da celeridade média, é igual ao arco descrito na unidade de tempo:

$$v = \frac{2\pi R}{T} \quad \text{ou} \quad v = \omega R$$

Onde R representa o raio da trajetória.

- **Aceleração centrípeta (ac) :** o módulo da aceleração centrípeta, responsável pela variação da direção da velocidade, é:

$$a_c = \frac{v^2}{R} \quad \text{ou} \quad a_c = \omega^2 R$$

### 3 ONDAS E ELETROMAGNETISMO

#### 3.1 SINAIS E ONDAS

Um sinal é uma alteração de uma propriedade física do meio.

Os sinais podem ser de curta duração – a que se chama pulso – ou de longa duração. Um pulso é uma perturbação produzida num dado instante.

Uma onda é uma propagação de uma perturbação no espaço. O sinal de curta duração é uma onda solitária e resulta da propagação de um só pulso.

O sinal de longa duração é uma onda persistente e resulta da propagação de pulsos contínuos.

Os sinais podem ser periódicos se repetem as suas características em intervalos de tempo iguais e dizem-se não periódicos quando tal não acontece.

As ondas, quanto ao meio de propagação, classificam-se em:

- Ondas mecânicas: necessitam de um meio material para se propagarem. Exemplo: som.
- Ondas eletromagnéticas: não necessitam de um meio material para se propagarem, propagam-se na presença ou ausência de meio. Exemplo: radiação visível.

As ondas em relação ao modo como se propagam classificam-se em:

- Ondas transversais: a direção em que se deu a perturbação é perpendicular á direção de propagação da onda, como as ondas eletromagnéticas.



- Ondas longitudinais: se a direção em que se deu a perturbação coincide com a direção de propagação da onda, como o som.

As ondas não transportam matéria mas fazem o transporte da energia.

Em qualquer tipo de ondas decorre sempre um intervalo de tempo entre a produção do sinal e a sua receção pelo que o modulo da velocidade da onda é dado por:

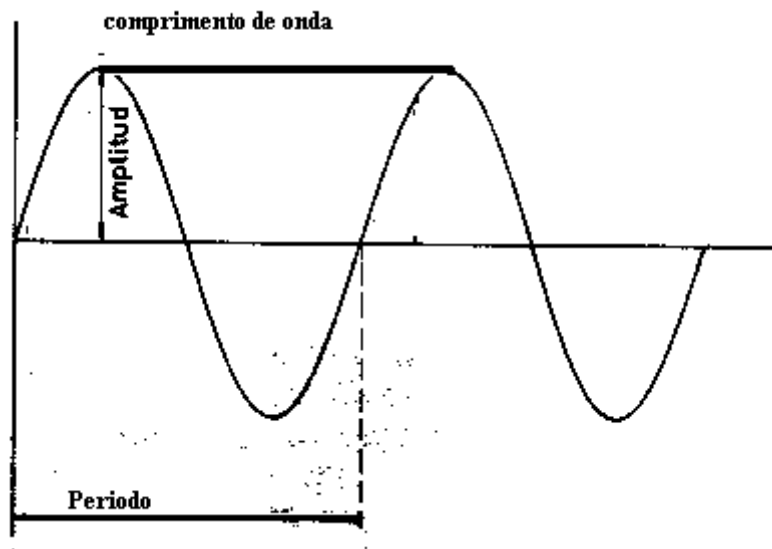
$$v = \frac{s}{\Delta t}$$

Em que s e a distancia percorrida pelo pulso no intervalo de tempo  $\Delta t$ .

## ONDA PERIÓDICA

Uma onda periódica resulta da propagação de pulsos iguais, emitidos em intervalos de tempo iguais.

Uma onda periódica é, pois, uma onda persistente, cujas características se repetem no tempo e no espaço.



A periodicidade no tempo de uma onda é caracterizada pelo período.

- O período, é o intervalo de tempo decorrido entre dois pulsos consecutivos. A unidade SI é o segundo

A periodicidade no espaço de uma onda é caracterizada pelo seu comprimento de onda.

- O comprimento de onda, é a distância a que se propaga a onda num período. É a menor distancia que separa duas partículas do meio de propagação que estão na mesma fase de oscilação. A unidade SI é o metro.
- A amplitude, é o máximo afastamento relativamente a posição de equilíbrio. A unidade SI é o metro.
- A frequência, é o número de oscilações por unidade de tempo. Depende da frequência da fonte emissora. A unidade SI é o hertz.

Uma onda propaga-se a uam distancia igual ao seu comprimento de onda, durante um intervalo de tempo igual ao do período. A velocidade de propagação da onda é  $v = \frac{s}{\Delta t}$ , então pode ser escrita:

$$v = \frac{\lambda}{T}$$

E como  $f = \frac{1}{T}$ , então:

$$v = \lambda f$$

## SINAL HARMÓNICO E ONDA HARMÓNICA

Um sinal harmónico resulta de perturbações periódicas produzidas quando a fonte emite pulsos sinusoidais ou harmónicos. Um sinal harmónico ou sinusoidal é descrito matematicamente pelas funções seno ou cosseno.

Um sinusoidal ou harmónico é expresso pela função:

$$y = A \sin(\omega t)$$

Onde:

A- É a amplitude de oscilação;

y- é a elongação, o afastamento, em cada instante da fonte emissora em relação a posição de equilíbrio;

$\omega$ - é a frequência angular de oscilação da fonte emissora.

A frequência angular esta relacionada com a frequência da oscilação por

$$\omega = 2\pi f$$

E com o período por

$$\omega = \frac{2\pi}{T}$$

A unidade SI da frequência angular é o radiano por segundo.

Uma onda harmónica é a propagação no espaço e no tempo de um sinal harmónico ou sinusoidal.

Uma onda harmónica, como qualquer onda periódica apresenta:

- Periodicidade no tempo;
- Periodicidade no espaço.

O período, a frequência e a amplitude de uma onda harmónica são determinados pelo sinal da fonte emissora.

## SOM

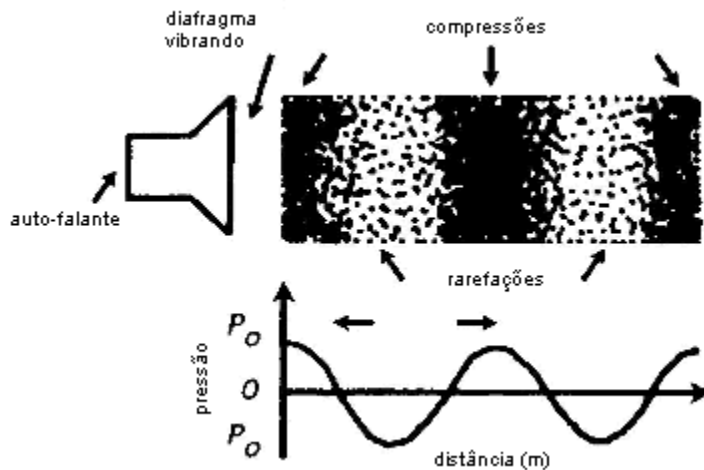
O som tem origem na vibração de uma partícula do meio material elástico.

Um sinal sonoro propaga-se no meio em que se encontra a fonte emissora, gerando uma onda sonora.

As características de uma onda sonora, a frequência e amplitude, são determinadas pelas da fonte sonora, isto é, pela frequência e pela amplitude do sinal sonoro.

Na verdade, uma onda sonora resulta do movimento vibratório das partículas do meio circundante da fonte sonora, pró exemplos moléculas de ar. Este movimento é comunicado às partículas vizinhas, que passam também a vibrar.

Os movimentos vibratórios das partículas geram sucessivas zonas de maior densidade, as zonas de compressão - zonas de alta pressão -, e de menor densidade, as zonas de rarefação - zonas de baixa pressão.



O som é uma onda de pressão, pois há zonas de compressão e de rarefação do ar que variam periodicamente no tempo e no espaço.

Nos meios gasosos é normal caracterizar a onda sonora pelas variações de pressão, uma vez que são estas que permitem aos recetores (ouvidos, microfones) detetarem e identificarem um sinal sonoro.

A diferença de pressão designa-se por pressão sonora e está relacionada com a amplitude da onda sonora.

As ondas sonoras são ondas longitudinais pois as sucessivas compressões e rarefações ocorrem na direção de propagação. As partículas do meio oscilam na direção de propagação da onda.

O som é uma onda mecânica, pois só se propaga em meios materiais e, conseqüentemente, a Sua velocidade depende do meio de propagação.

Os sons distinguem-se através das seguintes características:

- A intensidade é a energia que, na unidade de tempo, atravessa uma área unitária perpendicular à direção de propagação. É proporcional ao quadrado da amplitude da onda sonora. A intensidade permite distinguir um som fraco de um som forte. Duas ondas sonoras com diferentes amplitudes, mas com a mesma frequência, correspondem a sons com diferentes intensidades. À onda de maior amplitude corresponde um som mais forte.
- A altura depende, essencialmente, da frequência da onda sonora.

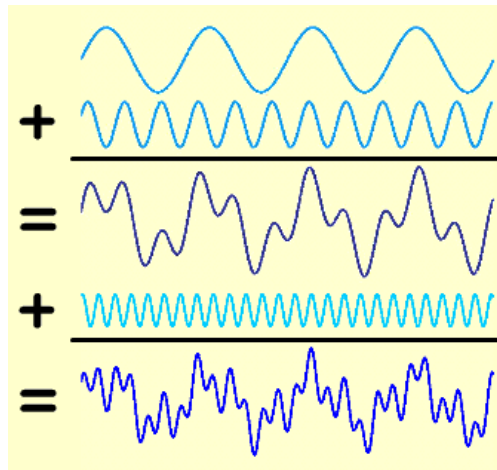
A altura permite distinguir um som alto ou agudo de um som baixo ou grave. Duas ondas com diferentes frequências e igual amplitude correspondem a sons com diferentes alturas. À onda de maior frequência corresponde um som mais agudo.

### Sons simples e complexos: espetro sonoro

Um som puro ou simples, como o emitido por um diapasão, tem uma frequência bem definida e um só comprimento de onda. A forma é a função seno ou cosseno, isto é, é uma onda harmónica.

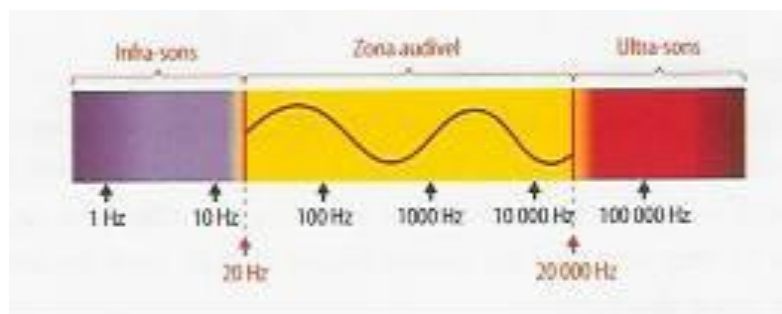
Um som complexo, como o som emitido pela corda de uma viola, resulta da combinação de sons puros. Não é uma onda sinusoidal com frequência bem definida.

Um harmónico é um som puro cuja frequência é um múltiplo inteiro de uma dada frequência, isto é, da frequência do som fundamental.



O timbre resulta da combinação do som fundamental e dos seus harmónicos. Confere características específicas ao som de um dado instrumento musical. Permite, pois, distinguir dois sons com a mesma intensidade e com a mesma frequência, mas emitidos por diferentes instrumentos.

O espectro sonoro está relacionado com as frequências sonoras e contempla não só os sons aos quais o ouvido humano é sensível, os sons audíveis, mas também os infrassons e os ultrassons.



No espectro sonoro há, pois, que destacar 3 bandas de frequência:

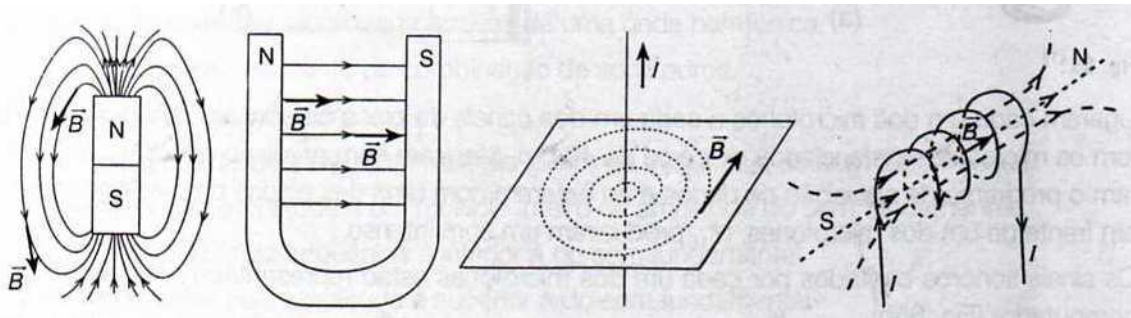
- Sons audíveis, que correspondem a uma banda de frequências compreendida entre os 20 Hz( som muito grave) e os 20000Hz (som muito agudo);
- Infrassons, que correspondem a uma banda de frequências compreendida entre 0 e 20Hz;
- Ultrassons, que correspondem a uma banda de frequências superiores a 20000Hz.

### 3.2 ELETROMAGNETISMO

O campo magnético é uma região do espaço onde se manifestam as ações de um íman ou de uma corrente elétrica. Isto é, um campo magnético pode ser criado quer por ímanes quer por correntes elétricas.

O vetor campo magnético,  $\vec{B}$ , é uma grandeza que caracteriza, em cada ponto, o campo magnético. A unidade Si do campo magnético é o tesla(T).

Um campo magnético pode ser visualizado através das linhas de campo que, por convecção, começam no pólo norte e terminam no pólo sul.



### Propriedades das linhas de campo magnético

As linhas de campo magnético são em cada ponto tangentes ao vetor campo magnético e têm o sentido deste. Como consequência apresentam as seguintes propriedades:

- Fecham-se sobre si mesmas;
- Nunca se cruzam;
- São mais densas nas regiões onde o campo magnético é mais intenso;
- Saem do pólo norte e entram no pólo sul.

O campo magnético criado entre os ramos paralelos de um íman em U ou no interior de um solenoide, uma bobina, percorrido por uma corrente estacionário, é um campo magnético uniforme.

No campo magnético uniforme, o vetor campo magnético, é constante e as linhas de campo são paralelas entre si.

### CAMPO ELÉTRICA E LINHAS DE CAMPO

A carga de prova  $q$  colo no ponto  $P$ , à distância  $r$  da carga criadora,  $Q$ , do campo elétrico fica submetida à força elétrica  $\vec{F}_e$ .

A grandeza que caracteriza o campo elétrico num dado ponto e que é igual a força elétrica por unidade de carga designa-se pró vetor campo elétrico ou campo elétrico em  $P$ ,  $\vec{E}$ .

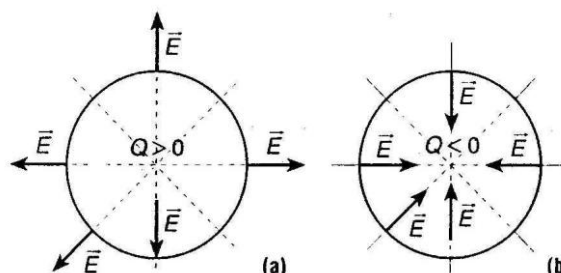
$$\vec{F}_e = q\vec{E}$$

A unidade SI de campo elétrico é o volt por metro.

### Características do vetor campo elétrico

A intensidade do campo elétrico, no ponto  $P$ , é tanto maior quanto maior for o módulo da carga criadora e quanto menor for a distancia do ponto a esta carga.

- É uma grandeza posicional, pois só depende da posição do ponto à carga criadora;
- O campo criado por uma só carga é um campo forças atrativa é repulsivo;
- É radial, pois tem direção do raio que passa pelo ponto.



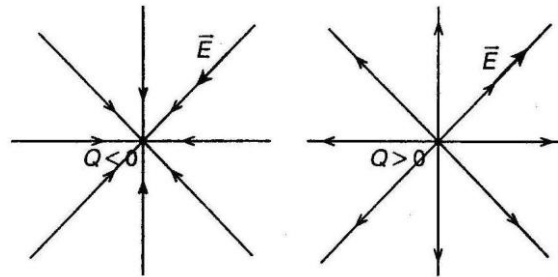
de

- É centrípeto se a carga criadora é negativa e centrífugo se a carga criadora é positiva

O campo elétrico criado por várias cargas é igual a soma vetorial dos campos criados por cada uma das cargas.

Um campo elétrico pode ser visualizado através das linhas de campo.

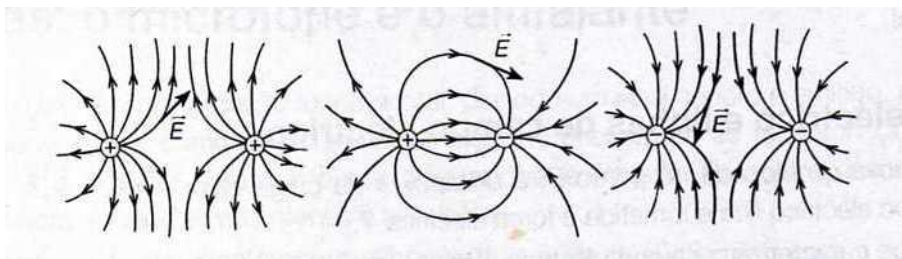
### Propriedades das linhas de campo elétrico



As linhas de campo elétrico são, por definição, em cada ponto, tangentes ao vetor campo elétrico e têm o sentido deste.

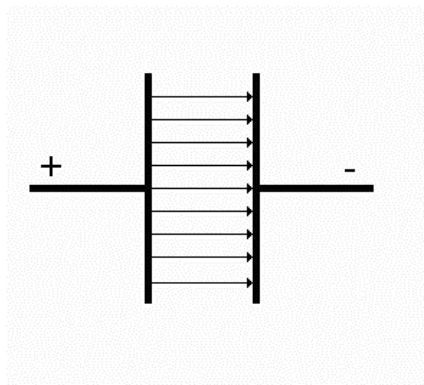
Como consequência apresentam as seguintes propriedades:

- Por cada ponto do campo passa somente uma linha de campo;
- Representando um campo por um determinado número de linhas de campo, na região onde a mesma área é atravessada por um número maior destas, o campo é mais intenso;
- Num campo criado por várias cargas, as linhas de campo começam numa carga positiva e terminam numa carga negativa.



Um campo elétrico criado entre duas placas paralelas e condutoras com cargas de sinais opostos é um campo elétrico uniforme.

O vetor campo elétrico é constante e as linhas de campo são paralelas entre si, estão dirigidas da placa positiva para a negativa.



## FLUXO MAGNÉTICO ATRAVÉS DE UMA OU MAIS ESPIRAS

O fluxo magnético é uma grandeza física que está relacionada com o número de linhas de campo que atravessa uma determinada área e que, por definição, é o produto da intensidade do campo magnético, pelo valor da área e pelo cosseno do ângulo:

$$\phi = |\vec{B}| A \cos(\theta)$$

A unidade SI de fluxo magnético é o weber (Wb).

O fluxo magnético que atravessa uma espira pode variar se se alterar:

- A intensidade do campo magnético;
- A área atravessada pelo campo magnético;
- O ângulo que o campo magnético faz com a espira.



O fluxo magnético que atravessa uma espira de área  $A$ , que se encontra num campo magnético de intensidade  $|\vec{B}|$ , pode ser positivo ou negativo, dependendo do sentido arbitrado para a direção da normal à superfície ( $\cos\theta$  varia entre +1 e -1). Contudo, é:

- Máximo quando a espira está perpendicularmente ao vetor campo magnético, pois  $\theta=0^\circ$  e  $\cos 0^\circ=1$ ;
- Nulo quando a espira está colocada com a mesma direção do vetor magnético, isto é,  $\theta=90^\circ$  e  $\cos 90^\circ=0$ .

O fluxo magnético total, que atravessa uma bobina constituída por  $N$  espiras, todas iguais, é igual ao produto do número de espiras pelo fluxo magnético que atravessa cada uma delas:

$$\phi_t = N\phi$$

## INDUÇÃO ELETROMAGNÉTICA

Quando o fluxo do campo magnético que atravessa a superfície delimitada por uma espira condutora varia no tempo, surge uma corrente elétrica na espira, que se designa por corrente induzida. Este fenómeno chama-se indução eletromagnética.

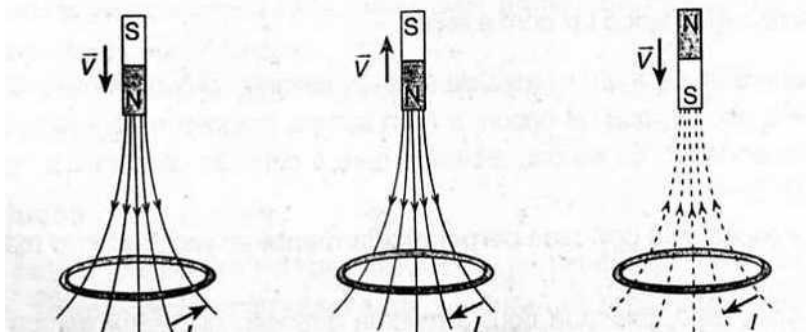
A variação do fluxo magnético junto de um circuito pode surgir quando:

- Se move um íman junto a um circuito;
- Se move o circuito nas proximidades de um íman;
- O circuito é deformado.

Repare-se que a variação do fluxo magnético gera uma corrente elétrica à qual está associado um campo elétrico, donde se conclui que as fontes de campo elétrico são não só cargas elétricas, mas também campos elétricos variáveis.

Tanto o sentido como a intensidade da corrente elétrica induzida estão relacionados com a variação do fluxo magnético que atravessa a área da superfície delimitada pela espira (bobina).

O sentido da corrente depende do sentido do movimento do íman, que inverte quando inverte o sentido do movimento do íman. A intensidade depende da rapidez com que este movimento se dá, ou seja, a intensidade da corrente elétrica induzida é tanto maior quanto mais rápida for a variação do fluxo magnético.



Em suma: um circuito percorrido por uma corrente elétrica variável cria uma corrente induzida variável noutro circuito que se encontre nas vizinhanças.

### LEI DE FARADAY – PRODUÇÃO DE ELETRICIDADE

Nos terminais de uma bobine, onde se produz corrente elétrica através de indução eletromagnética, é possível medir uma ddp ou tensão, a qual é denominada força eletromotriz induzida e é representada por  $\varepsilon$ .

A força eletromotriz induzida é definida pela lei de Faraday.

#### Lei de Faraday

*A força eletromotriz induzida é a taxa de variação do fluxo magnético que atravessa uma espira ou espiras.*

$$|\varepsilon| = \left| \frac{\Delta\phi}{\Delta t} \right|$$

A unidade Si da f.e.m é o volt.

A força eletromotriz é a quantidade de energia que se transforma num gerador e que está disponível sobre a forma de energia elétrica.

### FUNCIONAMENTO DE UM MICROFONE E DE UM ALTIFALANTE

Um microfone é constituído por um imane fixo, uma espira móvel e uma membrana oscilante.

Uma onda sonora bate na membrana oscilante e põe-a a vibrar, o que faz com que a espira móvel seja aproximada e afastada do imane fixo, i.e., leva a que a espira tenha um movimento de “vaivém” relativo ao imane, o que faz com que ocorra uma variação de fluxo magnético na espira.

Esta variação de fluxo magnético cria uma força eletromotriz induzida com valores proporcionais aos valores dos deslocamentos da espira. Quanto maiores forem os deslocamentos da espira, maior vai ser o módulo da força eletromotriz induzida.

Assim, um microfone, inserido num circuito, transforma ondas mecânicas sonoras em corrente elétrica alternada.

Um altifalante é constituído por um imane fixo, uma bobina e uma membrana oscilante.

A corrente elétrica alternada que é produzida no microfone, fruto da força Eletromotriz induzida, atravessa a bobina e esta, um solenoide, passa a ter um movimento de “vaivém” relativamente ao imane fixo, provocando a oscilação da membrana.

Assim, o altifalante, inserido num circuito, transforma a corrente elétrica alternada em ondas mecânicas sonoras, sendo a frequência da corrente alternada igual à frequência das ondas sonoras.



### 3.3 ONDAS ELETROMAGNÉTICAS

As ondas eletromagnéticas transportam energia, cujo valor é tanto maior quanto maior for a frequência da onda, que pode ser absorvida quando há interações da radiação com a matéria.

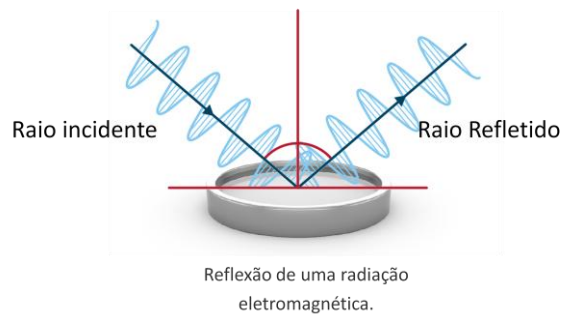
De acordo com a Lei da Conservação da Energia, a Energia incidente é igual à soma das energias que foram refletida, absorvida e transmitida.

#### REFLEXÃO DA LUZ

Quando uma onda, qualquer que seja a sua natureza, mecânica ou eletromagnética, incide na superfície de separação de dois meios, parte dela é devolvida para o mesmo meio. Este fenômeno é designado por **reflexão**.

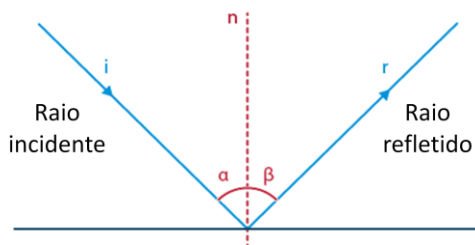


Para estudar a reflexão de uma onda eletromagnética vamos representar um **raio luminoso**, que representa a direção e o sentido de propagação da onda eletromagnética.



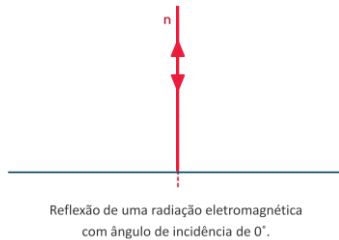
#### Leis da Reflexão da luz

1. O raio incidente ( $i$ ), a normal à superfície no ponto de incidência ( $n$ ) e o raio refletido ( $r$ ) estão no mesmo plano.
2. O ângulo de incidência ( $\alpha$ ) e o ângulo de reflexão ( $\beta$ ) são iguais.

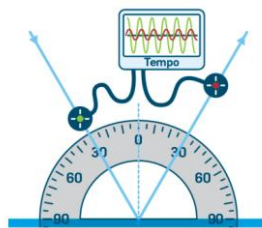


Os ângulos são medidos em relação à normal à superfície refletora.

Se a luz incidir perpendicularmente, o ângulo de incidência e o ângulo de reflexão serão iguais a  $0^\circ$ , pelo que a luz será refletida invertendo apenas o sentido da propagação.



- A **onda refletida e a onda incidente possuem a mesma frequência**, uma vez que esta só depende da frequência da fonte emissora.
- Na reflexão, a onda continua a propagar-se no mesmo meio e por isso a sua **velocidade de propagação é a mesma**.
- Então, o **comprimento de onda da luz refletida é igual ao da luz incidente**.
- Como ocorre **absorção de energia** na superfície de incidência a **energia da onda refletida é menor do que a energia da onda incidente**, sendo a intensidade da luz refletida menor do que a da luz incidente.
- A onda refletida tem a mesma frequência, velocidade e comprimento de onda da onda incidente, embora seja menos intensa.



A fração de luz refletida relativamente à incidente depende da frequência da luz incidente, do ângulo de incidência e do material onde incide.

A reflexão da luz ocorre na natureza em muitas situações e tem várias aplicações, como radares, leitura de códigos de barras, etc. Num código de barras usa-se o facto de a luz ser mais refletida pelas superfícies claras do que pelas superfícies escuras. O radar (de Radio Detection And Ranging) serve para localizar objetos distantes: uma antena emite ondas, normalmente ondas de rádio ou micro-ondas, que são refletidas por um certo obstáculo, sendo depois detetadas. Sabendo a velocidade de propagação da onda e o tempo entre a sua emissão e receção, obtém-se a distância do objeto ao emissor/recetor, isto é, ao radar.

## REFRAÇÃO DA LUZ

Quando a luz incide na superfície de separação de dois meios, para além de ser refletida também pode ser transmitida. É o que acontece quando a luz visível passa do ar para a água ou para o vidro, meios transparentes a este tipo de luz.

Quando a luz passa de um meio para outro a sua **velocidade altera-se**, pois depende das características do meio. Essa variação da velocidade provoca, em geral, um **desvio da direção da luz**.

Ao desvio da direção de propagação da luz quando esta muda de meio chama-se **refração da luz**.

### Refração de uma onda eletromagnética

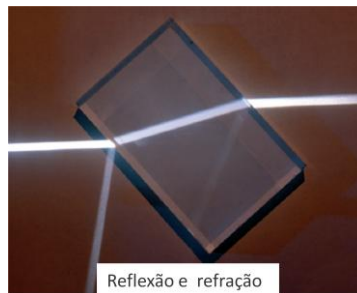
Desvio da direção de propagação da onda ao passar de um meio para outro, em consequência da diferente velocidade de propagação nos dois meios.

Quanto maior for essa diferença de velocidades, maior será o desvio.



A «quebra» aparente da palhinha é devida ao desvio da luz quando passa da água para o vidro.

Em geral, a refração da luz ocorre em simultâneo com a reflexão e com a absorção.



Se a luz incidir na face de um bloco paralelepípedo de vidro, chamado «lâmina de faces paralelas», ela **reflete-se** e **refrata-se** na fronteira ar-vidro; **transmite-se** depois no vidro até encontrar a fronteira vidro-ar; aí volta a **refletir-se** e a **refratar-se**, passando para o ar novamente com um desvio.

O maior ou menor desvio da onda eletromagnética quando passa de um meio para outro meio diferente depende do índice de refração de cada meio.

O **índice de refração** de um meio para uma onda eletromagnética,  $n$ , é a razão entre a velocidade de propagação da onda eletromagnética no vácuo,  $c$ , e a velocidade de propagação da onda nesse meio,  $v$  :

$$n = \frac{c}{v} \quad \text{Grandeza adimensional}$$

O índice de refração é maior do que 1 em todos os materiais onde ocorre propagação da luz (exceto no vácuo, onde é 1), pois a velocidade da luz no vácuo é a velocidade máxima de propagação.

**Quanto maior for o índice de refração menor será a velocidade de propagação da onda.**

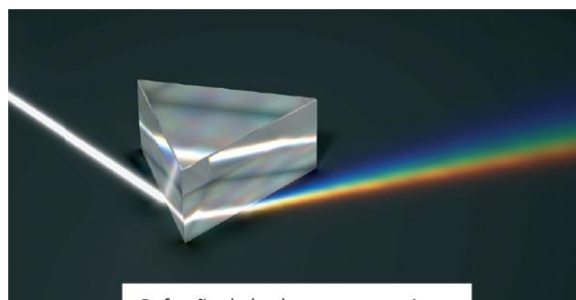
Luz	$n(\text{vidro})$
Vermelha	1,513
Laranja	1,514
Amarela	1,517
Verde	1,519
Azul	1,526
Anil	1,528
Violeta	1,532

O índice de refração no vidro para luz visível é diferente para cada frequência de luz diferente.

O índice de refração aumenta do vermelho para o violeta, significando que a velocidade de propagação diminui do vermelho para o violeta.

Quanto menor for a velocidade de propagação no vidro, maior será o desvio da luz quando passa do ar para o vidro ou do vidro para o ar.

A luz branca, que inclui luz de todas as frequências da banda visível, sofre uma refração na fronteira ar-vidro: é separada em ondas de várias frequências, pois estas sofrem desvios diferentes. Essas ondas voltam a sofrer refração na fronteira vidro-ar, sofrendo aí novos desvios. A luz violeta é a mais desviada.



Refração da luz branca num prisma

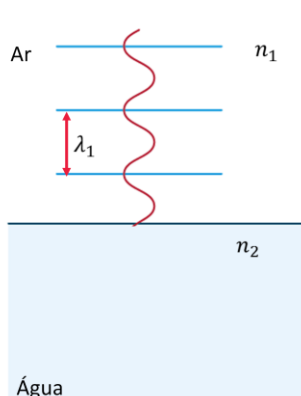
A **intensidade da onda refratada é inferior** à intensidade da onda incidente porque os fenômenos de reflexão e absorção ocorrem simultaneamente com o da refração.

A **frequência da onda refratada é igual** à da incidente (a frequência só depende da fonte emissora).

A **velocidade de propagação** da onda e o **comprimento de onda** da onda refratada sofrem **alteração**.

$$v = \lambda f$$

Relação entre os índices de refração de uma onda nos meios 1 e 2 e os respectivos comprimentos de onda.



$$n = \frac{c}{v} \Leftrightarrow c = n v$$

$$n_1 v_1 = n_2 v_2$$

$$v = \lambda f \rightarrow n_1 \lambda_1 f = n_2 \lambda_2 f$$

$$n_1 \lambda_1 = n_2 \lambda_2$$

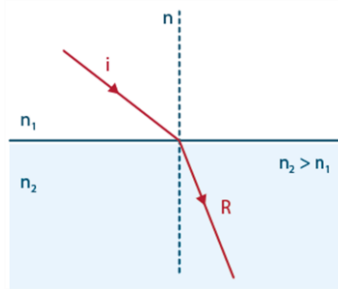
$$\text{Como } n_1 < n_2 \rightarrow \lambda_1 > \lambda_2$$

### Leis da Refração (Leis de Snell-Descartes)

1. O raio incidente na superfície de separação de dois meios (i), a normal à superfície no ponto de incidência (n) e o raio refratado (R) estão no mesmo plano.

2. Os índices de refração  $n_1$  e  $n_2$ , o ângulo de incidência,  $\alpha_1$ , e o ângulo de refração,  $\alpha_2$ , relacionam-se por:

$$n_1 \sin \alpha_1 = n_2 \sin \alpha_2$$



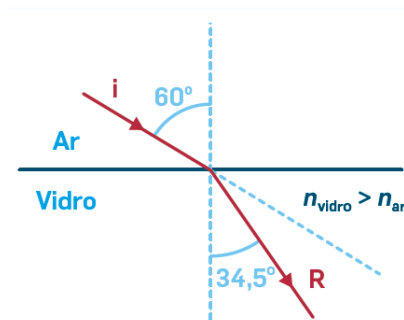
A expressão da Lei da Refração mostra que o índice de refração de um meio e o seno do ângulo correspondente a esse meio são inversamente proporcionais.

Ao meio que tiver maior índice de refração corresponderá o menor valor do seno, ou seja, o ângulo menor.

A luz passa de um **meio de menor índice de refração para um meio de maior índice de refração**: desvia-se, **aproximando-se da normal**.

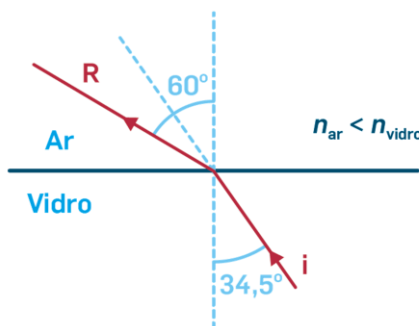
A luz passa de um **meio de maior índice de refração para um meio de menor índice de refração**: desvia-se, **afastando-se da normal**.

$$\alpha_{\text{refração}} < \alpha_{\text{incidência}}$$



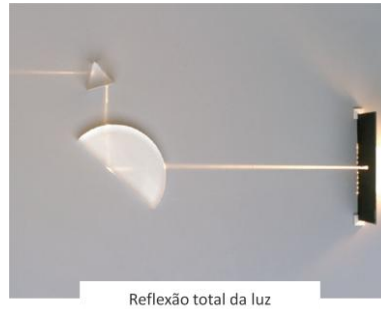
A luz passa de um **meio de maior índice de refração para um meio de menor índice de refração**: desvia-se, **afastando-se da normal**.

$$\alpha_{\text{refração}} > \alpha_{\text{incidência}}$$

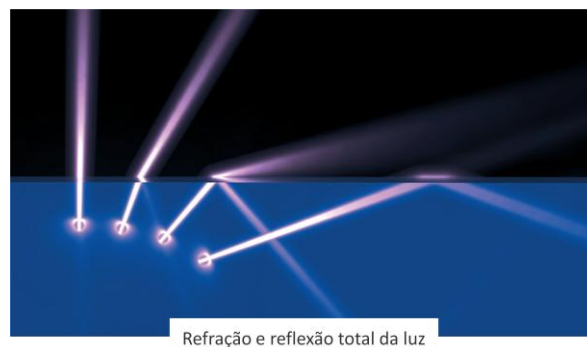


## REFLEXÃO TOTAL DA LUZ

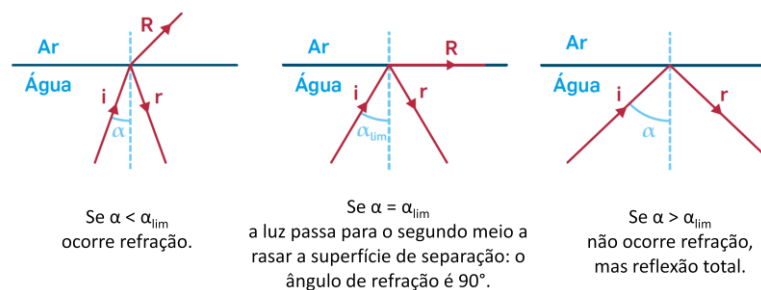
Nem sempre a luz sofre refração ao incidir na superfície de separação de dois meios transparentes.



Quando a luz passa de um meio com **maior índice de refração** (como o vidro) para um meio com **menor índice de refração** (como o ar), deixa de ocorrer refração a partir de um certo ângulo de incidência: a luz já não passa para o segundo meio, refletindo-se totalmente. Ocorre **reflexão total**.



O ângulo máximo de refração é  $90^\circ$ . Nesse caso, o correspondente ângulo de incidência é chamado **ângulo limite**,  $\alpha_{lim}$ , ou **ângulo crítico**. Para ângulos de incidência superiores **deixa de haver refração** e a **reflexão é total**.

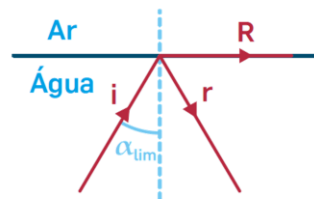


Cálculo, a partir da Lei de Snell-Descartes, do ângulo limite em função dos índices de refração dos dois meios:

$$n_1 \sin \alpha_1 = n_2 \sin \alpha_2$$

$$n_1 \sin \alpha_{lim} = n_2 \sin 90^\circ$$

$$\sin \alpha_{lim} = \frac{n_2}{n_1}$$

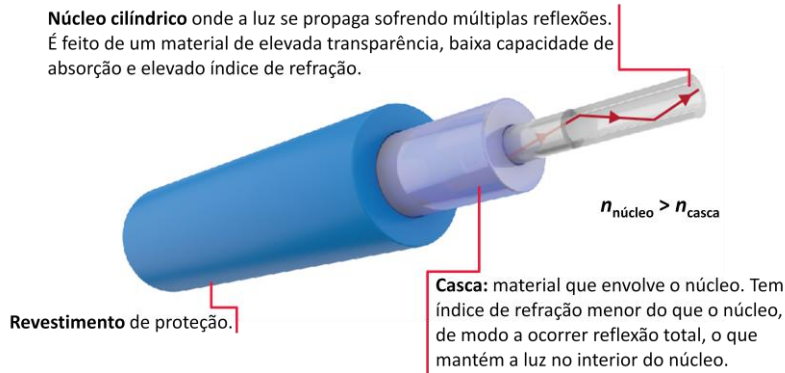


### Reflexão total da luz ocorre quando:

- A luz incide na superfície de separação meio 1-meio 2 e o índice de refração do meio 1 é superior ao do meio 2:  $n_1 > n_2$ .
- O ângulo de incidência é superior ao ângulo limite,  $\alpha > \alpha_{lim}$ , sendo o ângulo limite obtido pela expressão:

$$\sin \alpha_{lim} = \frac{n_2}{n_1}$$

Uma aplicação da reflexão total é a **fibra ótica**.

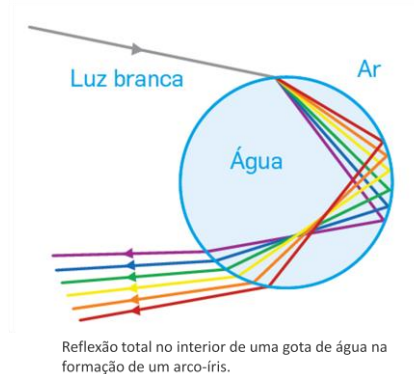


As **fibras óticas** têm numerosas aplicações: decoração, iluminação, sensores, aparelhos médicos, etc.

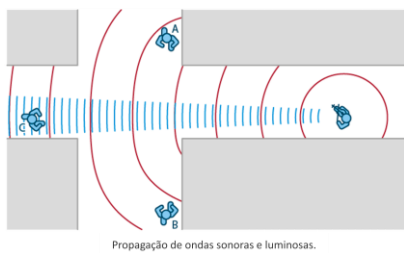


As fibras óticas possuem uma elevada importância na sua aplicação em comunicações: são utilizadas em redes de computadores, nas redes de telefone, televisão e internet, etc.

A **reflexão total** também ocorre em fenómenos naturais como na formação de um arco-íris e nas miragens em desertos.

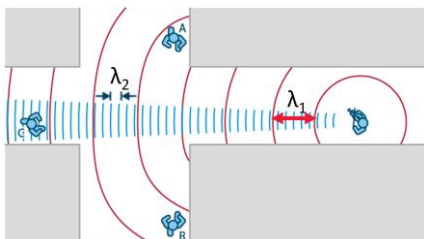


Conseguimos ouvir uma pessoa a falar mesmo quando ela está atrás de uma parede e nós não a conseguimos ver.



Os dois tipos de ondas, sonora (vermelho) e eletromagnética (azul), propagam-se em todas as direções.

A sonora (a de maior comprimento de onda,  $\lambda_1$ ) contorna as paredes no cruzamento, chegando às pessoas A e B.

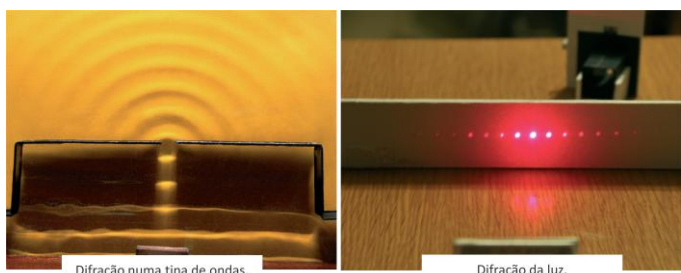


O mesmo não acontece com a onda de menor comprimento de onda ( $\lambda_2$ ).

As pessoas A e B não veem o músico mas ouvem-no.

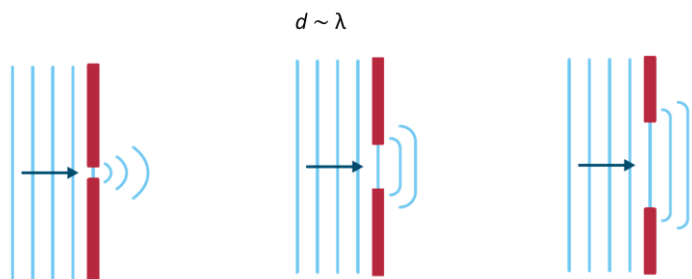
O som contorna as esquinas mas a luz não.

O fenómeno que ocorre quando uma onda encontra uma fenda, ou um obstáculo, e se espalha designa-se por **difração**.



### Difração de uma onda

Uma onda sofre desvios ao encontrar obstáculos ou fendas, encurvando-se em torno deles. Esse fenómeno só é notório se a dimensão do obstáculo ou da fenda,  $d$ , for comparável ao comprimento de onda,  $\lambda$ :

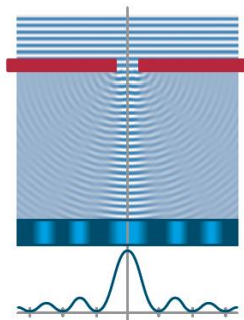


Quando aumenta significativamente a dimensão da fenda, a difração da onda é menos acentuada (mas observa-se junto à fenda).

Na difração, o comprimento de onda não muda após o obstáculo ou a fenda pois o meio de propagação é o mesmo.

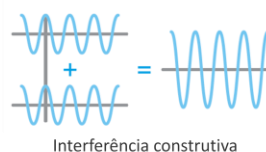


Se luz visível de uma certa frequência, como de um laser, passar por uma fenda de dimensão comparável ao seu comprimento de onda, espalha-se ao passar pela fenda, ou seja, difrata-se.

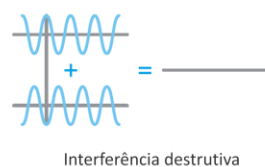


É como se, na zona da fenda, existissem fontes pontuais, todas elas a emitir ondas de luz.

Estas ondas sobrepõem-se, interferindo umas com as outras, anulando-se (interferência destrutiva) ou ampliando-se (interferência construtiva).



Surge um «padrão de interferência» com zonas claras, com luz, alternando com zonas escuras, sem luz, sendo a zona central a que recebe luz com maior intensidade.



Para uma dada fenda, o espalhamento é mais significativo quando aumenta o comprimento de onda, passando a onda a propagar-se em mais direções.

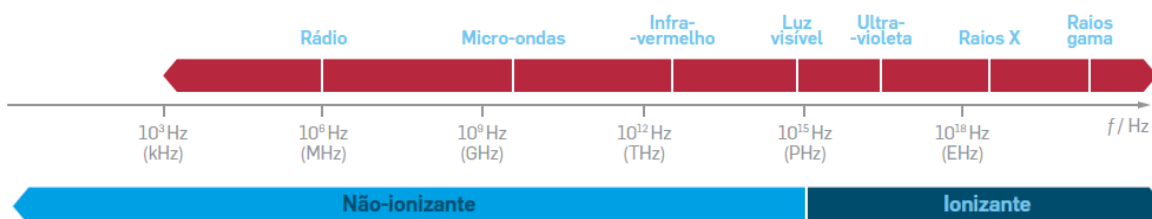
Este efeito é aproveitado para decompor luz policromática, como a luz branca, nas suas componentes monocromáticas.

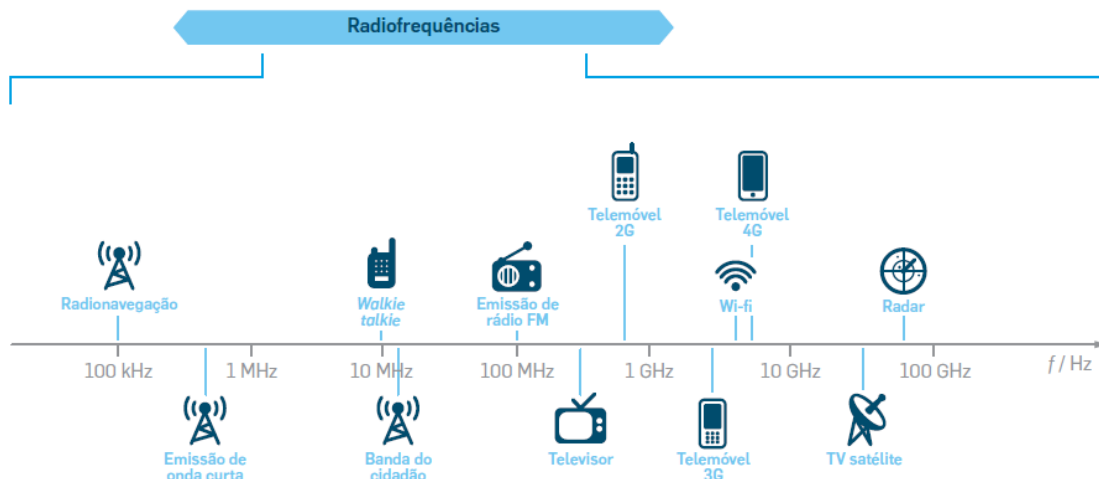
O efeito é mais acentuado se, em vez de se utilizar uma só fenda, se usarem muitas fendas, as chamadas **redes de difração**.



As ondas eletromagnéticas utilizadas em comunicações, que se propagam na atmosfera ou no espaço exterior, usam as frequências mais baixas do espectro eletromagnético. Essa radiação é **não ionizante** e pode atravessar muitos materiais.

As frequências escolhidas dependem do tipo de comunicação: emissões de rádio e TV, comunicações móveis, incluindo os telemóveis e rádios da polícia, GPS e transmissão de voz, imagem ou dados via satélite, etc.



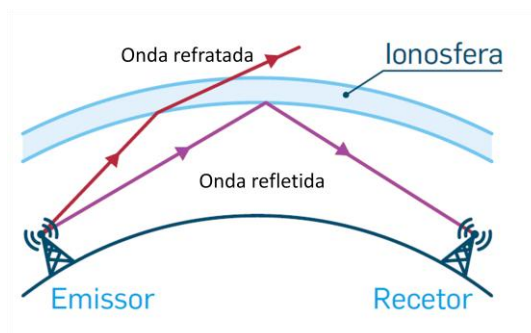


Os telemóveis usam ondas de maior frequência, como as micro-ondas, pois podem transportar mais informação. O volume de dados que podem ser transmitidos permite mesmo o acesso à internet pelo telemóvel.

A luz infravermelha difrata-se mal nos objetos do nosso quotidiano. Os comandos de TV ou da *box* utilizam luz infravermelha, pelo que só funcionam se estiverem praticamente em linha de vista com o aparelho.

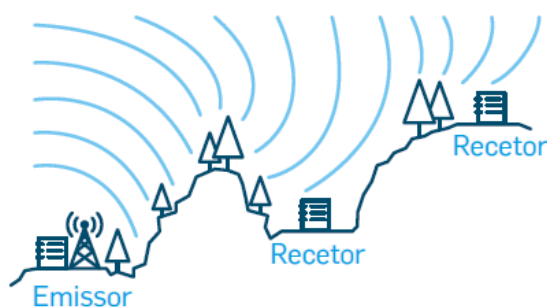
Por vezes, a comunicação entre dois pontos em linha de vista faz-se usando, para além de micro-ondas de frequência elevada, infravermelhos ou mesmo luz visível.

Tendo em conta os fenómenos de reflexão, refração, absorção e difração na atmosfera, que podem ser mais ou menos acentuados, há vantagens e desvantagens em usar radiofrequências de menor ou maior frequência.



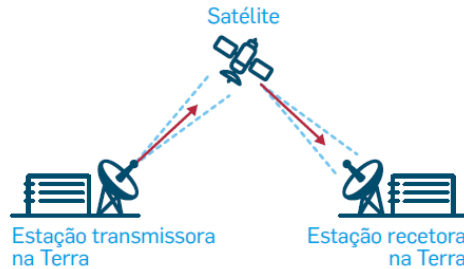
**Radiofrequências com menor frequência** (Ondas de rádio (até cerca de 3 GHz)):

- têm maiores comprimentos de onda, pelo que difratam facilmente, contornando obstáculos e chegando às antenas recetoras mesmo que estas não estejam em linha de vista.
- são pouco absorvidas no ar mas podem ser refletidas na atmosfera, sendo depois reenviadas para a Terra. Por isso podem propagar-se a grandes distâncias, usando poucas antenas retransmissoras.



### Radiofrequências com maior frequência (micro-ondas (entre 3 GHz e 300 GHz)):

- têm menores comprimentos de onda, não sofrendo praticamente difração, ou seja, seguem em linha reta. Por isso as antenas emissora e recetora têm de estar colocadas à vista uma da outra, o que requer maior número de antenas retransmissoras.
- são pouco absorvidas ou refletidas na atmosfera, pelo que são usadas na comunicação via satélite.
- transportam maior quantidade de dados.



### EFEITO DOPPLER

A frequência de uma onda é a da fonte emissora. Contudo, a frequência percebida ou medida por um observador em movimento relativamente à fonte emissora pode ser diferente.

Verificamos isto quando uma ambulância se aproxima e o som se torna mais agudo (maior frequência); quando se afasta, o som fica mais grave (menor frequência).



Como a ambulância se move, as ondas estão a ser emitidas em pontos diferentes da trajetória.

Como o movimento se dá no sentido de B, esses pontos vão ficando cada vez mais próximos de B e o comprimento de onda medido por B é menor do que seria se a ambulância estivesse parada.

O observador B ouve um som de maior frequência (mais agudo) relativamente ao que ouviria se o veículo estivesse parado.

Para o observador A acontece o contrário: aumenta o comprimento de onda, diminui a frequência e o som torna-se mais grave.



Se a fonte sonora se **aproximar** do recetor, o som é mais **agudo**; se se **afastar**, o som é mais **grave**. O mesmo ocorre se o **recetor se mover**: ao aproximar-se da fonte, o som é mais agudo; ao afastar-se, é mais grave. Este fenómeno, que foi descrito para as ondas sonoras mas aplica-se a qualquer onda, é conhecido por **efeito Doppler**, em homenagem ao físico austríaco Christian Doppler, que o estudou em 1842.

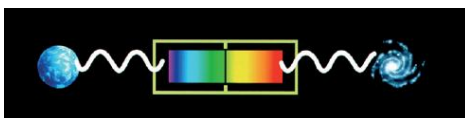
O efeito Doppler consiste na **alteração da frequência percebida**, ou medida, por um recetor devido ao **movimento relativo** entre esse recetor e uma fonte emissora.

- **Afastamento** entre fonte e recetor: **diminui a frequência**.
- **Aproximação** entre fonte e recetor: **aumenta a frequência**.

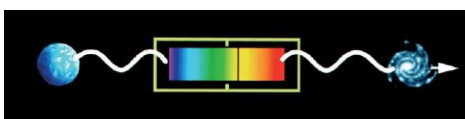
Em medicina, o efeito Doppler é usado conjuntamente com a ecografia, que recorre à reflexão de ultrassons. Se a reflexão se der num corpo em movimento, a frequência do ultrassom refletido será diferente da frequência do ultrassom incidente: se o corpo se estiver a afastar, a frequência diminui, se se estiver a aproximar, a frequência aumenta.

O efeito Doppler permite medir a velocidade, em relação à Terra, de objetos celestes em movimento que emitem luz, através da análise dos seus espetros.

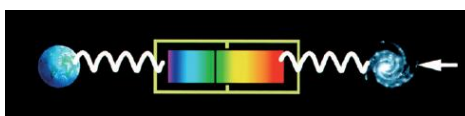
- O corpo celeste está parado em relação à Terra: os comprimentos de onda da luz são detetados sem alteração.



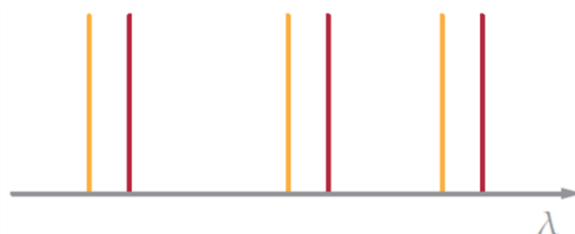
- O corpo celeste está a afastar-se da Terra: os comprimentos de onda da luz são maiores do que se não houvesse movimento (*redshift*).



- O corpo celeste está a aproximar-se da Terra: os comprimentos de onda da luz são menores do que se não houvesse movimento (*blueshift*).



No caso do *redshift*, a alteração da posição das linhas espectrais é no sentido dos maiores comprimentos de onda: por exemplo, a cor amarela pode passar a laranja ou a vermelho, dependendo da velocidade relativa fonte-recetor.



Desvio das linhas espectrais devido ao efeito Doppler.

A luz proveniente das galáxias mais distantes revela um *redshift*, o que nos permite saber que o Universo está em expansão.

O comprimento de onda da luz proveniente das galáxias é superior ao que seria medido se não houvesse essa expansão.

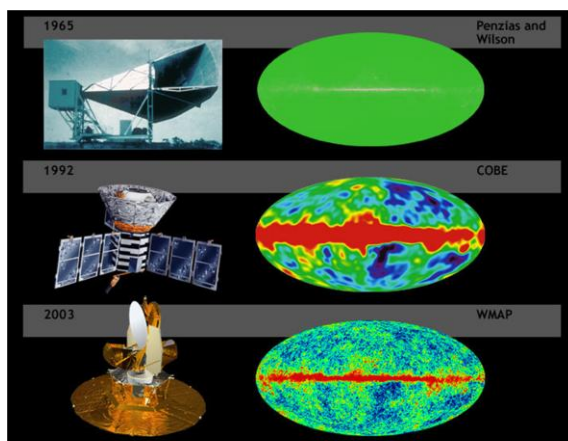
Em rigor, não há aqui efeito Doppler tal como o que estudámos: o *redshift* de que se fala em astrofísica é devido à dilatação do próprio espaço e não ao movimento das galáxias, por isso se diz que é **equivalente ao efeito Doppler**.

A observação desse desvio espectral é uma das maiores provas de que o Universo está em expansão desde um instante primordial, como é descrito pela teoria do **big bang**.

Segundo a teoria do **big bang**, na fase inicial do Universo a matéria era muito densa e a temperatura muito elevada. A agitação térmica era tão grande que nem sequer se formavam átomos, pois estes ionizavam-se rapidamente. Mas, à medida que a expansão se deu, o Universo foi arrefecendo e os eletrões juntaram-se a protões formando átomos de hidrogénio e, em menor quantidade, átomos de hélio. Este processo levou à emissão de fótons em todo o lado e em todas as direções( a **radiação cósmica de fundo**).

A **radiação cósmica de fundo** trata-se de radiação praticamente isotrópica (tem a mesma intensidade em todas as direções, isto é, não provém de fontes localizadas) e a sua existência é mais uma prova categórica de que o Universo está em expansão.

À medida que o Universo se expande, o **comprimento de onda da radiação** cósmica de fundo vai **aumentando**.



Evolução das observações da radiação cósmica de fundo.

### Duas grandes provas da teoria do **big bang**

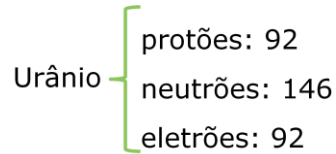
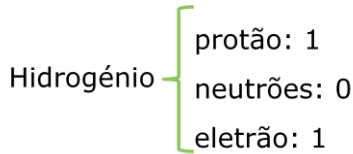
- Afastamento das galáxias, detetado pelo desvio para o vermelho (*redshift*) dos seus espetros de emissão (equivalente ao efeito Doppler).
- Existência da radiação cósmica de fundo, que preencheu o Universo quando se formaram os primeiros átomos (principalmente hidrogénio e hélio) no Universo primitivo.

QUÍMICA 10 E 11

## 4 MASSA E TAMANHO DOS ÁTOMOS

### 4.1.1 ORDENS DE GRANDEZ E ESCALAS DE COMPRIMENTO

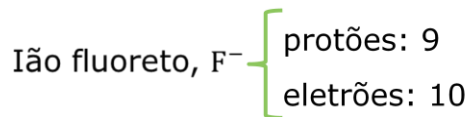
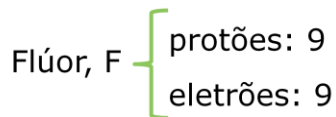
Os átomos não possuem carga elétrica porque o número de prótons é igual ao número de elétrons, ou seja, são eletricamente neutros.



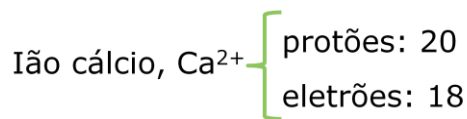
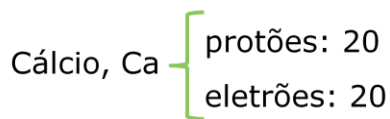
O **hidrogénio** é o átomo mais simples.

O átomo de **urânio** mais abundante na Terra possui 146 neutrões.

- ❖ Quando um átomo perde ou ganha elétrons forma-se um **ião**. **Anião** ou **ião negativo**: forma-se quando um átomo ou molécula ganha elétrons.



- ❖ **Catião** ou **ião positivo**: forma-se quando um átomo ou molécula perde elétrons.



- O **número atómico (Z)** corresponde ao número de prótons presentes no núcleo atómico.
- O **número de massa (A)** é igual à soma do número de prótons e neutrões presentes no núcleo atómico.

$$\text{Número de neutrões} = A - Z$$

- **Isótopos** – átomos com mesmo número atómico mas diferentes números de massa.

Para representar os átomos ou iões monoatômicos utilizamos a seguinte notação:



Um átomo é extremamente pequeno. Para evitar usar números muito pequenos ou muito grandes, em ciência, utiliza-se: notação científica, múltiplos e submúltiplos.

Múltiplos			Submúltiplos		
Nome do prefixo	Símbolo do prefixo	Fator multiplicador	Nome do prefixo	Símbolo do prefixo	Fator multiplicador
peta	P	$10^{15}$	deci	d	$10^{-1}$
tera	T	$10^{12}$	centi	c	$10^{-2}$
giga	G	$10^9$	mili	m	$10^{-3}$
mega	M	$10^6$	micro	$\mu$	$10^{-6}$
quilo	k	$10^3$	nano	n	$10^{-9}$
hecto	h	$10^2$	pico	p	$10^{-12}$
deca	da	$10^1$	femto	f	$10^{-15}$

A **ordem de grandeza** de um número é a potência de base 10 mais próxima desse número.

As diferentes **escalas de comprimentos** correspondem a ordens de grandeza diferentes.

- **Escala atômica** corresponde à ordem de grandeza do  $10^{-10}$  m, ou seja, próximo de uma centena de picômetros (100 pm) ou de 1/10 do nanômetro (0,1 nm).
- **Escala das moléculas** varia entre  $10^{-10}$  m e  $10^{-7}$  m, isto é, entre 0,1 nm e as centenas de nanômetros.

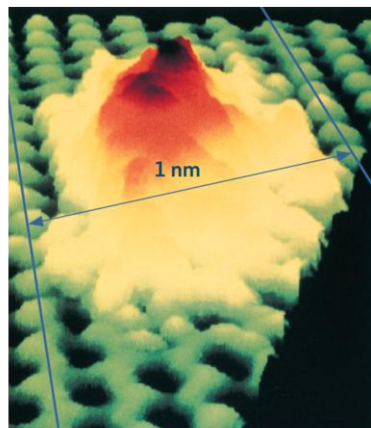
#### 4.1.2 DIMENSÕES À ESCALA ATÔMICA

A utilização da **microscopia de alta resolução** permite, atualmente, obter imagens que demonstram a estrutura da matéria à escala atômica e molecular. Através dessas imagens é possível fazer estimativas de dimensões à escala atômica e molecular.



O diâmetro da base do agregado de átomos de ouro é aproximadamente 1 nm, o que corresponde a 6 átomos de carbono alinhados.

Ou seja, o diâmetro dos átomos de carbono é 1/6 desse valor, cerca de 0,17 nm.



Comprimentos entre 1 e 100 nanômetros pertencem à **escala nanométrica**.

Como comprimentos de algumas centenas de picômetros já estão próximos de 1 nanômetro, é possível escrever 0,1 nm em vez de 100 pm.

Também é possível escrever 0,010  $\mu\text{m}$  em vez de 10 nm. No entanto é mais correto escrever 1  $\mu\text{m}$  em vez de 1000 nm, pois este já representa a **escala micrométrica**.

A **nanotecnologia** é uma área emergente que se dedica à construção de estruturas à escala atômica e molecular, isto é, manipulando átomos e moléculas.

As propriedades físicas e químicas dos nanomateriais podem ser muito diferentes daquelas que encontramos na matéria manipulada em larga escala.

A estrutura da matéria pode ser modificada à escala atômica ou molecular para conferir ou incrementar propriedades desejáveis.

#### 4.1.3 MASSA ISOTÓPICA E MASSA ATÓMICA RELATIVA MÉDIA

A massa dos átomos é tão pequena que se utiliza uma **massa padrão** para que esta seja mensurável.

Estabeleceu-se que a **massa padrão** ou de referência é  $1/12$  da massa do átomo de carbono-12. Assim, um átomo de carbono-12 ( $^{12}_6\text{C}$ ) possui uma massa cerca de 12 vezes maior do que a massa de um átomo de hidrogénio.

A **massa atômica relativa** representa o número de vezes que a massa de um átomo é maior do que  $\frac{1}{12}$  da massa do átomo de carbono-12 (massa padrão). Como tal, a massa atômica relativa não possui unidades.

Um elemento pode possuir vários isótopos - átomos com igual número atômico mas diferente número de massa.

A **massa atômica relativa média ( $A_r$ )** pode ser calculada através da média ponderada das massas atômicas relativas dos vários isótopos.

Esta ponderação depende da abundância relativa na natureza de cada um dos isótopos.

### Exemplo de cálculo

Massa atômica relativa média do elemento cloro:

Elemento	Isótopos	Abundância	Massa isotópica relativa
Cloro	Cloro-35	75,8%	34,97
	Cloro-37	24,2%	36,97

Massa atômica relativa média do elemento cloro:

$$A_r(\text{Cl}) = \frac{75,5 \times 34,97 + 24,5 \times 36,97}{100} = 35,5$$

O cloro possui uma massa atômica relativa média de 35,5. Ou seja, um átomo de cloro tem uma massa 35,5 vezes maior do que a massa de  $\frac{1}{12}$  de um átomo de carbono-12.

A **massa atômica relativa média** está mais próxima da massa isotópica relativa do isótopo que for mais abundante.

#### 4.1.4 QUANTIDADE DE MATÉRIA E MASSA MOLAR

A **quantidade de matéria** ou “quantidade química”,  $n$ , é expressa em moles (mol).

#### Constante de Avogadro, $N_A$

Número de entidades que existem numa mole:

$$N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

O **número de entidades** ( $N$ ) presentes numa amostra é diretamente proporcional à quantidade de matéria ( $n$ ), sendo a constante de Avogadro ( $N_A$ ) a constante de proporcionalidade.

$$N = n \times N_A$$

A **massa molar** ( $M$ ) indica a massa por unidade de quantidade de matéria, ou seja, por cada mole.

É expressa em g/mol e determinada por:

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

A massa molar de um elemento ( $M$ ) é numericamente igual à massa atómica relativa ( $A_r$ ) desse mesmo elemento.

#### 4.1.5 FRAÇÃO MOLAR E FRAÇÃO MÁSSICA

Uma **mistura** é constituída por dois ou mais componentes. Por exemplo, num frasco de álcool sanitário existe o componente água e o componente etanol. Existe ainda um terceiro componente, a cetrimida.

A **fração molar** ( $\chi$ ), é o quociente entre a quantidade de matéria A e a quantidade de matéria total presente numa amostra.

É dada pela seguinte expressão:

$$\chi(A) = \frac{n_A}{n_T}$$

Em que  $n_A$  é a quantidade de matéria de A e  $n_T$  é a quantidade de matéria total.

A soma das frações molares dos componentes do sistema é sempre igual a 1.

$$x(A) + x(B) + x(C) + \dots = 1$$

Como a fração molar resulta do quociente entre duas grandezas com as mesmas dimensões, esta torna-se adimensional (não tem unidades).

A **fração mássica ( $w$ )**, é o quociente entre a massa de A e a massa total presente na amostra.

É dada pela seguinte expressão:

$$w(A) = \frac{m_A}{m_T}$$

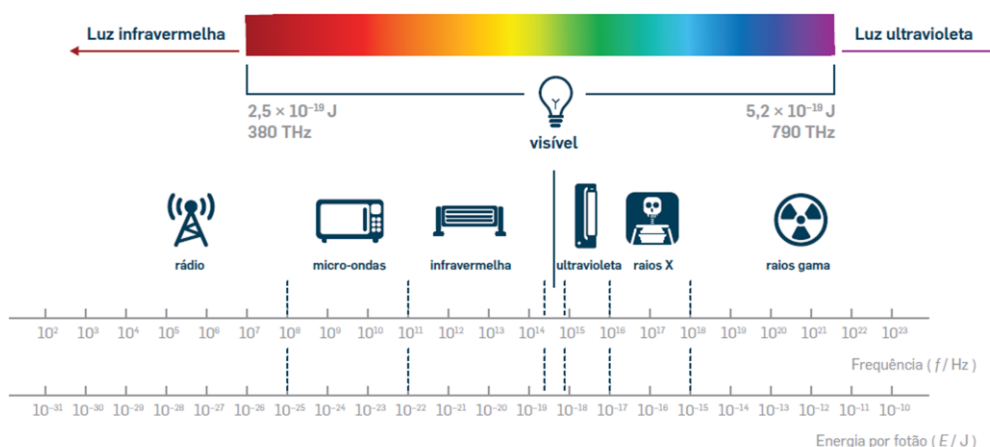
Em que  $m_A$  é a massa de A e  $m_T$  é a massa total.

## 4.2 ENERGIA DOS ELETRÕES E ÁTOMOS

### 4.2.1 ESPETROS CONTÍNUOS E DESCONTÍNUOS

A luz pode ser detetada na forma de partículas de energia – os **fotões**. Um fotão é a menor porção de luz que pode ser emitida ou absorvida. A energia de um feixe de luz depende do número de fotões e da energia de cada fotão. A energia do fotão é diretamente proporcional à frequência da luz correspondente.

Ao conjunto de todas as formas de luz, tanto visível como invisível, chama-se **espectro eletromagnético**.

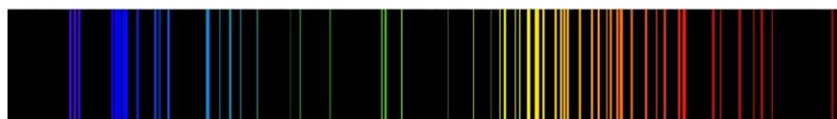


ondas de rádio < micro-ondas < infravermelhos < luz visível < ultravioletas < raios X < raios gama

Os espectros que resultam da decomposição da luz emitida por um corpo são **espectros de emissão** e podem ser contínuos ou descontínuos (ou de riscas).

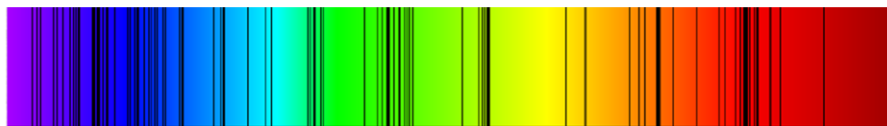


Espectro de emissão contínuo



Espectro de emissão descontínuo

Quando a luz branca atravessa a matéria, em certas condições, parte da luz pode ser absorvida. No espectro dessa luz observam-se riscas escuras obtendo-se um **espectro de absorção**, que é sempre descontínuo ou de riscas.



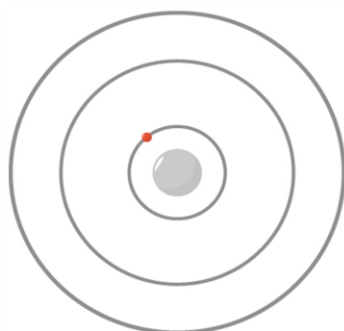
Espectro de absorção

#### 4.2.2 O MODELO ATÓMICO DE BOHR

O físico Niels Bohr, em 1913, propôs um modelo para a estrutura do átomo que viria a explicar os espectros atômicos: o modelo atômico de Bohr.

Ganhou o prêmio Nobel da Física em 1922.

**Duas ideias fundamentais do modelo de Bohr que prevalecem no modelo quântico:**



Modelo de Bohr

1. A existência de níveis de energia bem definidos, devido à **quantização da energia** dos elétrons no átomo.
2. A ocorrência de transições de elétrons entre esses níveis por **absorção ou emissão de energia**, energia essa também com valores bem definidos.

Absorvendo ou emitindo energia, os elétrons podem transitar entre níveis energéticos. Inicialmente proposto para o átomo mais simples, o de hidrogénio, foi mais tarde alargado a átomos polieletrónicos.

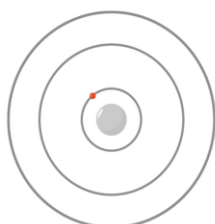
#### Postulados:

Os espectros atômicos de riscas podem ser explicados com base neste modelo, embora outros modelos, mais avançados, vigorem atualmente. Os postulados de Bohr são:

- a. Existem estados fixos de energia para o elétron: os elétrons estão em **níveis de energia**.
- b. Para que haja transição entre níveis de energia, tem de haver **emissão** ou **absorção** de energia.

Como consequência do primeiro postulado, o elétron nunca poderá ter valores de energia no intervalo entre dois níveis de energia permitidos.

$n = \infty$  -----  
 $n = 4$  -----  
 $n = 3$  -----  
 $n = 2$  -----



$n = 1$  -----

Já o segundo postulado implica que:

- Se o átomo **absorve** energia, o elétron passa para um **nível de energia superior**.
- Se o átomo **emite** energia, o elétron passa para um **nível de energia inferior**.

### Excitação e desexcitação

Os níveis de energia vão de  $n = 1$  até  $n = \infty$ , têm energias sucessivamente maiores e estão cada vez mais próximos.

$n = 1 \rightarrow$  estado fundamental (nível de energia mais baixo)

$n = 2 \rightarrow$  1º estado excitado

$n = 3 \rightarrow$  2º estado excitado

...

$n = \infty$  o átomo ioniza-se, perde o elétron (nível de energia mais elevado)

- O átomo **absorve energia** e o elétron passa para um nível de energia superior. Há uma **excitação** do átomo.
- O átomo **emite energia** e o elétron passa para um nível de energia inferior. Há uma **desexcitação** do átomo.

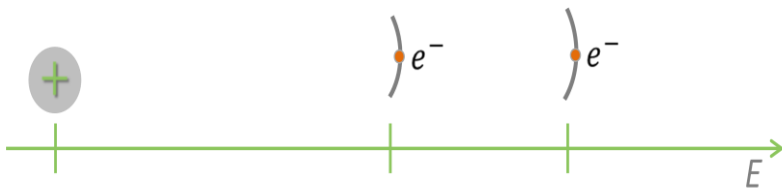
A excitação dos átomos pode acontecer por:

- aquecimento, isto é, por colisão com outros átomos;
- descargas elétricas, isto é, por colisão com elétrons;
- radiação, isto é, por absorção de fótons.

### Órbitas

De acordo com este modelo, os elétrons movem-se em torno do núcleo em órbitas circulares bem definidas. Quanto maior for o raio da órbita, maior é a energia do átomo.

Isto significa que duas cargas elétricas de sinais contrários armazenam tanto mais energia quanto mais afastadas estiverem.



Sabemos hoje que este aspeto do modelo atómico de Bohr não corresponde à realidade. Os elétrons não se movem em órbitas bem definidas.

### 4.2.3 ESPETRO DO ÁTOMO DE HIDROGÉNIO

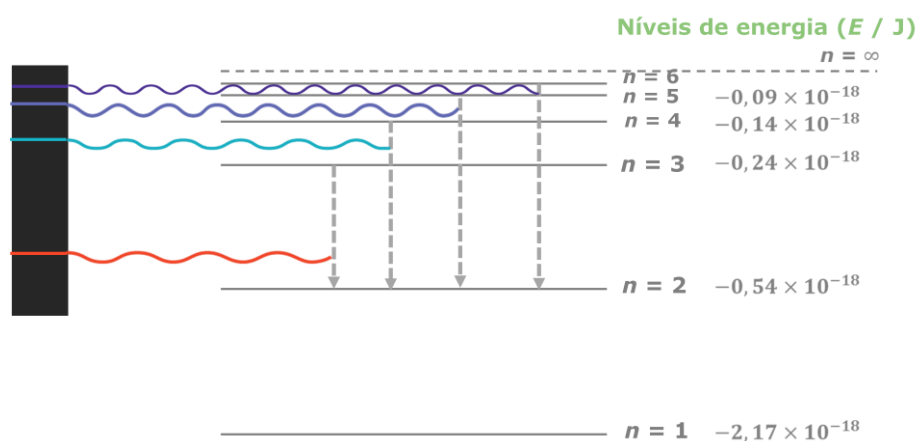
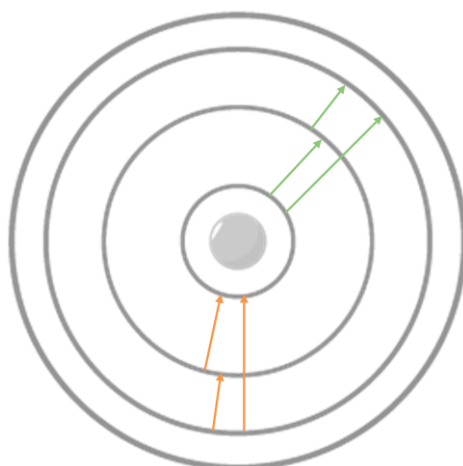
O espectro atómico do hidrogénio pode ser interpretado com base no modelo atómico de Bohr.



Espectro de emissão do hidrogénio na zona do visível

Quando os átomos de hidrogénio **absorvem energia**, os eletrões passam para estados de energia mais elevados, são **excitados**.

Mas os eletrões excitados têm tendência a regressar a níveis de energia mais baixos, são **desexcitados**. Neste processo, libertam a energia que absorveram.



Neste processo de libertação da energia, os átomos emitem luz cuja frequência depende das transições eletrónicas.

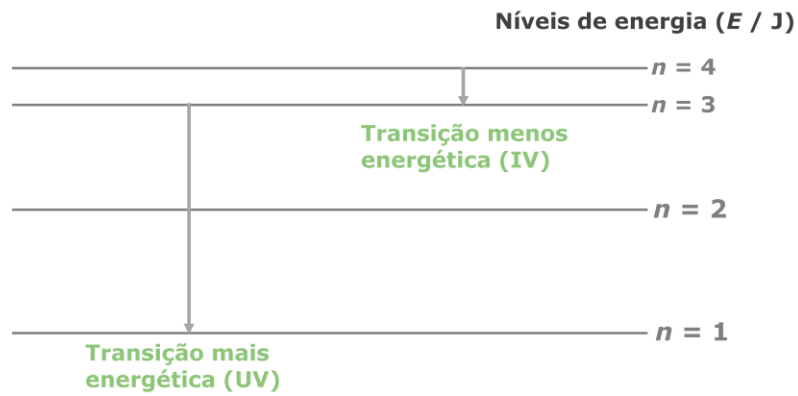
A cada transição corresponde:

- Uma linha no espectro atómico de emissão.
- Uma radiação com energia bem definida.

A energia de um nível eletrónico é sempre negativa, sendo nula quando o eletrão deixa de estar sob influência do núcleo, isto é, quando o átomo fica ionizado. **Quanto menor for o nível, menor é a sua energia.**

Os átomos de hidrogénio, quando excitados, não emitem apenas luz visível mas também luz **infravermelha**, correspondente a transições menos energéticas, e luz **ultravioleta**, correspondente a transições mais energéticas. Por desexcitação eletrónica, um átomo de hidrogénio pode emitir:

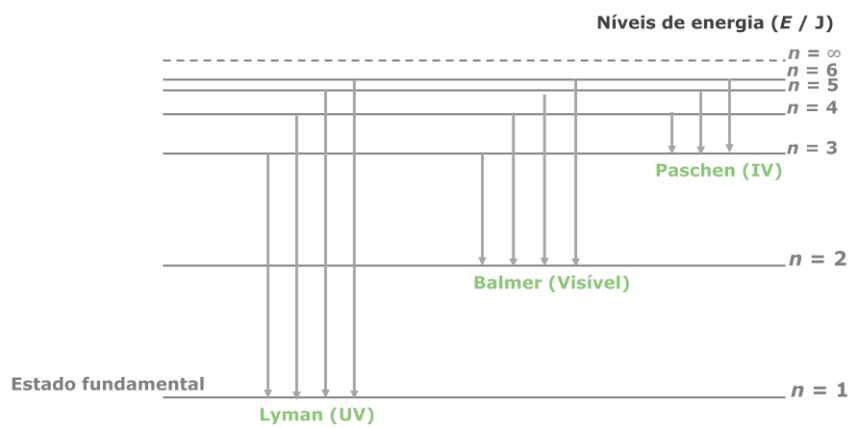
- luz infravermelha.
- luz visível
- luz ultravioleta



7



**Transições para níveis de energia inferiores num átomo de hidrogénio excitado**



As riscas que aparecem no espectro atómico do hidrogénio agrupam-se nas chamadas séries espectrais.

Nome	Transição	Luz emitida
Série de Lyman	para $n = 1$	Ultravioleta
Série de Balmer	de $n \geq 3$ para $n = 2$	Visível
Série de Paschen	de $n \geq 4$ para $n = 3$	Infravermelha



As transições da série de **Lyman** envolvem maior energia (emitindo por isso luz ultravioleta) do que as transições da série de **Balmer**, pelo que o espectro atômico do hidrogénio inclui também riscas na zona do ultravioleta.

As transições da série de **Paschen** envolvem menor energia (luz infravermelha) do que as da série de **Balmer**, pelo que o espectro atômico do hidrogénio inclui também riscas na zona do infravermelho.

#### 4.2.4 TRANSIÇÕES ELETRÓNICAS

A **energia da transição** corresponde à diferença de energia entre dois níveis energéticos.  $\Delta E = E_f - E_i$


##### Energia de ionização

Se um átomo de hidrogénio absorver um fóton com energia suficiente, o eletrão poderá atingir o nível  $n = \infty$ , cuja energia é zero.


Nesta situação, dizemos que o átomo se ioniza, ou seja, se transforma num ião  $H^+$ .

##### Transições eletrónicas

Se a energia fornecida ao átomo for menor do que a energia de ionização e se essa energia:



corresponder a qualquer transição, o eletrão passará para o nível superior;



não corresponder a qualquer transição, não haverá absorção de energia e o eletrão permanecerá no estado inicial.

Se a energia fornecida ao átomo for igual ou superior à energia de ionização:

O eletrão abandonará o átomo (ocorre ionização). Nesse caso a energia em excesso será convertida em energia cinética do eletrão.

Cada elemento químico possui um conjunto de níveis de energia que o caracteriza, as transições eletrónicas que ocorrem são diferentes de elemento para elemento.

Assim, a energia da luz envolvida nas transições eletrónicas será característica de cada elemento.

#### 4.2.5 QUANTIZAÇÃO DE ENERGIA

Existem duas ideias fundamentais no **modelo atômico de Bohr**:

1. A existência de níveis de energia bem definidos, devido à **quantização da energia** dos eletrões no átomo.

2. A ocorrência de transições de elétrons entre esses níveis por **absorção ou emissão de energia**, energia essa também com valores bem definidos.

No denominado **mundo clássico**, à escala daquilo que podemos observar, para uma partícula transitar entre níveis teria de passar por todos os estados de energia intermédios.

No **mundo quântico**, à escala atômica, um elétron passa de um nível de energia para outro, sem possuir valores intermédios. Diz-se que são **níveis descontínuos** ou **discretos** de energia.

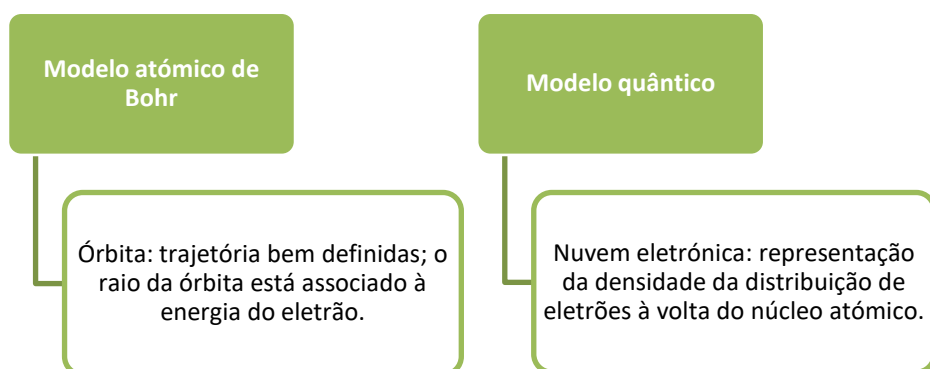
A **quantização de energia** permite-nos explicar a existência de espectros atômicos, assim como a existência de outros fenómenos.

Estudos que confirmam a quantização de energia, colocam em causa a existência de órbitas bem definidas em volta do núcleo.

O **modelo quântico**, modelo atômico atual, diz-nos que só é possível conhecer a localização do elétron em termos de probabilidade.

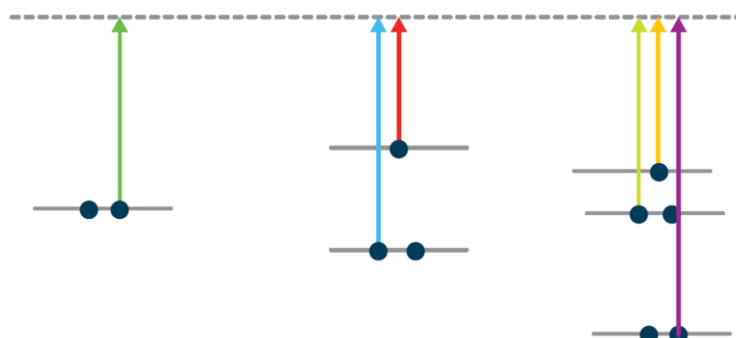
Neste modelo, a explicação do comportamento dos elétrons é feita através da **nuvem eletrónica**: quanto maior a densidade da distribuição de elétrons à volta do núcleo atômico, maior será a probabilidade de encontrar o elétron.

#### Diferenças entre modelos atômicos:



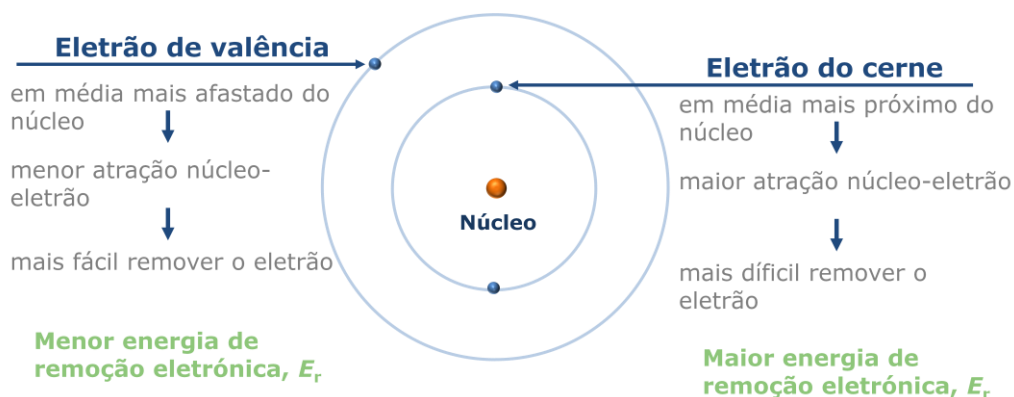
#### 4.2.6 ENERGIA DE REMOÇÃO ELETRÓNICA

Se os elétrons possuírem energias diferentes, haverá tantos valores de energias de remoção quantos os estados de energia para os elétrons.



As setas representam energias de remoção. Para cada nível de energia diferente existe um valor diferente de energia de remoção eletrónica.

Os elétrons com maior valor de energia de remoção são aqueles que ocupam níveis de menor energia.



#### 4.2.7 MODELO QUÂNTICO DO ÁTOMO

O modelo atômico atual é o **modelo quântico**. Neste modelo o comportamento dos elétrons nos átomos é descrito não por órbitas mas por **orbitais**.

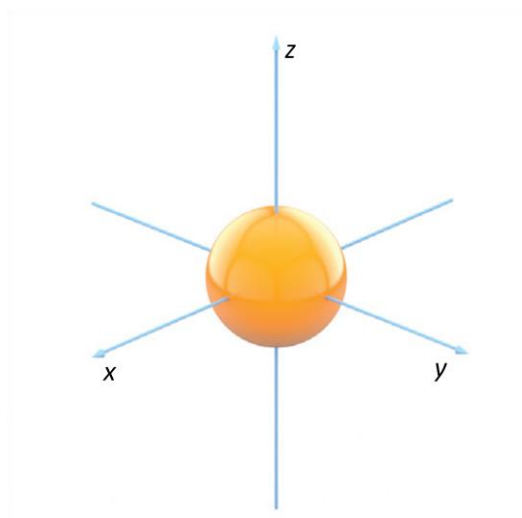
**Orbital atômica**: indica a distribuição espacial à volta do núcleo onde existe maior probabilidade de encontrar o elétron.

As orbitais podem ser representadas de diferentes formas:

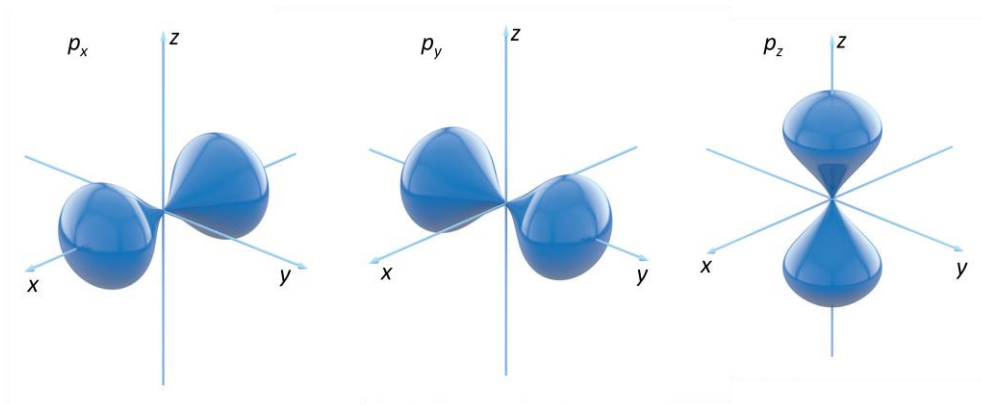
Nuvem eletrônica por tons (zonas mais escuras indicam maior probabilidade eletrônica).	Nuvem eletrônica por pontos (pontos mais próximos indicam maior probabilidade eletrônica).	Superfície que delimita a zona na qual há cerca de 90% de probabilidade eletrônica.

Cada orbital tem uma determinada **forma**, que está associada ao respectivo subnível (*s*, *p*, *d*) em que se encontra o elétron.

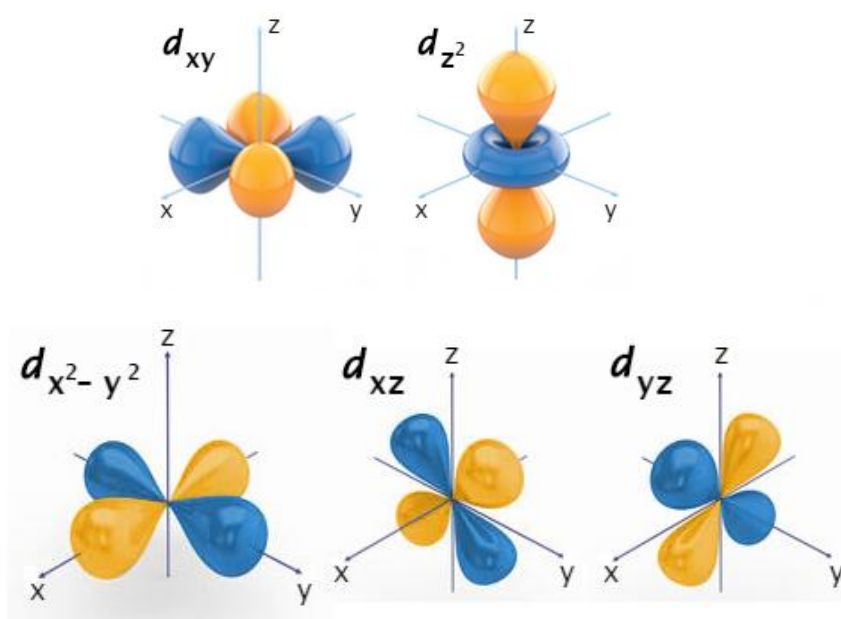
Para cada nível de energia existe uma só **orbital s**.



Para cada nível de energia existem três **orbitais p**.



Para cada nível de energia existem cinco **orbitais d**.



O termo orbital utiliza-se para fazer referência à:

- zona do espaço onde é elevada a probabilidade de encontrar o elétron;
- representação gráfica dessa probabilidade;
- função matemática que está na origem dessa representação gráfica.

Devido às propriedades magnéticas dos elétrons, algumas experiências sugerem que os elétrons se podem comportar como minúsculos ímanes. Os ímanes devem precisamente as suas propriedades magnéticas aos elétrons de certos átomos neles existentes.

**Spin:** propriedade magnética dos elétrons.

O elétron só pode assumir dois valores simétricos: **spin  $\alpha$**  e **spin  $\beta$** . Os *spins*  $\alpha$  e  $\beta$  cancelam-se mutuamente.

O *spin* é uma propriedade intrínseca do elétron. Também é uma propriedade quantizada, porque existem apenas dois estados de *spin*.

## 4.2.8 CONFIGURAÇÃO ELETRÓNICA DE ÁTOMOS

Cada orbital comporta no máximo dois eletrões, os quais diferem no estado de *spin*: *spin*  $\alpha$  e *spin*  $\beta$ .

As orbitais podem representar-se esquematicamente por caixas e os spins dos eletrões por setas. Os sentidos diferentes, para cima  $\uparrow$  ou para baixo  $\downarrow$ , indicam os *spins*  $\alpha$  e  $\beta$ .

- Orbitais com dois eletrões, temos:  $\uparrow\downarrow$  ou  $\downarrow\uparrow$ ;
- Orbitais com um só eletrão temos:  $\downarrow$  ou  $\uparrow$ .

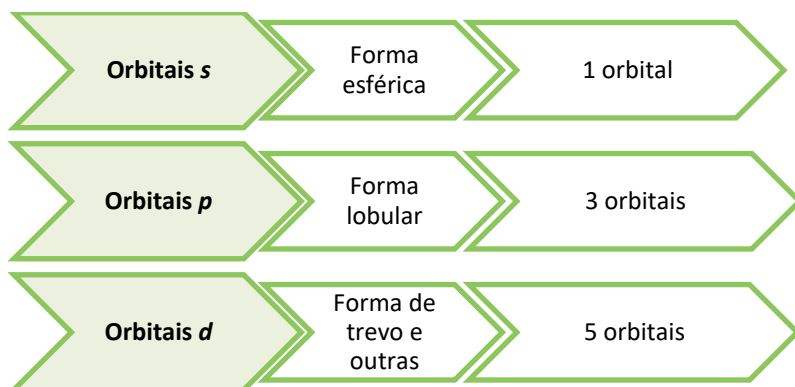
Na primeira situação os eletrões estão **emparelhados** e na segunda os eletrões estão **desemparelhados**.

A partir do Princípio de Exclusão de Pauli e dos espetros fotoeletrónicos, podemos concluir que no **subnível p** com um número máximo de 6 eletrões, existem **três orbitais**.

Outros espetros fotoeletrónicos mostram-nos que a partir do terceiro nível surge um **subnível d** com um número máximo de 10 eletrões o que permite concluir são subníveis com **cinco orbitais**.

As **orbitais degeneradas** são orbitais com a mesma energia.

Orbitais do mesmo subnível possuem a mesma energia.

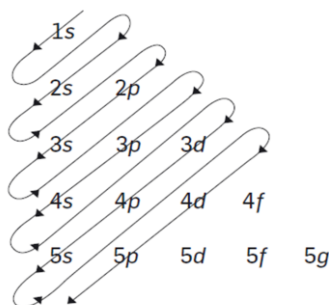


Num átomo polieletrónico consideram-se os eletrões distribuídos por várias orbitais de acordo com regras e princípios. Dizemos que existe uma **configuração eletrónica**.

Quando um átomo está no **estado fundamental** os eletrões ocupam as orbitais de menor energia.

Para conhecer a configuração eletrónica no estado fundamental é necessário conhecer a sequência pela qual as orbitais são preenchidas.

Esta sequência é dada pelo chamado **Princípio da Construção** ou **Princípio de Aufbau**.

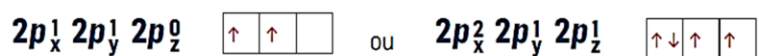


Esquema para estabelecer a ordem da energia das orbitais

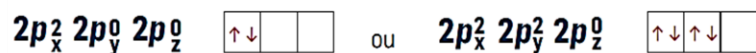
Existe ainda um terceiro critério para estabelecer configurações eletrônicas no estado fundamental. REGRA DE HUND.

Em orbitais com a mesma energia (orbitais *p* do mesmo nível) os elétrões são distribuídos de modo que seja máximo o número de elétrões desemparelhados.

Por exemplo, para orbitais *2p*, em átomos no estado fundamental, é possível:



mas não:



Através da configuração eletrônica é possível saber o número de elétrões de valência.

Cerne	Nível de valência
Conjunto do núcleo e de todos os elétrões interiores, isto é, os que não são de valência.	Elétrões do nível de energia mais exterior. São os mais importantes, por exemplo na formação de iões.
${}_5B - 1s^2 2s^2 2p^1$	${}_5B - 1s^2 2s^2 2p^1$

### 4.2.3 TABELA PERIÓDICA

A organização da Tabela Periódica é feita em colunas (**grupos**), numeradas de 1 a 18 da esquerda para a direita e linhas (**períodos**), numeradas de 1 a 7 de cima para baixo.

A tabela periódica mostra os elementos organizados em grupos (colunas) e períodos (linhas). Os grupos 1 a 2 e 13 a 18 são representativos, enquanto os grupos 3 a 12 são de transição. Os elementos são numerados de 1 a 118.

Os elementos dos grupos 3 a 12 são designados por **elementos de transição** e os elementos dos restantes grupos são designados por **elementos representativos**.

A localização dos elementos na T.P. relaciona-se com a sua configuração eletrónica.

Para a localização de elementos representativos:

- O **período** a que o elemento pertence corresponde ao número de níveis de energia ocupados pelos eletrões, no estado fundamental, ou seja, o valor do número quântico principal do nível mais periférico corresponde ao número do período a que o elemento pertence.
- O **grupo** a que o elemento pertence corresponde ao número de **eletrões de valência** (eletrões que ocupam o **último nível energético** do átomo quando este se encontra no estado fundamental). Podem acontecer duas situações:
  - o elemento ter um ou dois eletrões de valência, neste caso pertence ao grupo 1 ou 2;
  - o elemento ter três ou mais eletrões de valência, neste caso o elemento pertence aos grupos 13, 14... 18 (3+10, 4+10... 8+10), em que o número 10 representa o número de grupos intermédios correspondentes aos elementos de transição.

Os diferentes elementos podem agrupar-se em **blocos** designados por **s**, **p**, **d**, **f**, de acordo com a última orbital preenchida, segundo as regras de preenchimento das orbitais.

- Os elementos dos grupos 1 e 2 (e o hélio) possuem eletrões de valência em orbitais **s** – bloco **s**.
- Os elementos dos grupos 13 a 18 possuem eletrões de valência em orbitais **p** – bloco **p**.
- Os elementos dos grupos 3 e 12 possuem eletrões de valência em orbitais **d** – bloco **d**.
- Os lantanídeos e os actinídeos (elementos de transição internos) possuem eletrões de valência em orbitais **f** – bloco **f**.

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Período																		
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	* 71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	** 103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og
*Lantanídeos			* 57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb		
**Actinídeos			** 89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No		

## O Comportamento químico dos elementos de um mesmo grupo da Tabela Periódica

### Propriedades periódicas dos elementos

As configurações eletrónicas dos elementos mostram uma **variação periódica** (variam de forma regular ao longo do grupo e do período) com o aumento do número atómico. Consequentemente, os elementos também apresentam variações periódicas nos

seus comportamentos físicos e químicos. As duas propriedades físicas que melhor demonstram essa periodicidade são o raio atômico e a energia de ionização.

**Raio atômico** – metade da distância entre dois núcleos de átomos idênticos unidos.

**Energia de ionização** – é a energia mínima necessária para remover um elétron de um átomo na fase gasosa e no estado fundamental.

**Varição do raio atômico ao longo da T.P.**

<b>Aumenta ao longo do grupo</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- aumenta o n.º de níveis ocupados por elétrons;</li> <li>- há maior afastamento dos elétrons de valência ao núcleo;</li> <li>- a atração núcleo-elétrons diminui;</li> <li>- a nuvem eletrônica expande e o raio atômico aumenta.</li> </ul>
<b>Diminui ao longo do período</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- o n.º atômico (carga nuclear) aumenta de 1 unidade;</li> <li>- os elétrons vão ocupar orbitais do mesmo nível;</li> <li>- a atração núcleo-elétrons aumenta;</li> <li>- a nuvem eletrônica contrai-se e o raio atômico diminui;</li> <li>- o efeito do aumento da carga nuclear sobrepõe-se ao efeito das repulsões entre os elétrons.</li> </ul>

Quando um átomo se transforma num ião, o seu tamanho sofre alteração e o raio do ião (**raio iônico**) irá ser diferente do raio do átomo correspondente.

- **Os raios iônicos dos catiões** são sempre **menores** do que os raios dos átomos correspondentes: como há remoção de um ou mais elétrons e o número de prótons se mantém, os elétrons que ficam passam a ser mais atraídos pelo núcleo.
- **Os raios iônicos dos aniões** são sempre **maiores** do que os raios dos átomos correspondentes: como há ganho de um ou mais elétrons e o número de prótons se mantém, aumentam as repulsões eletrônicas.

**Varição da energia de ionização ao longo da T.P.**

<b>Diminui ao longo do grupo</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- aumenta o n.º de níveis ocupados por elétrons;</li> <li>- há maior afastamento dos elétrons de valência ao núcleo;</li> <li>- a atração núcleo-elétrons diminui e a energia necessária para arrancar o elétron diminui.</li> </ul>
<b>Aumenta ao longo do período</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- o n.º atômico (carga nuclear) aumenta de 1 unidade;</li> <li>- os elétrons vão ocupar orbitais do mesmo nível;</li> <li>- a atração núcleo-elétrons aumenta e a energia necessária para arrancar o elétron aumenta.</li> </ul>

A T.P. apresenta valores para diversas propriedades dos **elementos** (o número atômico, a massa atômica relativa, a configuração eletrônica, o raio atômico, a energia de ionização...) e para diversas propriedades das **substâncias elementares**, constituídas por elementos (o estado físico, a cor, o ponto de fusão, o ponto de ebulição, a densidade...).



As propriedades químicas dos elementos dependem fundamentalmente dos eletrões de valência, que os átomos utilizam no estabelecimento de ligações químicas. Os elementos que apresentam o mesmo número de eletrões de valência têm propriedades químicas semelhantes e constituem **famílias**.

#### *Grupo 1 – Família dos metais alcalinos*

- Todos têm um eletrão de valência, que perdem facilmente, originando iões monopositivos.
- São muito reativos. Reagem com a água através de uma reação fortemente exotérmica, libertando hidrogénio e originando uma solução básica ou alcalina.
- A reatividade aumenta ao longo do grupo porque o eletrão de valência vai ficando cada vez mais longe do núcleo, sendo removido com mais facilidade.
- O carácter metálico do elemento aumenta ao longo do grupo (o carácter metálico tem a ver com a capacidade dos átomos perderem eletrões e formarem catiões).

#### *Grupo 2 – Família dos metais alcalino-terrosos*

- Todos têm dois eletrões de valência, que perdem com facilidade, originando iões bivalentes.
- São bastante reativos, embora a reação com a água seja menos violenta que a dos metais alcalinos.
- A reatividade e o carácter metálico aumentam ao longo do grupo.

#### *Grupo 17 – Família dos halogéneos*

- Fazem parte dos elementos não metálicos e todos têm sete eletrões de valência.
- São bastante reativos devido à facilidade que os seus átomos têm em originar iões mononegativos.
- A reatividade diminui ao longo do grupo devido ao aumento do número de níveis – a força de atração do núcleo sobre o eletrão a captar é cada vez menor.

#### *Grupo 18 – Família dos gases nobres*

- Os átomos destes elementos têm os subníveis **s** e **p** do nível de valência totalmente ocupados, o que lhes confere uma enorme estabilidade química.
- São quimicamente inertes, ou seja, não participam em reações químicas, excetuando em condições extremas.

É usual integrar o hidrogénio e o hélio nesses grupos por possuírem uma configuração semelhante à dos metais alcalinos e gases nobres, respetivamente, apesar das suas propriedades físicas e químicas nada terem a ver com as desses elementos.

## Substâncias elementares e compostas

**Substâncias elementares** ou **simples** são formadas por um único elemento. Exemplo: diamante (C).

**Substâncias compostas** são formadas por elementos diferentes. Exemplo: água (H<sub>2</sub>O).

## Propriedades de elementos e de substâncias elementares

A organização atual da Tabela Periódica evidencia as semelhanças no comportamento químico dos elementos do mesmo grupo.

- **Propriedades de um elemento** (associáveis a átomos): número atômico, raio atômico, energia de ionização, etc.
- **Propriedades de substâncias elementares** (associáveis a substâncias): ponto de fusão, ponto de ebulição, massa volúmica, etc.

É possível relacionar algumas das propriedades de substâncias elementares com as semelhanças na configuração eletrônica das orbitais de valência dos respectivos elementos.

Assim, as **propriedades de elementos** e **propriedades de substâncias elementares** são distintas, mas relacionáveis.

A semelhança de propriedades de elementos é maior entre elementos do mesmo grupo, do que entre elementos do mesmo período.

Os **metais** apresentam baixas energias de ionização, pelo que perdem facilmente elétrons, originando iões positivos estáveis.

Os **não metais** conjugam carga nuclear elevada com raio atômico reduzido. Assim, têm tendência para captar elétrons, formando iões negativos estáveis.

O grupo dos gases nobres como não forma facilmente iões (positivos ou negativos) é constituído pelos elementos mais estáveis. Assim, as substâncias elementares dos gases nobres também são muito estáveis, ou seja, não reagem facilmente com outras substâncias.

A estabilidade dos seus átomos está relacionada com facto de possuírem os níveis de valência completamente preenchidos.

Também os metais alcalinos formam iões estáveis devido ao preenchimento total das orbitais quando perdem o elétron da orbital *s* mais externa.

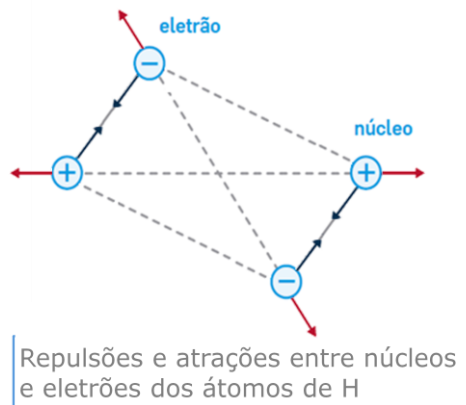
No caso dos halogéneos, essa tendência traduz-se na captação de um elétron para preencher a orbital *p*, formando iões mononegativos.

## 5 PROPRIEDADES E TRANSFORMAÇÃO DA MATÉRIA

### 5.1 LIGAÇÃO QUÍMICA

A associação de átomos formando moléculas, ou em agregados de maiores dimensões como, por exemplo, nos metais, é possível pelo estabelecimento de **ligações químicas**.

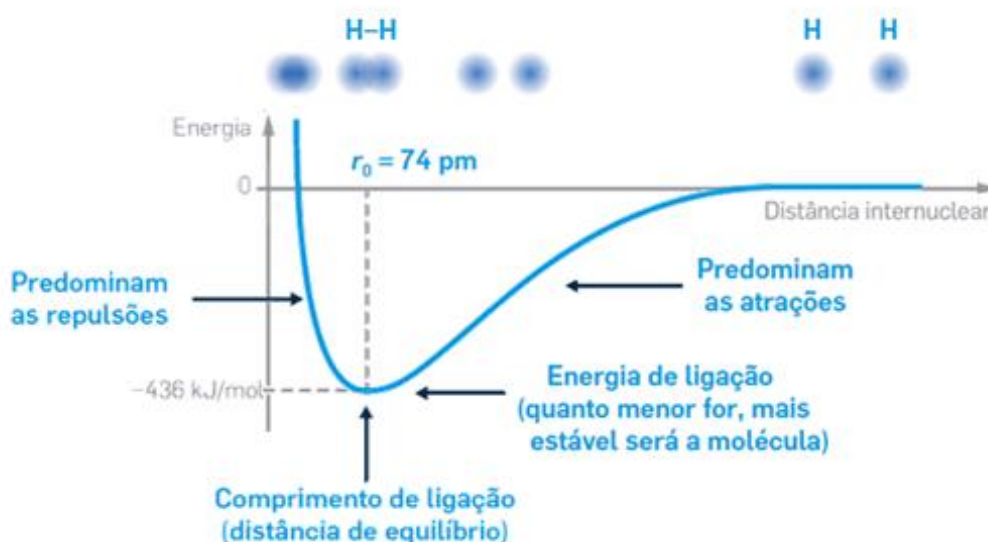
As ligações químicas formam-se devido a **forças atrativas de natureza eletrostática**, resultantes do facto de elétrons e núcleos terem cargas elétricas de sinal contrário.



A imagem esquematiza as forças elétricas entre as partículas que constituem dois átomos de hidrogênio, que são:

- repulsões entre núcleos;
- repulsões entre elétrons;
- atrações entre núcleos e elétrons.

O gráfico mostra a energia do sistema formado por dois átomos de hidrogênio em função da distância internuclear, isto é, da distância entre os núcleos.



- Para a distância de equilíbrio,  $r_0$ , as forças de repulsão entre núcleos e entre elétrons são equilibradas pelas forças de atração entre os núcleos e os elétrons.
- Para a distância de equilíbrio,  $r_0$ , a energia é mínima e quanto maior for o valor (em módulo) dessa energia, maior será a estabilidade da molécula.
- As repulsões predominam a curta distância (distâncias menores do que  $r_0$ ).
- As atrações predominam a longas distâncias (distâncias maiores do que  $r_0$ ).

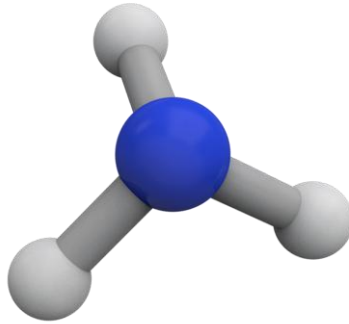
As moléculas formam-se por ligações chamadas **ligações covalentes**, geralmente entre átomos de não metais.

Numa ligação covalente, há **elétrons partilhados** que pertencem aos dois átomos ligados.

Para se estabelecer uma ligação covalente tem de haver uma **partilha localizada** de elétrons de valência, ou seja, os elétrons têm de se localizar na proximidade dos dois núcleos.

As ligações covalentes:

- ❖ Ocorrem em substâncias moleculares.
- ❖ São caracterizadas pela partilha localizada de eletrões entre átomos.



Ligação covalente no amoníaco

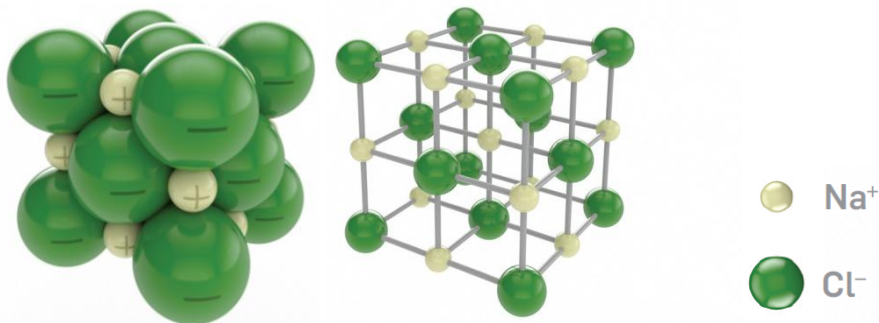
Numa **ligação iónica** existe **transferência de eletrões** de um metal para um não metal.



A ligação entre iões positivos e negativos explica-se através de **forças de atração de natureza eletrostática** entre iões de cargas de sinal contrário (catiões e aniões).

A ligação iónica explica a ligação em **compostos iónicos**, isto é, em **sais**.

Nos compostos iónicos os iões positivos e negativos organizam-se em **redes iónicas**, como no caso do cloreto de sódio (NaCl).



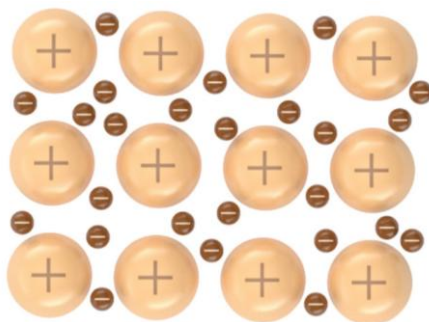
Os iões dos cristais iónicos não se deslocam livremente de uma posição para outra, por essa razão são maus condutores elétricos.

No entanto, quando fundidos ou em solução, os seus iões passam a ter grande mobilidade, o que explica o facto de serem bons condutores elétricos.

**Sais hidratados** têm incorporadas moléculas de água na sua rede iónica. Quando não têm moléculas de água incorporadas na sua estrutura designam-se **sais anidros**.

Na **ligação metálica** há **uma partilha deslocalizada** de eletrões de valência.

Os elétrons de valência dos metais estão fracamente atraídos aos núcleos atômicos: a **energia de ionização é baixa**. Facilmente se tornam **elétrons livres** da ação do seu átomo de origem.



A existência de forças de natureza eletrostática entre elétrons e núcleos também se reflete entre moléculas vizinhas. Surgem, neste caso, ligações intermoleculares.

As ligações intermoleculares:

- Ocorrem em substâncias moleculares;
- Não há partilha significativa de elétrons entre moléculas.

Em suma:

Existe ligação química porque a energia de um conjunto de átomos, ou moléculas, ligados é menor do que se estivessem separados.

As ligações químicas são de natureza essencialmente eletrostática.

As ligações químicas podem ser descritas com base na partilha de elétrons de valência:

- a partilha resulta na cedência de elétrons entre átomos (ligação iônica).
- há partilha significativa de elétrons entre os átomos (ligações covalente e metálica).
- não há partilha significativa de elétrons entre moléculas (ligações intermoleculares).

## SOBRE A LIGAÇÃO COVALENTE

Para interpretar como se formam ligações covalentes é utilizada a **notação de Lewis**.

Na **notação de Lewis** utilizam-se cruces (x) ou pontos (•) para representar os elétrons de valência. Esta notação permite destacar o contributo de alguns dos elétrons de valência para a ligação química, que são chamados de **elétrons partilhados** neste modelo.

O símbolo do elemento representa o cerne do átomo.



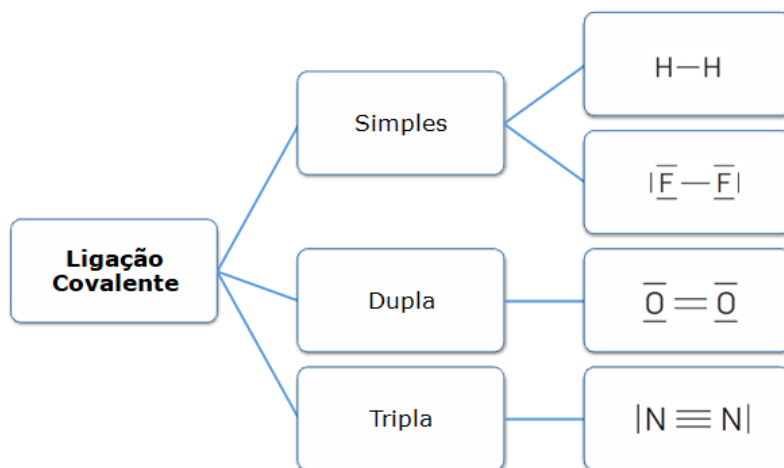
Pontos • ou cruces x representam os elétrons de valência.

Entre dois símbolos representam-se os elétrons que contribuem para a ligação química (são chamados elétrons partilhados).



Os restantes elétrons são representados em torno dos símbolos químicos.

Cada par de elétrons pode representar-se por um pequeno traço.



**Regra do octeto**- Os átomos ligam-se partilhando eletrões de forma que cada um fique com oito eletrões de valência (no caso do hidrogénio são apenas dois).

Os eletrões que participam na ligação covalente são chamados de **eletrões ligantes** (em vez de eletrões partilhados) e os eletrões de valência que não contribuem para a ligação são designados de **eletrões não ligantes** (em vez de eletrões não partilhados).

**Energia de ligação** é a energia necessária para quebrar uma ligação, isto é, a energia que se deve fornecer a dois átomos ligados, para os afastar a uma distância infinita.

As energias de ligação são apresentadas para uma mole de ligações, pelo que costumam ser expressas em kJ/mol.

O **comprimento de ligação** é a distância entre os núcleos de dois átomos que estabelecem a ligação. Trata-se sempre de uma distância média, pois os átomos ligados vibram continuamente. Normalmente expressa-se em picómetros (pm).

É possível prever relações entre **comprimentos de ligação** e **energias de ligação** com base na variação do raio atómico dos elementos envolvidos.

Quanto maior é a energia de ligação, menor será o comprimento de ligação.

A **geometria** que a molécula adquire é a que minimiza as repulsões entre os pares de eletrões de valência.

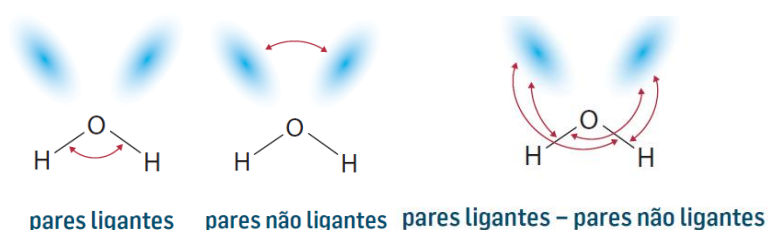
Para interpretar e prever a geometria das moléculas, usa-se a **Teoria da Repulsão de Pares Eletrónicos de Valência (TRPEV)**.

#### Teoria das repulsões dos pares eletrónicos de valência (TRPEV)






As repulsões entre pares eletrónicos de valência são minimizadas para que aumente a estabilidade, o que determina a geometria da molécula.

O **ângulo de ligação** é o menor ângulo formado pelos segmentos de reta que unem os núcleos de três átomos ligados.

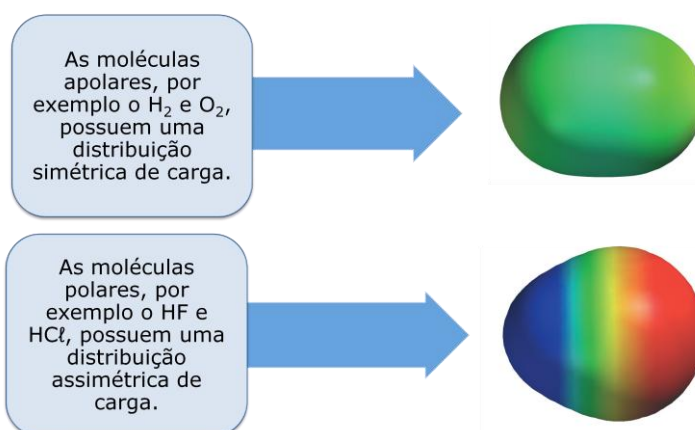
A geometria da molécula de água é **angular** porque há quatro pares de eletrões de valência à volta do átomo central, dois ligantes e dois não ligantes.



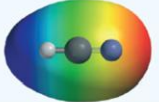
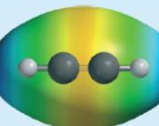
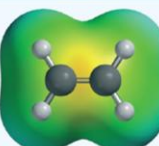
## Geometrias moleculares mais comuns

Valor n em AX <sub>n</sub>	Geometria	Exemplo
4	 Tetraédrica	CH <sub>4</sub>
3	 Piramidal trigonal	NH <sub>3</sub>
	 Triangular plana	BH <sub>3</sub>
2	 Angular	H <sub>2</sub> O
	 Linear	CO <sub>2</sub>

## Moléculas apolares e polares

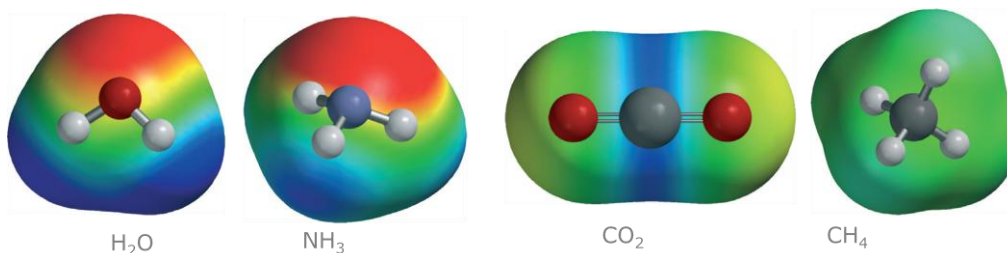


## Ligações apolares e polares

Molécula	Fórmula de estrutura	Ligações polares	Ligações apolares	Representação da densidade de carga
HCN	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$	C-H C≡N	Não há	
C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$	H-C	C≡C	
C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	$\begin{array}{c} \text{H} & & \text{H} \\ & \diagdown & / \\ & \text{C}=\text{C} & \\ & / & \diagdown \\ \text{H} & & \text{H} \end{array}$	H-C	C=C	

Uma molécula é polar ou apolar dependendo da distribuição global de carga elétrica, que está relacionada com a polaridade das ligações presentes e também com a geometria molecular.

As moléculas  $\text{H}_2\text{O}$  e  $\text{NH}_3$  são exemplos bem conhecidos de **moléculas polares**, enquanto as moléculas  $\text{CO}_2$  e  $\text{CH}_4$  são exemplos de **moléculas apolares**.



## LIGAÇÕES INTERMOLECULARES

As **ligações intermoleculares** devem-se a forças de natureza eletrostática e explicam a coesão entre moléculas.

As ligações intermoleculares também existem em iões (por exemplo, em soluções aquosas) ou átomos (por exemplo, nos gases nobres).

A intensidade das **ligações intermoleculares** é quase sempre muito inferior à das **ligações intramoleculares** (ligações entre átomos nas moléculas).

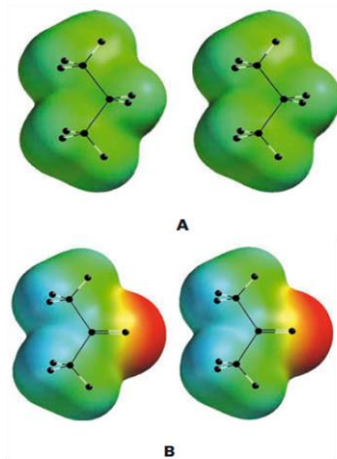
Chamam-se **forças de van der Waals** às ligações intermoleculares que podem ocorrer:

- entre moléculas polares;
- entre moléculas polares e apolares;
- entre moléculas apolares (forças de London).

As **ligações entre moléculas polares** surgem devido à distribuição assimétrica de carga nestas moléculas, da qual resultam forças atrativas entre moléculas.

As **ligações entre moléculas polares e apolares** surgem porque uma molécula polar pode induzir uma distribuição assimétrica de carga numa molécula apolar.

Entre a molécula polar e a molécula com polaridade induzida surgem forças atrativas similares às que existem entre moléculas polares.



A – Propano (moléculas apolares);  
B – Acetona (moléculas polares)



As forças atrativas existem em moléculas polares e em moléculas apolares, como é o caso do I<sub>2</sub>.

As moléculas apolares podem sofrer distorções momentâneas da sua nuvem eletrónica, de onde resultam distribuições assimétricas de carga, as quais induzem assimetrias de carga em moléculas próximas.

As ligações que existem entre moléculas apolares, chamam-se **forças de London**.

As ligações intermoleculares que se estabelecem entre moléculas de água são **mais fortes** que as resultantes de ligações entre moléculas polares. Elas são mais fortes que a generalidade das outras ligações intermoleculares.

As **ligações de hidrogénio** devem-se à elevada assimetria de carga em ligações como O-H, N-H ou H-F.

As **ligações de hidrogénio**, ou pontes de hidrogénio, representam--se por linhas a tracejado.



Ligações de hidrogénio

As ligações de hidrogénio permitem explicar a **miscibilidade** de álcoois entre si e, em muitos casos, também em água.

Explicam também a elevada **solubilidade** de açúcares em água. Tanto álcoois como açúcares têm grupos -OH, tal como a água.

As ligações intermoleculares são **aditivas**, isto é, podem atuar simultaneamente e os seus efeitos somam-se.

## MISCIBILIDADE

Se adicionarmos etanol a água, estes dois líquidos misturam-se. A água e o etanol são **miscíveis**, pois formam uma solução homogénea.

Mas se adicionarmos azeite e água verificamos que estes não se misturam (formam camadas distintas), isto é, são dois líquidos **imiscíveis**.

A **miscibilidade** de dois líquidos depende de múltiplos fatores, um dos quais é o **tipo de ligações intermoleculares** que se estabelecem entre as moléculas dos dois líquidos.

## 5.2 GASES E DISPERSÕES

O estudo do estado gasoso é particularmente interessante porque nele as moléculas podem ser consideradas como entidades que não interagem entre si, o que facilita a compreensão de diversos fenómenos.

O **volume molar (V<sub>m</sub>)** é uma das grandezas utilizada no estudo de gases e é calculado através da seguinte fórmula:

$$V_m = \frac{V}{n} \text{ (dm}^3\text{/mol)}$$

Um dos químicos que mais se destacou no estudo do estado gasoso foi o italiano **Amedeo Avogadro**, que em 1811 revelou uma sua descoberta importante.

Esta descoberta inicialmente chamava-se “hipótese de Avogadro”, mas nos dias de hoje tem o nome de **Lei de Avogadro**.

**Lei de Avogadro:** Volumes iguais de gases diferentes contêm o mesmo número de moléculas, quando medidos nas mesmas condições de pressão e temperatura.

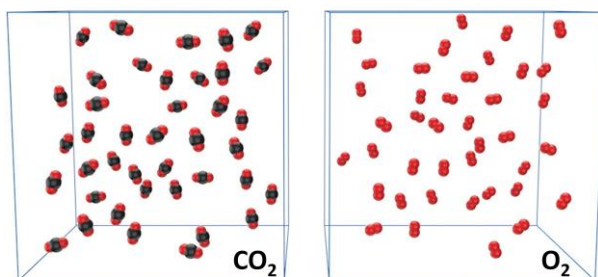
O volume ocupado por um gás não depende do tipo de moléculas que o constituem.

$$\text{Volume: } V(\text{CO}_2) = V(\text{O}_2)$$

$$\text{Pressão: } p(\text{CO}_2) = p(\text{O}_2)$$

$$\text{Temperatura: } T(\text{CO}_2) = T(\text{O}_2)$$

$$\text{Número de moléculas: } N(\text{CO}_2) = N(\text{O}_2)$$



O número de moléculas de gás,  $N$ , presentes numa amostra é diretamente proporcional à quantidade de matéria,  $n$ , isto é, ao número de moles.

$$N = n \times N_A$$

- **Volumes iguais** de gases contêm a **mesma quantidade de matéria** quando medidos nas mesmas condições de pressão e temperatura.

A partir da **Lei de Avogadro**, conclui-se que:

- **Todos os gases têm o mesmo volume molar**, nas mesmas condições de pressão e temperatura.

O **volume molar** de qualquer gás nas condições **PTN** (pressão de 1 atmosfera e temperatura de 0 °C) é sempre **22,4 dm<sup>3</sup>/mol**.

A **massa volúmica** ou densidade é calculada através de:

$$\rho = \frac{m}{V} \Leftrightarrow \rho = \frac{n \times M}{n \times V_m} \Leftrightarrow$$
$$\Leftrightarrow \rho = \frac{M}{V_m} \quad (\text{g/dm}^3)$$

## SOLUÇÕES, COLOIDES E SUSPENSÕES

As **soluções** são misturas homogéneas. São **dispersões** em que não é possível distinguir a olho nu os respetivos componentes.

Existem outras dispersões classificadas de acordo com a dimensão das suas partículas constituintes:

### Dispersões coloidais ou coloides

- As partículas constituintes têm tipicamente entre 1 nm e 1  $\mu\text{m}$ .

### Suspensões

- As partículas constituintes têm quase sempre diâmetro médio superior a 1  $\mu\text{m}$ .

Nestes casos, fala-se em **meio disperso** e em **meio dispersante** (em vez de soluto e solvente).

Quando falamos no tamanho das partículas referimo-nos às do meio disperso.

Na atmosfera, o meio dispersante é gasoso, o ar.

Uma propriedade importante dos coloides é que neles é possível observar o percurso de um feixe luminoso – é o chamado **efeito de Tyndall**.

É devido a este efeito que conseguimos ver a luz de faróis no nevoeiro.



Efeito Tyndall

## COMPOSIÇÃO QUANTITATIVA DE SOLUÇÕES

A **concentração em massa** ( $c_m$ ) refere-se à massa de soluto por unidade de volume de solução.

$$c_m = \frac{m_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}} \text{ (g/dm}^3\text{)}$$

A **concentração**,  $c$ , diz respeito à composição quantitativa expressa em quantidade de matéria (mol) de soluto por unidade de volume de solução ( $\text{dm}^3$ ):

$$c = \frac{n}{V} \text{ (mol/dm}^3\text{)}$$

A **percentagem em massa** expressa-se da seguinte forma:

$$\%(m/m) = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{solução}}} \times 100$$

A **percentagem em volume** expressa-se da seguinte forma:

$$\%(V/V) = \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}} \times 100$$

A composição em partes por milhão em volume pode ser calculada por:

$$\text{ppmV} = \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}} \times 10^6$$

A composição de uma mistura também pode ser expressa em **partes por milhão (ppm)** em massa.

A composição quantitativa em partes por milhão em massa pode ser calculada usando a expressão:

$$\text{ppm} = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{solução}}} \times 10^6$$

A seguinte tabela resume as várias formas de exprimir a composição quantitativa de soluções.

Designação	Definição	Unidade mais comum
Concentração	$c = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}}$	mol dm <sup>-3</sup>
Concentração em massa	$c_m = \frac{m_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}}$	g dm <sup>-3</sup> e mg dm <sup>-3</sup>
Percentagem em massa	$\%(m/m) = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{solução}}} \times 100$	%(m/m)
Percentagem em volume	$\%(V/V) = \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}} \times 100$	%(V/V)
Fração molar	$x_A = \frac{n_A}{n_A + n_B + \dots}$	Não tem unidades
Partes por milhão	$\text{ppm} = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{solução}}} \times 10^{-6}$	ppm
Partes por milhão em volume	$\text{ppmV} = \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}} \times 10^{-6}$	ppmV

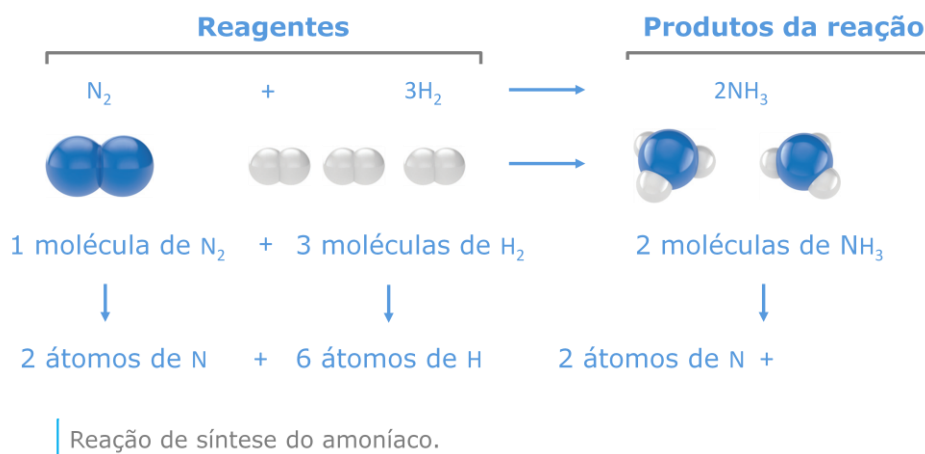
### 5.3 TRANSFORMAÇÕES QUÍMICAS

As **reações químicas** são transformações em que determinadas substâncias (**reagentes**) originam outras (**produtos da reação**).

Ao escrever uma reação química deve ter em conta a **Lei de Lavoisier** ou **Lei da Conservação da Massa**.

**Lei de Lavoisier:** Para cada um dos elementos químicos envolvidos numa reação química, o número de átomos nos reagentes é igual ao número de átomos nos produtos da reação.

A obediência a essa lei pode verificar-se contando o número de átomos de cada elemento, nos reagentes e nos produtos da reação.



O rearranjo dos átomos numa reação química envolve a **ruptura** das ligações nos reagentes e a **formação** de ligações nos produtos da reação.

- A **ruptura** de ligações ocorre sempre com absorção de energia: o processo é **endoenergético**.
- A **formação** de ligações ocorre sempre com libertação de energia: o processo é **exoenergético**.

Nas **reações exotérmicas** o aumento da temperatura está associado ao aumento da energia cinética interna. Esse aumento acontece à custa da diminuição da energia potencial interna, associada às ligações químicas.

Nas **reações endotérmicas** a diminuição da temperatura está associada à diminuição da energia cinética interna, à custa do aumento da energia potencial interna.

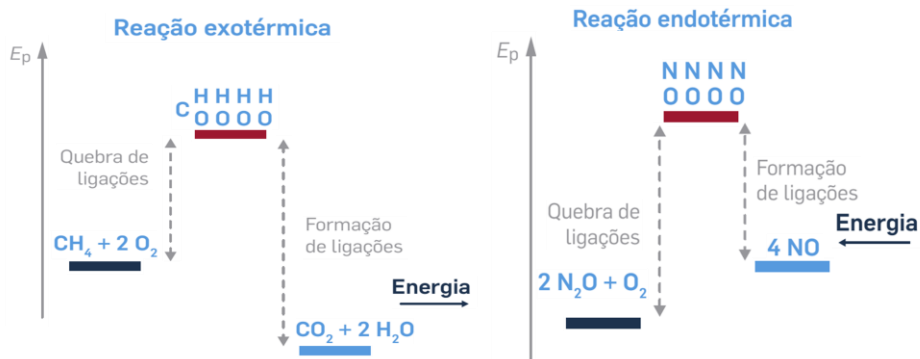
Os sistemas químicos em geral não são isolados, havendo troca de energia com a vizinhança, por **calor** ou **trabalho**, o que faz variar a energia interna do sistema.

O balanço energético é descrito pela **Primeira Lei da Termodinâmica** ou **Lei da Conservação da Energia**.

Nas **reações exotérmicas** o sistema cede energia por calor, provocando um **aumento da temperatura** da vizinhança.

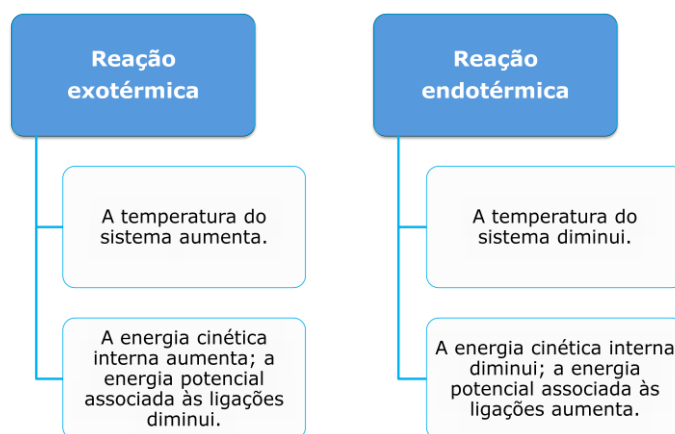
Nas **reações endotérmicas** o sistema recebe energia como calor, provocando uma **diminuição da temperatura** da vizinhança.

O **balanço energético** da ruptura de ligações e da formação de novas ligações permite avaliar se a reação é exotérmica ou endotérmica.



Processos de rutura de ligações e formação de novas ligações em reações exotérmicas (combustão do metano) e endotérmicas.

### Para sistemas isolados



A **variação de entalpia**,  $\Delta H$ , é uma grandeza que mede a energia transferida entre o sistema e a vizinhança quando a reação química ocorre a **pressão constante** e pode ser negativa ou positiva:

- se a reação for **exotérmica**,  $\Delta H$  será negativa,  $\Delta H < 0$ .
- se a reação for **endotérmica**,  $\Delta H$  será positiva,  $\Delta H > 0$ .

Através das **energias de ligação** é possível fazer um balanço energético entre as energias envolvidas na rutura e na formação de ligações químicas.

**Varição de entalpia de uma reação química,  $\Delta H$ :**

$$\Delta H = \sum E_{\text{lig}}(\text{reagentes}) - \sum E_{\text{lig}}(\text{produtos})$$

$\sum E_{\text{lig}}(\text{reagentes})$  – soma das energias de ligação nos reagentes

$\sum E_{\text{lig}}(\text{produtos})$  – soma das energias de ligação nos produtos de reação

### REAÇÕES FOTOQUÍMICAS NA ATMOSFERA

As transformações químicas desencadeadas pela luz (ultravioleta, visível ou infravermelha) são chamadas **reações fotoquímicas**.

A **dissociação** de moléculas é um tipo de transformação em que há quebra de ligações, considerando-se, neste caso, que os elétrons da ligação são igualmente divididos pelas espécies resultantes dessa quebra.

Por exemplo, para uma molécula X<sub>2</sub>:



Trata-se de um processo endoenergético, isto é, que requer energia. Quando é provocado por luz chama-se **fotodissociação**.

As moléculas com energia de ligação maior são mais estáveis e é necessária radiação de maior energia para dissociar as suas ligações.

A formação de iões é genericamente designada por **ionização**. Pode ocorrer por remoção de um eletrão (e<sup>-</sup>) a partir de um átomo, por exemplo X, formando-se um ião monopositivo, X<sup>+</sup>:



Trata-se sempre de um processo endoenergético, isto é, que requer energia. Quando é provocado por luz chama-se **fotoionização**.

Este tipo de reação ocorre frequentemente na termosfera e envolve maior energia do que a necessária para as fotodissociações.

As reações químicas de **fotodissociação** dão origem a **radicais livres** ou **radicais**, que são espécies químicas (átomos, moléculas ou iões) com eletrões desemparelhados.

Analisando a configuração eletrónica, é possível verificar se um átomo ou ião é radical, basta que haja orbitais semipreenchidas.

As espécies poliatómicas **são radicais** se tiverem um número ímpar de eletrões. As maiorias das espécies poliatómicas com número par de eletrões não são radicais.

Por terem eletrões desemparelhados, os **radicais** são, de um modo geral, **espécies químicas muito reativas**.

## OZONO

O ozono está misturado com os outros gases atmosféricos, formando uma camada de importância vital para o nosso planeta, pois atua como filtro de radiação.

Esta camada concentra-se em torno dos 30 km acima do nível do mar.

A ligação na molécula de oxigénio é relativamente forte, sendo necessários 498 kJ/mol para a dissociar. Só a luz ultravioleta de maior energia que chega à estratosfera consegue dissociar esta molécula:



Os radicais O originados neste processo estão na base da **formação do ozono**:



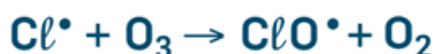
O ozono na estratosfera tanto se **forma** como se **decompõe**:



A concentração de ozono permanece aproximadamente constante, uma vez que a sua formação e destruição ocorrem à mesma velocidade.

A atividade humana pode originar na estratosfera outros radicais livres, além do oxigênio, capazes de reagirem com o ozono e de desequilibrarem este sistema.

Uma das reações mais importantes é aquela que se dá com o radical livre cloro,  $\text{Cl}^\bullet$ :



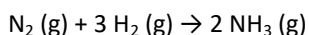
A atividade humana provoca a emissão para a atmosfera de substâncias capazes de produzirem radicais livres em abundância.

Estas substâncias estão hoje identificadas: são os **clorofluorocarbonetos**, haloalcanos derivados do metano ( $\text{CH}_4$ ) e do etano ( $\text{C}_2\text{H}_6$ ), a que vulgarmente chamamos CFC.

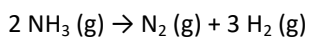
## 6 EQUILÍBRIO QUÍMICO

### 6.1 ASPETOS QUANTITATIVOS DAS REAÇÕES QUÍMICAS

Uma reação de síntese é uma reação em que duas ou mais substâncias se combinam para formar novas substâncias. Como exemplo, temos a produção do amoníaco:



Podemos também pensar na decomposição do amoníaco nos seus constituintes:



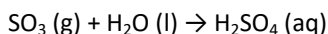
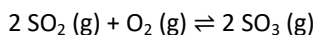
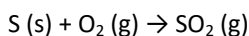
Diz-se que as duas reações são **inversas** uma da outra.

As equações químicas representam simbolicamente as transformações que os reagentes sofrem, dando origem aos produtos de reação.

Transmitem, exclusivamente, as relações entre os reagentes e produtos e nada dizem acerca do mecanismo segundo o qual ocorre a reação.

Para casos em que existam várias reações que dão origem a um determinado produto há várias equações químicas que descrevem os passos da síntese desse produto. Por exemplo, a produção industrial de ácido sulfúrico processa-se em diversos passos, traduzidos pelas seguintes equações químicas:





As equações químicas fornecem-nos informação sob dois aspetos: o qualitativo e o quantitativo.

- **Qualitativo** – identifica os reagentes e os produtos constituintes da mistura reacional;
- **Quantitativo** – indica a proporção em que os reagentes e os produtos reagem e se formam, respetivamente.

### Escrita e acerto de equações químicas

Para traduzir uma reação química através de uma equação química, é necessário ter presente que:

- cada substância, reagente ou produto é representado por uma fórmula química, inalterável;
- as fórmulas químicas dos reagentes e produtos estão intercaladas pelo sinal (+) e separadas por uma ou duas setas ( $\rightarrow$  e  $\rightleftharpoons$ ), ficando os reagentes à esquerda e os produtos à direita da mesma;
- uma equação deve estar sempre acertada relativamente a cada átomo presente. Para isso, colocam-se, antes das fórmulas químicas e em linha, os coeficientes estequiométricos, de forma a assegurar o mesmo número de átomos de cada espécie, tanto nos reagentes como nos produtos – lei da conservação da massa;
- o estado físico de cada espécie, reagente ou produto deve ser colocado à frente da respetiva fórmula química, dentro de parêntesis: (g) se for gás, (l) se for líquido e (s) se for sólido; se se tratar uma solução aquosa escreve-se (aq).

No que respeita ao acerto de uma equação química, é necessário ter noção de alguns aspetos importantes, a saber:

- podem ser usados diferentes conjuntos de coeficientes estequiométricos para acertar um esquema químico, o que traduz alguma flexibilidade nesta operação.
- existem leis fundamentais para as reações químicas, consideradas ferramentas indispensáveis para qualquer cálculo estequiométrico.

Essas leis são:

#### 1. Lei da conservação da energia

Em qualquer transformação química, a energia total antes, durante e depois da reação mantém-se constante.

#### 2. Lei da conservação da massa (Lavoisier)

Em qualquer transformação química, a massa dos reagentes é igual à massa dos produtos, antes e depois da reação.

#### 3. Lei das proporções definidas (Proust)

Num dado composto químico, a proporção em massa dos elementos que o constituem é fixa, independentemente da origem do composto ou do processo de obtenção do mesmo.

#### 4. Hipótese de Avogadro

Volumes iguais de gases diferentes, à mesma pressão e temperatura, contêm igual número de partículas.

Nas reações químicas ocorre uma reorganização dos átomos das espécies reagentes que se combinam em diferentes proporções, sob as formas molecular ou iónica.

#### Deteção da ocorrência de uma reação química

A deteção macroscópica da ocorrência de uma reação química faz-se através da variação de propriedades a nível do sistema reacional, tais como:

- formação de um precipitado (ex.: a junção de solução aquosa de hidróxido de sódio a uma solução de sulfato de cobre (II) forma um precipitado azul);
- libertação de um gás (ex.: o ácido clorídrico a reagir com o hidrogenocarbonato de sódio liberta o dióxido de carbono);
- alteração da cor do sistema reacional (ex.: o ferro colocado numa solução aquosa de sulfato de cobre (II) origina mudança de cor da solução de azul para verde, com formação de um sólido castanho-avermelhado);
- variação da temperatura do sistema reacional.

Classificar um reagente como limitante significa dizer que este se encontra, na mistura reacional, em quantidade inferior à requerida pela estequiometria da reação química. Ao invés, os restantes reagentes estarão em excesso.

Este conhecimento leva à rentabilização do processo sob o ponto de vista industrial, pois o reagente limitante será sempre o mais caro e o reagente em excesso será, inversamente, o mais barato.

#### Determinação do reagente limitante

Consideremos a reação de síntese do amoníaco. Para determinarmos qual o reagente limitante, devemos seguir alguns passos básicos:

1. Escrever a equação química devidamente acertada;
2. Caso seja necessário, converter todos os dados relativos às espécies presentes (reagentes e produtos) em número de moles (quantidade de substância)
3. Estabelecer as relações molares entre os reagentes;
4. Dividir matematicamente a quantidade química de cada reagente pelo respetivo coeficiente estequiométrico que aparece na equação química. O menor dos quocientes representa o reagente limitante.

Conhecendo as equações químicas devidamente acertadas, o grau de pureza dos reagentes e o reagente limitante, podem efetuar-se cálculos estequiométricos que permitem relacionar:

- um reagente com um produto;
- um reagente com outro reagente;
- um produto com outro produto.

## GRAU DE PUREZA DE UM MATERIAL

É importante definir o que significa a existência de impurezas nos reagentes, uma vez que este facto afeta diretamente o rendimento de uma reação química.

Quando, no laboratório, analisamos um rótulo de um reagente, facilmente percebemos que nem os de mais elevado grau de pureza são efetivamente 100% puros.

No laboratório da escola constatamos que existem reagentes quimicamente puros (mais caros) e reagentes tecnicamente puros (mais acessíveis).

Estes últimos são os mais utilizados pois, apesar de terem um grau de pureza mais baixo apresentam resultados confiáveis para a maioria das situações em que sejam utilizados.

Para definir grau de pureza de uma substância, usa-se a seguinte expressão:

$$\text{Grau de pureza (\%)} = \frac{\text{massa de substância pura}}{\text{massa total}} \times 100$$

Então, o grau de pureza de um material pode definir-se como o quociente entre a massa da substância pura e a massa da amostra onde aquela está contida.

As reações químicas podem ser classificadas em função do seu rendimento:

- **Reação completa** – se pelo menos um dos reagentes se transforma na totalidade nos produtos da reação, isto é, se o seu rendimento se aproximar de 100% ou 1.

Um exemplo de reação que mais se aproxima deste tipo é o de uma combustão em sistema aberto.

- **Reação incompleta** – se nenhum dos reagentes se esgota, ou seja, o rendimento da reação é inferior a 100% ou 1.

O rendimento das reações que ocorrem tanto na natureza como em laboratório é quase sempre inferior a 100%. Tal facto deve-se, essencialmente, aos seguintes fatores:

- ocorrência de reações secundárias que competem com a principal porque utilizam os mesmos reagentes, ou só alguns deles;
- condições de operação pouco favoráveis à reação (pressão, temperatura...);
- presença de impurezas nos reagentes;
- quantidade insuficiente de um dos reagentes, o que condiciona a conversão em produtos, independentemente do excesso de outro dos reagentes.

Todos estes parâmetros condicionam o desenvolvimento da reação ou a sua extensão.

O rendimento de uma reação química é obtido através da relação entre o que realmente se produz numa reação e o que teoricamente se obteria caso a reação tivesse um rendimento de 100%.

A expressão que permite calcular o rendimento ( $\eta$ ) de uma reação é:

$$\eta(\%) = \frac{\text{Quantidade real}}{\text{Quantidade teórica}} \times 100$$

O rendimento pode ser determinado em função de diferentes grandezas, tais como a quantidade química, o volume ou a massa, pois estas são relacionáveis e passíveis de serem convertidas umas nas outras através das expressões:

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

$$n = \frac{V}{V_m}$$

Uma outra questão é a relação entre a rapidez de uma reação química e o seu rendimento.

**A rapidez da reação só traduz uma diminuição do intervalo de tempo necessário para a obtenção de uma mesma quantidade de produto, não tendo qualquer implicação no seu rendimento.**

A rapidez de uma reação química depende da:

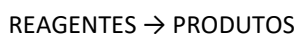
- concentração dos reagentes;
- temperatura do sistema reacional;
- área da superfície em contacto na mistura reacional.

## 6.2 ESTADO DE EQUILÍBRIO E EXTENSÃO DAS REAÇÕES QUÍMICAS

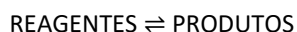
A ocorrência de uma reação química implica rutura de ligações nas moléculas das espécies reagentes e formação de ligações nos produtos da reação.

As reações químicas podem ser classificadas em:

- **Irreversíveis** – ocorrem só num sentido. Esquemáticamente são representadas da seguinte forma:



- **Reversíveis** – ocorrem nos dois sentidos. São traduzidas esquematicamente por:



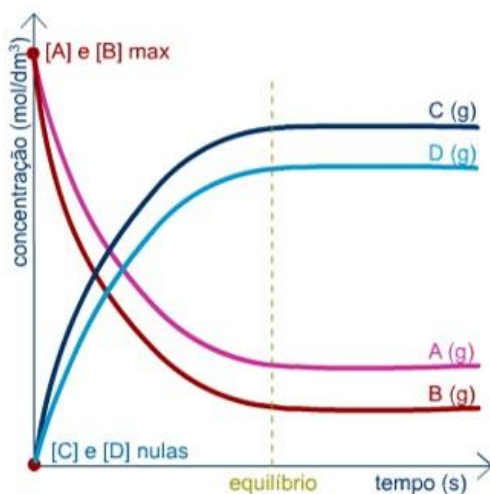
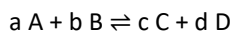
Nestas últimas define-se, convencionalmente:

- **Reação 1 – reação direta:** os reagentes representam-se à esquerda das setas e os produtos à direita das mesmas.
- **Reação 2 – reação inversa:** os reagentes representam-se à direita e os produtos estão à esquerda das setas.

As reações reversíveis ocorrem em sistema fechado.

Nas reações reversíveis nenhum dos reagentes se gasta na totalidade. Tal facto sucede porque ocorre, simultaneamente, formação e consumo dos produtos.

Para representar a variação das concentrações com o tempo de todas as espécies intervenientes neste género de reação, pode-se usar um gráfico do tipo:



Pela análise do gráfico, podem retirar-se as seguintes conclusões:

- A reação é incompleta pois os reagentes não se gastaram na totalidade – a reação é reversível.
- A partir de determinado instante, a concentração dos reagentes e dos produtos mantém-se constante, o que significa que foi atingido o estado de equilíbrio químico, aparentemente 'estacionário'.
- Dado que as concentrações dos reagentes e dos produtos se mantêm constantes, pode-se afirmar que a velocidade da reação no sentido direto é igual à velocidade da reação no sentido inverso.

Importa agora definir o que é um **estado de equilíbrio**, ou seja, quais as condições que o definem.

Diz-se que um sistema atingiu um estado de equilíbrio químico quando:

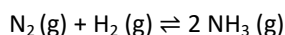
- não ocorrem modificações das suas propriedades a nível macroscópico (mudança de cor, formação de precipitado, libertação de um gás...);
- o sistema for um sistema fechado;
- as condições (pressão, temperatura...) em que ocorrem as reações direta e inversa forem exatamente as mesmas.

O equilíbrio químico é um **equilíbrio dinâmico**. As reações direta e inversa ocorrem simultaneamente e à mesma velocidade. A nível macroscópico não se verificam alterações no sistema.

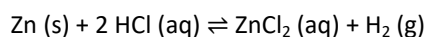
### Caracterização de equilíbrios químicos

Um equilíbrio químico pode ser homogéneo ou heterogéneo, dependendo da fase (ou estado físico) em que se encontram os seus componentes.

- **Equilíbrio químico homogéneo** – todos os componentes do sistema em equilíbrio estão na mesma fase (sólida, líquida, gasosa ou aquosa).



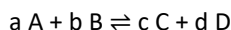
- **Equilíbrio químico heterogéneo** – os componentes do sistema em equilíbrio estão em fases diferentes.



Ao ser atingido o equilíbrio químico verifica-se que, a uma dada temperatura ( $T$ ), existe uma relação constante entre as **concentrações** das espécies (reagentes e produtos) presentes no equilíbrio, independentemente das quantidades iniciais dos reagentes.

**Lei de Guldberg e Waage** ou **Lei da ação de massas** – A uma dada temperatura ( $T$ ), a relação que traduz o quociente entre o produto das concentrações dos produtos elevadas aos respetivos coeficientes estequiométricos, e o produto das concentrações dos reagentes, elevadas aos seus coeficientes estequiométricos, é constante.

Para o sistema reacional genérico:



a relação é:

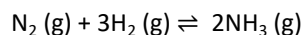
$$Q = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$$

O valor obtido será a constante de equilíbrio do sistema para a temperatura considerada. Como se tratam de concentrações, a constante de equilíbrio representa-se por  $K_c$ .

#### Características da constante de equilíbrio ( $K_c$ )

- É uma grandeza adimensional.
- Depende da temperatura.

Para a reação de síntese do amoníaco, temos:



Temperatura (K)	$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \times [H_2]^3}$
300	$6,55 \times 10^6$
500	$6,37 \times 10$
800	$3,92 \times 10^{-2}$
1000	$3,80 \times 10^{-3}$

- Não depende da composição inicial do sistema reacional, pois quaisquer que sejam as concentrações iniciais, a reação evolui de tal forma que, no estado de equilíbrio, as concentrações conduzem sempre ao mesmo valor de  $K_c$ .

	Concentração inicial (mol/dm <sup>3</sup> )	Concentração no equilíbrio (mol/dm <sup>3</sup> )	$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \times [\text{H}_2]^3}$
I	$[\text{N}_2]_i = 1,00$	$[\text{N}_2]_{\text{eq}} = 1,00$	$6,02 \times 10^{-2}$
	$[\text{H}_2]_i = 1,00$	$[\text{H}_2]_{\text{eq}} = 1,00$	
	$[\text{NH}_3]_i = 0$	$[\text{NH}_3]_{\text{eq}} = 1,00$	
II	$[\text{N}_2]_i = 2,00$	$[\text{N}_2]_{\text{eq}} = 1,00$	$6,02 \times 10^{-2}$
	$[\text{H}_2]_i = 1,00$	$[\text{H}_2]_{\text{eq}} = 1,00$	
	$[\text{NH}_3]_i = 3,00$	$[\text{NH}_3]_{\text{eq}} = 1,00$	

- Depende da estequiometria da reação.
- É um índice revelador da **extensão de uma reação**, pois, se o seu valor for elevado, significa que a quantidade de produto formada é grande e, conseqüentemente, a reação é muito extensa.

É conveniente distinguir entre constante de equilíbrio e estado de equilíbrio para um sistema reacional: existe apenas uma constante de equilíbrio do sistema para uma dada temperatura, mas podem existir uma infinidade de estados de equilíbrio.

A constante de equilíbrio fornece informações sobre a taxa de conversão de reagentes em produtos. Diz-se, portanto, que mede a **extensão** de uma reação química, a uma dada temperatura.

Para o equilíbrio REAGENTES  $\rightleftharpoons$  PRODUTOS, pode ter-se:

1.  $K \gg 1 \rightarrow$  Domínio dos produtos sobre os reagentes (maior extensão da reação direta)

Ex.:  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$ , com  $K_c = 4,0 \times 10^{31}$  a 300 K

2.  $K = 1 \rightarrow$  Igual concentração de reagentes e produtos (a extensão das duas reações é igual)

Ex.:  $2 \text{BrCl}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Br}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ , com  $K_c = 5$  a 1000 K

3.  $K \ll 1 \rightarrow$  Domínio dos reagentes sobre os produtos (maior extensão da reação inversa)

Ex.:  $\text{F}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{F}(\text{g})$ , com  $K_c = 7,3 \times 10^{-13}$  a 500 K

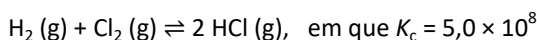
Não perdendo de vista a relação entre  $K_c$  e  $K_c'$ , pode concluir-se que:

- No caso 1, em que a  $K \gg 1$ , a reação é **muito extensa no sentido direto** e pouco extensa no sentido inverso.
- No caso 2, em que a  $K = 1$ , a reação é **igualmente extensa em ambos os sentidos**.
- No caso 3, em que a  $K \ll 1$ , a reação é **pouco extensa no sentido direto** e muito extensa no sentido inverso.

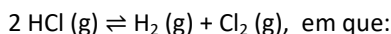
Tal como se definiu a expressão de  $K_c$  da reação num determinado sentido – sentido direto –, também podemos estabelecer a expressão da constante de equilíbrio para a reação no sentido inverso e representar essa constante por  $K_c'$ .

$K_c'$  terá, obrigatoriamente, um valor diferente de  $K_c$ .

Pode-se perceber essa relação através do seguinte exemplo que representa o equilíbrio de síntese do ácido clorídrico, à temperatura de 1000 K.



e



$$K_c' = \frac{1}{5,0 \times 10^8} = 1,96 \times 10^{-9}$$

Para qualquer reação química, o valor da constante de equilíbrio para a reação inversa é o inverso do valor da constante de equilíbrio para a reação direta. A expressão que estabelece essa relação é:

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

É importante perceber que:

- O facto de um sistema reacional estar em equilíbrio não implica que o valor de  $K_c$  seja igual ou próximo de 1.
- O valor de  $K_c$  e o tempo que o sistema demora a alcançar o estado de equilíbrio não são diretamente relacionáveis, isto é, o valor de  $K_c$  não nos dá qualquer informação sobre a rapidez da reação.
- Quanto maior for o valor de  $K_c$ , menor é o valor de  $K_c'$  e vice-versa. Isto significa que quando a reação no sentido direto é muito extensa, a reação no sentido inverso é pouco extensa e vice-versa.

## QUOCIENTE DE REAÇÃO

Para um dado instante  $t$  no decurso de uma reação química, é possível determinar uma constante que dependa da concentração dos componentes do sistema, nesse mesmo instante. A essa constante chama-se **quociente da reação ( $Q$ )**.

A expressão obtida é análoga à da constante de equilíbrio; o seu valor permite verificar se, no instante considerado, o sistema está ou não em equilíbrio, e também prever em que sentido a reação irá ocorrer.

- Se  $Q < K_c$ , o sistema não está em equilíbrio e vai evoluir no sentido direto, ou seja, da formação dos produtos, até atingir o estado de equilíbrio.
- Se  $Q = K_c$ , o sistema está em equilíbrio.
- Se  $Q > K_c$ , o sistema não está em equilíbrio e vai evoluir no sentido inverso, ou seja, da regeneração dos reagentes, até atingir o estado de equilíbrio.



O valor de  $Q$  tende para o valor de  $K_c$  à medida que a reação evolui para o estado de equilíbrio, para o valor de temperatura considerado.

## PRINCÍPIO DE LE CHATELIER

O dinamismo dos equilíbrios químicos é uma característica que lhes confere a capacidade de responder a perturbações que lhes sejam aplicadas.

Este facto representa uma enorme vantagem industrialmente, pois, apesar das diferenças de extensão das reações direta e inversa, permite obter determinados produtos em quantidades pré-estabelecidas.

Serão estudados três fatores ou parâmetros que podem afetar o equilíbrio químico:

1. Variação da concentração das espécies presentes na mistura reacional (reagentes e/ou produtos);
2. Variação da pressão total do sistema (por variação do volume);
3. Variação de temperatura.

Cada vez que um sistema em equilíbrio é perturbado por um dos parâmetros acima referidos, reage e tende a evoluir para um novo estado de equilíbrio. Esta consideração levou ao estabelecimento de um princípio qualitativo designado por princípio de Le Chatelier, que rege a forma como o sistema reage a essas perturbações ao seu estado de equilíbrio.

**Princípio de Le Chatelier:** se um sistema em equilíbrio é sujeito a uma variação na pressão, na temperatura ou na quantidade química de um componente, haverá tendência para a evolução da reação no sentido em que se reduz o efeito dessa alteração até se atingir um novo estado de equilíbrio.

### Variação da concentração

- Aumento da concentração dos reagentes –  $Q < K_c$  – o sistema evolui no sentido de consumo dos reagentes em excesso, formando produtos, logo, no sentido direto.
- Diminuição da concentração dos reagentes –  $Q > K_c$  – o sistema evolui no sentido de produção dos reagentes em falta, consumindo os produtos, logo, no sentido inverso.
- Aumento da concentração dos produtos –  $Q > K_c$  – o sistema evolui no sentido inverso, de forma a consumir os produtos em excesso.
- Diminuição da concentração dos produtos –  $Q < K_c$  – o sistema evolui no sentido direto, no sentido da formação dos produtos em falta.

### Variação de pressão (por variação do volume)

Num sistema gasoso em equilíbrio, se se:

- Aumentar a pressão (por diminuição do volume) – o sistema faz evoluir a reação no sentido de formação do menor número total de moléculas gasosas.
- Diminuir a pressão (por aumento de volume) – o sistema faz evoluir a reação no sentido de formação do maior número total de moléculas gasosas.
- Aumentar ou diminuir a pressão, em casos em que o número total de moléculas nos reagentes seja igual ao número total de moléculas nos produtos – não há qualquer efeito sobre o equilíbrio do sistema.

## Varição de temperatura

Ao contrário de outros fatores, a alteração de temperatura faz variar o valor da constante de equilíbrio, afetando, por isso, a extensão da reação.

Como a maior parte das reações químicas ocorre com absorção ou liberação de energia, é necessário estudar o efeito deste fator separadamente para as reações endoenergéticas e exoenergéticas.

Recordando:

- **Reação exoenergética** – ocorre com liberação de energia ( $\Delta H < 0$ ).
- **Reação endoenergética** – ocorre com absorção de energia ( $\Delta H > 0$ ).

De uma forma geral:

$K_c$  aumenta quando a temperatura diminui, se a reação direta for exoenergética ( $\Delta H < 0$ ).

$K_c$  aumenta quando a temperatura aumenta, se a reação direta for endoenergética ( $\Delta H > 0$ ).

Resumidamente:

Para as reações exoenergéticas:

- Aumentar a temperatura do sistema em que a reação ocorre, favorece a evolução da reação no sentido da formação dos reagentes, ou seja, no sentido inverso; o sistema reage no sentido de consumo da energia em excesso.
- Diminuir a temperatura do sistema em que a reação ocorre, favorece a evolução da reação no sentido da formação dos produtos, isto é, no sentido direto; o sistema reage no sentido de produção da energia em falta.

Para as reações endoenergéticas:

- Aumentar a temperatura do sistema em que a reação ocorre favorece a evolução da reação no sentido da formação dos produtos, ou seja, no sentido direto; o sistema reage no sentido do consumo da energia em excesso.
- Diminuir a temperatura do sistema em que a reação ocorre favorece a evolução da reação no sentido da formação dos reagentes, isto é, no sentido inverso; o sistema reage no sentido de produção da energia em falta.

## FUNÇÃO DO CATALISADOR NUMA SÍNTESE

A síntese industrial do amoníaco requer condições especiais para a sua realização, nomeadamente, altas pressões e temperaturas e o uso de um catalisador de ferro.

Relativamente ao catalisador, é conveniente recordar qual a sua função numa reação química e o modo como atua.

O catalisador é, por definição, 'um composto que aumenta a rapidez de uma reação química, mas não é consumido durante essa reação.' (J.J. Berzelius)

O catalisador pode ser um metal de transição ou uma enzima (nos organismos vivos).

Os catalisadores que fazem aumentar a rapidez da reação são designados **catalisadores positivos**; no entanto, também existem catalisadores cuja função é provocar a diminuição da rapidez de uma reação: estes são denominados **catalisadores negativos ou inibidores**.

Muito embora o catalisador influencie a rapidez da reação, não exerce qualquer influência sobre a sua composição em equilíbrio.

Existem três tipos de catalisadores:

- Catalisadores heterogéneos – são sólidos porosos;
- Catalisadores homogéneos – são incorporados na mistura reacional;
- Catalisadores biológicos – são, normalmente, as enzimas.

Para que ocorra uma reação química, as partículas constituintes dos reagentes devem colidir eficazmente entre si de modo a originar os produtos.

Neste processo, existe quebra ou rutura de ligações e, conseqüentemente, formação de novas ligações. Para que tal suceda é necessária energia – diz-se que há uma barreira energética que deve ser ultrapassada. É precisamente nesta fase que o catalisador exerce a sua função atuando de modo a diminuir essa barreira de energia, à qual se chama **energia de ativação**. A presença do catalisador provoca um aumento na quantidade de reagente que, por unidade de tempo, consegue vencer a barreira energética, aumentando, assim, a rapidez da reação.

Os gráficos seguintes refletem a variação da energia de ativação de uma reação na presença de um catalisador positivo. A verde representa-se a reação catalisada e a azul a reação não catalisada.

Gráfico A - reação exotérmica

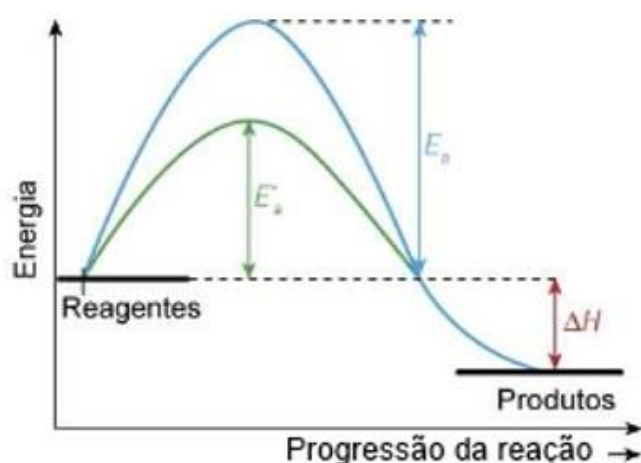
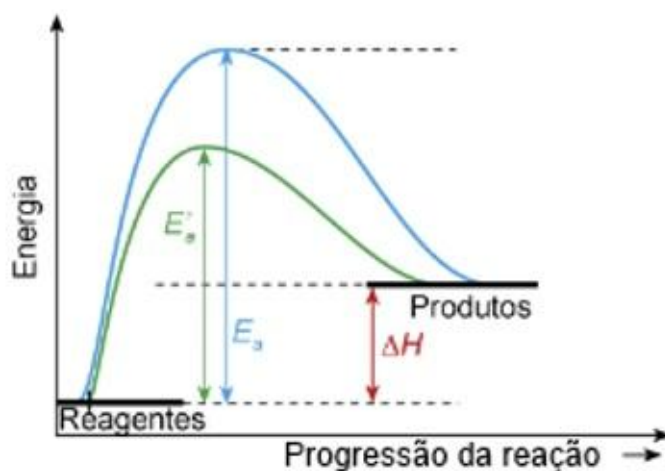


Gráfico B - reação endotérmica



O que se pode concluir da análise destes gráficos?

- Gráfico A – a energia dos reagentes é maior do que a dos produtos.

Gráfico B – a energia dos reagentes é menor do que a dos produtos.

- A presença do catalisador faz diminuir a energia de ativação.
- Em cada reação, o valor de  $\Delta H$  mantém-se constante .

## 6 REAÇÕES EM SISTEMAS AQUOSOS

### 6.1 REAÇÕES ÁCIDO- BASE

#### PH

##### Ácido Forte

Considera-se a ionização de um ácido forte como praticamente completa, estando a concentração do ião hidrogénio em solução diretamente relacionada com a concentração do ácido em causa. A contribuição dos iões da água na respetiva concentração pode ser desprezada para soluções não muito diluídas ( $c \geq 3 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3}$ ).

Para determinar o pH da solução, basta conhecer a concentração dos iões  $\text{H}^+$ , que pode ser calculada tendo em atenção a estequiometria da reação, e aplicar a relação  $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$ .

##### Base Forte

No caso de uma base forte, considera-se a dissociação completa e determina-se a concentração de ião hidróxido ( $\text{HO}^-$ ). Calcula-se o pHO e depois o pH a partir da relação  $\text{pHO} = -\log [\text{HO}^-]$ .

##### Ácido Fraco

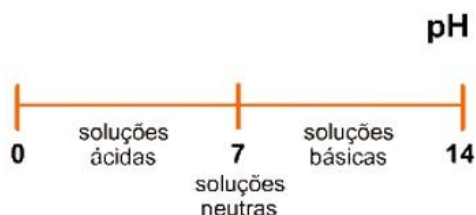
Para ácidos fracos, a ionização é pouco extensa e torna-se necessário calcular as concentrações no equilíbrio, partindo das concentrações iniciais e da respetiva constante de acidez.

##### Base Fraca

No caso das bases fracas, o processo é semelhante ao dos ácidos fracos. A dissociação das bases é pouco extensa, logo é necessário determinar a concentração de  $\text{HO}^-$  a partir dos valores da concentração inicial da base e da respetiva constante de basicidade.

O pH de uma solução é um parâmetro que permite comparar a acidez ou a alcalinidade de diferentes soluções aquosas.

A **escala de pH**, ou escala de Sorensen, varia de **0 a 14**, a uma temperatura de 25°C.

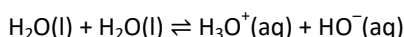


Quanto menor for o valor de pH, mais ácida é a solução, e quanto maior for o valor de pH, mais básica é a solução. Uma solução com pH = 7 é quimicamente neutra.

### Autoionização da água

Para perceber a escala de Sorensen é necessário conhecer o fenómeno da autoionização da água.

Como acontece em muitos outros solventes, também na água as moléculas reagem entre si de acordo com uma reação que se chama de autoionização, traduzida pela equação:



A constante de equilíbrio para a reação da autoionização da água é dada pela seguinte expressão:

$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-]}{[\text{H}_2\text{O}] \times [\text{H}_2\text{O}]}$$

Como a concentração da água não ionizada, por se considerar constante, é incluída no valor de  $K$ , a expressão anterior toma a seguinte forma:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-]$$

A constante  $K_w$  denomina-se **constante de autoionização da água** ou **constante de ionização da água** ou, ainda, **produto iónico da água**.

Para a temperatura de 25°C,  $K_w = 1,00 \times 10^{-14}$ .

Apesar de definida em termos da dissociação da água, a constante de ionização é válida para soluções de ácidos e de bases dissolvidos em água. O produto das concentrações de  $\text{H}_3\text{O}^+$  e  $\text{HO}^-$  em solução aquosa, no equilíbrio e à temperatura de 25°C, é sempre  $K_w = 1,00 \times 10^{-14}$  quaisquer que sejam as fontes dos iões.

### Concentração hidrogeniónica e pH

O pH é uma função logarítmica da concentração do ião  $\text{H}_3\text{O}^+$ , também chamada concentração hidrogeniónica. Foi Sorensen que, em 1909, definiu esta função da seguinte forma:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{e} \quad 10^{-\text{pH}} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

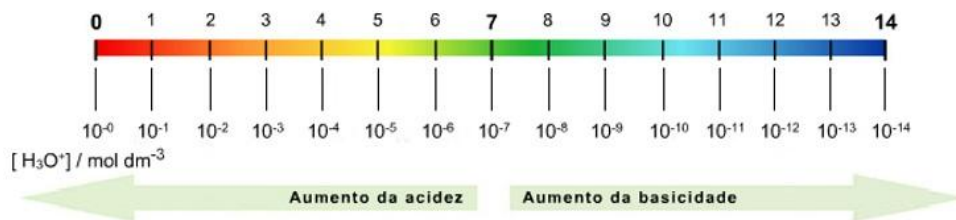
Nestas expressões:

- o **log** é o logaritmo de base 10;
- $[\text{H}_3\text{O}^+]$  é a concentração hidrogeniónica, expressa em **mol L<sup>-1</sup>**.

Como  $[\text{H}_3\text{O}^+] [\text{HO}^-] = 1,00 \times 10^{-14}$  e numa solução aquosa **neutra**:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{1,00 \times 10^{-14}},$$

temos que:  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol dm}^{-3} \rightarrow \text{pH} = 7$



Do mesmo modo pode definir-se pOH:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

Como  $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-]$  e atendendo às propriedades da função logaritmo, verifica-se que:

$$\text{p} K_w = \text{pH} + \text{pHO}$$

$$14 = \text{pH} + \text{pHO} \quad (\text{a } 25^\circ\text{C})$$

Assim, uma solução à temperatura de  $25^\circ\text{C}$  será:

- **ácida** se  $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{HO}^-] \rightarrow \text{pH} < 7$
- **neutra** se  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] \rightarrow \text{pH} = 7$
- **básica** se  $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{HO}^-] \rightarrow \text{pH} > 7$

Se uma solução é ácida, também é muito pouco alcalina; se é alcalina, pode dizer-se que é pouco ácida.

Pode, também, concluir-se que se  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  aumenta,  $[\text{HO}^-]$  diminui e vice-versa.

O valor da constante de equilíbrio depende da temperatura.

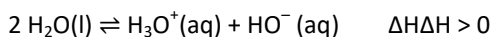
Estudos experimentais permitiram o cálculo do valor de  $K_w$  para diferentes valores de temperatura, como se pode verificar pela leitura do quadro:

T (°C)	$K_w$	pH
0	$0,1140 \times 10^{-14}$	7,47
10	$0,2930 \times 10^{-14}$	7,27
25	$1,008 \times 10^{-14}$	7,00
40	$2,916 \times 10^{-14}$	6,77
100	$51,30 \times 10^{-14}$	6,14

Daqui conclui-se que o aumento da temperatura implica um aumento no valor de  $K_w$ . Esta variação pode ser interpretada de acordo com o princípio de Le Chatelier.

Com efeito, quando aumenta a temperatura de um sistema químico em equilíbrio, o sistema vai reagir no sentido de “absorver” a energia que recebeu, favorecendo a reação endotérmica e diminuindo, assim, a temperatura.

Para o equilíbrio:



Se aumentar o valor da temperatura:

- o equilíbrio evoluirá de forma a diminuir a temperatura, “absorvendo” energia do meio exterior;
- como a reação é endotérmica no sentido direto, o sentido direto é favorecido;
- $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ,  $[\text{HO}^-]$  e  $K_w$  aumentam;
- O pH da água diminui porque aumenta a concentração de  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

Será que a água vai ficar mais ácida a temperaturas mais elevadas?

A resposta a esta questão é não. Existe uma condição de neutralidade para a água definida para diferentes valores de temperatura.

*'A água terá de permanecer neutra mesmo com alteração do valor de pH, mas a condição de neutralidade deixa de ser pH = 7 para temperaturas diferentes de 25 °C.'*

## IONIZAÇÃO DE ÁCIDOS E BASES EM ÁGUA

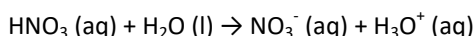
De acordo com a Teoria de Brønsted-Lowry, o **ácido** é a espécie química que cede iões  $\text{H}^+$  e a base é a espécie química que aceita iões  $\text{H}^+$ .

### Ionização de ácidos

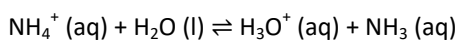
A **ionização de ácidos** trata-se da **reação com o solvente que conduz à formação de iões**. Isto pode acontecer quer os ácidos sejam compostos moleculares (sem iões ou neutros), quer sejam catiões ou aniões.

Exemplos:

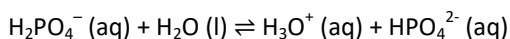
- Composto molecular – ionização do ácido nítrico



- Catião – ionização do ião amónio



- Anião – ionização do ião di-hidrogenfosfato

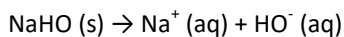


### **Ionização e dissociação de bases**

Não se pode falar em ionização de bases se, na constituição destas, existir o ião hidróxido ( $\text{HO}^-$ ). Neste caso, uma vez que se tratam de compostos iónicos, a água apenas facilita a dissociação nos seus iões. Diz-se, então, que ocorreu a **dissociação da base**.

Exemplos:

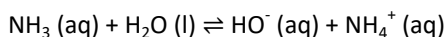
- Dissociação do hidróxido de sódio em água (NaOH)



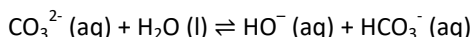
Se as substâncias não contêm na sua constituição o ião hidróxido ( $\text{HO}^-$ ), pode falar-se em **ionização de bases**. Em substâncias como o amoníaco, que aceitam um ião hidrogénio da água, atuando como bases de Brønsted-Lowry, ocorre ionização.

Exemplos:

- Ionização do amoníaco em água



- Ionização do ião carbonato em água

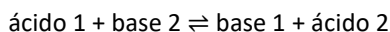


Quando um ácido reage com uma base, em pequena ou grande extensão, diz-se que se está na presença de uma **reação de ácido-base**.

A análise de uma reação ácido-base permite constatar o seguinte:

- o ácido perde um protão para a base, transformando-se numa base (a todo o ácido corresponde uma base conjugada);
- a base aceita um protão do ácido transformando-se num ácido (a toda a base corresponde um ácido conjugado);
- a existência de dois pares ácido-base conjugados (par de partículas que diferem apenas em um  $\text{H}^+$ ).

Consideremos o equilíbrio genérico:

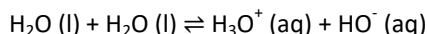


Os **pares ácido-base** correspondentes são:

ácido 1/base 1

ácido 2/base 2

A água ( $\text{H}_2\text{O}$ ) é uma espécie **anfotérica**, isto é, pode atuar como ácido ou como base. Assim sendo, considera-se a autoionização da água como uma reação de ácido-base em que uma molécula de água capta um protão cedido por outra molécula, funcionando como partícula anfotérica.



Existem outras espécies químicas com este tipo de comportamento químico.

Convém também esclarecer as definições de concentrado e diluído, forte e fraco, associadas ao conceito de ácido-base.

**Concentrado e diluído** são termos que se referem à concentração de uma espécie ácida ou básica numa solução aquosa - uma solução de  $\text{HCl}$  2,0 mol/L é mais concentrada do que uma solução de  $\text{HCl}$  0,5 mol/L.

**Forte e fraco**, quer para ácidos quer para bases, são termos associados à extensão das respetivas reações de ionização.

- Um **ácido forte** é aquele que se ioniza totalmente na água, originando 100% de iões  $\text{H}_3\text{O}^+$ .
- Um **ácido fraco** é aquele que apenas se ioniza numa certa percentagem.
- Uma **base forte** é uma espécie química que se encontra totalmente dissociada em água.



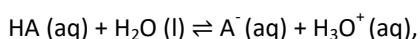
- Uma **base fraca** é uma espécie química que se encontra parcialmente ionizada em água.

Resumindo: um ácido pode ser concentrado e ser fraco ou ser diluído e ser forte; o mesmo pode suceder com uma base.

#### CONSTANTES DE EQUILÍBRIO

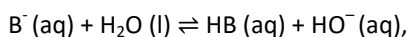
Muitas reações ácido-base são incompletas, o que implica que lhes possam ser aplicados os princípios do equilíbrio químico. A constante de equilíbrio que mede a extensão dessas reações denomina-se **constante de protólise** ou **constante de ionização** do ácido ou da base.

Assim, para a ionização de um ácido temos:



$K_a$  – constante de ionização do ácido ou constante de acidez.

Para a ionização de uma base (distinta da dissociação de uma base), temos:



$K_b$  – constante de ionização da base ou constante de basicidade.

É importante referir que, quando escrevemos as expressões de  $K_a$  e  $K_b$ , não aparece a concentração da água, pois, como já foi mencionado, a sua concentração é constante. Tal como qualquer constante de equilíbrio,  $K_a$  e  $K_b$  dependem da temperatura.

#### Extensão das reações ácido-base e a sua relação com $K_a$ e $K_b$

Para ácidos e bases fracos:

- $K_a$  e  $K_b$  têm sempre valores inferiores a um.
- Os ácidos com valores mais elevados de  $K_a$  são mais fortes (ionizam-se em maior extensão) do que os ácidos que têm valores de  $K_a$  mais pequenos.
- As bases com valores mais elevados de  $K_b$  *são mais fortes* (ionizam-se em maior extensão) do que aquelas que têm valores de  $K_b$  mais pequenos.

#### Força relativa de ácidos e de bases

Para qualquer par ácido-base conjugado verifica-se a relação:

$$K_a \times K_b = K_w$$

Daqui pode concluir-se que, a uma dada temperatura, quanto maior for o valor de  $K_a$  do ácido, menor é o valor de  $K_b$  da sua base conjugada, e vice-versa.

Também podemos aplicar o operador p (–log) à expressão anterior e obtemos:

$$p K_w = p K_a + p K_b$$

$$14 = p K_a + p K_b \quad (\text{a } 25 \text{ }^\circ\text{C})$$

Resumindo:

- Ácidos fortes têm  $K_a$  muito elevados;

Ex.: HCl, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HI, HBr, HClO<sub>4</sub> (apenas na 1.ª protólise)

- Todos os outros ácidos são considerados fracos porque têm  $K_a$  muito pequenos;

Ex.: HCN, CH<sub>3</sub>COOH

- Bases fortes têm  $K_b$  elevados;

Ex.: NaOH, KOH, Mg(OH)<sub>2</sub>

- Bases fracas têm  $K_b$  muito pequenos;

Ex.: NH<sub>3</sub> e CH<sub>3</sub>NH<sub>2</sub>

O comportamento ácido ou básico das espécies depende da sua **força relativa**.

Uma espécie com comportamento ácido em água pode ter comportamento básico se reagir com outro ácido mais forte. A espécie que tem constante de acidez mais alta comporta-se como ácido e a que tem constante de acidez mais baixa comporta-se como base.

Da mesma forma, para as bases, a espécie que tem a constante de basicidade mais elevada comporta-se como base e a que tem constante de basicidade mais baixa comporta-se como ácido.

Os ácidos e as bases fortes encontram-se totalmente ionizados/dissociados em solução aquosa.

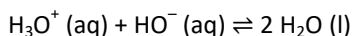
As bases têm a capacidade de neutralizar as propriedades dos ácidos e vice-versa.

A reação entre um ácido forte, como o ácido clorídrico (HCl), e uma base forte, como o hidróxido de sódio (NaOH), em quantidades estequiométricas, chama-se reação de **neutralização**.

Genericamente, podemos escrever:

ácido forte + base forte → sal + água

Neste tipo de reações ácido-base, os iões H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>, responsáveis pelas características dos ácidos, combinam-se com os iões HO<sup>-</sup>, responsáveis pelas propriedades básicas das bases, originando água (espécie neutra) de acordo com a seguinte equação:



Estequiometricamente, 1 mole de iões H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> reage com 1 mole de iões HO<sup>-</sup>.

## **VOLUMETRIA, PONTO DE EQUIVALÊNCIA, PONTO FINAL E INDICADORES (TITULAÇÕES)**

Uma reação ácido-base é muitas vezes utilizada em laboratório para a determinação rigorosa da concentração de uma solução (ácida ou alcalina), cujo título ou concentração se desconhece.

Este processo de determinação experimental da concentração de uma solução é uma análise quantitativa designado por **titulação**. Como os reagentes são um ácido e uma base, chama-se **titulação ácido-base** ou ainda **volumetria de ácido-base**.

Para realizar uma titulação ácido-base deve-se conhecer alguns pontos importantes, a saber:

- Conhecer a reação química; esta deve ser única, rápida e completa;
- Medir rigorosamente os volumes da solução titulante de concentração conhecida e do titulado de concentração desconhecida;
- Detetar o ponto final da titulação através da variação brusca de uma propriedade (física ou química) do titulado, facilmente detetável (ex.: mudança de cor da solução);
- Determinar a concentração de uma solução ácida, adicionando uma solução básica até a reação estar completa, isto é, até a reação ácido-base estar terminada;
- Determinar a concentração de uma solução básica, adicionando uma solução ácida até a reação estar completa, isto é, até a reação ácido-base estar terminada.

Quantitativamente, a reação ácido-base termina quando as quantidades de  $\text{H}_3\text{O}^+$  e de  $\text{HO}^-$  são iguais:  $n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{HO}^-)$ .

Como  $n = c \times V$ , nas reações em que a estequiometria é de 1:1, verifica-se que:

$$c_a \times V_a = c_b \times V_b$$

onde:

$c_a$  = concentração do ácido

$c_b$  = concentração da base

$V_a$  = volume do ácido

$V_b$  = volume da base

#### **Descrição experimental do método de titulação**

1. Coloca-se a solução titulante, de concentração conhecida, numa bureta.
2. Coloca-se o volume, rigorosamente medido, da solução cuja concentração se pretende determinar (o titulado) num erlenmeyer.
3. Adicionam-se umas gotas (até 5) de indicador ácido-base à solução do titulado.
4. Adiciona-se lentamente a solução titulante ao titulado até à situação em que todo o titulado reagiu totalmente com o titulante, o que corresponde à reação completa e estequiométrica.
5. O ensaio termina quando se deteta a mudança de cor do indicador na solução titulada.
6. Lê-se na bureta o volume de titulante utilizado e regista-se o seu valor.
7. A partir dos volumes medidos e da estequiometria da reação, pode-se determinar, com cálculos simples, a concentração da solução titulada.

Durante a titulação, o pH da solução no erlenmeyer varia devido à reação entre os iões  $\text{H}_3\text{O}^+$  do ácido e os iões  $\text{HO}^-$  da base.

Existem alguns conceitos relativos às titulações que devem ser definidos convenientemente, tais como:

- **Ponto de equivalência:** situação em que todo o titulado reagiu completamente com o titulante e que corresponde à reação completa e estequiométrica. Na prática é difícil detetar o ponto de equivalência exato, utilizando-se, então, uma definição operacional para essa situação: o ponto final.
- **Ponto final:** situação correspondente a uma variação brusca de uma propriedade física ou química do titulado (mudança de cor, alteração brusca no valor do pH...).
- **Erro de titulação:** diferença entre o ponto de equivalência e o ponto final da titulação.

A deteção do ponto final da titulação pode ser feita com:

- um medidor de pH (método potenciométrico) - um medidor de pH é um aparelho que, após calibração, indica diretamente e com maior exatidão o pH de uma solução.
- um indicador ácido-base.

### Indicadores de ácido-base

Um indicador ácido-base é uma substância (ácido ou base orgânicos fracos), cuja cor varia num intervalo de pH conhecido.

Comercialmente, existem na forma de solução ou em fita. O indicador universal de pH – uma mistura de vários indicadores – tem anexada uma escala de cores que se utiliza como base de referência comparativa para avaliar o pH.

Os indicadores apresentam-se sob as duas formas ácido-base conjugadas, que apresentam, cada uma, uma cor distinta. Em solução aquosa, a forma ácida do indicador estará parcialmente ionizada, conforme se representa na equação química:



A cor observada depende da relação entre as concentrações das partículas conjugadas.

Se:

- $[\text{HInd (aq)}] \geq 10 \times [\text{Ind}^- \text{(aq)}]$  – observa-se a cor referente a [HInd], ou seja, a cor ácida;
- $[\text{Ind}^- \text{(aq)}] \geq 10 \times [\text{HInd (aq)}]$  – observa-se a cor referente a [Ind<sup>-</sup>], ou seja, a cor alcalina;
- as concentrações das duas partículas forem semelhantes – a cor observada é uma mistura das cores ácida e alcalina.

Para cada indicador ácido-base está definido um intervalo de valores de pH, designado por **zona de viragem**, em que o indicador apresenta uma cor correspondente à mistura das cores ácida e alcalina. No quadro que se segue apresentam-se alguns indicadores ácido-base usuais, as suas respetivas zonas de viragem, bem como as respetivas cores para as formas ácida e alcalina.

Indicador	$pK_{ind}$	Zona de viragem	Cor da forma ácida	Cor da forma alcalina
Azul de bromofenol	3,9	2,8 - 4,6	Amarelo 	Azul 
Alaranjado de metilo	3,7	3,1 - 4,5	Vermelho 	Amarelo 
Verde de bromocresol	4,7	3,8 - 5,4	Amarelo 	Azul 
Vermelho de metilo	5,1	4,4 - 6,2	Vermelho 	Amarelo 
Tornesol	6,4	5,0 - 8,0	Vermelho 	Azul 
Azul de bromotimol	6,9	6,0 - 7,6	Amarelo 	Azul 
Fenolftaleína	9,1	8,3 - 10,0	Incolor 	Carmim 
Amarelo de alizarina	11,0	10,0 - 12,1	Amarelo 	Vermelho 

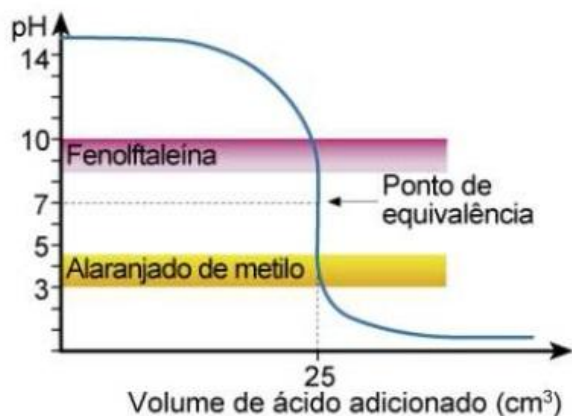
### Deteção do ponto de equivalência numa titulação ácido-base

Próximo do ponto de equivalência há uma variação brusca de pH do titulado. Para se detetar o momento em que se atinge o ponto de equivalência é necessário escolher um indicador ácido-base que o assinale, de forma precisa, por meio de uma mudança de cor.

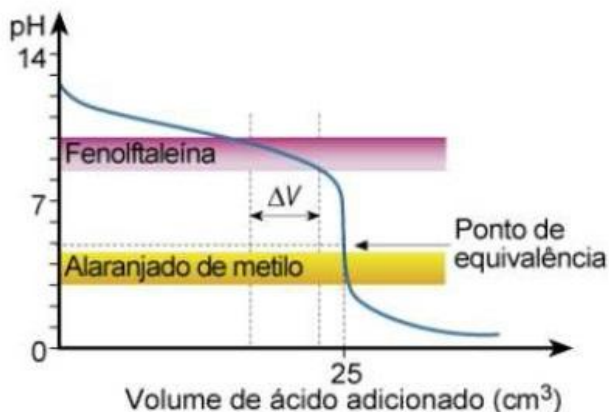
A escolha do indicador ácido-base tem por base os seguintes pontos:

- O pH do ponto de equivalência deve estar contido na zona de viragem do indicador.
- O indicador deve apresentar uma zona de viragem muito estreita.
- A zona de viragem do indicador deve estar localizada na zona de variação de pH da curva de titulação.

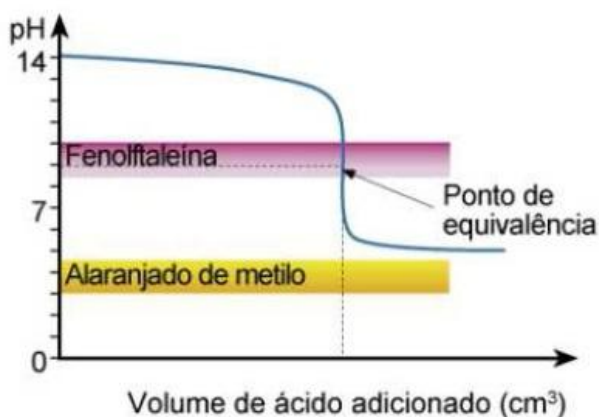
*Exemplo 1:* titulação ácido forte-base forte; indicadores - alaranjado de metilo e fenolftaleína.



*Exemplo 2:* titulação base fraca-ácido forte; indicadores – alaranjado de metilo e fenolftaleína.



Exemplo 3: titulação base forte-ácido fraco; indicadores - alaranjado de metilo e fenolftaleína.



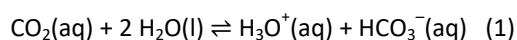
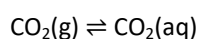
Generalizando, a força relativa dos ácidos e das bases usados nas titulações determinam o pH do titulado no ponto de equivalência. Podemos, assim, sistematizar a gama de valores do pH no ponto de equivalência (a 25 °C):

- pH = 7 – Titulação ácido forte-base forte
- pH > 7 – Titulação ácido fraco-base forte
- pH < 7 – Titulação ácido forte-base fraca

## CHUVAS ÁCIDAS

Tanto a água da chuva como a água destilada apresentam um valor de pH diferente de 7, após contacto com a atmosfera. Essa diminuição de pH deve-se à presença do dióxido de carbono atmosférico.

O dióxido de carbono interage com as águas de acordo com as seguintes equações químicas:



De acordo com o princípio de Le Chatelier, quanto maior for a concentração de  $\text{CO}_2$ , mais a reação (1) evolui no sentido direto, levando ao aumento da concentração de  $\text{H}_3\text{O}^+$  e, conseqüentemente, à diminuição do valor do pH.

Podemos, agora, fazer a distinção entre acidificação natural e acidificação artificial das águas.

**Acidificação natural** – dissolução de dióxido de carbono atmosférico na água.

Ex.: ocorre na água da chuva (normal), provocando o surgimento das chamadas chuvas ácidas.

**Acidificação artificial** – processo industrial de introdução de dióxido de carbono nas águas de modo a originar água com gás.

Ex.: água gasocarbónica.

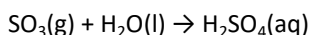
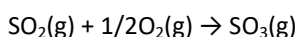
A “chuva ácida”, um caso particular de deposição ácida, provoca graves problemas a nível ambiental.

A deposição ácida tanto pode ser húmida, através da chuva, nevoeiro e neve, como pode ser seca, se ocorrer via gases ácidos e partículas. Esta última é responsável por cerca de metade de toda a “acidez” que atinge a Terra.

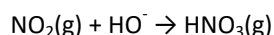
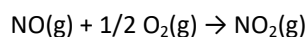
Os principais agentes causadores da “chuva ácida” são o dióxido de enxofre (SO<sub>2</sub>) e os óxidos de azoto (NO<sub>x</sub>), que lhe conferem pH entre 5 e 2, sendo, porém, o valor médio cerca de 4,1.

O dióxido de enxofre lançado para a atmosfera pode ser depositado na superfície terrestre por duas vias:

- Deposição seca.
- Deposição húmida (combinado com a água):



Os óxidos de azoto reagem quimicamente na atmosfera originando ácido nítrico (HNO<sub>3</sub>), conforme o seguinte esquema:

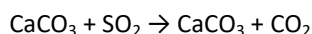


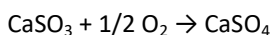
O controlo da deposição ácida pode ser feito a dois níveis distintos: ou depois de chegar à Terra, por diminuição da acidez, ou antes de serem lançados para a atmosfera, isto é, por redução de emissões nas fontes.

- Diminuição da acidez – a diminuição da acidez dos solos e das águas é feita pela adição de uma substância com características básicas, o carbonato de cálcio (CaCO<sub>3</sub>).
- Redução das emissões nas fontes – é o melhor processo, pois elimina o problema de raiz; no entanto, implica um projeto de prevenção e regulação das emissões por vezes dispendioso.

**1. Emissões de dióxido de enxofre (SO<sub>2</sub>)** – originárias da produção de energia nas centrais termoelétricas como resultado da queima do carvão. Idealmente, o enxofre deveria ser removido antes da queima, mas esse é um processo muito complicado. Uma alternativa seria a remoção do dióxido de enxofre através da dessulfurização, o que acarretaria, no entanto, um acréscimo no preço da energia elétrica.

Este processo pode ser apresentado do seguinte modo:





2. Emissões de óxidos de azoto ( $\text{NO}_x$ ) – para além de prevenir a sua emissão, a sua remoção permite também a sua conversão em ácido nítrico e o seu uso como catalisador na produção de ácido sulfúrico. Como os maiores produtores de óxidos de azoto são os veículos motorizados, pode-se controlar a sua emissão controlando a temperatura e a proporção combustível/ar, de forma a melhorar a extensão da reação entre o azoto e o oxigénio.

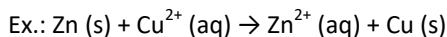
Para solucionar este problema temos de saber quais os impactos a nível do ambiente, de modo a procurar a alteração mais apropriada a aplicar nas fontes poluidoras. Pode haver uma combinação de diversas soluções para uma só fonte de poluição. Algumas das propostas são:

- utilizar carvão sem enxofre;
- efetuar a limpeza dos efluentes gasosos (dessulfurização);
- usar diferentes processos tecnológicos;
- utilizar fontes de energia renováveis;
- diminuir os consumos de energia;
- reestruturar o ambiente danificado.

## 6.2 REAÇÕES DE OXIDAÇÃO- REDUÇÃO

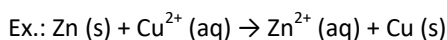
As reações de oxidação-redução envolvem a transferência de eletrões de um átomo para outro. Como os eletrões não são criados nem destruídos durante qualquer tipo de reação química, a reação de redução e a reação de oxidação não podem ser consideradas como tendo existência independente uma da outra. Assim, pode definir-se:

**Oxidação** – reação que envolve a cedência de eletrões e o aumento do estado de oxidação do elemento.



O zinco é oxidado a ião zinco e o seu estado de oxidação aumenta de zero para +2.

**Redução** – reação que envolve o ganho de eletrões e a diminuição do estado de oxidação do elemento.



O ião cobre é reduzido, passando a cobre metálico e o seu estado de oxidação passa de +2 a zero, diminuindo.

**Número de oxidação de um elemento** é a carga elétrica que o átomo adquire se os eletrões de cada ligação forem atribuídos ao átomo mais eletronegativo.

### Regras para a determinação do estado de oxidação de um elemento

1. O número de oxidação de um átomo no estado elementar (livre) é zero.
2. O número de oxidação de um ião monoatômico é igual à sua própria carga.
3. A soma algébrica dos números de oxidação de todos os átomos na fórmula de um composto é zero.
4. O número de oxidação do hidrogénio num composto é +1 exceto nos hidretos (compostos que o hidrogénio forma com os metais dos elementos representativos) onde toma o valor -1.



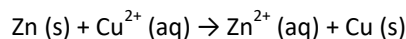
5. O número de oxidação do oxigénio num composto é  $-2$  exceto nos peróxidos, em que é  $-1$ , e quando combinado com o fluoreto, em que é  $+2$ .

6. A soma algébrica dos números de oxidação de todos os átomos na fórmula de um ião poliatómico é igual à carga do ião.

7. Os metais do grupo 1 e 2 têm, respetivamente, números de oxidação  $+1$  e  $+2$ .

### PARES CONJUGADOS DE OXIDAÇÃO - REDUÇÃO

Considerando a seguinte reação de oxidação-redução:



Quando reage com o ião cobre (II), o zinco cede-lhe eletrões, o que significa que reduz o ião cobre a cobre sólido. O zinco atua como **agente redutor** e o ião cobre (II) é a **espécie reduzida**.

O ião cobre (II) vai oxidar o zinco porque recebe os eletrões cedidos por este. O ião cobre (II) atua como **agente oxidante** e o zinco será a **espécie oxidada**.

Desta forma, surgem dois conceitos distintos, mas inter-relacionáveis:

**Oxidante** – espécie química aceitadora de eletrões; provoca a oxidação da outra espécie, sofrendo ela própria a redução. O ião cobre (II) é o oxidante na reação considerada acima.

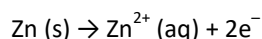
**Redutor** – espécie química dadora de eletrões; provoca a redução da outra espécie, sofrendo ela própria a oxidação. O zinco é o redutor na reação referida.

Todos os metais dos grupos 1, 2 e 13 são oxidados, atuando como redutores em todas as reações.

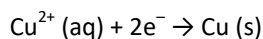
### Pares conjugados de oxidação-redução

Considerando o exemplo dado, pode-se analisar o que acontece a cada uma das espécies em duas equações separadas.

Para o zinco metálico, ocorre a oxidação representada pela semiequação de oxidação:



Para o ião cobre (II), ocorre a redução, traduzida pela semiequação de redução:



Cada vez que um redutor cede eletrões forma-se o oxidante; este pode captar eletrões na reação em sentido contrário. Da mesma forma, cada vez que um oxidante capta eletrões forma-se um redutor que, por sua vez, pode ceder eletrões na reação inversa. Conclui-se que os oxidantes e os redutores estão associados, de onde surge a designação de **par conjugado de oxidação-redução**.

**Par conjugado de oxidação-redução** – partículas que se podem transformar uma na outra por perda ou ganho de eletrões. Representa-se por:

### Oxidante/Redutor

Para a reação estudada, os pares conjugados são  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$  e  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ .

O poder redutor relaciona-se com a capacidade de ceder elétrons a outra espécie enquanto o poder oxidante corresponde à capacidade de aceitação de elétrons.

A extensão de uma reação de oxidação-redução depende, simultaneamente, do poder redutor de uma espécie e do poder oxidante da outra.

Ao estabelecer estas relações pode-se organizar uma série ou conjunto de metais em função das suas forças redutoras (ou poderes redutores). A esta série dá-se o nome de série eletroquímica.

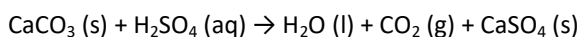
Semiequações de redução		
$\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Li}$	↑ Aumento do poder redutor dos metais ↓	↓ Aumento do poder oxidante dos cátions ↑
$\text{K}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{K}$		
$\text{Ca}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ca}$		
$\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Na}$		
$\text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mg}$		
$\text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}$		
$\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}$		
$\text{Cr}^{3+} + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}$		
$\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}$		
$\text{Ni}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ni}$		
$\text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}$		
$2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2$		
$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$		
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}$		

Neste tipo de tabelas, que ordenam de forma crescente ou decrescente os redutores e oxidantes, pode verificar-se facilmente quem tem maior poder redutor/oxidante. Com base neste conhecimento, pode prever-se se uma determinada reação de oxidação-redução vai ou não ocorrer.

A deposição ácida afeta o património arquitetónico, nomeadamente, os edifícios de mármore e de calcário. Também afeta as estruturas metálicas e esculturas expostas ao ar.

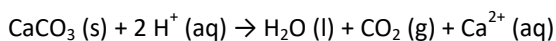
### Interação ácidos-calcário (carbonatos)

Em algumas estátuas e edifícios aparece uma crosta negra em pontos aparentemente protegidos da precipitação ácida. Esta crosta forma-se a partir da reação entre a calcite, a água e o ácido sulfúrico que, misturados com poeira e poluentes atmosféricos, originam o gesso enegrecido.



Como o gesso é relativamente solúvel em água, é arrastado das superfícies expostas à chuva e aparece em pequenas áreas protegidas da precipitação ácida.

A calcite, vulgarmente conhecida como calcário, é um dos minerais mais abundantes da crosta terrestre. Este mineral possui uma propriedade muito importante: a sua reação com os ácidos produz sempre efervescência, o que permite a sua rápida identificação. Trata-se de uma reação ácido-base, entre o ácido clorídrico diluído e a calcite, que ocorre de acordo com a equação

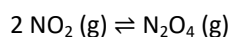
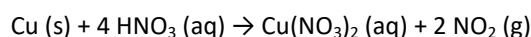


O dióxido de carbono gasoso liberta-se sob a forma de bolhas (efervescência) e o íon cálcio fica em solução.

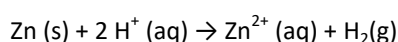
### Interação ácidos-metais

Um dos exemplos mais notórios da reação entre os metais e o ar foi o aparecimento de uma patina cinzenta-esverdeada (chamada verdete) na Estátua da Liberdade, que a tornou resistente às agressões dos ventos marítimos e alterações climáticas (sol, chuvas,...) ao longo dos anos. O cobre, metal em que está construída, tem sido assim protegido. No entanto, a ação continuada da 'chuva ácida' pode vir a dissolver parte da patina protetora e permitir uma corrosão em maior profundidade.

Se o ácido nítrico proveniente da 'chuva ácida' alcançasse o cobre da estátua, a reação que ocorreria seria:



Existem outros metais que reagem com os ácidos como, por exemplo, o zinco com o ácido clorídrico:



No início, o zinco estava no estado sólido e o ácido clorídrico em solução aquosa (ionizado). Quando se introduziu o zinco na solução ácida, ocorreu a libertação de bolhas gasosas, devido à formação de di-hidrogénio e desgaste da placa de zinco.

Diz-se que '**o zinco foi oxidado pelo ácido**'.

Este tipo de reações chamam-se **reações de oxidação-redução**.

Como outros exemplos de reações de oxidação-redução temos:

- formação de ferrugem;
- reações nas pilhas.

Todos nós já ouvimos falar na corrosão e também já a observamos. Trata-se do desgaste de materiais metálicos que, no fundo, é uma oxidação não desejada de um metal.

Os responsáveis pela oxidação de alguns metais são a humidade, alguns gases constituintes do ar, como o dióxigénio, e alguns produtos químicos.

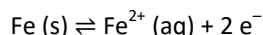
Alguns metais têm capacidade para se protegerem da corrosão formando óxidos (camadas autoprotetoras) que aderem ao metal, tal como o alumínio e o zinco.

O caso mais crítico é o do ferro, pois o óxido que este forma não tem capacidade de aderência e, conseqüentemente, o metal fica sempre exposto à corrosão.

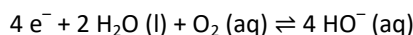
## Formação de ferrugem

Este processo ocorre em quatro etapas.

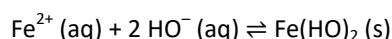
- Por ação da água e do oxigénio dissolvido, o ferro de um material é oxidado na zona de contacto:



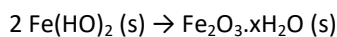
- Os eletrões cedidos pelo ferro são captados pelo oxigénio dissolvido na água, produzindo iões  $\text{HO}^{-}$ :



- Os iões hidróxido reagem com os iões  $\text{Fe}^{2+}$  produzindo hidróxido de ferro (II), pouco solúvel:



- O ião  $\text{Fe}^{2+}$  do hidróxido de ferro (II) é oxidado pelo dioxigénio em presença da água e dá origem ao ião ferro (III) sob a forma de  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$  (ferrugem):



A corrosão dos metais é mais rápida em soluções diluídas de ácidos com elevadas concentrações de oxigénio e na presença de água.

As baixas temperaturas desaceleram o processo de corrosão.

A corrosão não é específica do ferro: outros metais sofrem corrosão sob determinadas condições, tais como:

- Contacto com um eletrólito, como uma solução aquosa, líquidos ou gases.
- Presença de substâncias dissolvidas, tais como o dioxigénio, o dicloro, o dibromo ou até o ião  $\text{H}^{+}$ .
- Irregularidades na superfície do metal.

Os metais que sofrem facilmente corrosão devem ser protegidos através de revestimentos de outros metais mais resistentes à corrosão, como é o caso do níquel e do crómio, que apresentam baixo poder redutor e, portanto, se oxidam com dificuldade. Alternativamente, pode-se também usar um revestimento de um metal que é corroído preferencialmente em detrimento do ferro. É o caso do magnésio, de maior poder redutor do que o ferro. Ainda se pode proteger os metais da corrosão através de revestimentos com tintas, óleos e porcelanas.

## 6.3 SOLUÇÕES E EQUILÍBRIO DE SOLUBILIDADE

A água do mar é considerada uma solução.

**Uma solução é uma mistura homogénea.**

Só existe solução se houver interação entre as partículas constituintes do soluto e do solvente. As partículas ou unidades estruturais das soluções são variadas: moléculas polares, moléculas apolares e iões. A seguinte regra permite prever a dissolução de um soluto num solvente:

## Semelhante dissolve semelhante

Assim, podemos dizer que:

- Um solvente com moléculas polares dissolve um soluto também com moléculas polares ou iões.

Ex.: a água dissolve o cloreto de sódio (NaCl)

- Um solvente com moléculas apolares dissolve solutos com moléculas apolares.

Ex.: o tetracloroetano dissolve a cera e algumas gorduras.

Nem todas as substâncias se dissolvem de igual modo, isto é, para o mesmo volume de solvente a quantidade de soluto que é possível dissolver é variável.

**Solubilidade** – quantidade máxima de cada soluto que é possível dissolver numa quantidade fixa de solvente, para uma dada temperatura.

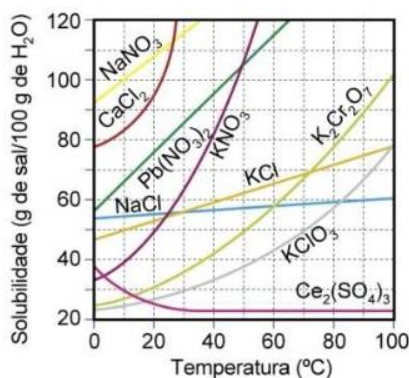
A solubilidade pode ser expressa em:

- Concentração mássica;
- Concentração molar, vulgarmente denominada por solubilidade,  $s$ ;
- Massa de soluto por 100 g de solução.

## Solubilidade e temperatura

Para a grande maioria dos sais, a solubilidade aumenta com o aumento da temperatura. Existem algumas exceções, como o sulfato de cério, ( $\text{Ce}(\text{SO}_4)_3$ ), em que o aumento da temperatura provoca a diminuição da solubilidade.

O gráfico que se segue ilustra essa relação entre a temperatura e a solubilidade de alguns sais:



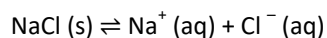
A partir da análise do gráfico podemos estudar três situações distintas para um mesmo soluto, a uma temperatura fixa:

- **Solução não saturada** – solução que tem capacidade para dissolver mais quantidade de soluto, pois ainda não atingiu a quantidade máxima.
- **Solução saturada** – solução que não dissolve mais soluto.
- **Solução sobressaturada** – solução saturada com excesso de cristais do sal dissolvidos. Pode-se provocar o aparecimento de cristais criando núcleos de cristalização como, por exemplo, introduzindo um pequeno cristal do sal ('seeding') ou raspando as paredes do recipiente com uma vareta de vidro ('scratching').

## Sais solúveis, pouco solúveis e insolúveis

- **Sal muito solúvel** (ex.: cloreto de sódio, NaCl)

Numa solução saturada estabelece-se, a nível microscópico, um equilíbrio heterogéneo dinâmico em que a rapidez da dissolução do soluto é igual à rapidez de formação do mesmo. Essa relação, para o sal considerado, é traduzida pela equação:

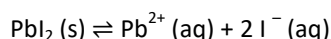


Para a mesma temperatura:

- o estado de divisão do soluto apenas influencia a rapidez da dissolução sem qualquer interferência na sua solubilidade no solvente;
- a concentração dos iões em solução permanece constante.
- **Sal pouco solúvel** (ex.: iodeto de chumbo,  $\text{PbI}_2$ )

Ao adicionarmos 1 g de iodeto de chumbo a 100 mL de água verificamos que não é possível dissolvê-lo na totalidade: verifica-se que a solução obtida tem uma tonalidade amarela-clara e que, no fundo, existe um depósito amarelo-vivo do sal. A tonalidade da solução indica que existe uma pequena parte do sal que se dissolve, mas não tanto como o caso do NaCl.

Nesta solução saturada existe um equilíbrio entre o sólido e os seus iões em solução, traduzido pela **equação de equilíbrio**:



Para além dos sais muito e pouco solúveis em água, existem sais que são medianamente solúveis.

Os sais dos hidróxidos de metais alcalinos e de amónio, assim como todos os nitratos e permanganatos, são muito solúveis. Os outros sais e hidróxidos têm solubilidades variáveis.

Para a temperatura ambiente considera-se:

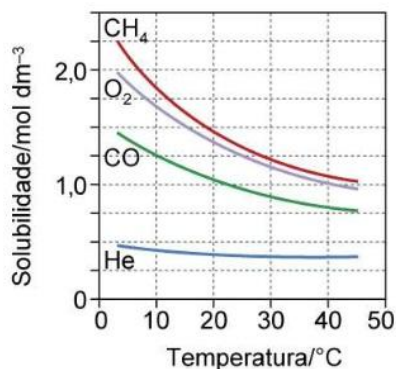
- $s > 0,1 \text{ mol dm}^{-3}$  – composto muito solúvel;
- $1 \times 10^{-14} < s < 0,1$  – composto moderadamente solúvel;
- $s < 10^{-14}$  – composto pouco solúvel.

## Solubilidade de gases

Na água do mar também existem gases dissolvidos, como o oxigénio e o dióxido de carbono. O dióxido de carbono é também o gás que se encontra dissolvido nas bebidas gaseificadas. Pode-se, então, afirmar que os gases se dissolvem melhor ou pior nas soluções aquosas.

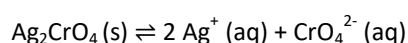
Os seguintes fatores afetam essa solubilidade:

1. Temperatura – a pressão constante, se **a temperatura aumentar**, a **solubilidade diminui**.
2. Pressão – a temperatura constante, se **a pressão aumentar**, a **solubilidade aumenta**.



## PRODUTO DE SOLUBILIDADE

Vamos considerar o equilíbrio de solubilidade do cromato de prata,  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ , cuja equação é:



A constante de equilíbrio respetiva tem a seguinte expressão matemática:

$$K = \frac{[\text{Ag}^+]^2 \times [\text{CrO}_4^{2-}]}{[\text{Ag}_2\text{CrO}_4]}$$

Como a concentração molar de  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  é uma constante (trata-se de um sólido) proporcional à sua densidade, pode-se estabelecer uma nova constante,  $K_s$ , definida como:  $K[\text{Ag}_2\text{CrO}_4] = K_s$

A nova constante de produto de solubilidade, ou apenas produto de solubilidade,  $K_s$ , é, então, igual a:

$$K_s = [\text{Ag}^+]^2 \times [\text{CrO}_4^{2-}]$$

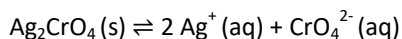
Esta constante depende da temperatura e está relacionada com a concentração dos iões através da estequiometria da reação.

Existem tabelas com valores de  $K_s$  para sais e hidróxidos pouco solúveis em solução aquosa, à temperatura padrão, como a que a seguir se representa:

Nome do Composto	Fórmula do Composto	$K_s$ (a 25 °C)
Brometo de prata	AgBr	$5 \times 10^{-13}$
Carbonato de cálcio	CaCO <sub>3</sub>	$4,5 \times 10^{-9}$
Cloreto de prata	AgCl	$1,7 \times 10^{-10}$
Cromato de bário	BaCrO <sub>4</sub>	$1,2 \times 10^{-10}$
Cromato de prata	Ag <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	$2,4 \times 10^{-12}$
Cloreto de chumbo	PbCl <sub>2</sub>	$1,5 \times 10^{-5}$
Fosfato de alumínio	AlPO <sub>4</sub>	$5,8 \times 10^{-19}$
Hidróxido de cálcio	Ca(OH) <sub>2</sub>	$7,9 \times 10^{-6}$
Hidróxido de alumínio	Al(OH) <sub>3</sub>	$2,7 \times 10^{-32}$
Iodeto de prata	AgI	$8,3 \times 10^{-17}$
Sulfato de chumbo (II)	PbSO <sub>4</sub>	$1,6 \times 10^{-8}$
Sulfureto de cobre (II)	CuS	$8,0 \times 10^{-37}$
Sulfureto de prata	Ag <sub>2</sub> S	$7,9 \times 10^{-51}$
Tiocianato de prata	AgSCN	$1,2 \times 10^{-12}$

**Solubilidade molar = concentração do sal dissolvido na solução saturada = s**

A concentração dos iões em solução está relacionada com a solubilidade do sal através dos coeficientes estequiométricos. Evidenciando este aspeto para o  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ :



Sendo  $s$  a solubilidade do  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ , pela estequiometria vem, no equilíbrio:

$$[\text{Ag}^+] = 2s$$

$$[\text{CrO}_4^{2-}] = s$$

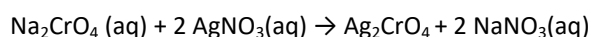
Ao substituir na expressão de  $K_s$ , resulta:

$$K_s = s \times 2 s^2 \Leftrightarrow K_s = 4 s^3$$

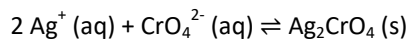
### Reações de precipitação

Podemos obter uma reação de precipitação – reação inversa da de dissolução – a partir da junção de duas soluções aquosas de sais muito solúveis. Sob certas condições, ocorre a formação de um precipitado (sólido pouco solúvel) que se separa da solução. A formação ou não do precipitado depende da concentração das duas soluções.

O cromato de prata, sólido pouco solúvel, pode ser obtido por reação de precipitação, adicionando duas soluções aquosas de sais solúveis: a solução aquosa de cromato de sódio e a solução aquosa de nitrato de prata. A equação que traduz a reação é:



A equação iónica simplificada é:



A partir do conhecimento dos valores de  $K_s$  para os diversos equilíbrios de solubilidade, podemos:

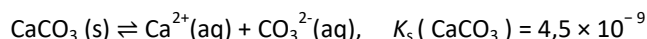
- ter indicações sobre o maior ou menor grau de solubilidade em água;
- comparar solubilidades a partir de  $K_s$  para compostos com igual estequiometria;
- comparar solubilidades a partir dos valores de  $s$  nas situações em que a estequiometria dos compostos não seja igual.

### Fatores que afetam a solubilidade de um sal

Os fatores que afetam a solubilidade de um sal são:

1. **Temperatura** – a solubilidade da maioria dos sais aumenta com o aumento da temperatura, salvo algumas exceções, como o sulfato de cério.
2. **A presença de um ião-comum** (efeito do ião-comum) – a solubilidade de um sal pouco solúvel diminui quando à solução inicial se adiciona um outro soluto contendo um dos seus iões.

Consideremos, por exemplo, o equilíbrio de solubilidade do carbonato de cálcio ( $\text{CaCO}_3$ ):





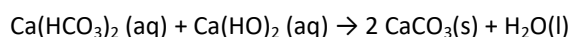
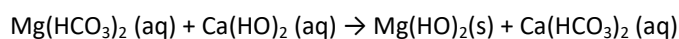
Se adicionarmos cloreto de cálcio, sal muito solúvel, à solução, a concentração do íon cálcio ( $\text{Ca}^{2+}$ ) aumenta, logo o equilíbrio do sistema vai alterar-se e terá tendência a evoluir no sentido inverso de modo a consumir o cálcio em excesso e formar o precipitado. Consequentemente, verifica-se uma diminuição da solubilidade do sal.

## DUREZA DA ÁGUA

As águas têm muitos iões dissolvidos, entre os quais os iões cálcio ( $\text{Ca}^{2+}$ ) e os iões magnésio ( $\text{Mg}^{2+}$ ). A concentração destes iões determina a dureza de uma água: a dureza total de uma água corresponde à soma das concentrações de iões cálcio e magnésio contidos na água e é expressa em miligramas de carbonato de cálcio por litro ou ppm de  $\text{CaCO}_3$ .

A origem dos catiões  $\text{Ca}^{2+}$  e  $\text{Mg}^{2+}$  pode dever-se:

- à constituição de solos calcários que contêm elevadas concentrações destes iões - as águas são designadas de **águas duras**.
- à constituição de solos basálticos, areníticos e graníticos que apresentam baixas concentrações destes iões – as águas são chamadas **águas macias**.
- à adição de compostos de cálcio nas ETA (Estações de Tratamento de Águas). Para o tratamento é muitas vezes adicionada cal apagada,  $\text{Ca}(\text{HO})_2$ , que reage com os iões  $\text{Ca}^{2+}$  e  $\text{Mg}^{2+}$  que se encontram na água, sob a forma de hidrogenocarbonatos, da seguinte forma:



O  $\text{Ca}(\text{HO})_2 (\text{aq})$  converte os hidrogenocarbonatos solúveis em sólidos insolúveis que podem, depois, ser removidos por filtração.

Relativamente aos valores das concentrações dos iões referidos, as águas podem ser classificadas em:

- água macia < 50 ppm
- 50 < água ligeiramente dura < 100 ppm
- 100 < água moderadamente dura < 200 ppm
- água dura > 200 ppm

## Consequências do uso de águas duras a nível industrial e a nível doméstico

A utilização permanente de águas de carácter duro apresenta os seguintes inconvenientes:

- problemas graves a nível de saúde pública;
- como não dissolvem bem o sabão, originam a espuma que se deposita no fundo do recipiente onde se faz a lavagem;
- problemas nas canalizações, devido à acumulação de calcário, que podem provocar graves prejuízos;
- a acumulação de calcário nas paredes das tubagens provoca pressões muito superiores à pressão atmosférica e consequente perigo de rebentação nas tubagens;
- consumos exagerados de energia;
- custos acrescidos pela necessidade de uso de aditivos na lavagem doméstica.

Estes efeitos podem ser minorados através de:

- uso de aditivos que impedem a formação de calcário – agentes tensioativos – para proteção das máquinas;
- uso de amaciadores que baixam a tensão superficial da água impedindo a formação dos sais e, consequentemente, protegendo a roupa;
- uso de sal nas máquinas, de forma a substituir os iões cálcio pelos iões sódio, dando origem a um sal solúvel;
- utilização de dispositivos que usam resinas de troca iónica onde os iões  $\text{Ca}^{2+}$  são permutados com os iões  $\text{Na}^+$ .

BOM ESTUDO!