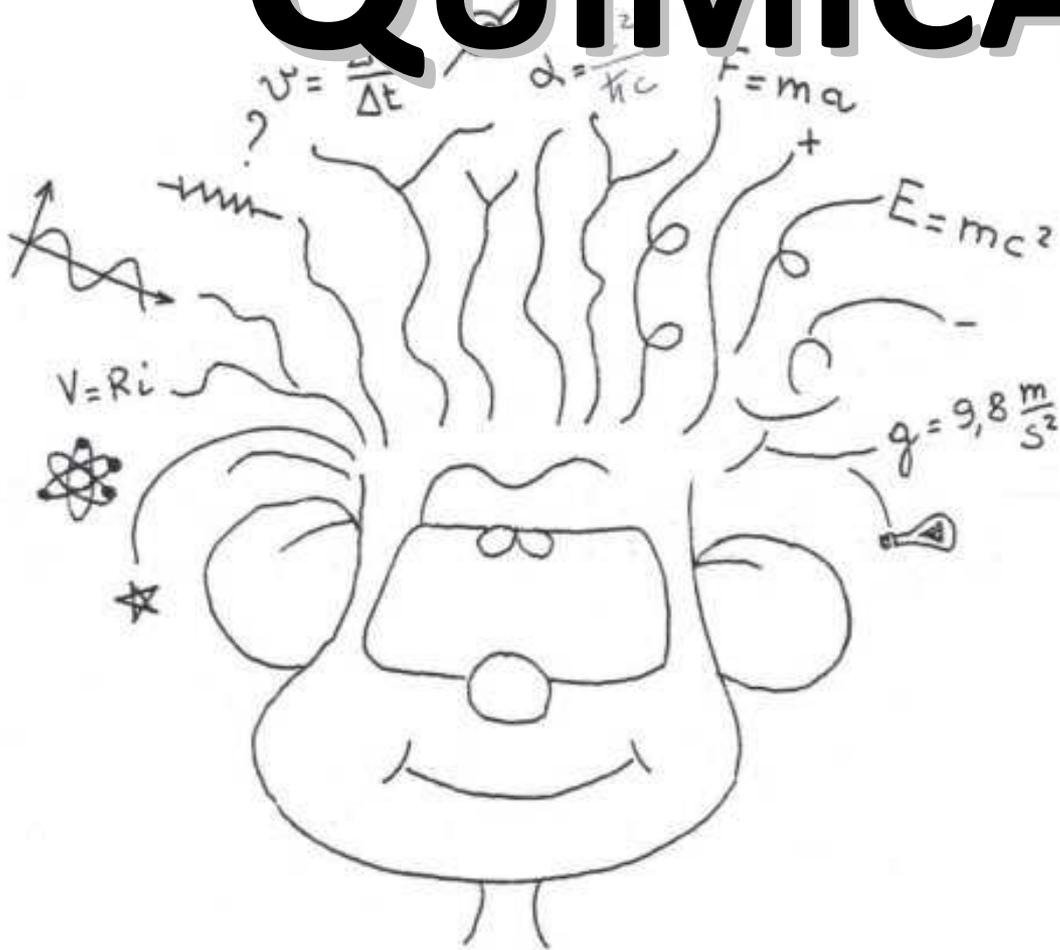


QUÍMICA

Ano I



MÓDULO INICIAL – MATERIAIS: DIVERSIDADE E CONSTITUIÇÃO

A química é a ciência que estuda as propriedades e as transformações da matéria. Está presente em quase todas as actividades da vida humana. Tem como objectivo conhecer o modo como se transformam os materiais. A química é a base do desenvolvimento de medicamentos, que salvam milhões de vidas, mas está também associada à poluição ambiental e ao fabrico de armas. Porém, tal como as outras ciências, existe, à partida, para benefício da humanidade.

1. Os materiais

A matéria é tudo aquilo que possui massa e ocupa lugar no espaço. Pode ser classificada em:

- **Origem**

- ✓ **Naturais** – utilizados na forma bruta, tal como se encontram na natureza.
- ✓ **Sintéticos** – resulta de transformações realizadas através de processos físicos e químicos.

- **Constituição/Composição**

- ✓ **Substâncias** – materiais constituídos por um único componente; têm uma composição química bem definida e podem ser identificadas pelas suas propriedades físicas e químicas. Podem ser:
 - **Elementares** – constituídas por um único elemento químico
 - **Compostas** – constituídas por dois ou mais componentes químicos.
- ✓ **Misturas de substâncias** – materiais constituídos por várias substâncias; a sua composição traduz a proporção relativa das substâncias que as constituem. Seguindo um critério de observação macroscópica, há diferentes tipos de misturas de substâncias:
 - **Misturas homogéneas** – apresentam um aspecto uniforme em toda a extensão; não se distinguem os seus componentes; têm uma só fase.
 - **Misturas heterogéneas** – aspecto não uniforme em toda a sua extensão, podendo identificar-se alguns dos seus componentes a olho nu; tem, pelo menos, 2 fases.
 - **Coloidal** - parece homogénea mas, quando observadas com instrumentos de ampliação são heterogéneas – componentes imiscíveis; tem, pelo menos, 2 fases.

A representação química das substâncias indica as respectivas unidades estruturais, que podem ser átomos, moléculas ou iões. Os átomos estão na base da constituição das moléculas e dos iões.

O átomo é constituído por três tipos de partículas subatómicas: electrões, protões e neutrões. Os protões e os neutrões ocupam a zona central do átomo – o núcleo. Os electrões, com massa muito menor do que a dos protões ou neutroes, movem-se em torno do núcleo, constituindo a nuvem electrónica.

O átomo é electricamente neutro: o número de protoes é igual ao número de electroes. Uma molécula é um grupo de átomos ligados que é electricamente neutro.

As várias substâncias podem aparecer em diferentes estados físicos, dependendo das condições de pressão e temperatura a que estão sujeitas. Os estados físicos relacionam-se com a mobilidade das unidades estruturais que constituem os materiais. Por sua vez, a mobilidade depende das forças que interligam as mesmas unidades: quanto maior é a força, menor é a mobilidade. A mobilidade das partículas é menor nos sólidos do que nos líquidos e nos gases.

A forma como as partículas estão organizadas é diferente nos três estados físicos: a compactidade é semelhante nos sólidos e nos líquidos, mas é menor nos gases.

- **No estado sólido**, a estrutura é muito ordenada. As forças de coesão são muito fortes (movimentos de vibração) e os espaços vazios são muito reduzidos.
- **No estado líquido**, a estrutura é mais desordenada que nos sólidos. As forças de coesão são mais fracas (movimentos de rotação e vibração) e os espaços vazios são mais consideráveis.
- **No estado gasoso**, a estrutura é muito desordenada e as forças de coesão são praticamente inexistentes. Por sua vez, os espaços vazios entre as unidades estruturais são muito grandes.

As mudanças de estado ocorrem quando uma substância ganha ou perde energia sob a forma de calor. **A temperatura a que ocorre a fusão e ebulição de uma dada substância é característica de cada substância.**

Nem todas as substâncias têm pontos de fusão ou ebulição: algumas substâncias, como o papel, não se fundem porque as forças de coesão entre as unidades estruturais são tão fortes que as próprias unidades estruturais se rompem antes da substância fundir. Outras, como o hélio, têm forças de coesão tão fracas, que só se liquefazem a temperaturas muito baixas, e nunca solidificam. Existem ainda casos, como a sacarose, que, quando sofre aquecimento, há modificação química das unidades estruturais, pelo que, não chegam a liquefazer-se.

2. Soluções

Solução é toda a mistura homogênea. Nas soluções existe um solvente e um soluto. O soluto é a substância que se dispersa no seio do solvente. Numa solução, o solvente tem sempre o mesmo estado físico da solução. Se os componentes estiverem no mesmo estado físico, o solvente será o componente que estiver em maior quantidade (em número de partículas). Se tiverem no mesmo estado físico e na mesma quantidade, considera-se solvente o componente mais volátil.

Concentração mássica – expressa a composição quantitativa de uma solução

$$C_m = \frac{m_{\text{solute}}}{V_{\text{solução}}}$$

3. Elementos químicos

Todas as substâncias são formadas a partir de átomos. Cada átomo tem características próprias, correspondendo-lhe um elemento químico. Conhecem-se cerca de 115 elementos químicos, dos quais 25 foram obtidos artificialmente. Todos os átomos de um mesmo elemento químico têm o mesmo número de prótons no núcleo.

O número atómico, Z, é o número de prótons existentes no núcleo de um átomo. O número atómico identifica o elemento. O número de partículas no núcleo (prótons e neutrões) designa-se por número de nucleões. **O número de massa, A,** é igual à soma do número de prótons com o número de neutrões presentes no núcleo de um átomo de um determinado elemento. Genericamente, as espécies químicas são representadas com a seguinte notação:



Os isótopos são átomos do mesmo elemento químico que diferem no número de massa, ou seja, átomos com o mesmo número atómico mas diferente número de massa. Dois isótopos têm, então, o mesmo número de prótons e diferente número de neutrões. Existem partículas que possuem o mesmo número de electrões, que são designadas por partículas isoelectrónicas

Em química microscópica, usa-se um padrão de massa como termo de comparação na determinação de massas atómicas, o equivalente a uma massa marcada na Química macroscópica. Actualmente, o padrão em vigor é a massa correspondente a $\frac{1}{12}$ da massa do átomo de carbono-12. Assim, as massas dos átomos dos diferentes elementos são definidas em relação ao padrão escolhido, são massas atómicas relativas (A_r), que indica quantas vezes a massa de um átomo, é superior à massa convencionalmente escolhida como padrão. A massa atómica relativa, A_r , de um elemento químico, é calculada a partir das massas isotópicas relativas e respectivas abundâncias dos seus isótopos naturais.

As tabelas de massa atômicas são de elementos, e não de átomos, devido à existência de diferentes isótopos do mesmo elemento. Assim, a massa atômica relativa é calculada tendo em conta a massa atômica relativa de cada um dos seus isótopos naturais e a existência relativa (em percentagem) de cada isótopo que existe na Natureza. É a média ponderada das existências isotópicas. A massa dos iões é praticamente igual a massa dos átomos que os originaram porque se despreza a massa dos electrões.

Os elementos químicos encontram-se organizados na Tabela Periódica dos Elementos, com base nas suas semelhanças e regularidade das suas propriedades físicas e químicas. Os elementos químicos dispõem-se por ordem crescente do número atómico, segundo linhas horizontais. A tabela periódica encontra-se organizada em 7 linhas horizontais (períodos) e 18 colunas (grupos).

- Os elementos dos grupos 1, 2, e 13 a 17 são designados representativos.
- Os elementos do grupo 1 são designados metais alcalinos.
- Os elementos do grupo 2 são designados metais alcalino-terrosos.
- Os elementos dos grupos 3 a 12 são designados metais de transição.
- Os elementos dos grupos 17 são designados halógenos.
- Os elementos dos grupos 18 são designados gases nobres.
- Os lanatânidos e os actínidos são elementos de transição interna.

Os átomos têm tendência para ganhar, perder electrões ou partilhar electrões de modo a ter, cada um, oito electrões no seu nível de valência (4 pares de electrões), ficando com a mesma configuração electrónica do gás nobre mais próximo.

As substâncias representam-se simbolicamente por fórmulas químicas. Estas indicam os elementos químicos que a constituem (significado qualitativo) e as proporções em que se combinam (significado quantitativo).

Regras para a escrita de fórmulas químicas:

- Substâncias moleculares constituídas por átomos de dois elementos metálicos – os elementos escrevem-se por ordem alfabética dos símbolos.
- Substâncias moleculares constituídas por átomos de dois elementos não metálicos – escreve-se em primeiro lugar o elemento mais à esquerda na TP ou mais abaixo no grupo da TP, resultando a seguinte ordem:

B, Si, C, As, P, N, H, Se, S, I, Br, Cl, O, F

- Substâncias iónicas – representa-se em primeiro lugar o catião; o número de catiões e aniões é combinado de modo a que a carga total seja zero.

4. Gestão de resíduos

Os rótulos devem conter informações que permitam a caracterização do produto: composição, símbolos de perigo, processo de eliminação, indicações de riscos e medidas preventivas acerca do seu manuseamento. A planificação de um trabalho laboratorial deve considerar o destino a dar aos resíduos produzidos.

A utilização de pequenas quantidades de reagentes constitui uma das formas mais eficazes de não gerar resíduos. Alguns podem ser recuperados, permitindo a obtenção de metais, substâncias valiosas ou altamente poluentes, a partir de materiais que os contenham. No entanto, sendo impossível a sua reutilização, deve-se diminuir a sua toxicidade e proceder à sua eliminação.

Entre os tratamentos possíveis encontramos:

- **Diluição** – aplica-se a produtos pouco poluentes que podem ser despejados no esgoto após a mistura com grandes quantidades de água.
- **Neutralização** – utiliza-se fazendo passar o resíduo lentamente numa solução neutralizante ou através de pó granulado de um produto neutralizante.
- **Filtração** – efectua a separação dos resíduos sólidos da mistura líquida, tratando-se as duas fases separadamente.

Entre os métodos de eliminação temos:

- **Lançamento no esgoto** – é importante salvaguardar o lançamento de líquidos inflamáveis, de reagentes de cheiro desagradável ou quaisquer outros que possa interferir no normal funcionamento da rede.
- **Enterro** – acondicionamento de produtos sólidos no solo a determinada profundidade e cobertos de terra.
- **Incineração** – Realiza-se de forma directa se o produto for facilmente inflamável ou de forma indirecta, misturando com um produto inflamável. Pode ser realizada ao ar livre ou num incinerador.

5. Processos de Separação de Misturas

Para separar os diferentes componentes de uma mistura temos que isolar as diferentes fases dessa mistura e, posteriormente, tratar cada uma dessas fases separadamente, de modo a obter as substâncias que a compõem. A escolha da técnica de separação presuppõe o conhecimento do tipo de mistura e da composição química da mistura e das propriedades físicas das substância que a constituem.

MISTURAS HETEROGENEAS

Decantação líquido-sólido: Permite separar de uma forma grosseira uma fase sólida de uma fase líquida. Quando os compostos sólidos sedimentam por acção da gravidade, formam-se duas fases. A fase líquida é removida enquanto a fase sólida fica no fundo do recipiente. É uma técnica rápida e requer pouco material (2 góbeles e uma vareta). Devido à suspensão de algumas partículas, deve-se fazer-se ainda uma filtração.

Decantação líquido-líquido: Permite separar líquidos imiscíveis, que formam camadas distintas, de densidade diferente. É necessário um funil de decantação, góbelé, suporte universal, noz e argola.

Filtração por gravidade: consiste na separação de um sólido em suspensão numa fase líquida, utilizando um meio poroso, o filtro. São necessários góbeles, vareta de vidro, suporte universal, noz, argola, funil de vidro, papel de filtro.

Filtração a pressão reduzida: filtração rápida para consiste na separar um sólido em suspensão numa fase líquida mais rapidamente. Material: Kitasato, guko, funil de Buchner, papel de filtro, trompa de vácuo, frasco de segurança, góbelé, vareta de vidro.

MISTURAS HOMOGENEAS

Cristalização: neste processo, o solvente é evaporado, formando-se cristais do soluto. A cristalização pode ser lenta (ao ar em cristizador) ou rápida (com aquecimento em capsula de porcelana). Material: Cristizador, papel de filtro com orifícios ou funil OU Capsula de porcelana, lamparina ou mola.

Destilação Simples: a diferença entre os pontos de ebulição das substâncias da mistura é superior a 25°C. Envolve duas mudanças de estado físico – Vaporização e Condensação. Material: dois portos universais, garras, nozes, reguladores de ebulição, balão de destilação/fundo redondo, condensador de tubo recto, termómetro e adaptador, manta de aquecimento, alonga do condensador, erlenmeyer (ou góbele).

Destilação Fraccionada: utilizada para misturas cujos pontos de ebulição dos seus componentes são próximos (inferiores a 25°C). Material: Igual ao da Destilação Simples mais a coluna de fraccionamento.

CAPITULO 1 – DAS ESTRELAS AO ÁTOMO

1. Universo ao longo do tempo

Houve épocas em que o Homem julgava que a terra era o centro do universo – Teoria Geocêntrica, defendida por Aristóteles e Ptolomeu. Segundo esta teoria, a terra estava imóvel no centro do universo e à sua volta giravam os outros corpos celestes. Porém, nos finais do século XV foi apresentado por Copérnico a teoria Heliocêntrica, segundo a qual a Terra, bem como todos os outros planetas giram à volta do sol. Galileu Galilei era um dos defensores desta teoria, embora o Sol deixasse de ser o centro do universo e passasse a ser centro do sistema solar. Kepler, também defensor desta teoria descobriu que as orbitas planetárias eram elípticas, ocupando o Sol um dos focos dessa elipse.

Até aqui, o Universo era considerado infinito e estático: sempre existira, era eterno, imutável, parecia não evoluir. No entanto, no início do século XX Friedman e Lemaitre, aplicando a Teoria da Relatividade de Einstein ao Universo descobriram que estava em expansão – o universo estava a aumentar o volume. Esta conclusão põe em causa a teoria do universo estático. Hubble (o astrónomo), ao analisar a radiação emitida pelas nebulosas e conclui que estas estão em movimento e observa que as galáxias se estão a afastar. Todas estas observações deram origem à teoria do Big Bang, que considera a expansão do universo uma consequência do Big Bang.

2. A origem do universo

Existem duas teorias sobre a origem do universo:

- **Universo estático** – o universo não tem principio nem fim; é infinito
- **Big Bang** – o universo teve uma origem, está em expansão.

Segundo esta teoria, o universo teve início há cerca de 15000 milhões de anos e resultou da explosão de um “ovo cósmico” superdenso e extremamente quente, que libertou grandes quantidades de energia. O espaço e o tempo começaram, então, a ter significado. Actualmente, o universo está a expandir-se e a arrefecer. Passados 10^{-6} s, a descida de temperatura permitiu que os quarks em excesso (em relação aos antiquarks) se associassem, sob a forma de prótons e neutrões. Três minutos depois, o universo já se encontrava suficientemente frio para permitir a interacção entre os prótons e os neutrões, dando origem aos primeiros núcleos leves.

Com 300 mil anos, o universo continua em expansão e a sua temperatura continua a baixar. Os núcleos atómicos capturam electrões, até então livres. Formam-se os primeiros átomos estáveis: hidrogénio, hélio (talvez lítio).

Decorridos cerca de um bilião de anos, os átomos formados aglutinam-se em nuvens de gás, que devido à concentração de matéria, condensaram e conduziram à formação de estrelas e galáxias.

3. Provas a favor do Big Bang

Esta teoria é suportada por 3 provas:

- A expansão do Universo – a força das galáxias é atractiva, mas apesar disso, as galáxias estão a afastar-se umas das outras. Concluimos que o universo esta em expansão devido a uma prodigiosa concentração inicial de energia.
- A abundância de elementos químicos leves – O hidrogénio, o hélio é os elementos mais abundantes no universo, como o previsto pela teoria do Big Bang.
- A radiação cósmica de fundo – como consequência da síntese atómica, no inicio do big bang, os fotões deixaram de interagir continuamente com a matéria e o universo tornou-se transparente a radiação electromagnética. Foi esta radiação primordial, arrefecida pela expansão do universo ate aos dias de hoje, que deu origem à radiação de fundo detectada por Penzias e Wilson. Esta energia está relacionada com a diferença de energia entre os electrões separados e os electrões ligados ao núcleo nos átomos de hidrogénio. A radiação espalhada por todo o lado libertou-se precisamente quando os primeiros átomos apareceram. Podemos dizer que é um fóssil que ficou do tempo de formação dos primeiros átomos.

4. Limitações da teoria do Big Bang

Embora seja aceite pela quase totalidade da comunidade científica actual, há ainda muitas questões a que não consegue dar resposta: Porque ocorreu o Big Bang? Como ocorreu? Havia algo antes do Big Bang? Qual o destino do Universo? Estas questões, ainda sem resposta, constituem a argumentação apresentada pelos astrofísicos que não concordam com a teoria. Contudo, todos admitem que o Universo está em expansão, mas propõem diferentes teorias para explicar o fenómeno.

5. O futuro do universo

O futuro do universo depende da quantidade de matéria:

- Matéria conhecida - é a matéria de todos os corpos celestes;
- Matéria escura - é a matéria de natureza desconhecida.

Se a densidade media (matéria conhecida) do universo for inferior à densidade critica (matéria conhecida+escura), a expansão do universo e ilimitada, sendo esta teoria denominada de Expansão permanente. Se a densidade média do universo for superior à densidade crítica, o universo contrair-se-á – Big Crunch. Teoria do universo oscilante.

6. Organização do universo

O nosso sistema planetário é constituído por uma estrela, o Sol (com 5 mil milhões de anos – metade da sua vida); oito planetas principais; luas ou satélites naturais; planetas menores ou asteroídes (Cintura interior de asteroides) e cometas. O sol e todas as estrelas que vemos a olho nu fazem parte da nossa galáxia, a Via Láctea, que é uma galáxia em espiral identificada por Galileu. O Sistema Solar está num dos braços da Via Láctea, a dois terços do seu centro. As galáxias agrupam-se em aglomerados denominados Enxames de galáxias. A via láctea está contida no enxame de galáxias designado Grupo Local, que é constituído por cerca de 40 galáxias distribuídas numa extensão de aproximadamente quatro milhões de anos-luz, das quais a Via Láctea é uma das três maiores, juntamente com a Andrómeda e a Galáxia do Triângulo. As galáxias mais próximas de nós são a Grande e a Pequena Nuvem de Magalhães. São galáxias irregulares visíveis no Hemisfério Sul.

7. Formação dos primeiros elementos químicos

Todos os elementos químicos existentes na Terra foram produzidos durante o período de formação do Universo, isto é, antes de existirem as estrelas, ou nas estrelas, quer na fase de vida estável, quer durante a sua morte. A formação de átomos dos diferentes elementos químicos nas estrelas é devida a transformações de matéria chamadas reacções nucleares.

Reacções químicas:

- Reacções que envolvem transformações ao nível das ligações químicas intramoleculares.
- As alterações das unidades estruturais apenas envolvem as nuvens electrónicas dos átomos, não sendo os seus núcleos alterados.
- Os elementos químicos do sistema reaccional mantêm-se;
- Há destruição total ou parcial das unidades estruturais dos reagentes, por ruptura de ligações químicas intramoleculares e são estabelecidas novas ligações químicas, originando outras unidades estruturais que caracterizam os produtos da reacção.
- Não há variação da massa total – o número de átomos de cada elemento químico nos reagentes e nos produtos da reacção é igual;
- Envolvem energias entre os 10^3 e os 10^6 J/mol
- As temperaturas são da ordem dos 10^2 K

Reacções nucleares: descrevem a conversão de núcleos atómicos envolvendo rearranjo e ou redistribuição de prótons ou neutrões, ou seja, ocorre a transformação de uns elementos noutros. Estas reacções põem em jogo quantidades muito, muito elevadas de energia. Podem destacar-se dois tipos de reacções nucleares:

- **Reacção de fusão nuclear**
- **Reacções de fissão nuclear**

A escrita das equações correspondentes às reacções nucleares obedece às leis:

- **Lei da conservação do número de nucleões** – a soma do número de núcleos é igual nos dois membros da equação.
- **Lei da conservação da carga total** – a soma das cargas é igual nos dois membros da equação.

As reacções de fusão nuclear produzem elementos uimicos com maior massa, inicialmente a partir do hidrogénio, sempre a temperaturas de muitos milhoes de graus Celsius.

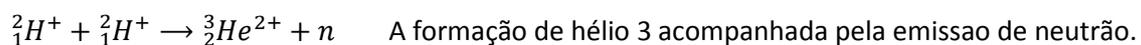
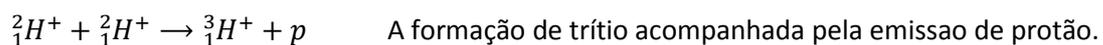
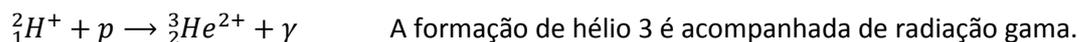
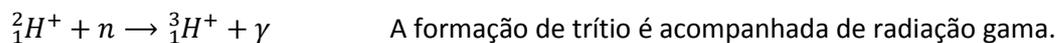
Fusão termonuclear – núcleos de menor massa fundem-se originando núcleos de maior massa. Os núcleos atómicos formados são mais estáveis e libertam-se quantidades colossais de energia na ordem dos 10^{14} J/mol. São necessária temperaturas na ordem dos 10^8 K . A energia produzida por fusão nuclear é barata e limpa, uma vez que produz isotopos estaveis (não radioactivos). No entanto não se conhece nenhum material que consiga suportar temperaturas na ordem dos 10^8 K. Actualmente, no sentido de se superar esta dificuldade há a concepção de um reactor de fusão baseado na configuração Tokamak que prevê um campo magnético que permite isolar termicamente o plasma das paredes materiais.

Nucleossintese primordial – começa três minutos após o Big Bang, onde protões e neutrões se uniram para formar os primeiros núcleos dos atomos. As reacções mais importante foram:

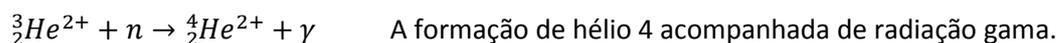
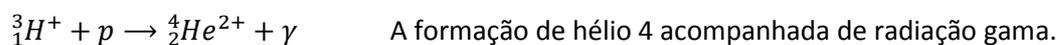
1ª Etapa



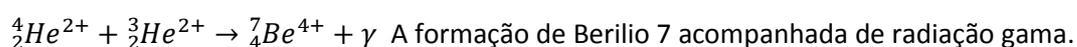
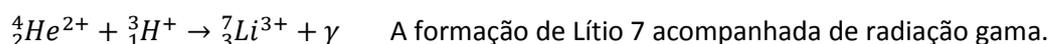
2ª Etapa



3ª Etapa



4ª Etapa



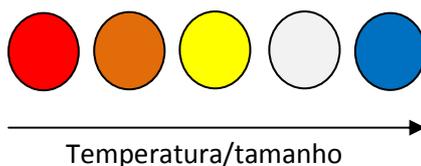
Após a nucleossíntese primordial a expansão e o arrefecimento do Universo continuaram. Decorridos 300 000 anos e a $T = 3000\text{K}$, deixaram de existir elétrons livres. Estes ligaram-se aos núcleos, formando os primeiros átomos. A esta temperatura, a radiação deixou de ser absorvida pelas partículas existentes e passou a propagar-se no Universo, enfraquecendo devido à expansão. Esta radiação chega-nos atualmente sob a forma de microondas (radiação cósmica de fundo).

Nucleossíntese estelar

As estrelas nasceram e continuam a nascer quando a força de atração gravitacional provoca o ajuntamento dos átomos. Nestas situações, a compressão gravitacional obriga, primeiro os átomos, e depois os núcleos atômicos a aproximarem-se, provocando o sobreaquecimento da matéria até serem desencadeadas reações de fusão nuclear – nasce a estrela. A continuidade destas reações mantém as estrelas acesas (há emissão de radiação), permitindo a sua observação.

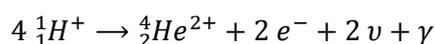
Ao formar-se o planeta podem surgir os planetas, formando-se um sistema planetário.

Dependendo da massa da estrela ela tem diferente cor, tamanho e temperatura:

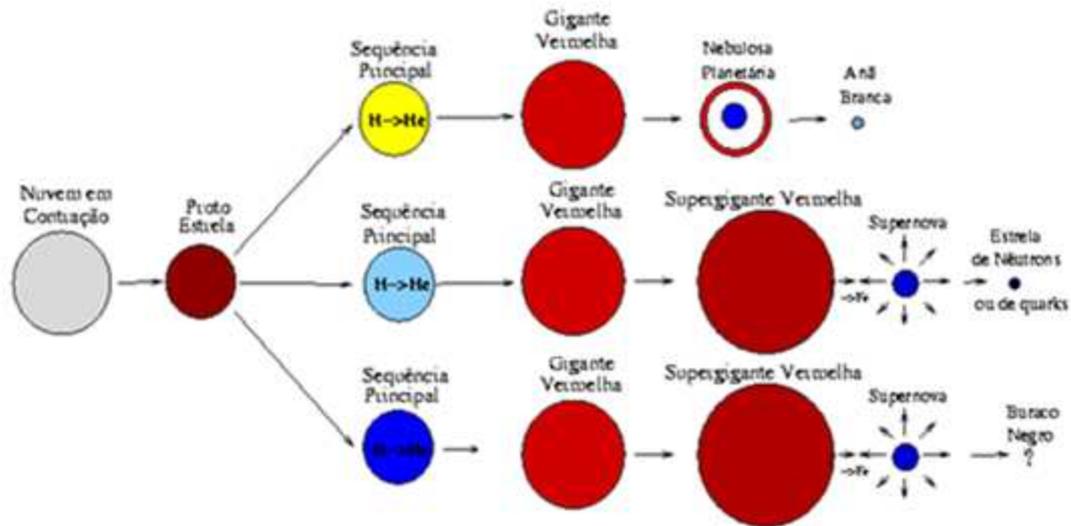


Fase principal da vida de uma estrela:

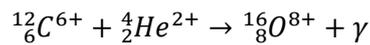
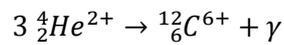
No coração da estrela ocorre o ciclo do hidrogénio. Esta transformação ocorre durante 99% da vida de uma estrela.



O destino das estrelas depende da sua massa: as menores vivem mais tempo. As estrelas de maiores dimensões consomem o seu combustível mais rapidamente. Porém, estas brilham mais.



Gigante vermelha:



Supergigante vermelha:

Formação de elementos mais pesados até ao Ferro.

Supernova:

Para as reacções nucleares de fusão; Energia libertada no núcleo não é suficiente para provocar a fusão do ferro; Colapso rápido do núcleo de ferro da estrela, devido à gravidade; Libertação de gigantescas quantidades de energia, que aquecem brutalmente as camadas exteriores, empurrando-as para o espaço com elevada velocidade; Novas reacções nucleares, não de fusão, mas de produção de isotópicos instáveis de ferro, por absorção de neutrões, à qual se segue o seu decaimento radioactivo, originando elementos mais pesados, sendo o limite o urânio.

Pulsar ou Estrela de Neutrões:

Resíduo estelar denso constituído por um aglomerado de partículas fortemente agrupadas que rodam a grande velocidade emitindo luz intermitentemente.

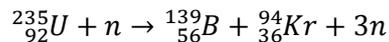
Buraco negro:

Resíduo estelar de tal forma denso, que atrai tudo à sua volta: nem luz nem matéria escapam.

Nucleossíntese interestelar

Há alguns núclídeos que não foram formados no Bigbang nem nas estrelas (pelo menos, em abundância). Esses núclídeos foram formados no meio interestelar por colisão de átomos de carbono, azoto e oxigénio com raios cósmicos, isto é, prótons e outras partículas que viajam a velocidades elevadas. Nas reacções que ocorre um núcleo de maior massa é desagregado em núcleos de menor massa: fissão ou cisão nuclear.

Nas reacções de cisão nuclear, um núcleo de maior massa, instável, divide-se, formando núcleos de menor massa (mais estáveis), libertando um ou mais neutrões, libertando energia na ordem dos 10^{12} J/mol , atingindo temperaturas no ordem dos 10^3 K . Os neutrões libertados, por sua vez, bombardeiam outros núcleos, mantendo a reacção em cadeia.



A fissão do urânio é um processo complexo, podendo produzir mais de 30 elementos num total de 200 núclídeos diferentes.

A reacção de fissão nuclear descontrolada do urânio esteve na base da primeira bomba nuclear. Controlando as reacções de fissão nuclear é possível usá-las na produção de energia eléctrica, nas centrais nucleares.

8. Radiação electromagnética

A radiação electromagnética resulta da propagação simultânea de um campo eléctrico e de um campo magnético através do espaço, transportando energia. Dependendo das circunstâncias, esta radiação pode comportar-se como onda ou como partícula. As radiações electromagnéticas propagam-se no vácuo com valor constante.

Conhecer as características das radiações electromagnéticas permite determinar distâncias entre galáxias, avaliar as suas velocidades, avaliar a temperatura bem como a massa e composição química das estrelas. Através da decomposição da luz, obtemos o espectro por dispersão da luz. Este fenómeno só ocorre quando a luz é composta no mínimo por duas radiações diferentes, denominando-se luz policromática.



No vácuo, todas as radiações se propagam com a mesma velocidade. Quando estas mudam de meio de propagação, a sua velocidade é alterada de diferente modo consoante a sua energia, o que permite a sua separação em luz monocromática – radiação com energia característica.

O espectro electromagnético e a seriação das radiações electromagnéticas de acordo com a sua energia.

A radiação electromagnética é composta por fotões que transportam uma determinada quantidade de energia. A sua intensidade é proporcional ao número de fotões, bem como a energia da radiação, sendo a constante de proporcionalidade a energia do fotão.

$$\text{Energia da radiação} = \text{número de fotões} \times \text{energia de cada fotão}$$

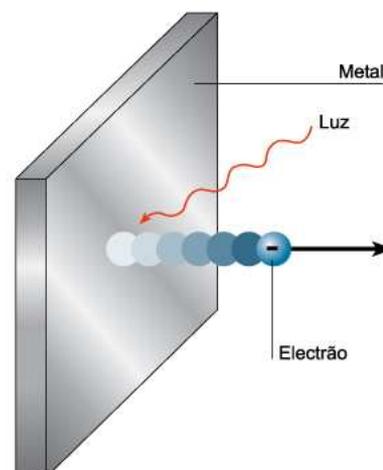
Um dos mais conhecidos efeitos das radiações electromagnéticas é o efeito térmico, que depende não só da natureza da luz, como também da sua intensidade. As radiações infravermelhas (muito intensas = grande número de fotões) são as de maior efeito térmico, sendo usadas para efeitos de aquecimento. A radiação ultravioleta usada nos solários para bronzear é composta por um número reduzido de fotões, apesar de cada um deles possuir elevada energia.

O desenvolvimento científico e tecnológico permitiu criar fontes de radiação electromagnética, tais como as linhas de alta tensão, as antenas de telecomunicações, instrumentos médicos, electrodomésticos, instrumentos LASER e o telemóvel.

9. Efeito fotoelectrico

A incidência de determinadas radiações electromagnéticas sobre metais provoca a emissão de electrões. Este fenómeno é denominado efeito fotoelectrico. Os electrões emitidos são designados fotoelectrões por resultarem da acção da luz sobre os metais.

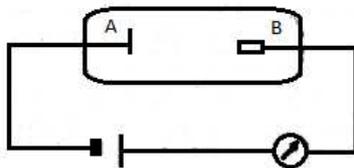
A energia mínima para extrair um dado electrão de um átomo de um material metálico (para ionizar o átomo), ficando o electrão em repouso, chama-se energia mínima de remoção (W), que é característica de cada metal. O efeito fotoelectrico só ocorre se a radiação tiver energia superior a ao valor mínimo.



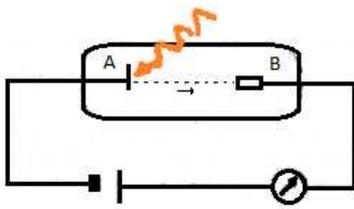
O efeito fotoelectrico é praticamente instantâneo, ocorrendo logo após a incidência da radiação no metal. A probabilidade de um electrão captar mais do que um fotão é nula. Assim:

- A velocidade dos electrões emitidos é independente da intensidade do feixe (número de fotões) de radiação monocromática incidente, mas é tanto maior quanto maior for a energia da radiação.
- O número de fotões emitido é tanto maior quanto maior for a intensidade da radiação incidente, mas não depende da energia da radiação, desde que esta seja superior ao valor mínimo de energia de remoção.
- Se a energia incidente for menor que a energia de remoção, apesar da intensidade da radiação ser elevada, nunca ocorre efeito fotoelectrico.

Os painéis solares são uma das aplicações mais visíveis do efeito fotoelétrico, produzindo corrente elétrica a partir da luz solar. Outra das aplicações é a célula fotoelétrica. Considere-se um circuito simples:



Nesta montagem não há passagem de corrente elétrica, uma vez que está interrompida entre A e B.



Nesta montagem há passagem de corrente elétrica, pois a ação da luz sobre o metal provoca efeito fotoelétrico, e o fluxo de elétrons removidos vai completar o circuito.

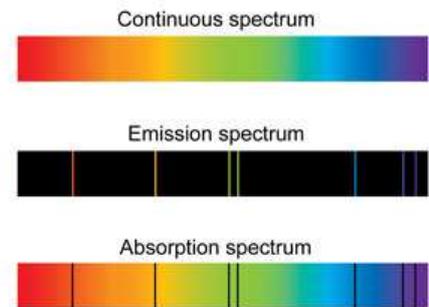
A - Placa metálica

- Amperímetro

As células fotoelétricas constituem o sistema de controlo das portas dos elevadores, da abertura das portas dos centros comerciais e edifícios públicos, etc. Em todos os casos, a passagem de pessoas impede a incidência de radiação na placa A, e o circuito aberto transmite um sinal para o sistema de controlo.

10. Espectros de emissão/absorção

A radiação ao interagir com a matéria pode ser parcialmente absorvida, reflectida ou transmitida, conforme a composição da matéria onde incide. O conjunto das radiações reflectidas e/ou transmitidas permite identificar as bandas de absorção e é designado por espectro de absorção. As radiações absorvidas destabilizam as unidades estruturais, as quais posteriormente emitem radiações. O conjunto de radiações emitidas pelas unidades estruturais permite identificar as bandas de emissão e é designado espectro de emissão.



Os espectros de emissão atômica são produzidos no estado gasoso e a pressão reduzida, quando os átomos são sujeitos a descargas elétricas intensas. Os átomos assim excitados, emitem de imediato o excesso de energia sob a forma de radiação que pode ser observada na zona do visível. Os espectros de emissão são espectros que se podem observar quando parte da radiação emitida por uma fonte luminosa é absorvida por materiais colocados entre a fonte luminosa e o observador. Faltam-lhes as partes da radiação que foram absorvidas. Os espectros de emissão e os espectros de absorção são complementares. Em sobreposição, originam o espectro contínuo.

Cada unidade estrutural pode ser identificada por um conjunto de linhas espectrais às quais estão associados valores bem definidos de energia. O espectro de um átomo/molécula é a sua impressão digital. Assim, os espectros de absorção são fundamentais na análise da composição de estrelas, que emitem radiação que abrange todo o espectro electromagnético. A radiação que chega até nós já interagiu com as partículas que compoem a estrela. Dependendo da quantidade de elementos e da sua abundância, maior ou menor será o número de riscas de absorção e a sua intensidade. Comparando a posição relativa do conjunto das riscas, no espectro electromagnético, com os espectros dos elementos conhecidos, é possível identificar os elementos que entram na composição das estrelas e a sua abundância relativa.

A observação de espectros de emissão atómica fornece informações precisas sobre a estrutura do átomo. Por exemplo, o electrão do átomo de hidrogénio pode ser excitado por vários processos e ao voltar ao estado fundamental emite radiação visível e não visível (UV e IV), que pode ser detectada electronicamente ou fotograficamente.

Só são absorvidas ou emitidas pelo electrão do átomo de hidrogénio algumas radiações de energia bem definida: o electrão dentro do átomo só pode ocupar certos níveis de energia; a cada nível está associado um certo valor de energia; a saída do electrão do estado fundamental para um nível energético superior só é possível por absorção de certas quantidades de energia (através de vários processos: aumento de temperatura, colisão com electrões de uma descarga eléctrica, acção da radiação electromagnética...), que serão emitidas quando este volta para o estado fundamental. Como só alguns estados de energia são permitidos para o electrão no átomo, diz-se que a sua energia está quantizada.

11. Átomo de hidrogénio e estrutura atómica

Os electrões nos átomos encontram-se em estados de energia bem definidos que diferem uns dos outros em quantidades finitas características de energia. A partir da análise espectral, Bohr estabeleceu uma relação matemática para os valores de energia que o electrão (no átomo de hidrogénio) poderia assumir em cada nível de energia.

$$E_n = -2,18 \times 10^{-18} \times \left(\frac{1}{n^2}\right) J$$

Todas as energias potenciais permitidas ao electrão no átomo serão sempre negativas. Cada nível de energia tem o seu valor de energia (quantizada). Os níveis de energia não estão igualmente afastados: estes vão-se aproximando (a diferença de energia entre os dois níveis energéticos consecutivos é cada vez menor) à medida que o nível de energia aumenta. Assim, conclui-se que os estados de energia são descontínuos, bem como as suas diferenças.

Para $n = 1$ Estado de energia mais baixa; nível mais estável, **estado fundamental**.

Para $n = 2, 3, 4...$ Estados de energia mais elevados; níveis menos estáveis; **estado excitado**.

O electrão regressa ao estado de menor energia (directamente ou passando por outros níveis), libertando a energia que recebeu. Um electrão só pode transitar de um nível de energia para outro se absorver ou emitir energia com valor igual ao superior ao valor da diferença de energia entre os níveis considerados. Valores intermédios não são permitidos.

O electrão tem o valor de energia igual ao valor de energia do nível que ocupa.

Ao conjunto das radiações emitidas pelo átomo quando os electrões passam de níveis de energia superiores para um dado nível de energia inferior chama-se **série espectral**.

- **Série de Lyman** – nível 1 – UV.
- **Série de Balmer** – nível 2 – Visível.
- **Série de Paschen** – nível 3 – IV.
- **Série de Brackett** – nível 4 – IV.
- **Série de Pfund** – nível 5 – IV.

12. Evolução dos modelos atómicos

Modelo de Dalton: o átomo é considerado uma esfera indivisível.

Modelo de Thompson: o átomo era considerado uma esfera carregada positivamente com electrões nela dispersos – modelo pudim de passas.

Modelo de Rutherford: segundo este modelo, toda a massa do átomo estava localizada no núcleo e os electrões circulavam à sua volta, tal como os planetas em torno do sol.

Modelo de Bohr: os electrões movimentam-se em torno do núcleo, descendo órbitas fixas, estando associado a cada uma delas um determinado valor de energia.

Modelo da nuvem electrónica: o comportamento espacial do electrão é descrito por orbitais que representam as regiões do espaço à volta do núcleo, onde há maior probabilidade de encontrar um electrão.

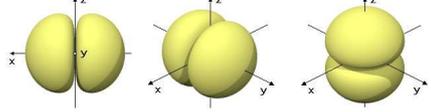
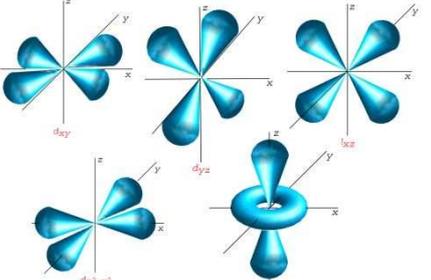
13. As orbitais e os números quânticos

O modelo proposto por Bohr trouxe um avanço ao considerar níveis quantizados de energia, mas ainda apresentava inúmeros problemas. Muita coisa permanecia sem explicação ou era simplesmente ignorado. No modelo atómico de Bohr, a posição do electrão estava definida por uma órbita – circunferência onde existe certeza de encontrar o electrão, com uma dada energia. Por sua vez, o modelo atómico actual define zonas do espaço onde, sob a acção do núcleo, o electrão com uma dada energia tem probabilidade de se encontrar – orbital, descrita através de um conjunto de números quânticos. O raio proposto por Bohr para uma órbita é o raio da superfície esférica onde, no modelo quântico, a probabilidade de encontrar o electrão é máxima.

Cada orbital é caracterizada por um conjunto de três números quânticos: n, l, ml . Estes dão informação sobre a energia, tamanho, forma e orientação no espaço.

O número quântico principal (n) informa sobre a energia e tamanho da orbital. Só pode tomar valores inteiros maiores que zero. Quanto maior for, maior é a distância do electrão ao núcleo, e maior é a energia do electrão. O tamanho e a energia da orbital são tanto maiores quanto maior for o valor de n . O número máximo de electrões é dado por $2n^2$. Electrões em orbitais com maior número quântico principal têm maior probabilidade de serem encontrados longe do núcleo.

O número quântico angular, secundário ou azimutal (l) informa sobre o tipo e a forma da orbital. Indica os subníveis de energia em cada nível. Varia entre $0 \leq l \leq n - 1$.

l	Orbital	Forma
0	s	
1	p	 Orbital p_x Orbital p_y Orbital p_z
2	d	 d_{xy} d_{yz} d_{zx} $d_{x^2-y^2}$ d_{z^2}

O número quântico magnético (ml) informa sobre a orientação espacial da orbital. Este número toma valores entre $-l \leq ml \leq +l$. A cada valor de ml corresponde uma orbital, cujo número, em cada subnível é dado pela expressão $2l + 1$.

Cada electrão no átomo é caracterizado por quatro números quânticos: tres, por estar colocado na orbital (n, l, ml) e outro associado à sua rotação (m_s). Dado que existem dois movimentos de rotação possíveis para o electrão, um para cada sentido dos ponteiros do relógio, existem dois estados de spin:

- Sentido directo – $m_s = 1/2$
- Sentido inverso – $m_s = -1/2$

NOTA:

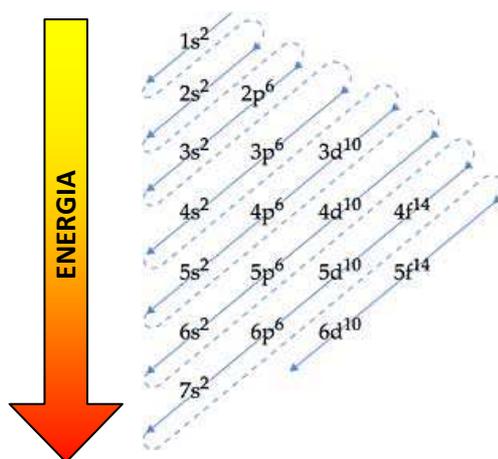
No átomo de hidrogénio, a energia das orbitais depende exclusivamente do número quântico principal, pelo que todas as orbitais do mesmo nível apresentam o mesmo valor de energia, designando-se orbitais degeneradas. Já para os átomos polieletrónicos, a energia das orbitais depende do número quântico principal e secundário, pelo que, orbitais do mesmo

nível, mas de subnível diferente têm energias diferentes. Apenas as orbitais do mesmo subnível são degeneradas.

14. Preenchimento das orbitais

A configuração electrónica deve seguir três regras:

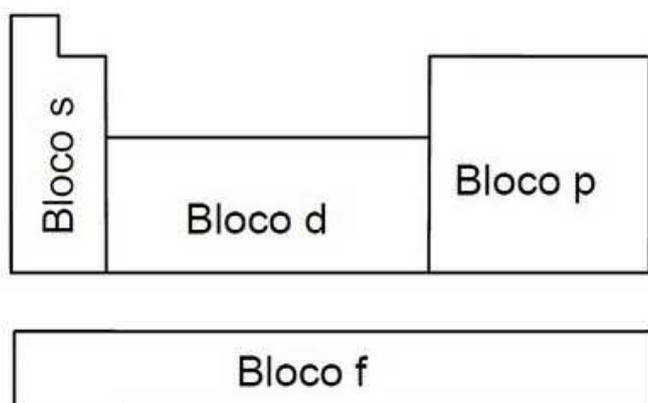
Princípio da energia mínima: quando um átomo está no seu estado fundamental, os seus electrões ocupam as orbitais de menor energia.



Princípio da exclusão de Pauli: num átomo não podem existir dois electrões com o mesmo conjunto de números quânticos, isto é, dois electrões que ocupem a mesma orbital têm de ter spins opostos.

Regra de Hund: As orbitais de um mesmo subnível são preenchidas de modo a que nesse subnível haja o maior número possível de electrões com spins paralelos.

15. Tabela periodica



Para além da organização em grupos e períodos, a TP pode dividir-se em quatro blocos: s, p, d e f, consoante o seu número quântico secundário. Distinguem-se ainda os designados elementos representativos (bloco s e p) dos elementos de transição (bloco d e f).

O grupo é determinado pelo número de electrões nas orbitais de valência e o período é determinado pelo maior número quântico principal presente na configuração electrónica do elemento.

A TP fornece muitas informações, não só referentes aos elementos, mas também as substâncias elementares formadas por esses elementos:

- **Propriedades dos elementos** – número atômico; massa atômica relativa, configuração eletrônica, raio atômico, energia de ionização.
- **Propriedades das substâncias elementares** – estado físico, ponto de fusão e ebulição, densidade, cor, caráter metálico, estrutura cristalina.

Propriedades periódicas: organização dos elementos químicos

Várias propriedades apresentam uma variação regular ao longo dos grupos e dos períodos da tabela periódica, tais como o raio atômico e a energia de ionização.

O raio atômico é a distância média entre o núcleo e os elétrons da subcamada mais afastada.

Ao longo do grupo, o raio atômico aumenta com o aumento do número atômico porque, o número de níveis energéticos ocupados aumenta uma unidade, aumentando o número quântico principal para o nível de valência, aumentando a distância média entre o núcleo e o subnível mais externo.) Embora exista um aumento da carga nuclear (devido ao aumento do número atômico), existe também um maior número de elétrons na nuvem eletrônica, não sendo o poder atrativo do núcleo suficiente para vencer o aumento da distância entre os elétrons e o núcleo, bem como a repulsão entre estes. Assim, em elementos consecutivos a nuvem eletrônica ocupa mais um nível energético, aumentando assim o raio atômico.

Ao longo do período, o raio atômico diminui com o aumento do número atômico porque, apesar do nível em preenchimento ser o mesmo, o número de elétrons que o ocupa, em elementos consecutivos, aumenta uma unidade, bem como a carga nuclear, resultando no aumento da força eletrostática atrativa entre núcleo e elétrons. Embora a repulsão entre os elétrons aumente ela é inferior ao aumento de poder atrativo do núcleo. A nuvem eletrônica contrai-se, o volume ocupado diminui, diminuindo assim o raio atômico.

Comparando raio atômico e raio iônico:

O raio do íon positivo é menor que o raio do átomo respectivo porque quando um átomo perde um ou mais elétrons transformando-se num íon positivo, o seu número atômico não é alterado. Se o número de elétrons diminui, as repulsões entre elétrons diminuem, passando estes a ser mais fortemente atraídos para o núcleo.

O raio do íon negativo é maior do que o raio do átomo respectivo porque quando um átomo recebe um ou mais elétrons, transformando-se num íon negativo, o seu número atômico não é alterado. Se o número de elétrons aumenta, as repulsões entre estes também aumentam pelo que, passam a ser menos fortemente atraídos pelo núcleo.

Comparando o raio de partículas isoelectronicas

Dispondo de um conjunto de partículas isoelectronicas por ordem crescente da respectiva carga nuclear, o raio diminui atendendo a que têm igual número de electrões, a carga nuclear aumenta, aumentando a interacção núcleo, nuvem electrónica.

A energia de ionização de um átomo é a energia minima necessária para remover um electrão de um atomo isolado, no estado fundamental. Existem tantas energias de ionização quantos os electrões do átomo desse elemento, pelo que, são sucessivamente crescentes e sempre positivas.

A energia de ionização dos elementos diminui ao longo do grupo porque o número de níveis energéticos aumenta, bem como o número quântico principal para o nível de valência, cujos electrões ficam mais afastados da acção do núcleo, que diminui o seu poder atractivo. Assim, os electrões de valência vão estar cada vez menos ligados ao núcleo, sendo mais fácil a extracção de um electrão. O aumento do número atómico aumenta a repulsão dos electrões devido ao aumento do número destas partículas, contribuindo também para a diminuição da energia de ionização.

A energia de ionização aumenta ao longo do período porque, com o aumento do número atómico, a carga nuclear aumenta e, conseqüentemente, o raio atómico diminui, devido ao aumento do poder atractivo do núcleo em relação aos electrões de valência, tornando mais difícil extrair do átomo um electrão.

Para o mesmo número quântico principal, sempre que se transita para orbitais mais energéticas, a energia de ionização diminui.

Para o mesmo número quântico principal e para o mesmo subnível, sempre que se inicia o emparelhamento das orbitais, a energia de ionização diminui.

CAPITULO II – ATMOSFERA DA TERRA: RADIAÇÃO E MATÉRIA

1. Evolução da atmosfera

A Terra formou-se há cerca de 4,6 mil milhões de anos. Inicialmente não tinha atmosfera, era uma bola de rocha em fusão. Quando arrefeceu formou-se uma crosta sólida no seu exterior, havendo erupções vulcânicas generalizadas. Terá sido a partir dos gases libertados pelos vulcões que se formou a atmosfera primitiva. Esta seria constituída maioritariamente por vapor de água (H₂O), dióxido de carbono (CO₂), azoto (N₂) e, em muito menor quantidade, metano (CH₄) e amoníaco (NH₃) - gases vestigiais.

O contínuo arrefecimento da Terra terá provocado a condensação do vapor de água, originando as primeiras chuvas e, posteriormente, os oceanos. O dióxido de carbono foi-se dissolvendo na água dos oceanos, dando origem a rochas carbonatadas e diminuindo, assim, a sua concentração na atmosfera. O mesmo não aconteceu com o azoto, que é muito pouco solúvel em água e pouco reactivo. O azoto foi-se acumulando na atmosfera à medida que se libertava da crosta terrestre, pelo que é o componente maioritário da atmosfera actual.

O aparecimento do oxigénio na atmosfera terá resultado da transformação das moléculas de água em oxigénio e hidrogénio, devido à acção das radiações solares. O hidrogénio, muito leve, ter-se-á escapado para o espaço. Mas a produção de quantidades significativas de oxigénio só se terá verificado após o aparecimento dos primeiros seres fotossintéticos.

A atmosfera é composta pelas seguintes camadas:

Troposfera (até cerca de 15 km de altitude) - varia entre 8 km (pólos) até 15 km (equador) e contém 80% em massa dos gases atmosféricos. O ar diminui a temperatura com a altitude, até atingir -60°C. A zona limite designa-se por tropopausa, de temperatura constante.

Estratosfera (de 15 a 50 km) - Contém a camada de ozono. A temperatura aumenta de -60°C até cerca de 0°C, devendo-se este aumento à interacção química e térmica entre a radiação solar e os gases aí existentes, sendo as radiações por isso responsáveis radiações UV. A zona limite designa-se por estratopausa, de temperatura constante.

Mesosfera (de 50 km a 80 km) - Camada mais fria da atmosfera, diminuindo, de novo, a temperatura com a altitude, atingindo os -100°C, pois a absorção de radiação solar é muito fraca. A zona limite designa-se por mesopausa.

Termosfera (de 80 km a 500 km) - Atingem-se temperaturas muito elevadas, devido à absorção das radiações UV, X e gama, verificando-se, novamente, a conjugação dos efeitos térmico e químico das radiações.

Exosfera (mais de 500 km) - Parte exterior da atmosfera que se dilui no espaço

Ao conjunto da mesosfera superior e da termosfera dá-se o nome de ionosfera, porque essa região possui muitas partículas carregadas electricamente, como iões e electrões livres, produzidas por fotoionização dos gases atmosféricos, que arranca electrões às moléculas desses gases.

A maior parte dos gases que constituem a atmosfera actual localiza-se abaixo dos 40 km de altitude devido à atracção gravítica. Os componentes maioritários são o azoto (78%), o oxigénio (21%). O árgon, o dióxido de carbono e a água são componentes minoritários (cerca de 1%). Existem outros componentes como os óxidos de azoto, o metano, amoníaco, hidrogénio, etc. em quantidades tão pequenas que são considerados componentes vestigiais.

A concentração dos componentes tem sofrido alterações significativas devido a emissões para a atmosfera de fenómenos naturais ou actividades antropogenicas. Se as substâncias emitidas causarem prejuizos a qualidade de vida dos seres vivos, designam-se poluentes. A poluição atmosférica é um problema à escala global devido à fácil difusão de gases na atmosfera.

2. Dose Letal

Os poluentes são frequentemente prejudiciais para a saúde, podendo ser considerados tóxicos ou venenosos – substâncias que acima de um certo valor de concentração, ou após um certo periodo de exposição, provoca alterações nos tecidos, órgãos ou processos biológicos.

Assim, a dose letal DL_{50} , é a dose de uma substância necessária para provocar a morte de 50% dos individuos de uma população testada.

$$DL_{50} = \frac{\text{mg de substância tóxica}}{\text{kilograma de massa corporal}}$$

Quanto menor for a dose letal de uma dada substância, para uma determinada espécie, maior será a sua toxicidade. Esta varia consoante a espécie porque cada espécie apresenta tolerâncias diferentes a substâncias tóxicas. A toxicidade depende ainda da forma de exposição (via oral, inalação, contacto com a pele).

3. Quantidade de matéria; volume molar e massa molar

Quantidade de matéria, n , é uma grandeza física usada pelos quimicos para relacionar porções de substâncias em termos macroscópicos, com as unidades estruturais (átomos, moléculas ou iões) do domínio submicroscópico. A unidade SI é a mole. A quantidade de substancia correspondente a 1 mol de átomos/moléculas/iões tem uma massa numericamente igual à massa molecular relativa, mas expressa em gramas. Em 1 mol de átomos/moléculas/iões, existem $6,022 \times 10^{23}$ partículas das unidades estruturais que a constituem – Constante de Avogrado (N_A).

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

Volume molar é o volume ocupado por uma mole de gás. Nas condições PTN é sempre 22,4 dm³/mol. Neste volume existem sempre $6,022 \times 10^{23}$ moléculas.

Lei de Avogrado – volumes iguais de gases, nas mesmas condições de pressão e temperatura têm o mesmo número de moléculas.

Massa molar – indica a massa por quantidade de matéria.

$$N = n \times N_A$$

$$m = n \times M$$

$$V = n \times V_M$$

4. Densidade de um gás

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{n M}{n V_M} = \frac{M}{V_M}$$

5. Dispersões na atmosfera

A atmosfera é uma mistura de gases (que formam uma mistura homogénea) e material particulado. Consoante as dimensões do material particulado este pode ser classificado como coloide ou como suspensão.

Dispersão: mistura de duas ou mais substâncias em que as partículas de uma fase – a fase dispersa – estão disseminadas noutra fase – a fase dispersante. Podem classificar-se como:

- soluções verdadeiras – dimensões inferiores a 1 nm – ar.
- coloides – dimensões entre 1 nm e 1 micrometro – nevoeiro.
- Suspensões – dimensões superiores a 1 micrometro – smog.

As soluções verdadeiras são sistemas homogéneos, pois são constituídos por uma única fase. As suspensões são sistemas heterogéneos, pois as partículas da fase dispersa conseguem distinguir-se ao microscópio. O efeito Tyndall é uma propriedade importante dos coloides que, quando atravessados pela luz, provocam a sua difusão. Na prática, isto significa que é possível observar o percurso do feixe luminoso através do colóide.

		Fase dispersa		
		Gás	Líquido	Sólido
Meio contínuo	Gás	Não existe	Aerossol líquido	Aerossol sólido
	Líquido	Espuma líquida	Emulsão	Sol
	Sólido	Espuma sólida	Emulsão sólida	<i>Sol sólido</i>

6. Composição quantitativa de uma solução

$$c = \frac{n(\text{solute})}{V(\text{solução})}$$

$$cm = \frac{m(\text{solute})}{V(\text{solução})}$$

$$\%(m/m) = \frac{m(\text{solute})}{m(\text{solução})} \times 100$$

$$\%(V/V) = \frac{V(\text{solute})}{V(\text{solução})} \times 100$$

$$X_A = \frac{n(A)}{n(\text{total})}$$

$$ppm = \frac{m(\text{solute})}{m(\text{solução})} \times 10^6 = \frac{V(\text{solute})}{V(\text{solução})} \times 10^6$$

7. Interação radiação - matéria

Ao entrar na atmosfera terrestre, as radiações solares interagem com as partículas existentes, transferindo para elas a energia que contêm. Esta absorção pode causar dois efeitos:

- **Efeito térmico:** as partículas absorvem energia, aumentando a sua energia cinética.
- **Efeito químico:** as partículas absorvem a energia das radiações, a qual serve para desencadear reacções químicas, por exemplo, a fotoionização.

As radiações solares que atingem a termosfera e a mesosfera têm energia suficiente para provocar a ionização das espécies aí existentes. Assim, a atmosfera funciona como um filtro solar, uma vez que consegue reter as radiações mais energéticas provenientes do sol, impedindo-as de atingirem a superfície terrestre. A presença de algumas espécies químicas na atmosfera evita que certas radiações emitidas pelo sol cheguem à superfície terrestre, ou pelo menos minimizam a sua chegada. As sucessivas camadas da atmosfera funcionam como filtros para a radiação, nomeadamente, a UV.

- A radiação UV-A é a menos energética. Atinge a troposfera e contribui para o envelhecimento da pele.
- A radiação UV-B pode causar queimaduras solares e cancro de pele. É retida no ozono estratosférico
- A radiação UV-C é a mais energética e, por isso, a mais perigosa para os seres vivos. É retida quase na totalidade na termosfera.

A radiação solar absorvida pelas moléculas na troposfera pode possuir energia suficiente para romper algumas ligações entre os átomos, originando a sua dissociação. A este processo dá-se o nome de fotodissociação. Este processo origina radicais livres – átomos ou

grupos de átomos em que as orbitais possuem electrões desemparelhados, sendo extremamente reactivos.

8. Ozono

O ozono é um gás incolor, cujas moléculas são formadas por três átomos de oxigénio, existindo em pequena percentagem no ar que respiramos. A atmosfera é uma mistura de gases que se distribuem por três camadas diferentes: a troposfera, a estratosfera e a ionosfera (termosfera). A maior parte do ozono (cerca de 90% do total existente na atmosfera) encontra-se e forma-se na estratosfera, a uma altitude entre os 15 a 50 km acima da superfície da Terra, com uma forte concentração a cerca de 25 km, constituindo o que se convencionou chamar «camada de ozono».

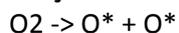
O ozono estratosférico desempenha um papel primordial para a existência de vida na Terra, pois serve de filtro à radiação solar ultravioleta. O restante existe na troposfera, onde, pelo contrário, os seus efeitos são prejudiciais à vida.

Os filtros solares são materiais que não são atravessados pela radiação UV. Podem ser de dois tipos:

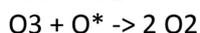
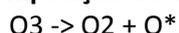
- Químicos - contêm substâncias capazes de absorver a radiação UV, impedindo que a pele seja atingida;
- Físicos - são constituídos por substâncias opacas à radiação UV e que, por isso, a reflectem, constituindo uma barreira física a esse tipo de radiação; os mais vulgares contêm na sua composição óxido de zinco ou dióxido de titânio.

FPS - factor de protecção solar - indica o grau de protecção dos filtros solares. Quando exposta ao Sol sem protecção, a pele leva um determinado tempo para ficar vermelha (produção de eritema). Quando se usa um filtro solar com FPS 15, por exemplo, a mesma pele leva 15 vezes mais tempo para ficar vermelha.

Formação de ozono



Decomposição de ozono



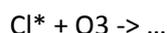
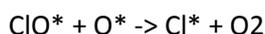
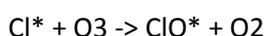
A quantidade de ozono presente na estratosfera é mantida a um nível adequado para a vida na terra, por processos naturais, através dos quais é continuamente formado e destruído, obtendo-se uma situação em que a concentração de ozono na estratosfera é praticamente constante – estado estacionário / equilíbrio dinâmico.

Nos últimos anos surgiram evidências de que o equilíbrio no ciclo do ozono tem vindo a ser alterado. As actividades antropogénicas têm conduzido a que quantidades cada vez maiores de diversas substâncias sejam emitidas para a atmosfera. Algumas reagem com o ozono levando à alteração do equilíbrio, uma vez que a velocidade de decomposição do ozono se torna superior à velocidade de formação. Daí que se tenha vindo a constatar uma diminuição da concentração do ozono na estratosfera. Designa-se por «buraco» do ozono a diminuição significativa da concentração do ozono na estratosfera. A diminuição da concentração do ozono estratosférico tem consequências biológicas importantes, uma vez que o aumento de radiação UV-B que atinge a superfície da Terra influencia os ecossistemas e o próprio Homem.

Os clorofluorocarbonetos, CFC, são compostos de carbono, cloro e flúor. São gases à temperatura ambiente, mas podem ser liquefeitos facilmente. São não inflamáveis, quimicamente estáveis e não corrosivos, pelo que foram usados em larga escala em processos de refrigeração (frigoríficos), sprays, etc. Devido à sua inércia química estes gases duram o tempo suficiente para subirem até à estratosfera, onde ocorre a sua fotodissociação provocada pela radiação UV - originando radicais livres e átomos de cloro.



Os átomos de cloro são muito reactivos e reagem rapidamente com o ozono da estratosfera. No desenrolar da reacção não são destruídos, reagindo indefinidamente, podendo destruir milhares de moléculas de ozono.



Os HCFC, HFC são dos melhores substitutos dos CFC, uma vez que a ligação C-H torna a molécula mais reactiva, sendo destruídos antes de alcançarem a estratosfera. No entanto são gases de efeito de estufa.

9. Nomenclatura dos alcanos e derivados

Os CFC são compostos halogenados que se podem considerar derivados de outros compostos que são constituídos apenas por carbono e hidrogénio – os hidrocarbonetos, que são os compostos orgânicos mais simples. Os alcanos são hidrocarbonetos saturados: cada átomo de carbono está ligado a 4 outros átomos (ligações simples) de carbono e/ou hidrogénio.

Os quatro primeiros alcanos de cadeia simples são:

- Metano – 1 átomo de carbono – CH_4
- Etano – 2 átomos de carbono – C_2H_6
- Propano – 3 átomos de carbono – C_3H_8
- Butano – 4 átomos de carbono – C_4H_{10}

Os alcanos seguintes de cadeia linear nomeiam-se de modo sistemático, utilizando os prefixos penta (5C), hexa (6C), hepta (7C), octa (8C), nona (9C), deca (10C), etc. e a terminação –ano.

Metodologia de nomenclatura:

1. Identificar a cadeia com maior número de carbonos.
2. Numerar a cadeia principal de modo a que a soma dos números onde ficam os grupos substituintes seja a menor possível.
3. Formar o nome: números dos grupos substituintes + nomes dos grupos substituintes, ordenado alfabeticamente (prefixos di-, tri-, -tetra não contam) + nome cadeia principal

10. Modelo covalente da ligação química

As moléculas dos gases que se encontram na atmosfera podem ser poliatómicas (H_2O , CO_2 , CH_4 , NH_3), diatómicas (H_2O , N_2 , O_2), ou mesmo monoatómicas (gases raros). Na ligação entre dois átomos numa molécula -ligação química - cada um dos átomos experimenta alterações. As principais alterações ocorrem com os electrões de valência, ao nível das suas energias e da respectiva nuvem electrónica. Para as moléculas da troposfera, o modelo explicativo da sua estabilidade é o da ligação covalente.

Segundo o modelo de G. N. Lewis (1875-1946), os electrões de valência têm um papel fundamental na ligação química e são partilhados entre átomos, em moléculas, de modo que cada átomo envolvido na ligação adquira uma configuração electrónica de gás raro (cujos átomos são particularmente estáveis, especialmente He e Ne).

Notação ou representação de Lewis:

- O símbolo químico representa o núcleo e o cerne do átomo;
- pontos (•) e cruces (x) representam os electrões de valência.

Ligação covalente simples – partilha de dois electrões (um par)

Ligação covalente dupla – partilha de quatro electrões (dois pares)

Ligação covalente tripla – partilha de seis electrões (três pares)

Ao estabelecer-se a ligação, a molécula adquire um estado estável de energia, inferior à dos átomos separados. Os dois átomos envolvidos na ligação são mantidos unidos porque existe um equilíbrio entre forças de atracção e repulsão:

- atracção entre o núcleo e os electrões partilhados.
- Repulsão entre electrões não partilhados e núcleos dos dois átomos.

ENERGIA DE LIGAÇÃO

Uma ligação química estabelece-se quando a energia do sistema constituído pelos átomos ligados é menor do que a do sistema constituído pelos átomos separados. Assim, a molécula é mais estável do que os seus átomos separados, pelo que a formação de uma ligação química envolve libertação de energia - a energia de ligação. Esta tem um valor igual ao da energia mínima que é necessário fornecer à molécula para quebrar a ligação e separar os seus átomos (energia de dissociação).

Quanto maior for a energia de ligação mais energia se liberta quando a ligação se forma, pelo que mais estável é a molécula. Mais forte é a ligação, pois mais energia será necessária para a quebrar. Quanto mais estável é uma molécula, menos reactiva é.

A molécula N_2 é a mais estável, o que justifica a pequena reactividade da substância elementar azoto em comparação com as substâncias elementares oxigénio e hidrogénio. Daí ser o azoto o gás mais abundante na atmosfera.

COMPRIMENTO DE LIGAÇÃO

A distância de equilíbrio a que ficam os núcleos dos átomos ligados designa-se comprimento de ligação. Para essa distância há um equilíbrio entre as forças de repulsão entre os núcleos e as forças de atracção que os electrões exercem sobre os núcleos.

O comprimento de ligação depende do tamanho dos átomos que se ligam. Quando os átomos envolvidos são do mesmo elemento, o comprimento da ligação simples é maior do que o comprimento da ligação dupla e este do que o da ligação tripla. Para os mesmos átomos, a um maior comprimento de ligação corresponde uma menor energia de ligação.

ÂNGULO DE LIGAÇÃO

O ângulo de ligação é o menor ângulo formado pela intersecção das duas linhas rectas que passam pelo meio do átomo central e pelo meio de dois átomos a ele ligados.

GEOMETRIA MOLECULAR

A geometria molecular é o arranjo tridimensional dos átomos numa molécula. A esse arranjo espacial corresponde um estado de energia mínima para a molécula, ou seja, estabilidade máxima. Pode prever-se a geometria de uma molécula a partir do conhecimento do número de electrões de valência à volta do átomo central, na sua estrutura de Lewis, usando o modelo da repulsão dos pares electrónicos da camada de valência.

Numa molécula poliatómica, em que há duas ou mais ligações entre o átomo central e os átomos que o rodeiam, a repulsão entre os electrões dos diferentes pares ligantes faz com que estes fiquem o mais afastados possível uns dos outros. A geometria corresponderá ao arranjo espacial em que a repulsão é mínima.

Quando à volta do átomo, além de pares de electrões ligantes, há um ou mais pares de electrões não ligantes, na previsão da geometria tem de se ter em conta a diferente intensidade das forças repulsivas. Em geral, é maior a repulsão entre pares de electrões não ligantes do que entre um par ligante e um par não ligante. Por sua vez, a repulsão entre um par não ligante e um par ligante é maior do que entre dois pares ligantes.

- Geometria linear
- Geometria angular
- Geometria piramidal trigonal
- Geometria tetraédrica

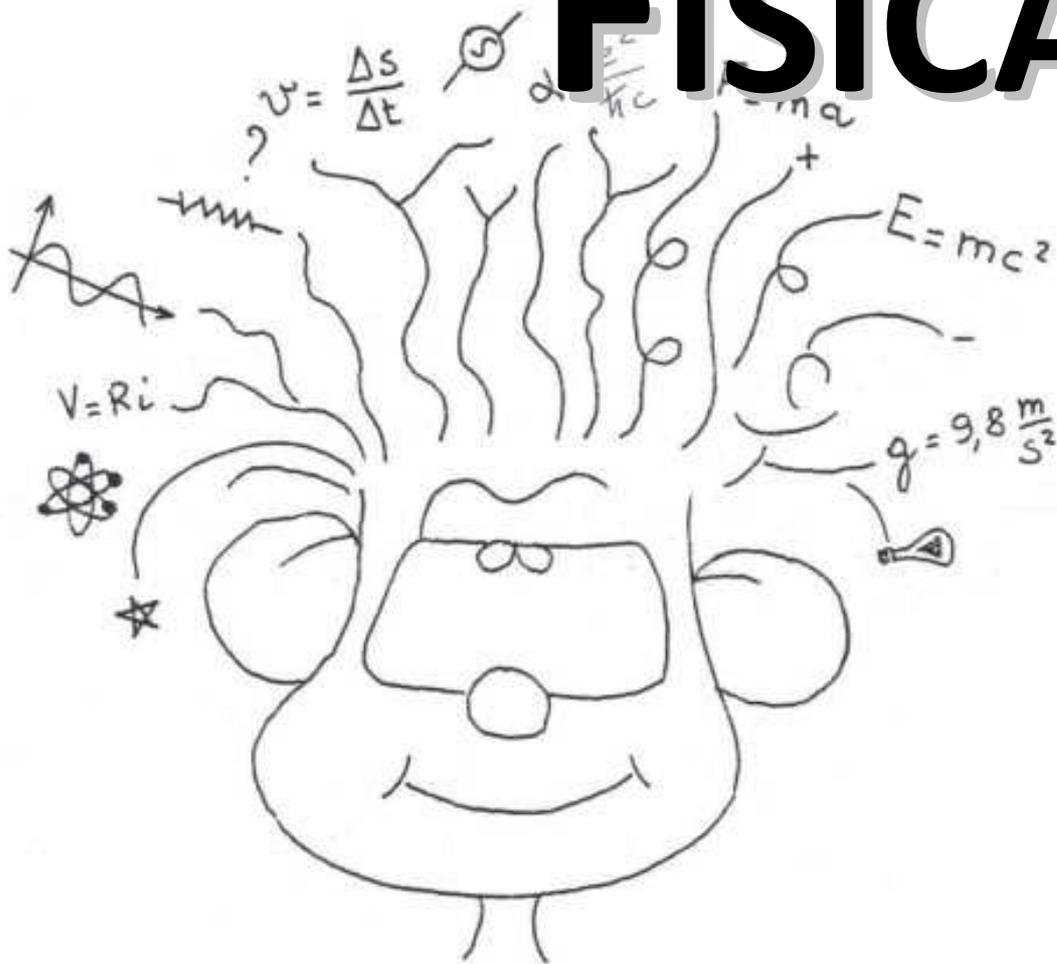
11. Nomenclatura de compostos inorgânicos

Se um composto apenas contiver átomos de dois elementos não metálicos, nas fórmulas deve respeitar-se a seguinte ordem: Rn, Xe, Kr, B, Si, C, Sb, As, P, N, H, Te, Se, S, At, I, Br, Cl, O, F (sequência natural na Tabela Periódica, excepto o H, o O entre Cl e F e os gases nobres no início). Se um composto apenas contiver átomos de dois elementos metálicos, nas fórmulas escrevem-se por ordem alfabética dos símbolos.

Na escrita das fórmulas de compostos iónicos, coloca-se primeiro o símbolo ou fórmula do catião e depois o símbolo ou fórmula do anião, com índices, de modo que a soma das cargas eléctricas (que não se escrevem) seja nula. A fórmula de um sal indica a proporção em que se encontram os diferentes iões no cristal; se houver mais do que um ião do mesmo tipo, escrevem-se por ordem alfabética dos símbolos ou fórmulas.

FÍSICA

Ano I



MÓDULO INICIAL - DAS FONTES DE ENERGIA AO UTILIZADOR

1. Situação energética mundial e degradação de energia

Sendo a energia fundamental a vida e um factor primordial para a maioria das actividades económicas e humanas, o consumo energético regista um aumento acelerado. Há pois que explorar novas fontes de energia que satisfaçam as necessidades humanas e não contribuam para a degradação ambiental.

1.1. Fontes de energia

Fontes de energia primárias - quando ocorrem livremente na Natureza.

Ex: Sol, água, vento, gás natural, petróleo bruto

Fontes de energia secundárias – quando são obtidas a partir de outras.

Ex: electricidade, gasolina, gásóleo.

Fontes de energia não renováveis são aquelas cujas reservas se esgotam, pois o seu processo de formação é muito lento comparado com o ritmo de consumo que o ser humano faz delas.
Ex. Carvão, Petróleo, Gás natural, energia nuclear

Fontes de energia renováveis são aquelas que se renovam continuamente na Natureza, numa escala de tempo compatível com a vida humana, sendo, por isso inesgotáveis.

Ex: Biomassa, Energia eólica, solar, das marés, geotérmica e hídrica.

Os impactos ambientais resultantes da utilização de fontes renováveis são, de um modo geral, pouco significativos. Contudo, os rendimentos energéticos são baixos, ao invés das não renováveis, uma vez que a sua produção é variável e que o armazenamento de excedentes é extremamente difícil.

O uso racional da energia é importante. Devemos aproveitar os subprodutos, reduzir o consumo, e aplicar os 3 R's, reduzindo significativamente a poluição ambiental e implementando um raciocínio que inclui as gerações futuras.

1.2. Degradação e conservação da energia

A energia vai perdendo qualidade sempre que se transfere ou transforma. Torna-se de tal forma dispersa que é impossível para nós voltar a utilizá-la, pelo que, a energia se degradou. Assim, para avaliar a eficiência de um processo recorre-se ao rendimento e assume sempre um valor inferior a 1.

$$\eta = \frac{\text{Energia util}}{\text{Energia fornecida}} \times 100$$

2. Conservação da energia

2.1. Lei da Conservação da energia

A energia pode transferir-se entre sistemas. Define-se sistema como a parte do universo que queremos estudar. Essa parte é limitada por uma fronteira que separa o sistema de uma vizinhança, que fica fora do sistema, podendo interagir com ele. Assim, os sistemas físicos podem ser: abertos (partilha de matéria e energia); fechados (partilha somente de energia); isolados (não há qualquer tipo de troca). Assim:

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

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.

2.2. Tipos fundamentais de energia

A energia é uma grandeza escalar, e é caracterizada por um número e uma unidade. Uma partícula pode ter vários tipos de energia associados:

Energia Cinética (E_c) – energia associada ao movimento de um corpo.

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

Energia Potencial (E_p) – resulta da interacção de um corpo com outros corpos. Existem vários tipos, consoante a natureza da interacção entre os corpos.

- **Energia potencial gravítica** – resulta da interacção de um corpo e um astro.

$$E_p = mgh$$

- **Energia potencial eléctrica** – resulta da interacção entre cargas eléctricas; para as ligações químicas é designada energia potencial química
- **Energia potencial elástica** – resulta da interacção associada à deformação dos corpos.

Energia Mecânica (E_M) – resulta da soma da Energia cinética com a energia potencial, que se podem converter uma na outra, seguindo a fórmula:

$$E_m = E_c + E_p$$

A nível microscópico a energia de um sistema designa-se por energia interna.

A energia interna é a soma da energia potencial, resultante das interações entre partículas constituintes do sistema (átomos, moléculas e iões), e da energia cinética, associada ao permanente movimento das partículas. A energia interna de um sistema depende da sua massa (quanto maior a massa mais energia) e está também relacionada com a temperatura.

A temperatura de um sistema (de um corpo) é proporcional a energia cinética média de translação das suas partículas.

2.3. Transferências de energia

Trabalho (W) - Transferência de energia organizada, que ocorre sempre que uma força actua num sistema e este se desloca devido á sua acção. No caso da força (F) ter a mesma linha de acção do deslocamento (d) do corpo, o trabalho pode calcular-se tendo em consideração que:

$$W = Fd$$

Calor (Q) - Transferência de energia desorganizada, que ocorre entre sistemas a temperaturas diferentes, prolongando-se, espontaneamente, através de um meio material, do sistema a temperatura mais elevada para o sistema a temperatura mais baixa, tendo como objectivo o equilíbrio térmico.

$$Q = mc \Delta T$$

Radiação (R) - é definida como a energia que é irradiada é um fenómeno natural e, independentemente da sua forma, a radiação ocorre sempre por ondas electromagnéticas.

$$c = \lambda f \quad E = h\nu$$

$$\text{CONCLUINDO: } E_{\text{corpo}} = Q + W + R$$

2.4. Potência

Potência - grandeza física que mede a quantidade de energia transferida por unidade de tempo.

$$P = \frac{E}{\Delta t}$$

CAPÍTULO 1 - DO SOL AO “AQUECIMENTO”

3. Energia – do Sol para a Terra

3.1. Balanço energético da Terra

A temperatura média da Terra mantém-se razoavelmente constante de ano para ano. Há tendência de longo prazo, mas não há evidência de variações abruptas de temperatura de um ano para o outro. Assim, a Terra deve libertar para o espaço a mesma quantidade de energia que recebe do Sol. Se assim não fosse, a atmosfera deveria aquecer ou arrefecer mensuravelmente, dependendo da quantidade de calor libertado para o espaço. Assim concluímos **que a potência da radiação proveniente do Sol que entra no globo terrestre é igual à potência da radiação emitida pelo globo terrestre**. A potência de radiação solar que alcança uma unidade de área da superfície da Terra é denominada Constante solar (S).

$$S = 1370 \text{ Wm}^{-2}$$

A radiação que incide num corpo pode ser absorvida, reflectida ou transmitida, verificando-se a lei da conservação da energia.

$$E_{\text{incidente}} = E_{\text{absorvida}} + E_{\text{reflectida}} + E_{\text{transmitida}}$$

$$\alpha = \frac{E_{\text{absorvida}}}{E_{\text{incidente}}} \quad \rho = \frac{E_{\text{reflectida}}}{E_{\text{incidente}}} \quad \tau = \frac{E_{\text{transmitida}}}{E_{\text{incidente}}}$$

$$1 = \alpha + \rho + \tau$$

As fracções de energia incidente, que são reflectidas, transmitidas e absorvidas dependem:

- **Das propriedades do corpo que recebe a energia** (material de que é feito, espessura, acabamento da superfície). Um corpo opaco é aquele que não se deixa atravessar pela radiação, pelo que, $\tau = 0$. Se o corpo for opaco e não reflector a uma radiação, será um bom absorvente: $\alpha = 0$.

- **Da frequência da radiação:** um corpo pode absorver uma grande quantidade de radiação de uma certa frequência e absorver muito pouco de outras. O vidro é transparente à radiação visível, mas opaco para a radiação infravermelha. A própria atmosfera funciona como um filtro, opaco a grande parte das radiações com excepção da visível e rádio, que formam “janelas atmosféricas”: a radiação de comprimentos de onda inferiores aos da gama do visível são bastante absorvidos na ionosfera e na camada do ozono, enquanto as ondas mais longas são reflectidas pela ionosfera.

Todos os corpos por se encontrarem a uma determinada temperatura emitem radiação electromagnética. Esta radiação resulta da agitação corpuscular dos seus átomos e moléculas. O espectro desta radiação térmica é um espectro contínuo. A emissão de energia é mais intensa numa determinada região do espectro e tende para zero quer para comprimentos de onda pequenos quer para comprimentos de onda grandes.

A intensidade da radiação emitida por um corpo depende da sua temperatura e da natureza da sua superfície. **O factor de emissão ou emissividade (e) caracteriza a tendência de um corpo para emitir em relação a um emissor perfeito.** Para radiação da mesma frequência, o factor de emissão é igual ao factor de absorção: $e = \alpha$.

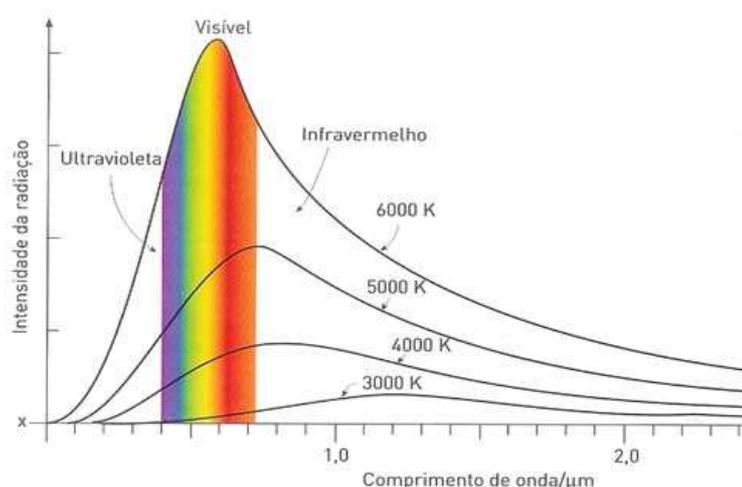
Um corpo negro é um corpo ideal que absorve toda a radiação que nele incide (absorvedor perfeito). Um corpo que absorve bem a radiação incidente emite igualmente bem ($e = \alpha$). Assim, o corpo negro é também um emissor perfeito. O caso oposto também se aplica: um corpo ideal que reflecta perfeitamente a radiação incidente (reflectivo perfeito), não absorvendo nenhuma radiação, também não emite nenhuma radiação.

A lei de Stefan-Boltzmann diz que a potência total da radiação emitida por um corpo é proporcional ao produto da sua temperatura absoluta e com a área da sua superfície.

$$P = e \cdot \sigma \cdot A \cdot T^4$$

Notemos que um corpo absorve, de acordo com o seu factor de absorção, a radiação que nele incide e que emite em todas as frequências, embora com mais intensidade apenas nas frequências correspondentes à temperatura e que se encontra (que poderão ser de gamas muito diferentes das do espectro de incidência). Assim, embora a Terra absorva radiação proveniente do sol essencialmente em zona de pequenos comprimentos de onda, emite fundamentalmente na gama do IV. A relação entre o comprimento de onda máximo e a temperatura é dada pela lei do Deslocamento de Wien.

$$\lambda_{max} = \frac{B}{T}$$



3.2. Equilíbrio térmico

Os corpos estão constantemente a emitir radiação e a receber radiação de tudo o que os rodeia. Se um corpo emitir maior quantidade de energia por radiação do que absorve, a sua temperatura diminui, e a temperatura da vizinhança aumenta. **Quando o corpo emite tanta energia como aquela que absorve, a sua temperatura estabiliza e diz-se que atingiu o equilíbrio térmico (as potência de radiação absorvida e emitida são iguais).**

A **lei zero da termodinâmica** permite compreender a razão pela qual os corpos que se encontram num dado ambiente durante algum tempo, acabam por ficar à mesma temperatura: a temperatura de alguns aumenta, a de outros diminui de tal modo que a temperatura final de todos eles é a mesma.

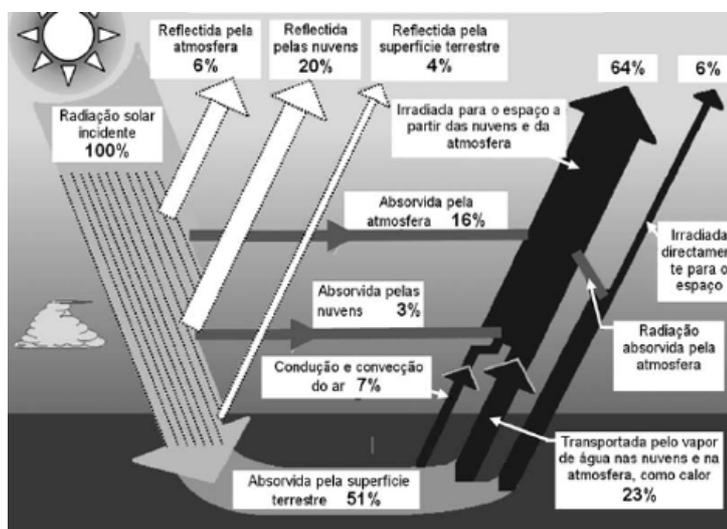
Dois sistemas em equilíbrio térmico com um terceiro estão em equilíbrio térmico entre si.

3.3. Temperatura média da Terra

A radiação solar atinge, num dado instante, apenas um hemisfério terrestre. Embora alcance a Terra com variadas inclinações quantidade principal é a que, em cada ponto, incide perpendicularmente à superfície terrestre – radiação solar directa.

$$S = 1370 \text{ Wm}^{-2}$$

Da radiação incidente no topo da atmosfera, cerca de 30% é reflectida pelo sistema Terra, constituindo o **albedo terrestre (fracção de radiação incidente num planeta e que por ele é reflectida)**. Por outro lado, consideramos que a Terra intercepta a radiação solar como um disco de área $\pi \cdot r^2$, ignorando a sua esfericidade, e que a Terra se comporta como um corpo negro ($e = 1$), de forma a simplificar os cálculos. Neste cálculo não contabilizamos as restantes perdas de energia da Terra nem o efeito de estufa, que impede a diminuição da temperatura da superfície terrestre.



$$\frac{\text{Potência da radiação proveniente do Sol}}{=} \frac{\text{Potência da radiação emitida pela Terra}}$$

$$P = e \cdot \sigma \cdot A \cdot T^4$$

$$\Leftrightarrow 0,7 \cdot S \times \pi \times r^2 = 1 \times 5,68 \times 10^{-8} \times 4 \cdot \pi \cdot r^2 \times T^4$$

$$\Leftrightarrow T = \sqrt[4]{\frac{0,7 \cdot S \times \pi \times r^2}{5,68 \times 10^{-8} \times 4 \cdot \pi \cdot r^2}} \Leftrightarrow T = 255 \text{ K} \Leftrightarrow T = -18^\circ\text{C}$$

3.4. A radiação solar na produção de energia eléctrica

Os painéis fotovoltaicos são usados para produzir energia eléctrica e resultam do agrupamento de células fotovoltaicas. Estas são constituídas por um cristal de silício (um semicondutor) em cujos extremos, por acção da radiação solar, é criada uma diferença de potencial eléctrico.

Entre os factores principais que impedem a sua utilização em larga escala, encontra-se o elevado custo, o baixo rendimento, os importantes investimentos de capital e a necessidade de ocupar grandes áreas de terreno.

Por outro lado, os painéis não dispõem de partes móveis, são formados por módulos, são inofensivos do ponto de vista ambiental, não produzem cheiros nem ruídos, exigem pouca manutenção e têm tempo de vida elevados (> 20 anos).

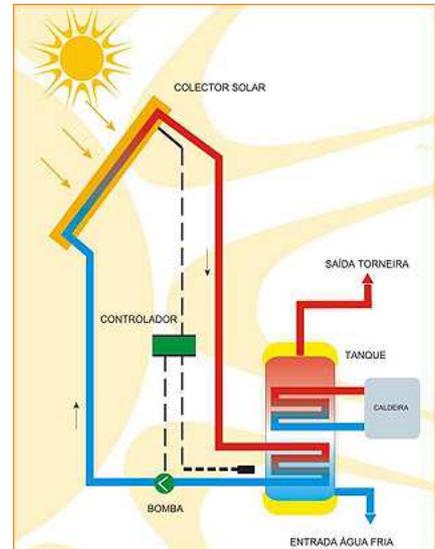
Para dimensionar um painel fotovoltaico, é necessário considerar a potência eléctrica a fornecer. Por sua vez, esta potência depende da insolação, do número de células fotovoltaicas e do modo como estão ligadas entre si, das características dos aparelhos a ele ligados (resistência exterior que maximiza o rendimento) e da temperatura ambiente.

4. A energia no aquecimento/arrefecimento de sistemas

4.1. A radiação solar no aquecimento

A radiação recebida directamente do sol pode ser focalizada e aproveitada para conseguir elevadas temperaturas para a água cujo vapor é utilizado para fazer mover turbinas usadas na produção de energia eléctrica.

Nos colectores solares a radiação que atinge as suas placas de vidro (transparente à radiação solar, opaco à radiação IV, criando um efeito de estufa artificial) é utilizada para aumentar a temperatura do ar confinado no seu interior (que funciona como isolante térmico) e de um fluido (mistura de água e etilenoglicol: > p.e.; <p.f.) por condução. Este fluido percorre um trajecto fechado, no interior de tubos metálicos, em geral de cobre (bom condutor de calor) através de um mecanismo de convecção natural geralmente auxiliado por uma bomba. Estes tubos, revestidos de crómio negro (boa absorção de calor) na parte exposta ao sol, penetram num reservatório de água, provocando o aumento da sua temperatura (correntes de convecção).



Assim, no Verão, os esquentadores e as caldeiras podem ser desligados, o que contribui para uma diminuição da poluição através da redução das emissões de ácidos de azoto e carbono para a atmosfera. São usados fundamentalmente para aquecimento de água/ambientes, mas também na secagem de produtos agrícolas.

As transferências de energia como calor podem processar-se de duas maneiras diferentes: condução e convecção.

Condução: transferência de energia entre dois sistemas, a diferentes temperaturas, colocados em contacto térmico (directo ou através de uma fronteira), onde a energia do sistema com maior temperatura passa para o sistema a menor temperatura devido a colisões microscópicas onde as partículas com maior energia cinética cedem energia às de menor energia. Quando todas as partículas vibrarem igualmente, têm o mesmo nível de energia e, conseqüentemente, a mesma temperatura. Não implica movimentos do meio material.

Para avaliar a capacidade de condução dos diferentes materiais recorreremos a **condutividade térmica (k_T)**: quantidade de calor que atravessa, por segundo, a espessura de um metro entre superfícies paralelas de área igual a 1 m² quando a diferença entre essas superfícies é 1K.

$$\frac{Q}{\Delta t} = k_T \frac{A \times \Delta T}{d}$$

Quanto maior foi o valor de k_T , melhores condutores são os materiais. Os metais são os melhores condutores devido à existência de electrões livres que efectuam essa transferência. A condução nos sólidos não metálicos faz-se com maior dificuldade porque as ligações químicas não lhes dão liberdade para vibrarem. São bons isoladores. Este processo de transferência é muito lento em líquidos e gases.

Convecção: No processo de convecção a energia é transferida entre regiões de um fluido (gás ou líquido), sujeito à acção da gravidade, por movimentos que misturam partes do fluido a diferentes temperaturas - **correntes de convecção**.

Verifica-se que, para a mesma pressão, a massa volúmica de um fluido diminui com o aumento da temperatura, logo, quando se coloca um fluido sob a influencia de uma fonte térmica, a temperatura da massa de fluido mais próxima aumenta primeiro que a restante, ficando menos densa. O restante fluido, a uma temperatura inferior, e portanto mais denso tende a ocupar a parte do recipiente que está a ser aquecida, obrigando a fracção com maior temperatura a deslocar-se em sentido oposto.

A convecção é um processo físico de extrema importância na transferência de energia em fluidos, desempenhando um papel fundamental no sistema climático da Terra.

4.2. 1ª Lei da termodinâmica

A variação de energia interna de um sistema, ΔE_i ou ΔU , é igual à quantidade de energia transferida como trabalho, calor e radiação:

$$\Delta E_i = Q + W + R$$

Por convenção considera-se que:

- A energia recebida pelo sistema, quer como trabalho, calor ou radiação, é positiva, pois aumenta a energia interna, $\Delta U > 0$;
- A energia cedida pelo sistema, como trabalho, calor ou radiação, é negativa, pois a energia interna diminui, $\Delta U < 0$;

Da primeira lei da termodinâmica verifica-se que os processos de transferência de energia, W , Q e R , são equivalentes, pois a sua soma é igual a variação da energia interna, ΔU , e esta depende apenas dos estados inicial e final.

4.3. Capacidade térmica mássica

A quantidade de energia transferida como calor necessária para que a temperatura de uma dada substância sofra uma variação de temperatura, é directamente proporcional a sua massa, m , e é dada pela expressão:

$$Q = mc\Delta T$$

Onde c é a característica térmica da substância que se designa capacidade térmica mássica e que é igual a quantidade de energia que é necessário fornecer a 1Kg dessa substancia para que a sua temperatura aumente 1K. A unidade Si da capacidade térmica mássica é $\text{J Kg}^{-1} \text{K}^{-1}$

4.4. Capacidade térmica

É a quantidade de calor recebida ou cedida por um corpo (de massa m) para que sua temperatura se altere de 1°C .

$$C = m \cdot c$$

Devido à sua capacidade térmica mássica, a água tem um efeito regulador do clima pois pode receber ou ceder grandes quantidades de energia sem que a sua temperatura se altere substancialmente.

4.5. Mudanças de estado físico

Numa mudança de estado físico de uma substância, a temperatura não varia e a energia fornecida traduz-se na quebra das ligações intermoleculares e não no aumento da agitação corpuscular. A variação de energia que é necessário fornecer, como calor, a pressão constante, por unidade de massa de substância para que ocorra a mudança no estado físico é conhecida por variação de entalpia (ΔH):

$$\Delta H = \frac{Q}{m} \Leftrightarrow Q = \Delta H \cdot m$$

Sempre que é necessário fornecer energia a um sistema para que este mude de estado físico, a ΔH é positiva, caso contrário é negativa.

4.6. 2ª Lei da Termodinâmica

Qualquer transferência de energia conduz à diminuição de energia útil, apesar da energia total se manter constante, pois uma parte deixa de estar disponível para a realização de trabalho. A segunda lei da Termodinâmica prevê esta degradação.

Os processos que ocorrem espontaneamente na Natureza dão-se no sentido da diminuição da energia útil.

Há uma grandeza física associada à qualidade de energia, que é uma variável de estado termodinâmico - a entropia. A entropia é a medida da desordem do sistema e é tanto maior quanto maior for esta desordem. Em termos energéticos significa que a entropia aumenta com a diminuição da qualidade de energia, atingindo um máximo em condições de equilíbrio.

CAPÍTULO 2 – ENERGIA EM MOVIMENTOS

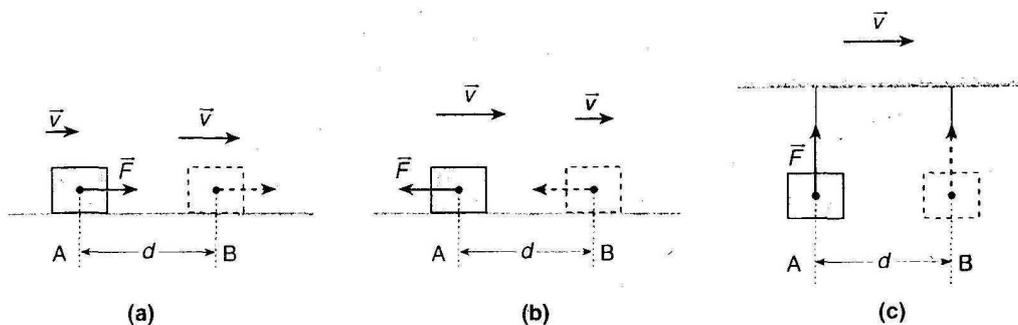
5. Transferências e transformações de energia em sistemas complexos

5.1. Modelo da partícula material

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. **Um corpo rígido, um sólido indeformável, em que as posições relativas das partículas que o constituem são constantes, quando em movimento de translação, pode ser representado pelo seu centro de massa, pois todos os seus pontos têm a mesma velocidade**, isto é, pode ser representado como uma partícula material que se desloca como se possuísse massa igual à do sistema e como se todas as forças que actuam no sistema estivessem nele aplicadas.

5.2. Transferir energia como trabalho

Em Física considera-se que **não há realização de trabalho sobre um objecto a não ser que este se desloque**, isto é, a quantidade de energia transferida para um sistema mecânico que envolva movimento é medida pelo trabalho de uma força. Mas o trabalho, de uma força, e consequentemente, a variação de energia de um corpo, dependem da força, e do deslocamento e do teu ponto de aplicação.



Na situação (a) a força e o deslocamento têm o mesmo sentido, a velocidade do corpo aumenta, logo, aumenta a sua energia cinética.

Na situação (b) a força e o deslocamento têm sentidos opostos, portanto, a velocidade diminui, bem como a energia cinética.

Na situação (c) a força é perpendicular ao deslocamento, a velocidade é constante, logo, a energia cinética do corpo não se altera.

Uma vez que $W = F \times d \times \cos \alpha$, pode concluir-se:

- O trabalho potente é realizado por uma força de módulo constante, F , que actua sobre um corpo na direcção e sentido do deslocamento, d . É positivo e é dado por:

$$W = F \times d \times \cos \alpha = F \times d \times \cos(0^\circ \leq \theta < 90^\circ) = \text{valor positivo}$$

- O trabalho resistente é realizado por uma força de módulo constante, F , que actua sobre um corpo na direcção e sentido oposto ao do deslocamento, d . É negativo e é dado por:

$$W = F \times d \times \cos \alpha = F \times d \times \cos(90^\circ < \theta \leq 180^\circ) = \text{valor negativo}$$

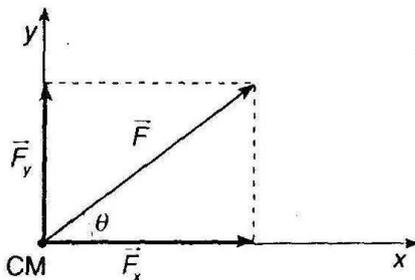
- O trabalho realizado por uma força de módulo constante, F , que actua sobre um corpo na com direcção perpendicular à do deslocamento, d , é nulo:

$$W = F \times d \times \cos \alpha = F \times d \times \cos 90^\circ = 0$$

A unidade SI de trabalho é o joule (J)

5.3. Calcular quantidades de energia transferida

Para determinar o trabalho realizado por uma força não colinear com o deslocamento tem que se decompor a força em duas componentes: uma com a direcção do deslocamento, F_x , responsável pelo trabalho realizado, e a outra que lhe é normal, F_y .



Repare-se que o trabalho realizado pela componente vertical é nulo, pois é perpendicular ao deslocamento, logo, o trabalho realizado pela força é igual ao trabalho realizado pela componente F_x , que se designa por força eficaz.

5.4. Trabalho realizado por várias forças

Se, sobre um corpo, actuar 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.
- O trabalho total é igual ao trabalho realizado pela resultante das forças, que é igual à soma vectorial de todas as forças e que traduz o efeito das várias forças que sobre ele actuam.

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

5.5. 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 (reação normal), e uma componente paralela à superfície e de sentido oposto ao deslocamento – a força de atrito. O trabalho realizado por esta força é resistente e responsável pela diminuição da energia mecânica do sistema:

$$W_{F_a} = -F_a \times d$$

A força de atrito é uma força dissipativa que traduz a nível macroscópico as complexas interacções que, a nível microscópico, se manifestam entre as minúsculas rugosidades das superfícies em contacto.

6. A energia de sistemas em movimento de translação

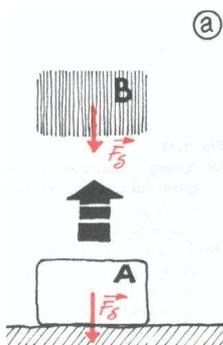
6.1. O teorema da Energia Cinética

O trabalho realizado pela resultante de todas as forças que actuam sobre um sistema, num determinado intervalo de tempo, é igual a variação da sua energia cinética:

$$W_{F_r} = \Delta E_c$$

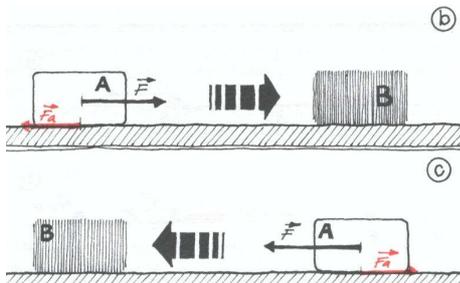
6.2. Forças conservativas e forças não conservativas

As forças que actuam num sistema, modificando-lhe a configuração, dizem-se conservativas quando, regressando o sistema à configuração inicial, readquire também a energia cinética inicial. Isto significa que as forças conservativas conservaram a capacidade que o sistema tinha de realizar trabalho, e daí o seu nome. As forças gravíticas e as forças elásticas são forças conservativas.



A força gravítica realiza, de A a B, um trabalho resistente, que se traduz num aumento de energia potencial do sistema grave – Terra. Segue-se, depois, um trabalho potente, de B para A, que se traduz na restituição à forma cinética do incremento de energia potencial que tinha sido armazenada.

As forças que actuam num sistema dizem-se não conservativas ou dissipativas quando, ao deixarem de realizar trabalho, o sistema ou não regressa à configuração inicial ou regressa a ela com energia cinética diferente da que tinha no princípio. Isto quer dizer que as forças não conservativas não conservaram a capacidade que o sistema tinha de realizar trabalho. As forças de atrito e a resistência ao movimento, no ar ou nos líquidos, são sempre forças resistentes e não conservativas.



A força de atrito, como mostram as figuras b e c, realiza sempre trabalho resistente não traduzido em aumento de energia potencial. A força de atrito é sempre uma força não conservativa.

6.3. Energia potencial gravítica

Um corpo, de massa m , é elevado lentamente de uma altura Δh por acção de uma força de intensidade igual ao peso do corpo, $P = mg$. Desprezando a resistência do ar, a resultante das forças que actuam sobre o corpo é nula e portanto, a variação da energia cinética é nula. Mas o ponto de aplicação da força experimenta um deslocamento igual a variação da altura do corpo; logo, realiza trabalho e, conseqüentemente, transfere energia para este. Isto é, a energia associada a posição do corpo designa-se por energia potencial gravítica. Então pode escrever-se:

$$\Delta E_p = W_F = F \times \Delta h = m \times g \times \Delta h = mg(h - h_0)$$

Esta expressão não permite saber a energia potencial, permite apenas calcular a variação de energia potencial gravítica de um corpo, de massa m , quando a sua altura varia entre h e h_0 . Para se obter a expressão da energia potencial gravítica é necessário definir um valor de referência, isto é, para uma dada posição define-se um determinado valor de energia potencial. Repare-se que tanto a escolha da posição de referência como o valor de referência de energia potencial a atribuir nesta posição são arbitrários.

Contudo, é normal definir o nível do solo como a posição a que corresponde energia potencial gravítica nula, pelo que para qualquer outra posição de altura h se tem:

$$\Delta E_p = mg(h - h_0) = mg(h - 0) = mgh$$

Desta expressão conclui-se que a energia potencial gravítica para um corpo de massa m é tanto maior quanto maior for a altura a que se encontra.

6.4. Trabalho realizado pelo peso de um corpo

Pode afirmar-se que o trabalho realizado pelas forças que actuam sobre o corpo é nulo, visto que a variação da sua energia cinética é nula. Isto é:

$$W_F + W_P = 0 \Leftrightarrow W_F = -W_P \Leftrightarrow W_F = -mg(h - h_0) \Leftrightarrow W_F = -\Delta E_P$$

Na verdade, durante uma subida a energia potencial gravítica aumenta e o trabalho realizado pelo peso do corpo é resistente ou negativo, pois actua em sentido contrário ao do deslocamento, enquanto numa descida a energia potencial gravítica diminui e o trabalho realizado pelo peso é potente ou positivo, pois tem o sentido do deslocamento.

Concluindo: o trabalho realizado pelo peso de um corpo, durante uma qualquer mudança de posição, é simétrico da variação da energia potencial gravítica.

$$W_{\vec{P}} = -\Delta E_P$$

6.5. Conservação de energia mecânica

Considerando desprezável a resistência do ar, um corpo, de massa m , lançado verticalmente para cima com velocidade inicial v_0 fica, quer durante a subida quer durante a descida, submetido apenas à acção do peso.

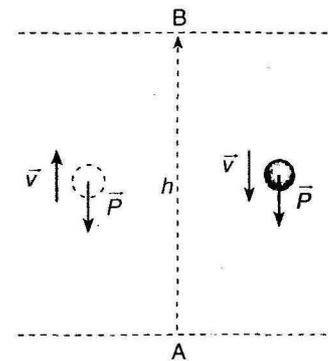
Repare-se que o trabalho realizado pelo peso de A a B é simétrico do realizado de B a A, donde se conclui que o trabalho total realizado é nulo. Mas, e de acordo com a Lei do Trabalho - Energia, o trabalho realizado pela resultante de todas as forças que actuam sobre um sistema, conservativas e não conservativas, é igual a variação da energia cinética:

$$W_{F_r} = \Delta E_C \Leftrightarrow W_{F_{cons}} + W_{F_{n.cons}} = \Delta E_C \Leftrightarrow W_{F_{cons}} = \Delta E_C$$

$$W_{F_{cons}} = \Delta E_C \Leftrightarrow -\Delta E_P = \Delta E_C \Leftrightarrow E_C - E_{C_0} = E_P - E_{P_0} \Leftrightarrow E_C + E_P = E_{C_0} + E_{P_0}$$

$$E_M = E_{M_0} \Leftrightarrow \Delta E_M = 0$$

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.



6.6. Plano inclinado

Considere-se um bloco de massa m , que parte do repouso do topo de um plano inclinado, de comprimento d e altura h , e que se desloca ao longo deste com atrito desprezável.

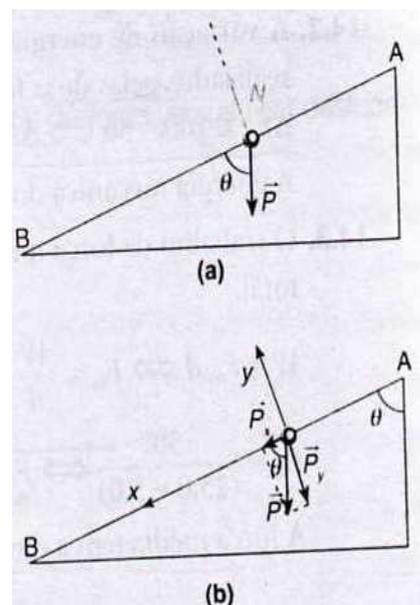
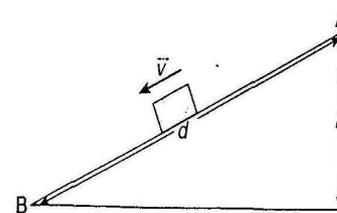
A variação da energia cinética do bloco é igual ao trabalho realizado pela resultante das forças que sobre ele actuam: o peso e a reacção normal, exercida pela superfície de apoio.

Repare-se que a reacção normal é perpendicular ao deslocamento, logo, não realiza trabalho. Por sua vez, o peso ao definir um ângulo θ com a direcção do movimento deve ser decomposto segundo a direcção tangente à trajectória, P_x , e a direcção perpendicular, P_y . A componente normal do peso, P_y , não realiza trabalho, mas a sua componente tangencial, P_x , a força eficaz, é a responsável pela variação da velocidade do bloco.

Em suma, o trabalho total realizado pelas forças que actuam sobre o bloco no deslocamento de A a B, é igual ao trabalho realizado pela força eficaz, P_x .

$$W_{AB} = P_x \cdot d \quad , e \quad P_x = P \cos \theta$$

$$W_{AB} = P \cdot \cos \theta \cdot d = m \cdot g \cdot \cos \theta \cdot d = m \cdot g \cdot \frac{h}{d} \cdot d = mgh$$



6.7. As forças que alteram a energia mecânica

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

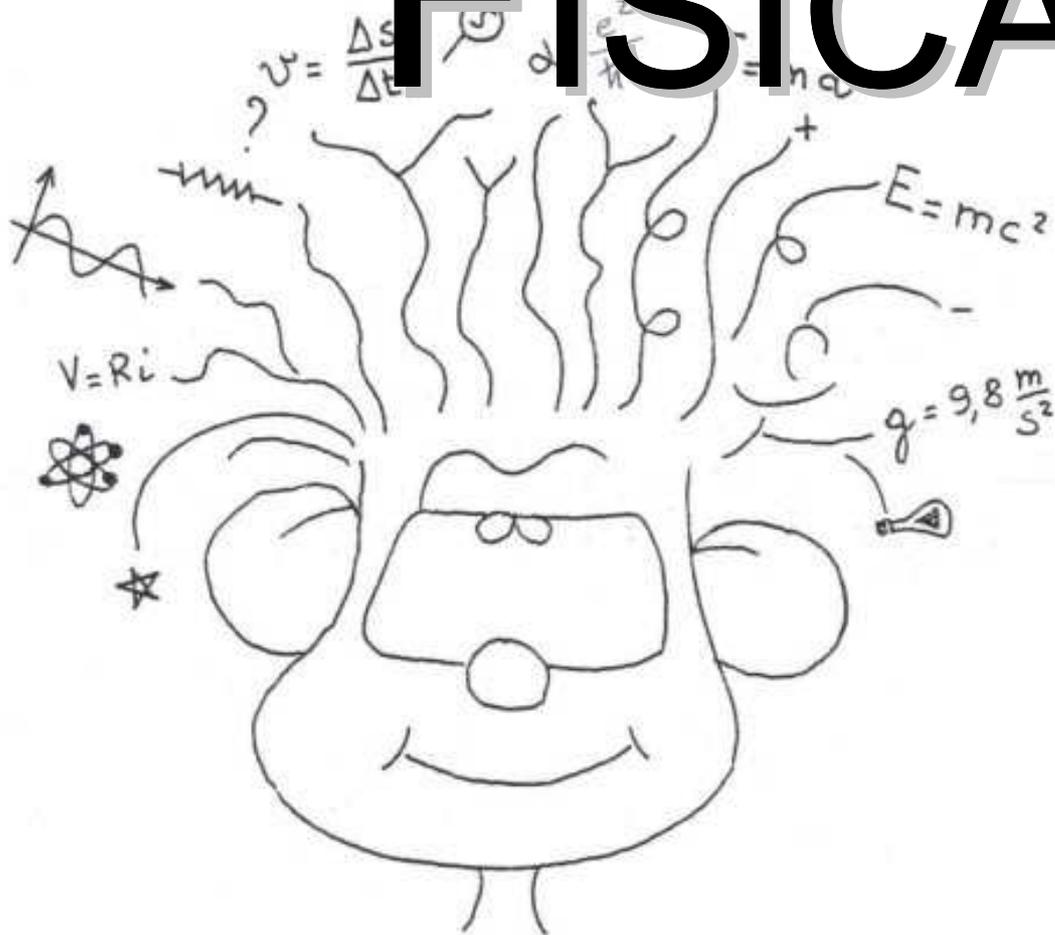
$$W_{F_{cons}} + W_{F_{n.cons}} = \Delta E_c \Leftrightarrow W_{F_{n.cons}} = \Delta E_c - (-\Delta E_p) = \Delta E_c + \Delta E_p = \Delta E_M$$

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 forças não conservativas. Estas forças que dificultam o movimento ao actuarem 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.



FÍSICA

Ano II



CAPÍTULO 1 - MOVIMENTOS NA TERRA E NO ESPAÇO

1. Viagens com GPS

Para viajar é necessário conhecer o local de partida, o local de chegada e o percurso a seguir. Isto pode ser feito através de um sistema de navegação conhecido por GPS (Sistema de posicionamento global) que permite saber a posição de um lugar à superfície da Terra através das coordenadas geográficas.

1.1. Posição e coordenadas geográficas

Num modelo esférico da Terra, a posição de um lugar pode ser determinada a partir de algumas linhas imaginárias:

- Paralelo – círculos menores paralelos ao equador e perpendiculares ao eixo da Terra que permitem medir a latitude. Esta é o ângulo que a linha que une esse lugar ao centro da Terra faz com o plano do equador. Varia entre 0° e 90° e mede-se para norte ou sul do equador.
- Meridiano – semi-circunferências perpendiculares aos paralelos, que passam pelos pólos e permitem medir a longitude. Esta é o ângulo entre o plano do meridiano de Greenwich e o plano do meridiano desse lugar. Varia entre 0° e 180° e mede-se para Este ou Oeste do meridiano de Greenwich.

As coordenadas geográficas latitude, longitude e altitude dão-nos a posição exacta de um lugar na superfície terrestre.

1.2. O sistema GPS

O sistema de posicionamento global utiliza informação proveniente de satélites para fornecer com rigor as coordenadas de um lugar. Este sistema divide-se em três partes:

- Segmento espacial:
 - É formado por 24 satélites que foram lançados em foguetões a partir do Cabo Canaveral, EUA.
 - Descrevem trajectórias circulares em torno da Terra, a 22200 km de altitude.
 - Dão duas voltas completas por dia - têm um período de 12h.
 - As órbitas estão contidas em seis planos que fazem 60° entre si, cada uma com quatro satélites.
 - Obtêm energia de painéis solares que são constantemente orientados para o sol.
 - Cada satélite possui quatro relógios atómicos cuja precisão é 3 ns.
 - Transmitem/captam ondas electromagnéticas que informam sobre a posição e tempo.

- Segmento de controlo:
 - É constituído por cinco estações terrestres dispersas pelo planeta.
 - Controla a posição e velocidade dos satélites, bem como o tempo marcado nos seus relógios;
 - Analisa as condições atmosféricas que introduzem erros no sistema
 - Efectua correcções às orbitas e relógios dos satélites, enviando informação codificada.

- Segmento do utilizador:
 - É constituído pelos receptores GPS e por quem os utiliza.
 - Os receptores são caracterizados por receber e decodificar os sinais dos satélites, poder trocar dados com outros receptores e com computadores, permitir a quem navega o acesso a mapas detalhados e assim obter a melhor rota para um determinado destino.

Os satélites GPS enviam sinais específicos para os receptores em terra através de ondas electromagnéticas. Os satélites da rede GPS enviam os seus sinais em instantes precisos. O receptor de GPS possui informação rigorosa do instante em que cada satélite envia esses sinais. O sinal propaga-se à velocidade da luz, pelo que decorre algum tempo desde a emissão até à sua chegada ao receptor GPS. Este intervalo de tempo permite determinar a distância entre o receptor e o satélite.

É necessária a informação de três satélites para localizar um ponto. Calculadas as distâncias aos satélites A, B e C, é então, possível determinar a posição do ponto P, onde se encontra o receptor:

- Com a distancia d_A , traça-se uma circunferência centrada em A que contem a posição do receptor, mas que poderá ser qualquer ponto da circunferência.
- Com a distância d_B traça-se uma segunda circunferência centrada em B, que intercepta em dois pontos a circunferência centrada em A, um dos quais será o ponto P.
- Com a distância d_C traça-se a circunferência centrada em C, que intercepta dois pontos da centrada em A, um dos quais é comum à circunferência centrada em B e que representa o ponto P.

Nota: o sistema GPS utiliza a intersecção de esferas e não de circunferências.

Em princípio, três satélites seriam suficientes para localizar a posição de um lugar na Terra, mas os relógios atómicos dos satélites, altamente precisos, têm de estar sincronizados para que a triangulação esteja correcta. Na prática, este problema é resolvido comunicando com um quarto satélite de referência.

O GPS tem várias aplicações, nomeadamente na navegação terrestre, marítima e aérea, segurança de veículos, mapeamento e estudos topográficos e gestão de tráfego aéreo e detecção de situações de emergência.

1.3. Coordenadas cartesianas

O sistema de coordenadas cartesianas é um outro sistema de referenciar posições. Este sistema é constituído por 3 eixos perpendiculares entre si e em cuja intersecção (origem do referencial) se encontra o observador. Num plano, a posição é determinada com dois eixos de referência (duas coordenadas).

Para estudar movimentos num local à superfície da Terra, quase sempre podemos ignorar a curvatura dessa superfície, considerando-a plana.

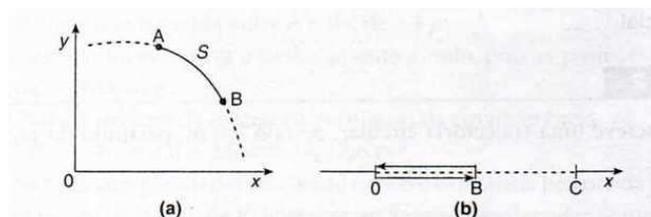
Nem sempre duas pessoas estão de acordo quando descrevem o mesmo movimento. Um exemplo do dia-a-dia: um passageiro de um comboio em movimento olha para outro sentado à sua frente e diz que ele está parado, ou em repouso relativamente a si. Mas uma pessoa que esteja a ver passar o comboio diz que aquele passageiro está em movimento. Ou seja, quando se descreve o movimento de um corpo, é essencial que se diga “em relação a quê” é que o corpo se move. Ao objecto de referência liga-se um sistema de eixos ou referencial.

1.4. Trajectória, distancia percorrida e deslocamento

A **trajectória** descrita por uma partícula em movimento é definida pelas sucessivas posições ocupadas ao longo do tempo.

As trajectórias podem ser:

- **Curvilíneas:** quando os pontos ocupados pela partícula ao longo do tempo definem uma curva.
- **Rectilíneas:** quando os pontos ocupados pela partícula ao longo do tempo definem uma recta.



A distância percorrida, s , por uma partícula é a medida de todo o percurso efectuado ao longo da trajectória e, por conseguinte, é uma grandeza escalar positiva. Por sua vez, o **deslocamento** é uma grandeza vectorial que caracteriza a variação de uma partícula, num dado intervalo de tempo, com origem na posição inicial e extremidade na posição final.

Atente-se que o valor do deslocamento, Δx , num dado intervalo tempo, pode ser:

- Positivo: a partícula desloca-se no sentido positivo;
- Negativo: a partícula desloca-se no sentido negativo;
- Nulo: a partícula desloca-se, mas regressa à posição inicial.

Em conclusão: o deslocamento de uma partícula, durante um certo intervalo de tempo, depende apenas das posições final e inicial.

1.5. Rapidez e velocidade

A rapidez média é uma grandeza escalar positiva e que indica qual a distancia percorrida, em média, pela partícula na unidade de tempo.

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

A velocidade média, é uma grandeza vectorial e que indica qual o deslocamento experimentado, em média, pela partícula, na unidade de tempo. A velocidade média tem a direcção e o sentido do vector deslocamento, pode apresentar valores positivos ou negativos.

$$V_m = \frac{\Delta r}{\Delta t}$$

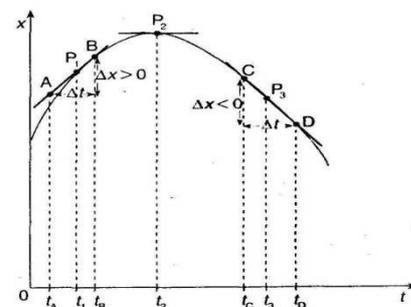
A velocidade instantânea é o limite para que tende a velocidade média quando o intervalo de tempo tende para zero. É, pois, uma grandeza vectorial que, em cada ponto, é tangente à trajectória e que apresenta o sentido do movimento.

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

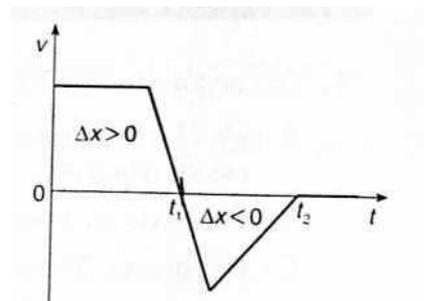
1.6. Gráficos posição - tempo e velocidade - tempo

O vector velocidade altera-se sempre que se altera a direcção, o sentido e/ou o módulo. Se a velocidade é nula, pode-se concluir que o corpo está em repouso em relação ao referencial. Quando o corpo inverte o sentido do movimento o valor da velocidade é nulo. Através de um gráfico posição tempo pode-se determinar a velocidade do corpo, em cada instante, através do declive da recta tangente à curva do gráfico, no ponto considerado.

$$v = \frac{x_2 - x_1}{t_2 - t_1}$$



A variação do valor da velocidade, em função do tempo, pode também ser representada através de um gráfico velocidade - tempo. A área do gráfico indica o valor do deslocamento do corpo. No instante t_1 , verifica-se a inversão do sentido do movimento.



2. Da Terra à Lua

2.1. Interações à distância e de contacto

Para existir uma força tem de haver uma interacção entre dois corpos: um exerce a força e outro sofre a acção dessa força.

As interacções entre corpos, e consequentemente, as forças podem ser de contacto, quando o corpo que exerce a força está em contacto com o corpo que sofre a acção desta – por exemplo, a força exercida pelo pé de um jogador sobre a bola de futebol – e que deixa de se manifestar quando o contacto deixa de existir; ou à distância, quando a interacção se manifesta com os corpos a uma determinada distância entre eles - por exemplo, a força gravítica, a força eléctrica e a força magnética.

As quatro interacções fundamentais às quais se deve a estrutura do universo são:

- Interação gravitacional
- Interação electromagnética
- Interação nuclear forte
- Interação nuclear fraca

Força	Intensidade	Alcance
Gravitacional	10^{-40}	infinito
Electromagnética	10^{-2}	infinito
Nuclear forte	1	10^{-15} m
Nuclear fraca	10^{-5}	10^{-18} m

2.2. Terceira lei de Newton

Quando um corpo exerce uma força sobre outro, este exerce também sobre o primeiro uma força de igual módulo e direcção, mas de sentido contrário.

$$F_{AB} = -F_{BA}$$

Estas forças, que constituem um par acção reacção, têm o mesmo módulo e direcção, resultam da mesma interacção, mas possuem sentidos opostos e têm pontos de aplicação em corpos diferentes, e por isso os seus efeitos não se anulam.

Esta ideia é traduzida pela Terceira Lei de Newton:

2.3. Lei da gravitação universal

As forças atractivas que se verificam entre dois corpos têm intensidade directamente proporcional ao produto das suas massas e inversamente proporcional ao quadrado da distância existente entre os seus centros de massa.

$$F_g = G \frac{Mm}{d^2}$$

$$G = 6,67 \times 10^{-11} \text{ N m}^2 \text{ kg}^{-2}$$

2.4. Efeitos das forças sobre a velocidade

Se a velocidade for nula, a força faz mover o corpo.

Se a força tem a direcção da velocidade, ela só faz variar o módulo da velocidade mas não a sua direcção, pelo que, o movimento é rectilíneo:

- Acelerado, se a força tiver o sentido da velocidade, aumentando a celeridade do corpo:
- As projecções escalares da velocidade e aceleração são positivas (m.r.u.a. no sentido positivo)
- As projecções escalares da velocidade e aceleração são negativas (m.r.u.a. no sentido negativo)

- Retardado, se a força tiver o sentido oposto da velocidade, diminuindo-a: as projecções escalares da velocidade e aceleração têm sinais contrários (o sentido do movimento é dado pelo sinal da velocidade).

Se a força não tiver a direcção da velocidade, faz mudar a direcção desta e o movimento é curvilíneo. Neste caso pode decompor-se a força segundo duas forças perpendiculares: uma componente na direcção da velocidade, e outra na direcção perpendicular. A componente da força na direcção da velocidade faz variar o módulo da velocidade. A componente perpendicular faz mudar a direcção da velocidade. Consequentemente, aceleração e velocidade têm sempre direcções diferentes, pelo que, a aceleração está sempre presente, mesmo quando o módulo da velocidade não varia, ao contrário dos movimentos rectilíneos

2.5. Aceleração

O modo como a velocidade varia, com o decorrer do tempo, quer em sentido, quer em direcção, quer em módulo, é traduzida pela aceleração. A aceleração média é a taxa de variação temporal da velocidade:

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

2.6. Segunda Lei de Newton

A força resultante de um sistema de forças que actua sobre um corpo, considerando-o como uma partícula material, é directamente proporcional à aceleração imprimida, tendo a mesma direcção e sentido.

$$F_r = ma$$

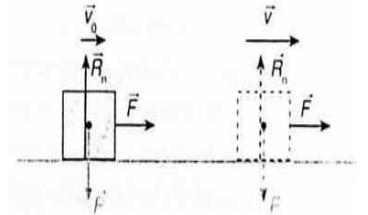
Da análise desta expressão conclui-se que a aceleração e a resultante das forças têm a mesma direcção e o mesmo sentido. Para a mesma resultante das forças, quanto maior for a massa do corpo menor será a aceleração que adquire – maior será a resistência à alteração da sua velocidade, maior será a sua inércia. Como a massa é a medida da inércia do corpo, designa-se por massa inercial.

2.7. Primeira lei de Newton ou lei da inércia

Um corpo, considerado como partícula material, permanece em repouso ou com movimento rectilíneo e uniforme se sobre ele não actuar qualquer força ou se actuar um sistema de forças cuja resultante é nula.

2.8. Descrição de movimentos rectilíneos

O movimento de um corpo, num dado intervalo de tempo, Δt , é determinado quer pelas condições quer pela resultante das forças que sobre ele actuam. Considere-se um corpo de massa m , que se desloca sobre uma superfície horizontal com velocidade constante v_0 no instante t_0 , em que sobre ele passa a actuar uma força constante, paralela a superfície de apoio.



A resultante das forças que sobre ele actuam é:

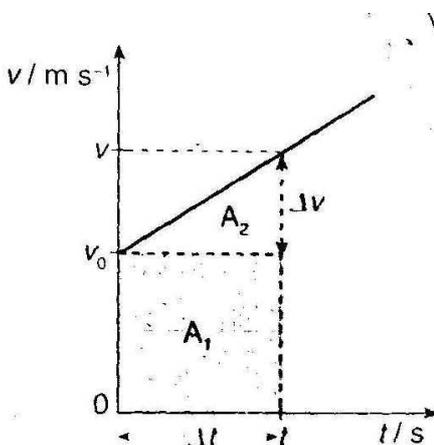
$$F_r = P + N + F \Leftrightarrow F_r = F$$

Donde se conclui que a força resultante é constante e, conseqüentemente, a aceleração também o é, pois $F_r = ma$. Mas como a aceleração e a velocidade inicial do corpo têm a mesma direcção, a velocidade varia apenas em valor e o corpo fica animado de movimento rectilíneo uniformemente variado:

$$a_m = \frac{\Delta v}{\Delta t} \Leftrightarrow a_m = \frac{v - v_0}{t - t_0} \Leftrightarrow v = v_0 + a(t - t_0) \Leftrightarrow v = v_0 + a.t$$

Esta equação traduz a lei das velocidades do movimento rectilíneo uniformemente variado.

O gráfico velocidade - tempo para este movimento é um segmento de recta cujo declive é o valor da aceleração. Recorrendo ao gráfico $v=v(t)$, determina-se o deslocamento da partícula durante o intervalo de tempo Δt , através da área contida sob o segmento de recta.



A partir do gráfico representado na figura e fazendo coincidir o eixo dos xx com a direcção da trajectória, pode concluir-se que o valor do deslocamento, Δx , é dado por:

$$\Delta x = A_1 + A_2 = v_0 t + \frac{1}{2}(v - v_0)t$$

Dado que $v=v_0+at$, substituindo na expressão anterior, tem-se:

$$\Delta x = v_0 t + \frac{1}{2}(v_0 + a.t - v_0)t = v_0 t + \frac{1}{2}at^2$$

$$\Leftrightarrow x - x_0 = v_0 t + \frac{1}{2}at^2 \Leftrightarrow x = x_0 + v_0 t + \frac{1}{2}at^2$$

Esta expressão traduz a lei das posições do movimento uniformemente variado, onde x_0 e v_0 são as condições iniciais do movimento. Mas, caso a resultante das forças que actuam sobre um corpo, que se desloca com velocidade v_0 , seja nula, a aceleração do movimento é nula, e o corpo deslocar-se-á com velocidade constante, animado de movimento rectilíneo uniforme. Assim, para um dado intervalo de tempo a lei da velocidade do movimento rectilíneo uniforme é dada pela expressão $v = const.$ E a lei das posições por $x = x_0 + vt$

Em conclusão, o movimento rectilíneo diz-se:

- **Movimento rectilíneo uniformemente variado** se o módulo da velocidade aumenta, isto é, se a velocidade inicial e a aceleração tiverem o mesmo sentido;
- **Movimento rectilíneo uniformemente retardado** se o módulo da velocidade diminui, isto é, se a velocidade inicial e a aceleração tiverem sentidos opostos;
- **Movimento rectilíneo uniforme** se o módulo da velocidade é constante

2.9. Movimentos próximos da superfície da Terra

LANÇAMENTO NA VERTICAL E QUEDA CONSIDERANDO A RESISTÊNCIA DO AR DESPREZÁVEL

Durante o movimento no ar, segundo a vertical, o corpo fica sujeito a duas forças: a força gravítica e a resistência do ar ao movimento. Se considerarmos a resistência do ar desprezável, o corpo só fica sujeito à força gravítica que é uma força constante. Quando o corpo se encontra próxima da superfície da Terra, a força gravítica é o seu peso e é dado por:

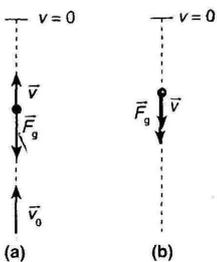
$$F_g = G \frac{Mm}{d^2} \Leftrightarrow ma = G \frac{Mm}{d^2} \Leftrightarrow a = G \frac{M}{d^2} \Leftrightarrow a = 6,67 \times 10^{-11} \times \frac{6,0 \times 10^{24}}{(6400 \times 10^3)^2}$$

$$\Leftrightarrow a = g = 9,8 \text{ ms}^{-2}$$

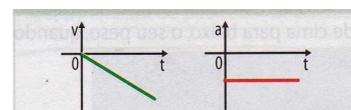
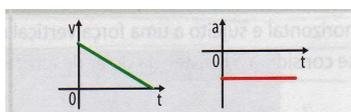
Quando a resultante das forças é constante, a aceleração também, o que provoca uma variação uniforme da velocidade e o movimento é rectilíneo uniformemente variado.

$$\text{Lei das velocidades: } v = v_0 - g \cdot t$$

$$\text{Lei das posições: } y = y_0 + v_0 t - \frac{1}{2} g t^2$$



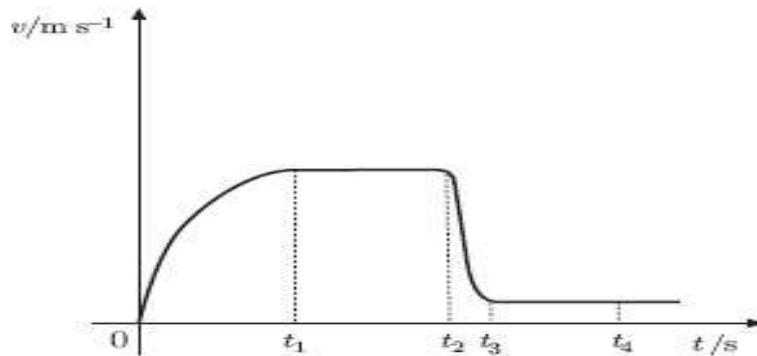
a) Lançamento	b) Queda
A força tem sentido oposto ao do movimento	A força tem o mesmo sentido do movimento
g e v têm a mesma direcção mas sentidos opostos	g e v têm a mesma direcção e sentido
Diminui o módulo da velocidade ($v = 0, h = \text{max.}$)	Aumenta o módulo da velocidade
m.r.u. retardado	m.r.u. acelerado



LANÇAMENTO VERTICAL E QUEDA COM RESISTÊNCIA DO AR NÃO DESPREZÁVEL

Existem muitas situações em que a resistência do ar não pode ser desprezada. A força da resistência do ar depende das dimensões, forma e orientação do corpo, da natureza da sua superfície e da sua velocidade em relação ao ar.

Exemplo: queda de um pára-quedista.



- Para $t = 0\text{s}$: o corpo é largado, sujeito apenas à ação da força gravítica e a sua velocidade vai aumentando.
- Para $t =]0; t_1]$ s: o corpo fica também sujeito à resistência do ar, que aumenta à medida que aumenta a sua velocidade. Aplicando-se a 2ª lei de Newton:

$$F_r = ma \Leftrightarrow P - R_{ar} = ma \Rightarrow P > R \Rightarrow a \text{ é variável } > 0\text{ms}^{-2}$$

Como a resistência do ar aumenta com a velocidade, conclui-se que sempre que a esta variar, a aceleração também muda, pelo que, o movimento não é uniformemente acelerado.

- Para $t =]t_1; t_2]$ s: a resistência do ar atinge um valor igual ao do peso do corpo e a velocidade mantém-se constante.

$$F_r = ma \Leftrightarrow P - R_{ar} = ma \Leftrightarrow a = 0\text{ms}^{-2} \Rightarrow \text{movimento rectilíneo uniforme}$$

- Para $t =]t_2; t_3]$ s: ocorre a abertura do pára-quedas e a resistência do ar aumenta para um valor superior ao do peso do corpo, fazendo diminuir a velocidade:

$$F_r = ma \Leftrightarrow P - R_{ar} = ma \Rightarrow P < R \Rightarrow a \text{ é variável } < 0\text{ms}^{-2}$$

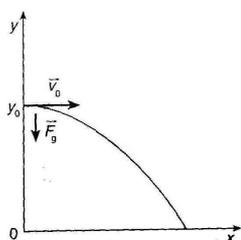
Ao abrir o pára-quedas, a resistência do ar aumenta, sobrepondo-se ao valor do peso, e diminuindo a velocidade do corpo, pelo que, o movimento não é uniformemente retardado.

- Para $t > t_3$: com a diminuição da velocidade, ocorre também a diminuição da resistência do ar até atingir um valor igual ao do peso do corpo e a velocidade atinge um valor constante – velocidade terminal.

$$F_r = ma \Leftrightarrow P - R_{ar} = ma \Leftrightarrow a = 0\text{ms}^{-2} \Rightarrow \text{movimento rectilíneo uniforme}$$

LANÇAMENTO HORIZONTAL COM RESISTÊNCIA DO AR DESPREZÁVEL

Se um corpo for lançado horizontalmente com velocidade, fica submetido apenas à acção da força gravítica, caso se despreze o efeito da resistência do ar, descrevendo uma trajectória parabólica no plano, resultante de dois movimentos independentes, um segundo o eixo dos xx e outro do eixo dos yy .



Na horizontal	Na vertical
m.r.u. porque: $F_r = 0 \Rightarrow a = 0 \Rightarrow v_x = v_0$	m.r.u.a. porque: $F_r = -P \Leftrightarrow a = -g \Rightarrow v_y = -gt$
$x = x_0 + vt$	$y = y_0 + \frac{1}{2}gt^2$
$\Delta x = x - x_0$ é o alcance do corpo e depende da velocidade com que é lançado	$v_0 = 0$ Porque no início do movimento o corpo não tem velocidade segundo a vertical, uma vez que é lançado horizontalmente

NOTA: o tempo de queda de um corpo que é lançado horizontalmente é igual ao tempo de queda na vertical de outro corpo, quando ambos partem da mesma altura, considerando a resistência do ar desprezável.

2.10. Satélites. Movimento circular e uniforme

Os satélites orbitam a diferentes altitudes em torno da Terra, consoante o fim para o qual são construídos. Há satélites de baixa, média e alta altitude. Entre as suas aplicações destacam-se:

- As telecomunicações (satélites de GPS; retransmissão de rádio/televisão).
- Meteorologia (monitorizar o tempo e o clima)
- Reconhecimento para fins militares
- Investigação espacial (observações astronómicas)
- Observação da superfície terrestre (mapeamento geográfico ou ambiental)

Um satélite geoestacionário é um satélite artificial que permanece imóvel em relação a um ponto fixo na Terra, pelo que descreve uma trajectória circular constante e possui um período de 24 horas, girando síncrono com a Terra, com velocidade de módulo constante, direcção tangente a trajectória e sentido de oeste para este. A única força que sobre ele actua é a força gravítica.

Para se lançar um satélite artificial é necessário imprimir-lhe uma velocidade inicial elevada, de modo a conseguir anular a acção da força gravítica e atingir a altitude desejada, caso contrário, este despenhar-se-ia sobre a Terra.

Uma partícula está animada de movimento circular e uniforme quando a resultante das forças que sobre ela actuam é uma força centrípeta, pois, em cada instante, é perpendicular à velocidade, de módulo constante, radial e dirigida para o centro da trajectória. A aceleração do movimento circular e uniforme, aceleração centrípeta, é pois, radial, dirigida para o centro da trajectória 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.
- **Frequência (f):** número de rotações executadas na unidade de tempo.

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

- **Velocidade angular (ω):** é o ângulo descrito pela partícula na unidade de tempo.

$$\omega = \frac{\Delta\theta}{\Delta t} = \frac{2\pi}{T} = 2\pi f$$

- **Velocidade (v):** é igual ao arco descrito na unidade de tempo.

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

- **Aceleração centrípeta (a_c):** responsável pela variação da direcção da velocidade, é:

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

Características de um movimento circular uniforme de um satélite:

- **Velocidade em órbita** – não depende da massa do satélite, depende da massa e do raio da Terra, diminui com a altitude.
- **Aceleração centrípeta** - não depende da massa do satélite, depende da massa e do raio da Terra, diminui com a altitude.
- **Força centrípeta** - depende da massa do satélite, da massa da Terra e do raio da Terra, diminui com a altitude.

$$v = \sqrt{\frac{GM}{R_T + h}}$$

$$a_c = \frac{GM}{(R_T + h)^2}$$

$$F_c = \frac{GMm}{(R_T + h)^2}$$

CAPITULO 2 - COMUNICAÇÃO DE INFORMAÇÃO A CURTAS DISTÂNCIAS: O SOM

3. Transmissão de sinais

3.1. Propagação de um sinal

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 (som).
- Ondas electromagnéticas: não necessitam de um meio material para se propagarem (radiação)

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

- Ondas transversais: a direcção em que se deu a perturbação é perpendicular á direcção de propagação da onda, como as ondas electromagnéticas.
- Ondas longitudinais: se a direcção em que se deu a perturbação coincide com a direcção 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 recepção pelo que o modulo da velocidade da onda é dado por:

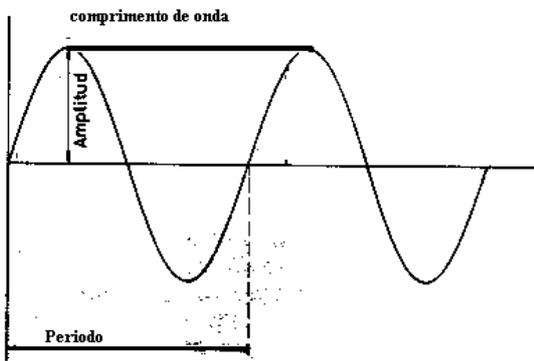
$$v = \frac{s}{\Delta t}$$

3.2. 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 por.

- Período - intervalo de tempo decorrido entre dois pulsos consecutivos.
- Comprimento de onda - distância que a onda avança num período.
- Amplitude - distância máxima relativamente a posição de equilíbrio.
- Frequência - é o número de oscilações por unidade de tempo.



Uma onda propaga-se a uma distância igual ao seu comprimento de onda, durante um intervalo de tempo igual ao do período. A velocidade de propagação da onda pode ser escrita:

$$v = \frac{s}{\Delta t} = \frac{\lambda}{T} = \lambda f$$

3.3. 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 co-seno. Um sinusoidal ou harmónico é expresso pela função:

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

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 e no espaço. O período, a frequência e a amplitude de uma onda harmónica são determinados pelo sinal da fonte emissora.

Numa onda harmónica, a energia transportada pela onda e a sua intensidade – energia transferida por unidade de tempo e por unidade de área perpendicular à direcção de propagação - dependem da amplitude e da frequência.

Para ondas com a mesma frequência, a onda com maior amplitude tem maior intensidade;

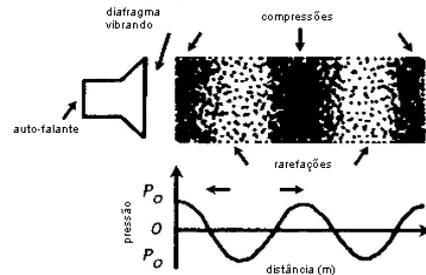
Para ondas com a mesma amplitude é mais intensa a que tiver maior frequência.

4. O som

4.1. Produção e propagação de um sinal sonoro

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, por 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 receptores (ouvidos, microfones) detectarem 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 direcção de propagação. As partículas do meio oscilam na direcção de propagação da onda. O som é uma onda mecânica, pois só se propaga em meios materiais e, consequentemente, a sua velocidade depende do meio de propagação.

4.2. Sons puros e suas características

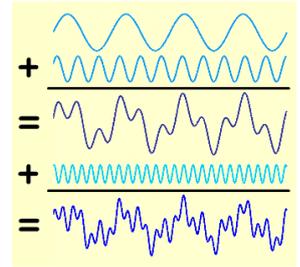
Um som puro ou simples é um som cuja forma matemática é uma função seno (ou co-seno), ou seja, é uma onda harmónica ou sinusoidal. Só tem um comprimento de onda.

Os sons distinguem-se através das seguintes características:

- 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.

4.3. Sons complexos

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 co-seno, 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.

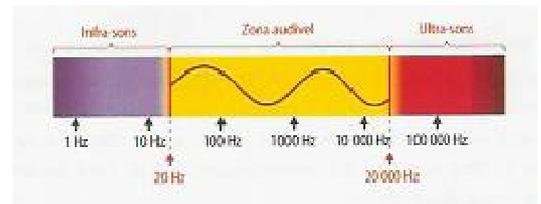


Um harmónico é um som puro cuja frequência é um múltiplo inteiro de uma dada frequência, isto é, da frequência do som fundamental.

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.

4.4. Espectro sonoro

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 infra-sons e os ultra-sons.



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

- Sons audíveis, que correspondem a uma banda de frequências entre os 20 Hz e os 20000Hz
- Infra-sons, que correspondem a uma banda de frequências compreendida entre 0 e 20Hz;
- Ultra-sons, que correspondem a uma banda de frequências superiores a 20000Hz.

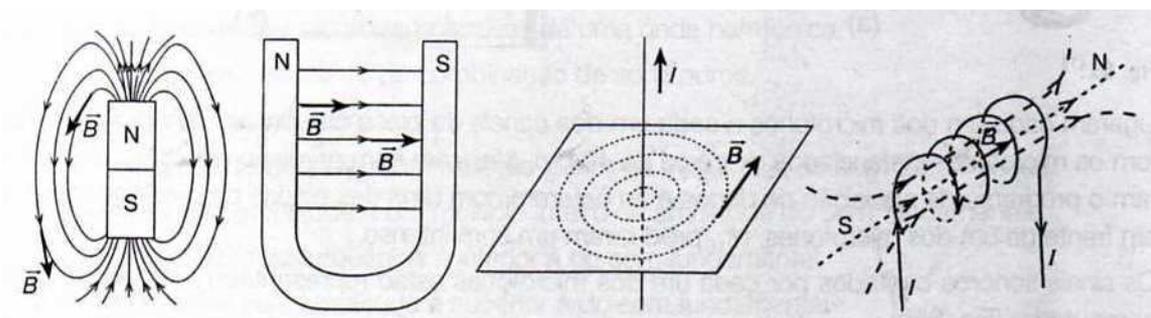
5. O microfone e o altifalante

O microfone converte um sinal sonoro num sinal eléctrico com a mesma informação. O altifalante converte um sinal eléctrico num sinal sonoro com a mesma informação. O funcionamento de ambos baseia-se na acústica, no electromagnetismo e na mecânica.

5.1. Campo magnético e linhas de campo

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

O vector 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.



As linhas de campo magnético são, em cada ponto, tangentes ao vector 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 solenóide, uma bobina, percorrido por uma corrente estacionária, é um campo magnético uniforme. No campo magnético uniforme, o vector campo magnético, é constante e as linhas de campo são paralelas entre si.

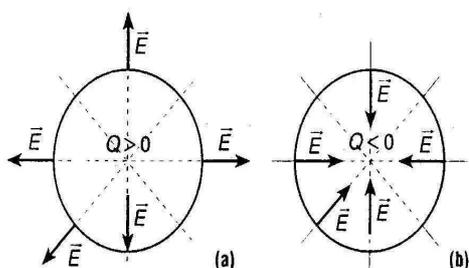
Uma corrente eléctrica, tal como um íman, cria à sua volta um campo magnético. Este aumenta com o valor da corrente eléctrica, mas diminui com a distância a essa corrente. As linhas dos campos magnéticos criados por correntes eléctricas têm formas diversas, que dependem da geometria da corrente eléctrica. Se a corrente passar num fio, as linhas do campo magnético têm a forma de circunferências assentes no plano perpendicular a essa corrente e com centro nela.

5.2. Campo eléctrico e linhas de campo

As cargas eléctricas interagem à distância, repelindo-se, se tiverem a mesma natureza, ou atraindo-se, se tiverem natureza diferente. Estas interações podem ser compreendidas com o conceito de campo eléctrico. Cada carga cria à sua volta uma região onde existe uma propriedade que origina uma força sobre as cargas eléctricas aí colocadas. A unidade SI de campo eléctrico é o volt por metro.

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

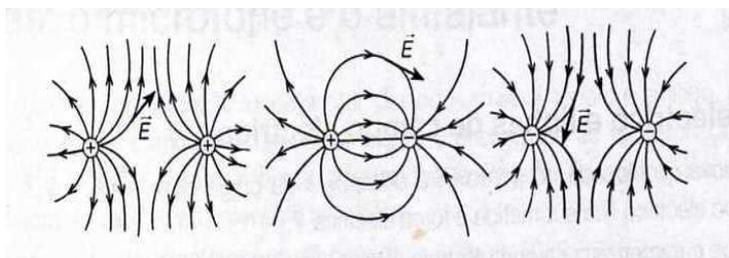
- É uma grandeza posicional, pois só depende da posição do ponto à carga criadora;
- O campo criado por uma só carga é um campo de forças atractiva ou repulsivas;
- É radial, pois tem direcção do raio que passa pelo ponto.
- É centrípeto se a carga criadora é negativa e centrífugo se a carga criadora é positiva.



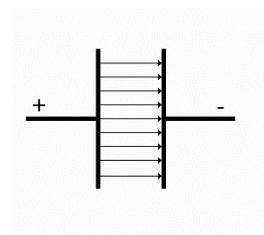
O campo eléctrico criado por várias cargas é igual a soma vectorial dos campos criados por cada uma das cargas. Um campo eléctrico pode ser visualizado através das linhas de campo.

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

- Por cada ponto do campo passa somente uma linha de campo;
- Para a mesma área, quanto maior o número de linhas, mais intenso é o campo;
- As linhas de campo começam numa carga positiva e terminam numa carga negativa.



Um campo eléctrico criado entre duas placas paralelas e condutoras com cargas de sinais opostos é um campo eléctrico uniforme. O vector campo eléctrico é constante e as linhas de campo são paralelas entre si, estão dirigidas da placa positiva para a negativa.



6. Força electromotriz induzida

6.1. Fluxo do campo magnético

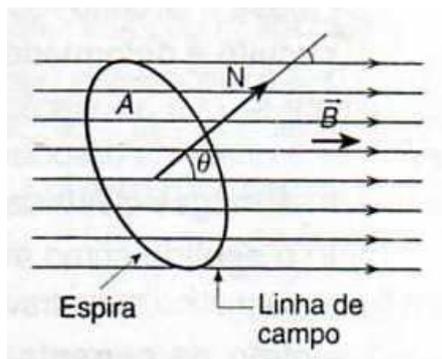
O fluxo magnético é uma grandeza física que está relacionada com o número de linhas de campo que atravessa uma determinada área e que, por definição, é o produto da intensidade do campo magnético, pelo valor da área e pelo co-seno do ângulo. A unidade SI de fluxo magnético é o weber (Wb).

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

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 direcção da normal à superfície ($\cos(\theta)$ varia entre +1 e -1). Contudo, é máximo quando a espira está perpendicularmente ao vector campo magnético, pois $\theta=0^\circ$ e $\cos 0^\circ=1$ e é nulo quando a espira está colocada com a mesma direcção do vector 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:

$$\Phi = N\phi$$

6.2. Indução electromagnética

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

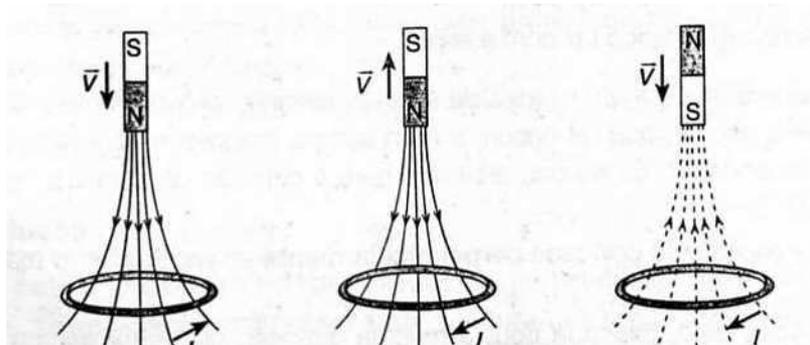
A variação do fluxo magnético junto de um circuito pode surgir quando:

- 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 eléctrica à qual esta associado um campo eléctrico, donde se conclui que as fontes de campo eléctrico são não só cargas eléctricas, mas também campos eléctricos variáveis.

Tanto o sentido como a intensidade da corrente eléctrica 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 eléctrica induzida é tanto maior quanto mais rápida for a variação do fluxo magnético.

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



6.3. Lei de Faraday. Produção de electricidade

Nos terminais de uma bobine, onde se produz corrente eléctrica através de indução electromagnética, é possível medir uma ddp ou tensão, a qual é denominada força electromotriz induzida e é representada por ε . A força electromotriz induzida é definida pela lei de Faraday. A força electromotriz é a quantidade de energia que se transforma num gerador e que está disponível sobre a forma de energia eléctrica.

A força electromotriz induzida é a taxa de variação do fluxo magnético que atravessa uma espira ou espiras por unidade de tempo.

$$|\varepsilon| = \left| \frac{\Delta\phi}{\Delta t} \right| \quad \text{A unidade Si da f. e. m é o volt.}$$

7. Funcionamento de um microfone e altifalante de indução

O funcionamento do microfone e do altifalante tem por base a indução electromagnética. Ambos são constituídos por uma membrana ou diafragma, uma bobina e um íman, contudo, no microfone um sinal sonoro é convertido num eléctrico enquanto no altifalante o processo é inverso, um sinal eléctrico é convertido em sinal sonoro.

Quando o som atinge a membrana do microfone, esta entra em oscilação devido às variações de pressão, provocadas pela onda sonora, onde de pressão. Como a membrana está ligada à bobina, esta passa a oscilar com a mesma frequência. Durante este movimento, o fluxo magnético do campo criado pelo íman varia, induzindo uma força electromotriz que dá origem a uma corrente eléctrica na bobina do microfone. Esta corrente alternada induzida na bobina apresenta as mesmas características do som original, quer em frequência quer em intensidade.

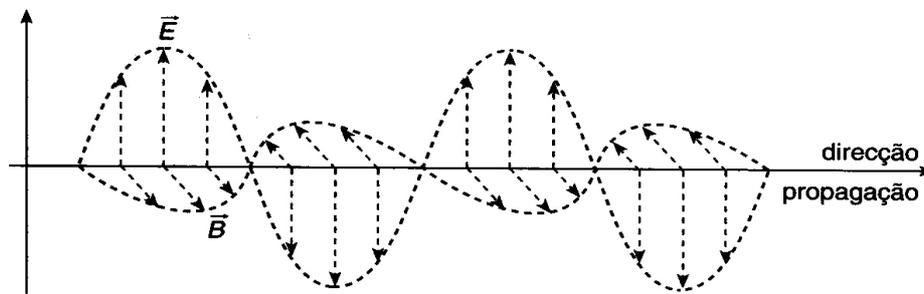
No altifalante, quando a corrente eléctrica passa na bobina, varia de acordo com os sinais eléctricos recebidos (resultantes, por exemplo, da conversão no microfone de um sinal sonoro), dando origem a um campo magnético variável que, ao interagir com o campo magnético criado pelo íman, provoca na bobina um movimento oscilatório. Uma vez que a bobina está ligada a uma membrana, esta passa a vibrar com a mesma frequência e com a mesma intensidade, reproduzindo o som original, ou seja, a membrana oscilante não é mais do que uma fonte sonora.

8. Comunicação a longa distância

A luz tem um comportamento dual. Comporta-se como um fluxo de partículas, os fótons, “pacotes” de energia quantizada, em que a energia transportada por uma radiação, ou seja, pelos fótons que a compõem, é directamente proporcional à sua frequência.

$$E = hf \quad \text{onde } h \text{ é a constante de Planck}$$

Comporta-se como uma onda também dado que experimenta os fenómenos de reflexão, difusão, refacção e difracção, fenómenos de natureza ondulatória. Então, como podemos definir o que é a luz? Podemos dizer que a luz é a propagação de uma perturbação periódica de um campo eléctrico e um campo magnético, transversalmente no espaço, pois estes campos, para além de serem perpendiculares entre si, são perpendiculares à direcção de propagação.



A velocidade de propagação da luz no vazio ronda os $3,0 \times 10^8 \text{ms}^{-1}$, valor aproximado também para a propagação no ar, mas em meios materiais esse valor é menor.

8.1. Transmissão de informação

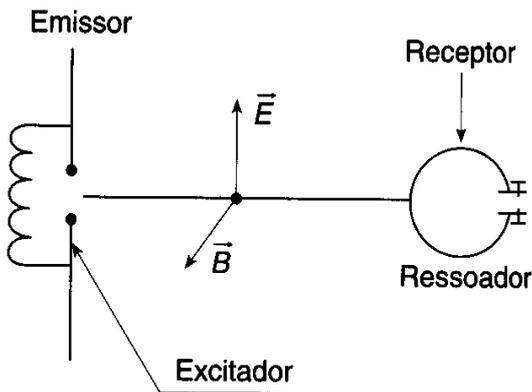
A luz, como radiação electromagnética que é, não necessita de suporte material para se propagar; por isso as ondas electromagnéticas são utilizadas para a transmissão de informação a longas distâncias. No ar, apresentam a vantagem de serem pouco absorvidas durante a sua propagação neste meio, ao contrário de uma onda sonora em que, por mais intensa que seja a perturbação que a originou, uma parte da sua energia vai sendo absorvida durante a propagação, correspondendo uma diminuição da sua intensidade.

Foi o físico escocês James Clerk Maxwell quem, em 1864, no seguimento dos trabalhos desenvolvidos por Ampere, Oested e Faraday, desenvolveu um conjunto de equações que relacionam os campos eléctricos e magnéticos, o que está na base de todo o sistema de telecomunicações, o que levou à previsão das ondas electromagnéticas. Assim, a produção de uma onda electromagnética tem o seguinte fundamento:

- Uma carga eléctrica oscilante produz um campo eléctrico variável.
- Um campo eléctrico variável produz um campo magnético variável.
- A propagação de um campo eléctrico e magnético variáveis origina uma onda electromagnética, cuja direcção de propagação é perpendicular às direcções dos campos eléctrico e magnético.

Foi o físico alemão Heinrich Hertz quem, cerca de vinte anos depois, comprovou a teoria de Maxwell, ao realizar uma experiência na qual criou artificialmente, e pela primeira vez, ondas de rádio, as chamadas ondas hertzianas, ficando também patente que estas ondas se propagavam no espaço, podendo sofrer reflexão, refração e difração. Hertz determinou também a velocidade de propagação destas ondas, bem como o seu comprimento de onda.

A figura seguinte esquematiza a montagem experimental levada a cabo por Hertz:



Utilizando um gerador de alta tensão e uma bobina era possível criar uma oscilação de cargas eléctricas entre dois pares de esferas, de tamanhos diferentes, as quais emitiam ondas electromagnéticas captadas por um “ressoador”, um anel metálico com uma pequena abertura regulável. Com uma lupa observou, entre as pontas do “ressoador”, pequenas faíscas. O “ressoador” funcionou como a primeira antena receptora e o seu excitador funcionou como a primeira antena emissora.

8.2. Sinal analógico e sinal digital

Para as comunicações electromagnéticas podem-se considerar duas categorias de sinais:

- Sinais analógicos – descrevem através de uma onda electromagnética exactamente as mesmas características que a onda que lhe deu origem. É descrito por uma função contínua: a sua característica principal é a variação contínua com o tempo de uma dada grandeza física.
- Sinais digitais – são descritos por uma função descontínua: representa a detecção dos sinais ou a ausência deles, existindo apenas dois estados. É um sinal binário.

A informação digital apresenta grandes vantagens sobre a analógica pois são menos sensíveis a ruídos (sinais que não correspondem á informação e que se devem a interferências – sobreposição de sinais), conserva-se a forma exacta do sinal, embora haja atenuação do sinal (problema resolvido por amplificadores), na amplificação do sinal, o ruído não é amplificado, além de serem mais facilmente encriptáveis.

8.3. Modulação em amplitude e frequência

A comunicação via rádio processa-se essencialmente sob a forma de rádio AM e rádio FM. A transmissão de um sinal, como um sinal áudio, pode ser feita através da modulação de amplitude (AM) ou da modelação de frequência (FM).

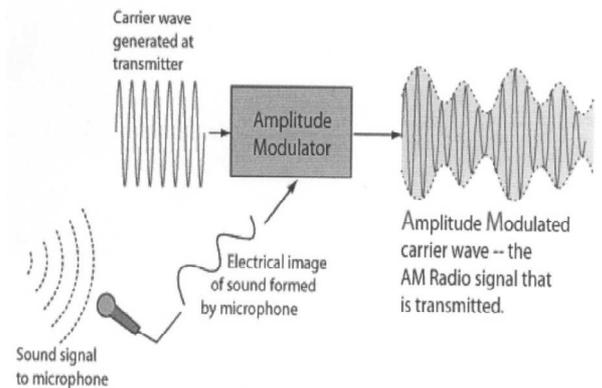
A modulação resulta da alteração das características de uma onda portadora (onda electromagnética de alta frequência) por adição de uma onda de baixa frequência que contém a informação a transmitir. À onda obtida chama-se onda modulada.

MODULAÇÃO EM AMPLITUDE

Quando a informação é transmitida a partir de uma estação de rádio AM, a imagem eléctrica do som, obtida a partir de um microfone, é usada para modular a amplitude da onda transportadora transmitida pela antena de emissão da estação.

Assim, uma estação de rádio AM utiliza a imagem eléctrica do sinal sonoro para modular a amplitude da onda transportadora. Na extremidade do receptor aquela imagem é retirada da onda transportadora e transformada de novo numa onda sonora por um altifalante.

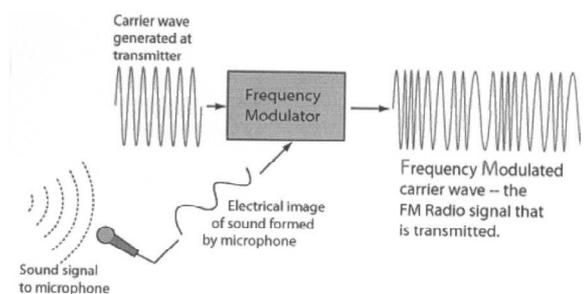
Apesar da qualidade da informação que chega ao receptor ser baixa, as ondas moduladas em amplitude contornam obstáculos, não sendo necessários muitos retransmissores, porque têm grandes comprimentos de onda.



MODULAÇÃO DE FREQUÊNCIA

Quando a informação é transmitida de uma estação de rádio FM, a imagem eléctrica do sinal sonoro, obtida a partir de um microfone, é usada para modular a frequência da onda transportadora transmitida a partir da antena da estação de rádio. Assim, uma estação de rádio FM utiliza a imagem eléctrica de um sinal sonoro para modelar a frequência da onda transportadora. Na extremidade do receptor aquela imagem é retirada da onda transportadora e traduzida de novo num sinal sonoro por um altifalante.

Os ruídos e as interferências que alteram a amplitude da onda não afectam a informação transmitida, mas as ondas têm dificuldade em contornar obstáculos, sendo necessários retransmissores, porque têm pequenos comprimentos de onda.



9. Fenómenos ondulatórios

Uma onda incidente, na superfície de separação entre dois meios, transporta energia. Parte dessa energia é, ou poderá ser, absorvida, parte é transmitida e parte é reflectida, de acordo com a Lei da Conservação de Energia.

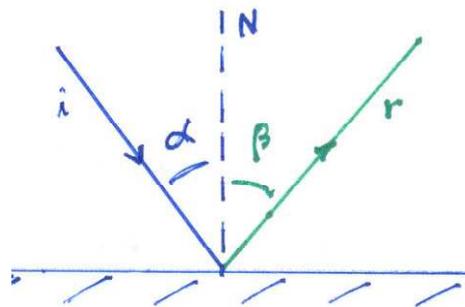
Não há meios perfeitamente transparentes. Portanto, quando a luz se transmite num meio não vazio a sua energia é em parte absorvida e a sua intensidade diminui. A absorção da luz depende da espessura do meio e do material constituinte, porque para o mesmo material, quanto mais espesso for o meio, maior será a absorção e porque meios diferentes com igual espessura absorvem radiação de modo diferente. Depende ainda das frequências da luz incidente. Se tivermos um filtro vermelho onde incida luz branca, esta pode emergir vermelha depois de atravessar um material que absorva mais luz verde e azul.

Para representar esquematicamente estes fenómenos é usual recorrer ao raio de onda, uma linha imaginária que é perpendicular à frente de onda que define a direcção de propagação desta.

9.1. Reflexão

O fenómeno de reflexão dá-se quando um feixe luminoso, ao incidir na superfície de separação entre dois meios, muda de direcção, continuando a propagar-se no mesmo meio.

Na reflexão especular, raios luminosos paralelos incidentes reflectem-se originando raios reflectidos paralelos, pelo que, a imagem só é vista na direcção dos raios reflectidos. Na reflexão difusa, raios luminosos paralelos incidentes reflectem-se originando raios reflectidos que se espalham em várias direcções. A imagem é vista de muitos sítios, tantos quantos forem atingidos pelos raios reflectidos. Os dois fenómenos ocorrem sempre em simultâneo, predominando um sobre o outro, consoante o polimento das superfícies.



Leis da reflexão

1. O raio incidente (i), a normal à superfície de separação no ponto de incidência (n) e o raio reflectido (r) estão contidos no mesmo plano;
2. O ângulo entre a normal e o raio incidente é igual ao ângulo entre a normal e o raio reflectido.

A reflexão das ondas electromagnéticas é utilizada em radares (ondas de rádio e microondas) e a reflexão das ondas sonoras em sonares, ecografias, etc.

9.2. Refracção

Quando um feixe luminoso passa, através de uma superfície de separação, de um meio material para outro (de refregência diferente), a velocidade com que a luz se propaga varia, o que leva a uma mudança na sua direcção de propagação. Este fenómeno designa-se por refração. O índice de refração, n , de um meio é o quociente entre a velocidade de propagação da onda num meio de referência e a velocidade nesse meio.

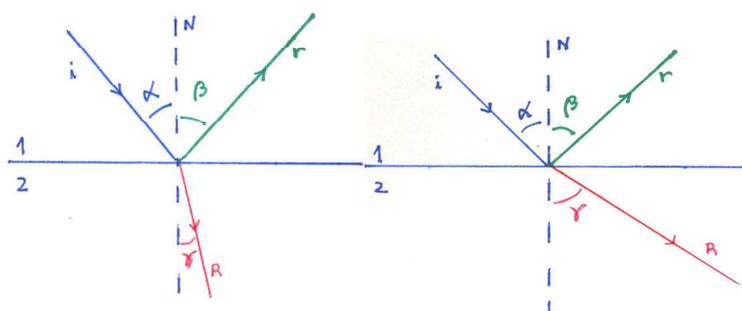
$$n = \frac{c}{v} \quad c = 3,0 \times 10^8 \text{ms}^{-1}$$

Quanto maior for o índice de refração, mais refrigente será o meio e menor será a velocidade de propagação. O índice de refração da luz num determinado meio depende não só do meio material, como também da frequência da luz que o atravessa. A variação do índice de refração com a frequência é, em geral, pequena.

É útil considerar o índice de refração de um meio 2 em relação a um meio 1, n_{21} :

$$n_{21} = \frac{n_2}{n_1} = \frac{v_1}{v_2}$$

Quando a luz se propaga de um meio menos refrigente (menor n) para outro mais refrigente, o raio refractado aproxima-se da normal à superfície de separação entre dois meios. Ocorre o oposto caso a luz se propague de um meio mais refrigente para outro menos refrigente.

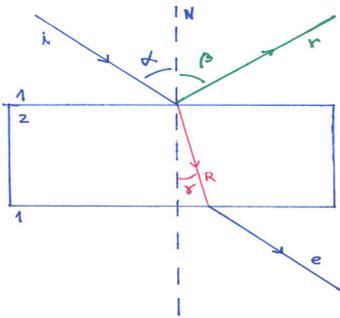


Leis da refração Leis de Snell Descartes

1. O raio incidente numa superfície de separação de dois meios ópticos, a normal à superfície de separação no ponto de incidência e o raio reflectido estão contidos no mesmo plano;
2. O ângulo de incidência e o ângulo de refração relacionam-se por:
 $n_1 \cdot \sin(\alpha_1) = n_2 \cdot \sin(\alpha_2)$

Não existindo absorção de radiação electromagnética, parte desta é reflectida, verificando-se as leis supracitadas para a reflexão, e parte é transmitida, i.e., sofre uma refração, pois ocorre uma variação na direcção de propagação, equivalente a uma variação na velocidade de propagação da radiação.

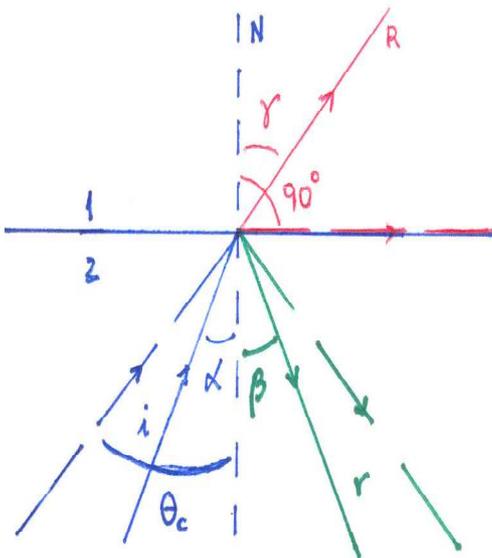
Numa situação experimental, recorrendo a um feixe laser e a um prisma de vidro, ou acrílico, acontece algo semelhante ao esquematizado na figura seguinte.



Verifica-se que parte do feixe é reflectido e parte é transmitido através do prisma. Como o prisma é mais denso que o ar o feixe refractado aproxima-se da normal ao ponto de incidência, ocorre uma diminuição da velocidade dentro do prisma. Quando o feixe emerge do prisma, passando de novo para o ar, meio menos denso que o prisma, o feixe é desviado novamente, afastando-se da normal ao ponto de incidência, pois a velocidade passa a ser maior outra vez, tal que os feixes emergente e incidente são paralelos.

9.3. Reflexão total

Vamos agora considerar a situação em que um feixe luminoso passa, através da superfície de separação, de um meio mais denso, mais refringente, para um meio menos denso, menos refringente.



Um feixe luminoso incidente, proveniente de um meio óptico 2, passa através da superfície de separação para um meio óptico 1, menos refringente. Parte do feixe é reflectido, e parte é transmitido, sofrendo refração. Para a situação a cheio, α , β e γ são os ângulos de incidência, reflexão e refração.

Se aumentar o ângulo de incidência (aumenta o ângulo de reflexão, pois são iguais), aumenta também o ângulo de refração, até que, numa situação limite, a tracejado, o ângulo de refração é igual a 90° . Nesta situação limite, ao ângulo de incidência chamamos ângulo limite, ou ângulo crítico. Para um ângulo de incidência superior ao ângulo crítico o feixe incidente é totalmente reflectido, não ocorrendo refração, e a este fenómeno chamamos reflexão total.

- Ocorre quando deixa de existir refração.
- Só ocorre se a luz provier de um meio com maior índice de refração.
- Ocorre para ângulos de incidência superiores ao ângulo limite, cujo valor é dado por:

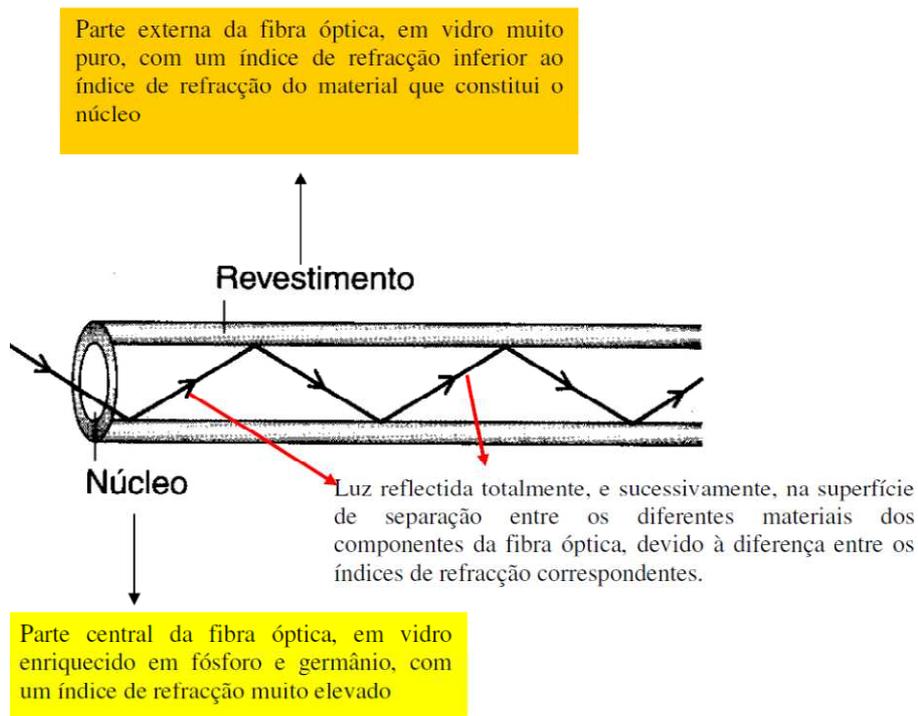
$$\sin(\alpha_{lim}) = \frac{n_2}{n_1} \quad \text{quando a luz passa do meio 1 para o meio 2.}$$

O fenómeno da reflexão total está na patente no funcionamento de um dos suportes mais eficazes na transmissão de informação a longas distâncias, obviamente recorrendo à radiação electromagnética, que é a fibra óptica.

A fibra óptica é um filamento, de vidro ou de materiais poliméricos, com capacidade de transmitir radiação electromagnética. Estes filamentos têm diâmetros variáveis, dependendo da aplicação, indo desde diâmetros ínfimos, da ordem dos micrómetros até vários milímetros, podendo ser agrupadas em cabos. O vidro é o mais utilizado porque absorve em menor escala a radiação electromagnética. A transmissão da luz pela fibra segue um mesmo princípio, independentemente do material usado ou da aplicação: é lançado um feixe de luz numa extremidade da fibra, e pelas características ópticas do meio (fibra), esse feixe percorre a fibra através de consecutivas reflexões.

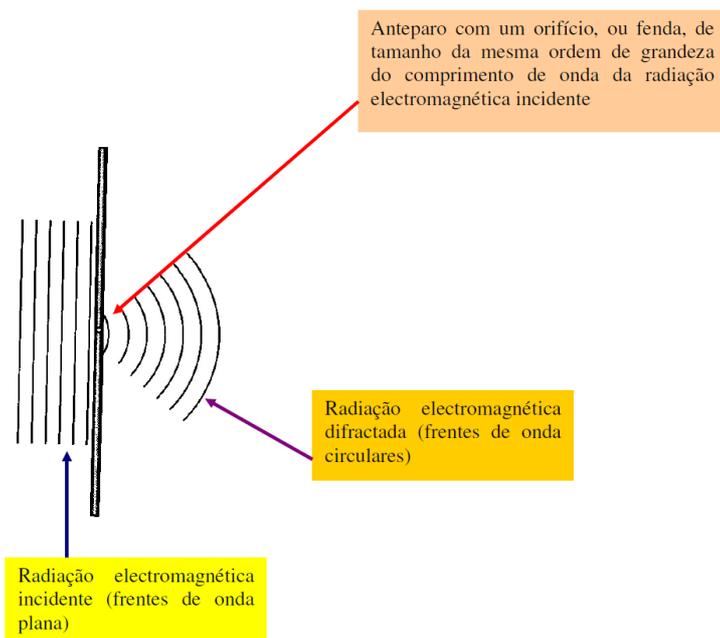
A fibra possui no mínimo duas camadas: o núcleo e o revestimento. No núcleo ocorre a transmissão da luz propriamente dita, embora o revestimento não seja menos importante. A transmissão da luz dentro da fibra é possível graças a uma diferença de índice de refração entre o revestimento e o núcleo, sendo que o núcleo possui sempre um índice de refração mais elevado, característica que aliada ao ângulo de incidência do feixe de luz, possibilita o fenómeno da reflexão total.

A radiação electromagnética mais utilizada na transmissão de informação por fibra óptica é a radiação infravermelha.



9.4. Difracção

Um outro fenómeno caracteristicamente ondulatório é o fenómeno da difracção. A difracção é um fenómeno no qual as ondas contornam obstáculos com dimensões da ordem de grandeza do comprimento de onda das ondas supracitadas. É também o fenómeno que ocorre quando ondas incidem num orifício de dimensões da mesma ordem de grandeza do comprimento de onda das ondas incidentes. Durante a difracção não há alteração do comprimento de onda das ondas incidentes pois o meio de propagação é o mesmo.



Como para existir difracção as dimensões da fenda ou do obstáculo, no qual uma onda incide, têm de ser de igual ordem de grandeza do comprimento de onda da onda incidente:

- As ondas electromagnéticas de grande comprimento de onda (ondas de rádio) contornam com facilidade obstáculos de grandes dimensões, propagando-se em todas as direcções;
- As ondas electromagnéticas de pequeno comprimento de onda (ondas de TV em UHF, ou microondas, ou outras de maior frequência) praticamente não sofrem difracção, o que não implica que não sofram reflexão e/ou refracção por parte da atmosfera terrestre.

10. Bandas de radiofrequência

As ondas electromagnéticas, das mais diversas frequências, ao atravessarem a atmosfera terrestre podem sofrer reflexão, refracção, difracção ou absorção.

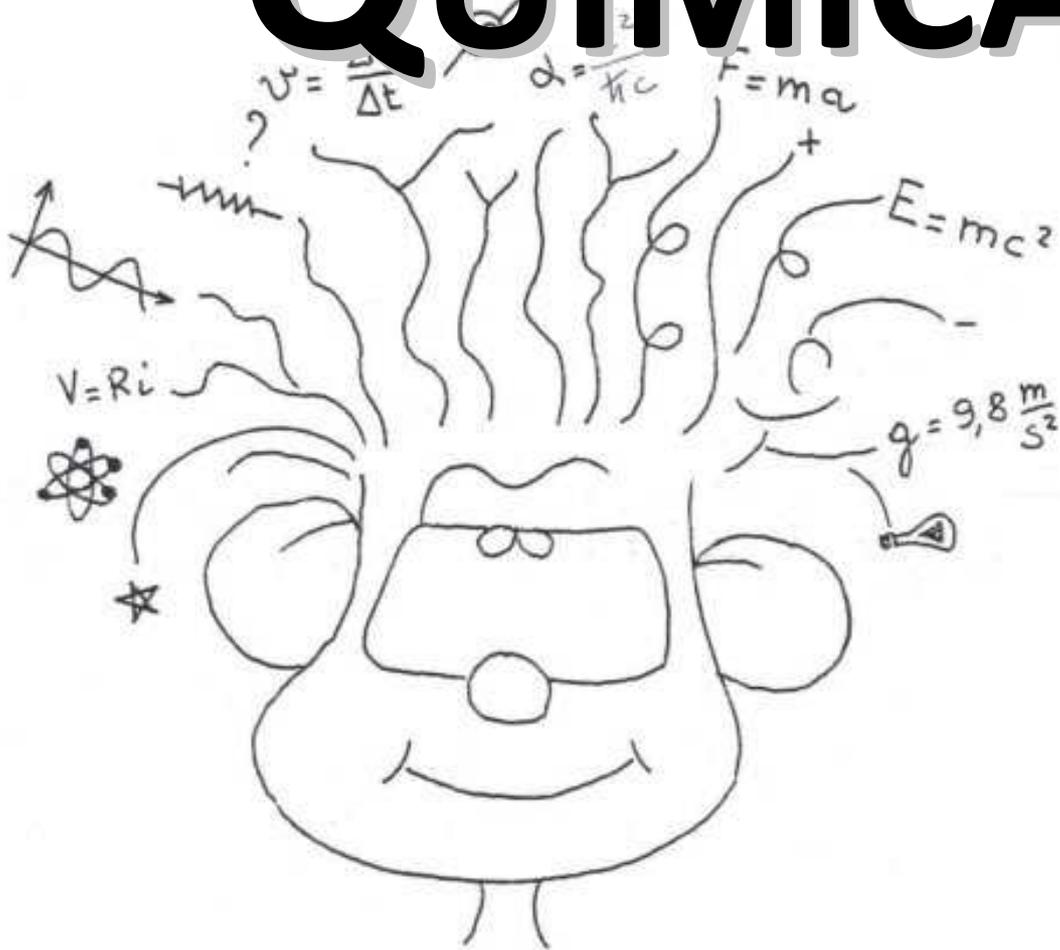
As ondas rádio de baixas frequências, grandes comprimentos de onda, as ondas médias e longas, são as que melhor se difractam na atmosfera, contornando facilmente obstáculos de grandes dimensões, e acompanham a curvatura terrestre, até alguns milhares de km, porque são pouco absorvidas pelo ar e são reflectidas pela estratosfera. As ondas rádio de elevadas frequências, pequenos comprimentos de onda, as ondas curtas, sofrem múltiplas reflexões na ionosfera e na superfície terrestre, propagando-se também a grandes distâncias.

As ondas electromagnéticas com frequência extra – alta, como são as microondas, são pouco absorvidas e/ou reflectidas na atmosfera e, como praticamente não sofrem difracção, propagam-se em linha recta. Como podem atravessar a ionosfera são utilizadas nas comunicações via satélite. Claro que esta não é a única razão. Porque a informação a transmitir é mesmo muito elevada a largura de banda tem de ser elevada, o que implica ondas portadoras de elevada frequência.

A transmissão de informação também pode ser efectuada com recurso a radiação infravermelha, a qual também não sofre difracção, como é o caso da utilização dos remotos dos mais diversos electrodomésticos, o que praticamente não levanta problemas dado que os utilizadores estão normalmente em linha recta com os ditos, e para além disso este tipo de radiação é facilmente reflectida por tectos e paredes.

QUÍMICA

Ano II



CAPÍTULO 1 – QUÍMICA E INDÚSTRIA: EQUILÍBRIOS E DESIQUILÍBRIOS

Compreender a influência dos factores que permitem manipular certas reacções, controlando e optimizando a obtenção de produtos químicos, é importante não só a nível industrial e laboratorial como também na compreensão de situações do quotidiano.

1. O amoníaco como matéria-prima

Nas condições ambientais o amoníaco é um gás tóxico, inflamável e incolor de cheiro muito penetrante. É altamente solúvel em água: 1L de água dissolve 727L de amoníaco gasoso.

Ponto de fusão: -77,7°C

Ponto de ebulição: -33,3°C

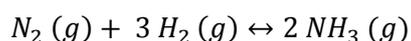
Comprimento de ligação N-H: 101,2 pm

Ângulo de ligação H-N-H: 106,70°

O amoníaco está presente nos mais variados materiais: aparece naturalmente nos solos, como resultado da decomposição da matéria orgânica, e é um dos compostos produzidos em larga escala na indústria química. Constitui a matéria-prima de muitas indústrias: utiliza-se no fabrico de fertilizantes, fibras, plásticos, produtos de limpeza, explosivos, corantes, etc.

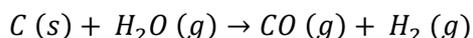
2. A reacção de síntese do amoníaco

O amoníaco, NH₃, produz-se a partir de azoto, N₂, e de hidrogénio, H₂ gasosos. Esta reacção, conhecida como fixação do azoto, dá-se sob condições especiais. A reacção de produção do amoníaco (reacção de síntese) é descrita pela equação química:

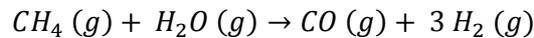


No início do século XX o químico alemão Fritz Haber (1868-1934) desenvolveu um processo para sintetizar amoníaco directamente a partir de azoto e hidrogénio. Para que a produção de amoníaco seja eficiente a reacção deve realizar-se a pressões elevadas (200 atm ou mais) e a temperaturas moderadas. O processo é realizado à temperatura de aproximadamente 450°C e na presença de um catalisador (ferro). A este processo chamou-se **processo de Haber-Bosch**, em reconhecimento da contribuição do engenheiro químico Karl Bosch ao inventar e desenvolver a tecnologia de altas pressões.

As matérias-primas utilizadas na produção do amoníaco são o azoto e o hidrogénio. Tradicionalmente o hidrogénio era obtido por gaseificação do carvão, isto é, o carbono reagia com vapor de água, a alta temperatura. A equação simplificada do processo é:



Nas modernas instalações de produção de amoníaco, o hidrogénio é obtido a partir do metano (componente principal do gás natural) e do vapor de água.



Actualmente o hidrogénio pode também ser obtido a partir da nafta - mistura de hidrocarbonetos extraídos do petróleo e com cadeia de cinco a sete carbonos. O azoto (existente em grande abundância na atmosfera) é utilizado directamente do ar. Também se pode obter por destilação fraccionada do ar líquido.

3. Reacções químicas incompletas

As reacções químicas podem classificar-se quanto à extensão em:

- **Reacções completas** - reacções em que pelo menos um dos seus reagentes se esgota ou atinge valores de concentração não mensuráveis (ex: combustão em sistema aberto);
- **Reacções incompletas** - reacções em que nenhum dos reagentes se esgota.

A reacção de síntese do amoníaco, em sistema fechado, é um exemplo de reacção incompleta. Antes de o azoto e/ou o hidrogénio se esgotarem, o amoníaco entretanto formado pode decompor-se, de acordo com a reacção química seguinte:



Esta reacção é inversa da reacção de síntese, e é o facto de as duas reacções coexistirem em sistema fechado que faz com que a reacção de formação do amoníaco seja incompleta.

4. Quantidade de matéria

No sistema internacional, a unidade de quantidade de matéria, n , é a mole, e representa a quantidade de matéria que contém tantas unidades elementares (átomos, molécula, iões...) quanto os átomos existentes em 12g do isótopo de carbono-12.

Constante de Avogrado – numero de entidades que existem na quantidade de matéria correspondente a uma mole. O número de entidades presentes numa amostra é directamente proporcional a quantidade de matéria respectiva, sendo a constante de proporcionalidade a constante de avogrado.

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

$$N = n \times N_A$$

5. Rendimento de uma reacção química

Um grande número de reacções não são completas. Nestes casos, para se determinar o grau de conversão dos reagentes em produtos, ou seja, para se determinar a eficiência da reacção, calcula-se o rendimento.

Rendimento – quociente entre a quantidade de matéria de produto que realmente de forma e a quantidade de matéria de produto teoricamente prevista com base na estequiometria da reacção. Na indústria o rendimento das reacções é sempre inferior a 100%. Para além das reacções incompletas, há outros factores que podem condicionar o rendimento, nomeadamente a existência de reacções secundárias, em que se formam produtos diferentes do produto pretendido, e a ocorrência de reacções muito lentas, em que não há tempo para a conversão completa dos reagentes.

$$\eta = \frac{n(\text{real})}{n(\text{previsto})} \times 100 = \frac{m(\text{real})}{m(\text{prevista})} \times 100 = \frac{V(\text{real})}{V(\text{previsto})} \times 100$$

6. Grau de pureza

A maior parte das matérias-primas utilizadas na indústria contem impurezas. Em geral, um reagente químico pode apresentar diferentes graus de pureza. Escolhe-se o grau de pureza do reagente com base no fim a que se destina.

$$\text{Grau de pureza} = \frac{m(\text{substancia})}{m(\text{amostra})} \times 100$$

7. Reagente limitante e reagente em excesso

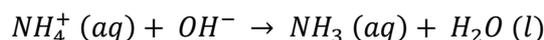
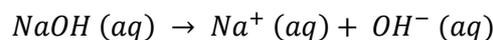
Numa reacção química, raramente os reagentes são utilizados em quantidades estequiométricas, ou seja, de acordo com a proporção estabelecida pela equação química.

Reagente em excesso: reagente cuja quantidade presente na mistura reaccional é superior à prevista pela proporção estequiométrica.

Reagente limitante: reagente cuja quantidade condiciona a quantidade de produtos formados.

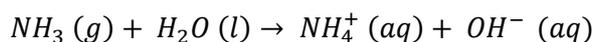
8. Amoníaco em materiais de uso comum

A presença de amoníaco e de compostos de amónio é comum em produtos de limpeza doméstica e em adubos. A identificação destes compostos é feita através da adição de uma base forte (por exemplo, NaOH), a qual favorece a formação de amoníaco, possível de identificar através de testes laboratoriais.



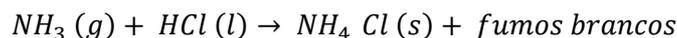
Teste A - papel vermelho de tornesol (humedecido com água)

Trata-se de comprovar o carácter alcalino da amostra, o que acontece se a amostra ensaiada contiver amoníaco. Quando se aproxima o papel indicador humedecido com água, o $\text{NH}_3 (g)$ presente, ou que se formou na amostra, em contacto com o papel humedecido reage com a água, dando origem a iões $\text{OH}^- (aq)$ (responsáveis pelo carácter alcalino) que provocam a mudança de cor do papel para azul. A mudança de cor do papel indicador comprova o carácter alcalino da solução aquosa de amoníaco.



Teste B - cloreto de hidrogénio, HCl (g)

Identificação do amoníaco através da produção de cloreto de amónio (NH_4Cl), por reacção com cloreto de hidrogénio:

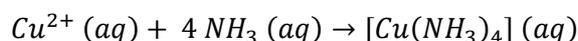
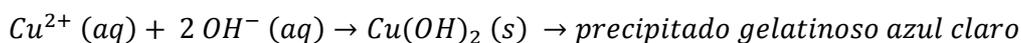
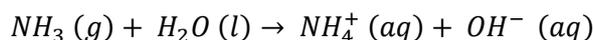


Teste C - reagente de Nessler

Se existir amoníaco ou compostos de amónio na amostra formar-se-á um sólido de cor amarela-acastanhada, mais intensa no caso de concentrações mais elevadas.

Teste D - solução aquosa de sulfato de cobre (II)

Identificação do amoníaco por reacção com solução aquosa de sulfato de cobre (II):



Com excesso de amoníaco forma-se o ião tetraminocobre (II), e a solução adquire cor azul intensa.

9. O amoníaco, a saúde e o ambiente

Quando há emissão de amoníaco gasoso para a atmosfera este constitui uma fonte importante de poluição, pois pode formar-se nitrato de amónio e sulfato de amónio sob a forma de material particulado. O amoníaco pode ainda reagir com o oxigénio do ar, formando-se óxidos de azoto. Estes produtos podem dar origem a problemas ambientais graves, tais como chuvas ácidas, acidificação dos solos e eutrofização dos cursos de água (excesso de nutrientes que provocam alterações físicas, químicas e biológicas em plantas e animais).

O amoníaco é um gás incolor à temperatura ambiente e à pressão atmosférica normal. É muito solúvel em água. É comercializado sob a forma de soluções aquosas concentradas ou puro e liquefeito (por exemplo em sistemas de refrigeração). Para que se mantenha liquefeito tem de se manter a pressão elevada em tanques (ou garrafas) apropriados.

O contacto com amoníaco (em solução aquosa ou puro) tem efeitos nocivos para a saúde. É tóxico por inalação, corrosivo para os olhos, vias respiratórias e pele. A gravidade das lesões depende do tempo de exposição e/ou da concentração. No caso do amoníaco liquefeito há perigos adicionais, uma vez que é inflamável e a mistura com o ar pode ser explosiva.

10. Síntese do amoníaco e balanço energético

As variações de energia são uma característica fundamental das reacções químicas. Frequentemente o principal objectivo de muitas reacções químicas não é obter um ou mais produtos da reacção, mas sim aproveitar a energia posta em jogo nessas reacções.

Reacções químicas exotérmicas e endotérmicas

Num **sistema isolado** (não há trocas de energia nem de matéria com a vizinhança) a energia interna permanece constante. Nestes sistemas as reacções químicas podem ser classificadas de acordo com as variações de temperatura do sistema.

Reacção exotérmica: quando, em sistema isolado, ocorre elevação da temperatura do sistema. A energia cinética do sistema aumenta mas esse aumento faz-se às custas da diminuição da energia potencial interna (energia associada às ligações entre os átomos).

Reacção endotérmica: quando, em sistema isolado, ocorre com diminuição da temperatura do sistema. A energia cinética diminui devido ao aumento da energia potencial interna.

Num **sistema não isolado**, o sistema pode trocar energia com a sua vizinhança por calor, trabalho ou radiação, pelo que, pode haver variação da energia interna. Considerando que as trocas de energia do sistema com a vizinhança são apenas por calor, se a reacção for exotérmica, o sistema cede energia por calor à vizinhança, aquecendo-a. Pelo contrário, se a reacção for endotérmica, o sistema recebe energia por calor da vizinhança, arrefecendo-a.

Energia das reacções e sistema de ligações químicas

Todas as reacções químicas envolvem, simultaneamente, a ruptura e formação de ligações químicas. Há ruptura de ligações nos reagentes e formação de novas ligações nos produtos, o que se traduz em variações de energia nas reacções químicas.

- **A ruptura de uma ligação é um processo que necessita de energia.**
- **A formação de uma ligação é um processo que liberta energia.**

A energia da reacção resulta do balanço energético entre a energia envolvida na ruptura e na formação de ligações químicas. Um valor aproximado da energia de reacção pode ser calculado a partir da energia de ligação (dissociação).

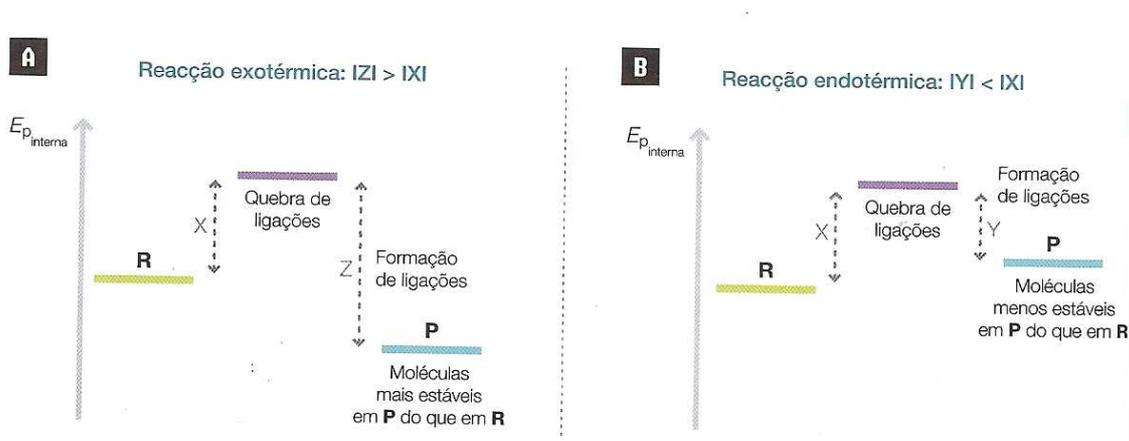
A formação de amoníaco é um processo exotérmico. A energia libertada na formação das ligações no amoníaco é superior à energia necessária para romper as ligações das moléculas de azoto e hidrogénio.

Variação de entalpia

A variação de entalpia é igual a energia transferida por calor, a pressão constante, entre o sistema reaccional e a vizinhança. Não é mais do que a diferença entre propriedades dos produtos e dos reagentes. A variação de entalpia num sistema reaccional corresponde à quantidade de energia transferida por calor, para ou do exterior, quando a reacção é realizada a pressão constante.

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

As variações de entalpia podem ser representadas graficamente num diagrama de energia. Durante uma reacção exotérmica, os reagentes perdem energia, que é utilizada para aquecer a vizinhança. A energia dos produtos é menor que a energia que os reagentes possuíam. Na reacção endotérmica, os reagentes absorvem energia da vizinhança, a qual arrefece. A energia dos produtos é superior a energia dos reagentes.



11. Produção industrial de amoníaco

Reversibilidade das reacções químicas

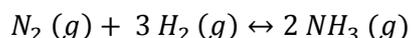
Numa reacção química reversível os reagentes transformam-se em produtos e, simultaneamente, os produtos transformam-se em reagentes. A maior parte das reacções é reversível em maior ou menor extensão. No início de um processo reversível, a reacção dá-se no sentido da formação dos produtos. Logo que se formam algumas moléculas de produtos começa o processo inverso, ou seja, começam a formar-se moléculas de reagentes a partir de moléculas de produtos. Por convenção:

- **Reacção directa** - reacção em que, na equação química, os reagentes se representam à esquerda das setas e os produtos à direita das mesmas
- **Reacção inversa** - reacção em que, na equação química, os reagentes se representam à direita das setas e os produtos à esquerda das mesmas.

Nas equações químicas que representam reacções reversíveis, ou seja, reacções em que coexistem as transformações directa e inversa, utilizam-se duas setas a separar os reagentes dos produtos.

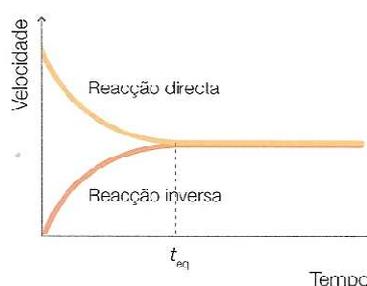
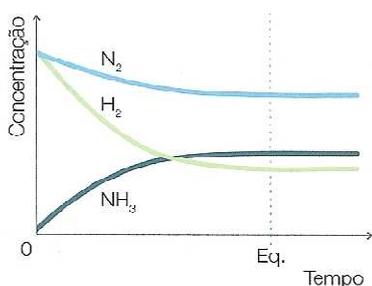
O equilíbrio químico como exemplo de um equilíbrio dinâmico

A síntese do amoníaco é um exemplo de uma reacção reversível. O amoníaco, produzido na reacção directa, pode decompor-se em azoto e hidrogénio, na reacção inversa.



O diagrama mostra a variação das concentrações de N_2 , H_2 e NH_3 ao longo do tempo, numa mistura mantida a temperatura constante (= 500°C). Verifica-se que inicialmente a concentração de amoníaco aumenta rapidamente, mas ao fim de um certo tempo atinge um valor constante. A partir deste ponto a composição da mistura permanece a mesma, estando ainda algum azoto e hidrogénio presentes.

Quando as velocidades das reacções directa e inversa forem iguais e as concentrações dos reagentes e dos produtos não variarem com o tempo, atinge-se o equilíbrio químico.



Quando todas as substâncias da mistura reaccional se encontram na mesma fase (na reacção de síntese do amoníaco, na fase gasosa) o equilíbrio químico diz-se homogéneo.

Num sistema em equilíbrio, todas as propriedades macroscópicas (pressão, temperatura, volume, concentrações, etc.) são constantes. Contudo, microscopicamente, as reacções directa e inversa processam-se a ritmos iguais, cancelando deste modo as variações das propriedades macroscópicas. Assim, o equilíbrio químico é dinâmico.

Um sistema químico pode atingir vários estados de equilíbrio à mesma temperatura, dependendo das concentrações iniciais.

Situações de equilíbrio dinâmico e desequilíbrio

Um equilíbrio químico só pode ser estabelecido num sistema fechado. Num sistema aberto o equilíbrio não é estabelecido, uma vez que os produtos da reacção podem escapar-se (por exemplo produtos em fase gasosa) e assim os reagentes não são regenerados.

Num sistema aberto, por vezes um conjunto de reacções pode atingir um estado estacionário, no qual as concentrações de reagentes e produtos se mantêm constantes sem que se atinja o estado de equilíbrio em nenhuma das reacções. Um exemplo é a série de reacções que produzem e destroem a camada de ozono na estratosfera. Nenhuma destas reacções está em equilíbrio, mas atingir-se-á um ponto no qual o ritmo de produção de ozono é igual ao da sua decomposição. Neste caso diz-se que a série de reacções atingiu um estado estacionário numa situação de não equilíbrio.

Constante de equilíbrio

Para um dado sistema reaccional há uma infinidade de estados de equilíbrio que se podem obter a partir de diferentes concentrações iniciais. É possível estabelecer uma relação entre os valores das concentrações de todas as espécies existentes nos diferentes estados de equilíbrio. Em geral, para uma reacção química em equilíbrio homogéneo a uma determinada temperatura...



... onde A, B, C, D são as substâncias que participam na reacção e a, b, c, d os coeficientes estequiométricos, a relação entre os valores numéricos das concentrações em equilíbrio é dada por:

$$K_c = \frac{[C]_e^c \times [D]_e^d}{[A]_e^a \times [B]_e^b}$$

Ou seja, o quociente entre o produto dos valores numéricos das concentrações dos produtos da reacção, elevados aos respectivos coeficientes estequiométricos, e o produto dos valores numéricos das concentrações dos reagentes, igualmente elevados aos respectivos coeficientes estequiométricos, é constante, a uma determinada temperatura.

K_c é a constante de equilíbrio (o índice «c» significa que a constante está expressa em função dos valores numéricos das concentrações, o índice «e» significa que são valores correspondentes a um estado de equilíbrio). Esta grandeza é adimensional.

A expressão anterior traduz a Lei de Guldberg e Waage (ou Lei do Equilíbrio Químico, ou Lei de Acção das Massas).

Se a temperatura for mantida constante, verifica-se que as concentrações iniciais dos reagentes não influenciam o valor da constante de equilíbrio. Quando se faz variar a temperatura do mesmo sistema reaccional, mantendo as concentrações iniciais constantes, verifica-se que o valor da constante de equilíbrio depende da temperatura do sistema reaccional.

A constante de equilíbrio permite caracterizar as reacções químicas e esta relacionada com a extensão das reacções. Para uma dada reacção química, se o K_c tiver:

- Valor elevado, no equilíbrio é grande a concentração dos produtos e é pequena a concentração de reagentes, sendo uma reacção muito extensa.
- Valor reduzido, no equilíbrio é grande a concentração dos reagentes e é pequena a concentração de produtos, sendo uma reacção pouco extensa.

Nas reacções reversíveis onde ocorre reacções nos dois sentidos, podem definir-se duas constantes de equilíbrio de acordo com o modo com se escrevem as equações correspondentes. A constante de equilíbrio de uma reacção é igual ao inverso da constante de equilíbrio da reacção inversa. Quanto mais extensa for uma reacção, menos extensa será a sua reacção inversa.

$$K_c = \frac{1}{K'_c}$$

Quociente da reacção

Para saber se, num determinado instante e a uma determinada temperatura, um sistema está ou não em equilíbrio, determina-se o quociente da reacção, que se exprime por uma relação idêntica ao K_c , mas as concentrações não são as de equilíbrio.

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

Comparando os valores de Q com os valores de K_c a uma determinada temperatura, pode prever-se o sentido da progressão da reacção relativamente a um estado de equilíbrio.

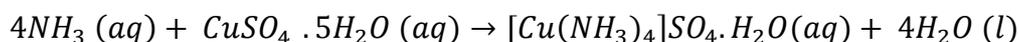
- $Q = K_c$, o sistema está em equilíbrio.
- $Q < K_c$, o sistema está a evoluir no sentido directo.
- $Q > K_c$, o sistema está a evoluir no sentido inverso.

12. Síntese de sulfato de tetraminocobre (II) mono-hidratado

O amoníaco é uma substância utilizada mundialmente em larga escala para a síntese de muitas outras, entre elas, o sulfato de tetraminocobre (II) mono-hidratado. Este sal é usado em estampanaria têxtil e como fungicida.

Este complexo pode ser obtido por reacções entre soluções aquosas de amoníaco e de sulfato de cobre penta-hidratado. Os cristais obtidos são finos e de cor azul-arroxeadada.

- Pesou-se, para um copo de 100ml, 4,8g de sulfato de cobre (II) penta-hidratado
- Numa proveta de 10ml mediu-se sucessivamente 0,5 ml de água destilada e 8,0ml de amónia a 25% m/m e adicionou-se ao copo com sulfato de cobre (II) penta-hidratado;
- Agitou-se a solução suavemente até total dissolução de sulfato de cobre;
- Depois de total dissolução adicionou-se 8,0ml de etanol;
- Cobriu-se o copo com um vidro de relógio até a próxima aula;
- Procedeu-se a decantação da solução sobrenadante;
- Adaptou-se um funil de Buchner a um kitassato;
- Transferiu-se a mistura que ficou no copo para funil, efectuou-se a filtragem;
- Lavou-se três vezes o precipitado no funil com aproximadamente 5ml de etanol de cada vez e deixou-se secar aproximadamente 5-10min por Passagem de ar;
- Raspou-se a solução para um papel de filtro grande;
- Colocou-se a solução na estufa para secar durante aproximadamente 15min;
- Pesou-se a solução



13. CONTROLO DA PRODUÇÃO INDUSTRIAL

São frequentes os casos em que, na prática, há interesse em definir condições que tornem uma dada reacção o mais completa possível. Quando se provoca uma determinada perturbação num sistema reaccional em equilíbrio, o sistema entra em desequilíbrio e a reacção vai evoluir num ou noutro sentido, de forma a atingir um novo estado de equilíbrio.

As perturbações possíveis de efectuar sobre um sistema reaccional são as que se relacionam com os factores que afectam, directa ou indirectamente, a expressão da constante de equilíbrio: concentração dos componentes da mistura reaccional; pressão (no caso de um ou mais componentes serem gases); temperatura.

CONCENTRAÇÃO - a alteração das concentrações das espécies químicas presentes no sistema em equilíbrio pode deslocar o equilíbrio ou no sentido dos produtos ou no sentido dos reagentes até que $Q=K$. Assim, um aumento da concentração dos reagentes ou uma diminuição da concentração dos produtos da reacção origina a formação de produtos (evolução da reacção no sentido directo). Uma diminuição da concentração dos reagentes ou um aumento da concentração dos produtos da origina a formação de reagentes.

PRESSÃO - A alteração da pressão de um sistema reaccional em equilíbrio só terá influência no estado de equilíbrio se um ou mais componentes forem gases e quando a soma dos coeficientes estequiométricos das espécies reagentes no estado gasoso for diferente da soma dos coeficientes estequiométricos dos produtos no estado gasoso. A um aumento da pressão, por diminuição de volume do sistema em equilíbrio, corresponde uma evolução no sentido em que a quantidade total das substâncias no estado gasoso seja menor. A uma diminuição da pressão, por aumento do volume do sistema em equilíbrio, corresponde uma evolução no sentido em que a quantidade total das substâncias no estado gasoso seja maior.

TEMPERATURA – A variação de temperatura, contrariamente à variação de concentração e pressão, pode afectar o valor da constante de equilíbrio. Verifica-se que para reacções exotérmicas os valores das constantes de equilíbrio diminuem com o aumento da temperatura. Para reacções endotérmicas os valores das constantes de equilíbrio aumentam com o aumento da temperatura.

A Lei de Le Chatelier permite prever, qualitativamente, o modo como um sistema reaccional em equilíbrio se comporta após lhe ser imposta uma alteração exterior.

Um sistema químico em equilíbrio, sujeito a alterações (de temperatura, pressão ou concentração), tende a contrariar a perturbação que lhe foi imposta até atingir um novo estado de equilíbrio.

Na produção de uma determinada substancia pode-se aumentar a quantidade de produto controlando a temperatura e a pressão do sistema reaccional e utilizando reagente em excesso. Na síntese do amoníaco utiliza-se azoto em excesso (obtéem-se directamente do ar e é mais barato que o hidrogénio) para provocar uma alteração no equilíbrio e assim favorecer a formação de amoníaco, rentabilizando o processo. Verificou-se experimentalmente que a quantidade de amoníaco na mistura reaccional aumenta com o aumento de pressão e diminui com a temperatura: utilizam-se pressões elevadas porque a reacção directa é acompanhada de um decréscimo na quantidade de substancia de espécies no estado gasoso; utilizam-se temperaturas baixas porque a reacção directa é exotérmica (aumenta a constante de equilíbrio, i.e., a reacção directa torna-se mais extensa a temperaturas mais baixas).

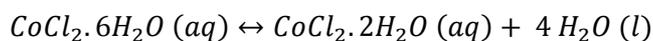
Porém, pressões elevadas exigem custos elevados e temperaturas baixas tornam a reacção muito lenta. A escolha das condições para a produção está dependente dos custos económicos: é preferível obter rapidamente percentagens moderadas de amoníaco do que esperar muito tempo por percentagens elevadas.

Para aumentar a velocidade do processo utilizam-se catalisadores. Estes apenas permitem que se atinja o equilíbrio mais rapidamente, aumentando a eficiência do processo, não havendo, no entanto, influencia na quantidade de produto obtida, uma vez que os catalisadores não interferem com a extensão da reacção.

A optimização do processo de produção industrial do amoníaco implica um compromisso entre os valores de pressão (elevados – 250 atm) e temperatura (moderadamente baixa – 450°C) e o uso de catalisadores (óxido de ferro).

14. Efeitos da temperatura e concentração no equilíbrio

Quando se dissolve cloreto de cobalto (II) hexa-hidratado em água atinge-se um equilíbrio homogêneo, em fase líquida, traduzido pela equação:



A forma mais hidratada do cloreto de cobalto é cor-de-rosa, enquanto a forma menos hidratada apresenta cor azul.

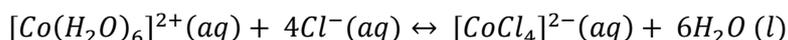
Evolução do sistema quando se faz variar a temperatura

Para o estudo da influência da temperatura no equilíbrio referido transfere-se um pouco da solução obtida para três microtubos de ensaio. Um é introduzido em água fervente, outro num banho de gelo e o terceiro fica à temperatura ambiente. Verifica-se que um aumento da temperatura do sistema reaccional conduz ao aparecimento de uma coloração azul, o que significa uma evolução do sistema no sentido da formação de produtos da reacção, ou seja, o aquecimento favorece o processo directo.

De acordo com a Lei de Le Châtelier, um aumento da temperatura de um sistema em equilíbrio provoca uma evolução do sistema no sentido de contrariar a perturbação imposta, ou seja, no sentido da reacção em que há consumo de energia - a reacção endotérmica. Então, para o equilíbrio em estudo a reacção directa será endotérmica.

Evolução do sistema quando se faz variar a concentração

Para o estudo do efeito da variação da concentração no equilíbrio utiliza-se o sistema reaccional traduzido pela equação:



Cor-de-rosa

Azul

Verifica-se que:

- A adição de água irá destruir o equilíbrio existente: o sistema reaccional evoluirá no sentido da formação de reagentes, até se estabelecer um novo equilíbrio; a cor final da solução tenderá a ser cor-de-rosa;
- A adição de ácido clorídrico concentrado irá destruir o equilíbrio existente (adição de Cl^-); o sistema reaccional evoluirá no sentido da formação de produtos, até se estabelecer um novo equilíbrio; a cor final da solução tenderá a ser azul.

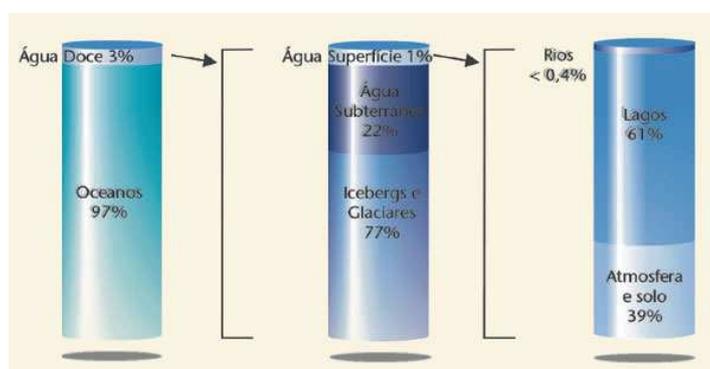
CAPÍTULO 2 – DA ATMOSFERA AO OCEANO: SOLUÇÕES NA TERRA E PARA A TERRA

As soluções aquosas naturais são excelentes contextos para a abordagem e aprofundamento de muitos conceitos químicos importantes, sejam eles de equilíbrio químico, ácido-base, solubilidade ou oxidação-redução.

1. A água na terra e a sua distribuição

A Terra vista do espaço apresenta predominantemente a cor azul, pois mais de 70% da sua superfície está coberta por água no estado líquido. A água é um bem indispensável à vida. Dela está dependente o desenvolvimento de actividades humanas, tendo influência decisiva na qualidade de vida das populações e na manutenção dos ecossistemas.

A água não se apresenta sempre com iguais características e a sua distribuição geográfica não é uniforme. Mais de 97% da água é água salgada e está nos oceanos e mares: o restante são reservas de água doce, encontrando-se a maior parte nos glaciares, calotes polares e nas cadeias de montanhas geladas. O potencial destas reservas hídricas não é acessível ou não pode ser explorado, sob pena de graves danos no equilíbrio ambiental! Do total de água doce, somente 0,4% é utilizável para consumo e corresponde aos lagos e rios. É esta pequena parcela que efectivamente está disponível para uso imediato, atendendo às necessidades de abastecimento doméstico das populações, às actividades industriais, agropecuárias e à geração de energia.



Os recursos hídricos, finitos, distribuem-se de modo desigual. No entanto, a escassez de água resulta não só da baixa disponibilidade destes recursos, numa determinada área geográfica, mas também da procura excessiva noutras. Os recursos mundiais acessíveis de água estão a diminuir devido à sua sobreexploração e poluição. O equilíbrio entre a procura (consumo) e a oferta (recursos) começa a deixar de existir. A percentagem de água usada na indústria, na agricultura e em usos domésticos varia de região para região e em função dos níveis de desenvolvimento económico. Na Europa e na América do Norte (países desenvolvidos) a água é utilizada, preferencialmente, pelo sector industrial, enquanto na Ásia e na África (países em vias de desenvolvimento) o principal consumidor é a agricultura. O crescimento das áreas urbanas em todo o mundo tem gerado não só um aumento do consumo mas, fundamentalmente, a degradação dos recursos devido à poluição resultante da falta de saneamento básico apropriado. Nos países em desenvolvimento, segundo a UNESCO, a falta de condições sanitárias adequadas é responsável por 70% da contaminação da água.

2. Água da chuva, água destilada e água pura

A água da chuva, a água destilada e a água pura serão quimicamente iguais? Do ponto de vista químico, a água, ou água pura, é constituída por moléculas iguais: é uma **substância** (fórmula química H_2O). As **águas naturais** - águas doces, como a **água da chuva, ou águas salgadas**, como a água do mar - apresentam características diversas, pois resultam do facto de a água existente na Natureza dissolver muitas outras substâncias.

As águas naturais podem ser sujeitas a um tratamento de purificação para se obter águas purificadas, as quais, apesar disso, ainda contêm outras substâncias a nível residual (como sucede, por exemplo, com a **água destilada**).

A composição química de uma água natural depende de vários factores: tipo e quantidade de sais minerais e gases dissolvidos, natureza geológica do solo que atravessa e poluição a que possa estar sujeita.

3. O pH

O pH fornece indicação sobre o maior ou menor grau de acidez, alcalinidade ou neutralidade das soluções. É um dos principais parâmetros para caracterizar águas, pois pode condicionar a sua utilização. O seu valor está quantitativamente relacionado com o valor da concentração do ião hidrónio, H_3O^+ - concentração hidrogeniónica.

Como esta concentração é, em geral, muito baixa, Sorensen (bioquímico dinamarquês) propôs uma medida prática para quantificar a concentração hidrogeniónica: o pH.

$$pH = -\log[H_3O^+] \leftrightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH} \text{ mol. dm}^{-3}$$

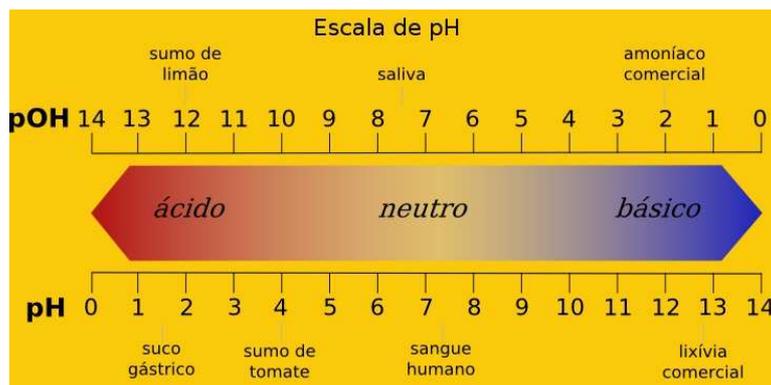
Para uma temperatura de 25°C, a escala de Sorensen tem valores entre os 0 e os 14:

- Soluções ácidas – $pH > 7$
- Soluções básicas – $pH < 7$
- Soluções neutras – $pH = 7$

Como o pH é uma função logarítmica, uma alteração de uma unidade no valor de pH corresponde a uma diferença de 10 vezes na concentração hidrogeniónica. Quanto maior for esta concentração, menor será o valor de pH.

Analogamente, também podemos definir pOH:

$$pOH = -\log[OH^-] \leftrightarrow [OH^-] = 10^{-pOH} \text{ mol. dm}^{-3}$$



As águas naturais apresentam valores de pH entre os 5,0 e os 9,0. A água da chuva tem um valor médio de pH = 5,6. Para a água destilada em contacto com a atmosfera o pH situa-se entre os 5,5 e 6,0, e não 7, como se poderia pensar. A diminuição do pH para valores inferiores a 7 resulta da dissolução do dióxido de carbono atmosférico.

4. Ácidos e bases: evolução histórica dos conceitos

Até ao século XIX os ácidos e as bases distinguiam-se pela observação das suas propriedades. Assim, os ácidos têm sabor azedo, provocam mudança de cor de certos corantes vegetais (por exemplo, mudar para vermelho a cor roxa - mistura de azul e vermelho - do tornesol). As bases têm sabor amargo, são untuosas ao tacto, provocam mudança de cor de certos corantes vegetais (por exemplo, mudar para azul a cor roxa do tornesol).

Em 1887, Svante Arrhenius propôs uma nova teoria:

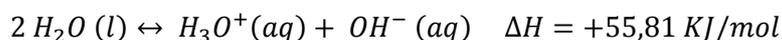
- Ácido - substância contendo hidrogénio que, dissolvida em água, dá origem a iões hidrogénio;
- Base - substância contendo OH que, dissolvida em água, se dissocia produzindo iões hidróxido.

A teoria não explicava por que razão o amoníaco, NH₃, se comportava como uma base. Também não explicava a acidez e basicidade de soluções aquosas de sais, como o carbonato de cálcio (que origina soluções básicas) ou o cloreto de amónio (que origina soluções ácidas).

Em 1923, Lowry (1879-1947), em Inglaterra, e Bronsted (1874-1936), na Dinamarca, chegaram, separadamente, a conceitos mais gerais de ácido e base. Ácido é uma espécie (moléculas ou iões) com tendência para ceder protões (H⁺) a outras espécies (moléculas ou iões), e por este meio formar bases conjugadas. Base é uma espécie (moléculas ou iões) com tendência para aceitar um protão (H⁺), e por este meio formar ácidos conjugados.

5. Auto-ionização da água

A água quimicamente pura apresenta uma pequena condutividade eléctrica: isto significa que não existem somente moléculas H₂O, mas também iões hidrónio (ou oxónio), H₃O⁺, e iões hidróxido, OH⁻. Estes iões resultam de uma reacção espontânea entre as moléculas de água, muito pouco extensa no sentido directo, e que se designa por auto-ionização:



A constante e equilíbrio para a reacção e auto-ionização da água e:

$$K_c = \frac{[H_3O^+] \times [OH^-]}{[H_2O]^2}$$

Como a água está pura, o equilíbrio é descrito pelo produto iónico da água, K_w :

$$K_w = [H_3O^+] \times [OH^-], e a 25^\circ C, K_w = 1 \times 10^{-14}$$

Atendendo à estequiometria da reacção de auto-ionização da água, vem:

$$[H_3O^+] = [OH^-]$$

Para $T = 25^\circ C$ tem-se:

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(10^{-7}) = 7$$

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log(10^{-7}) = 7$$

Conclui-se assim que:

$$pH + pOH = pK_w$$

Na água pura as concentrações do ião hidrogénio (ou ião oxónio) e do ião hidróxido são sempre iguais; no entanto, para a maioria das soluções aquosas isso não se verifica. De qualquer modo, em qualquer solução aquosa, a $25^\circ C$, verifica-se sempre que:

$$K_w = [H_3O^+]_e \times [OH^-]_e = 1 \times 10^{-14}$$

O conceito «neutro» pode ser redefinido através da auto-ionização da água. Qualquer solução aquosa na qual as concentrações molares de H_3O^+ (aq) e OH^- (aq) sejam iguais é considerada neutra.

Efeito da temperatura na auto-ionização da água

Com base na lei de Le Chatelier pode-se prever que um aumento da temperatura do sistema em equilíbrio provoca uma evolução no sistema no sentido de contrariar a perturbação imposta, ou seja, no sentido da reacção em que há um consumo de energia. Neste caso, um aumento da temperatura do sistema, fornecendo-lhe energia, conduz a formação de produtos, ou seja, a ionização ocorre em maior extensão. Deste modo, com o aumento da temperatura aumenta a concentração de H_3O^+ e OH^- , pelo que diminui o pH e o pOH. No entanto, qualquer que seja a temperatura, se a água for pura, $pH = pOH$.

6. Purificar água

A água destilada é utilizada largamente no dia-a-dia como água purificada. O uso de outro tipo de água poderia danificar os equipamentos mais sensíveis devido à acumulação de impurezas. A água destilada resulta do tratamento de água normal por vários métodos:

Destilação: remoção das impurezas por um processo de vaporização seguido de condensação. Quanto mais vezes for a água destilada, maior será o seu grau de pureza.

Desionização: A desionização da água baseia-se na remoção de iões (aniónica ou catiónica) por resinas sintéticas, sendo que estas resinas têm afinidade com inorgânicos dissolvidos. Este é um processo de purificação da água, que permite remover sais, assim a água desionizada é uma água que não tem praticamente sais dissolvidos, embora possa conter compostos não iónicos, como sílica ou matéria orgânica. A desionização da água implica a passagem por uma resina de troca iónica, onde ocorre uma troca de iões da água com a resina. Os iões negativos (sulfato, carbonato, cloreto) ficam retidos na resina e são substituídos por iões hidróxido e os iões positivos (sódio, potássio, cálcio, magnésio) são trocados pelo ião hidrogénio.

Para obter uma água com um grau de pureza elevado, esta deve ser, pelo menos, bidestilada (remove resíduos secos), desionizada (remove iões) e filtrada através de uma membrana de baixa porosidade para remover a matéria orgânica.

Apesar de não constituir um perigo imediato, beber água purificada pode ser prejudicial à saúde. A ingestão acidental de águas desionizadas não representa perigo para a saúde, mas a sua ingestão regular, pode causar problemas de descalcificação ou problemas cardiovasculares, uma vez que o corpo pode ficar privado dos sais que necessita.

Água potável: águas minerais e de abastecimento público

Água potável - água destinada ao consumo humano. As águas destinadas ao consumo humano podem ser águas de profundidade ou superficiais. Podem considerar-se três tipos: águas minerais naturais, águas de nascente e águas de abastecimento público (água da torneira). A qualidade de uma água é determinada através de análises microbiológicas e físico-químicas. Os requisitos de qualidade de uma água estão dependentes da utilização a que se destina essa água.

Os parâmetros de qualidade são estabelecidos por lei. A legislação mais antiga definia para os parâmetros de qualidade valores-guia, designados por VMR (valor máximo recomendado) e VMA (valor máximo admissível). O VMA não deve ser ultrapassado sob pena de provocar efeitos prejudiciais à saúde. O VMR não deve ser excedido, sob o risco de haver contaminação. A legislação mais recente associa apenas um valor para métrico, VP, aos parâmetros de qualidade da água.

Alguns dos parâmetros mais importantes para a caracterização das águas para consumo humano são:

O **pH** das águas potáveis situa-se entre 5 e 8. Quem tiver problemas de hiperacidez gástrica deve evitar uma água muito ácida; por outro lado, quem tiver problemas de digestão poderá beber uma água mais ácida. A legislação portuguesa define os valores de pH entre 6,5 e 9. No entanto, é comum encontrar águas com valores abaixo de 6,5. Este valor prende-se com a corrosão que as águas mais ácidas provocam nas condutas metálicas, da qual poderão resultar contaminações. Em águas engarrafadas não se coloca este problema e o seu valor pode ser mais baixo. Águas com valor de pH superior a 11 podem causar irritações nos olhos e agravamento de doenças de pele.

O **cloro residual** é um parâmetro útil porque o cloro é usado para desinfetar a água de abastecimento público. O cloro residual diz respeito ao cloro sob a forma de HClO e ClO^- . Estas espécies permanecem na água após o tratamento, mantendo a sua acção desinfetante e prevenindo contaminações posteriores. O tratamento é feito borbulhando gás cloro na água ou adicionando sais de cloro (hipoclorito de sódio). A espécie HClO é um desinfetante muito mais eficaz, pois a carga negativa de ClO^- impede a sua passagem através das paredes celulares das bactérias. O balanço das duas espécies tende para o equilíbrio. Assim, o controlo do pH das águas da piscina revela-se muito importante, dado que a espécie mais activa predomina para valores de pH entre 6 e 8,5, mas para prevenir a corrosão dos materiais de construção, recomendam-se valores entre os 7,4 e os 8. Por outro lado, se o pH for inferior a 7 podem-se formar cloraminas, substância responsável pelo cheiro característico do cloro e irritação dos olhos, por isso o pH das piscinas deve manter-se entre os 7,4 e 7,6.

Os **sólidos dissolvidos totais** são medidos através da massa obtida quando se evapora a totalidade da água à temperatura de 180°C, isto é, corresponde às substâncias não voláteis que estavam dissolvidas na água. Este parâmetro pode dar indicações sobre o paladar da água. Uma água com valores inferior a 60 mg/L é considerada boa. O sabor torna-se desagradável quando o valor é acima de 1200 mg/L, mas também podem ser insípidos para valores muito baixos. Não existem dados fiáveis sobre os efeitos na saúde associados ao teor em sólidos dissolvidos totais, embora tenha sido estabelecido um VMA de 1500mg/L.

O principal problema dos **nitratos** é a sua possível transformação em nitritos, que provocam uma diminuição da oxigenação normal do organismo, o que pode ser grave para grávidas e bebés (que podem contrair a doença azul – deficiente oxigenação das células). No estômago, os nitritos podem transformar-se ainda em nitrosaminas e nitrosamidas, compostos que podem provocar cancro no estômago. Assim, para grávidas e bebés, o valor de nitratos não deve ultrapassar os 10 a 15 mg/L, embora a legislação permita até aos 50 mg/L.

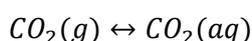
Tipicamente, as águas potáveis têm teores de **sódio** inferiores a 20 mg/L. O valor paramétrico do sódio em águas destinadas a consumo humano é de 200 mg/L, embora a definição deste valor se prenda com o paladar da água. Não existem conclusões definitivas sobre a relação entre a ingestão de água com elevados valores de sódio e efeitos sobre a saúde, embora este tipo de águas sejam desaconselhadas para pessoas sujeitas a dietas pobres em sódio. O teor de sódio é um parâmetro importante para caracterizar as águas de irrigação pois o sódio pode ligar-se às argilas, levando ao seu endurecimento e impermeabilização. A quantidade de sódio prejudicial é estabelecida em função dos teores conjuntos de cálcio e magnésio, pois estes elementos agem no sentido de remover o sódio do solo.

As águas com teores de **fluoretos** próximos de 0,5 mg/L são benéficas para a formação de ossos e dentes e previnem a cárie dentária, e é por isso que se adicionam flúor as águas em redes públicas de abastecimento. Contudo, a ingestão frequente e durante longos períodos de tempo de águas com teores superiores a 1 mg/L pode ser responsável pelo aumento do risco de doenças nos ossos e nos dentes, em especial nos bebés e crianças. Por isso, o valor paramétrico definido nas águas para consumo humano é de 1,5 mg/L.

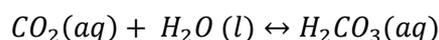
Acidificação artificial e natural provocada pelo dióxido de carbono

Tanto a água da chuva (normal) como a água destilada, após contacto com a atmosfera, apresentam um valor de pH diferente de 7 (a 25°C). Em ambas as situações é atribuída a responsabilidade dessa diminuição de pH ao dióxido de carbono atmosférico.

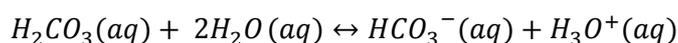
O CO₂ presente na atmosfera dissolve-se na água:



Parte do CO₂ (aq) reage com a água:

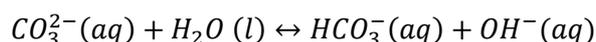


O ácido carbónico é muito instável, seguindo-se a sua protólise:



Alcalinidade provocada pelos carbonatos

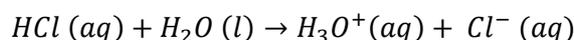
Também existem águas naturais básicas, como a água do mar, porque além do CO₂ tem dissolvidas outras substâncias que contribuem para o aumento de concentração de OH⁻, nomeadamente, os carbonatos.



Seria de esperar que da dissolução de CO₂ na água (aumenta acidez), e da dissolução de rochas e sedimentos calcários (libertação de carbonato e aumento da basicidade) que o pH desta água fosse neutra. No entanto, ao analisarmos a extensão das reacções e as concentrações das espécies envolvidas, verificamos a predominância da dissolução e hidrólise dos carbonatos, pelo que, o pH da água do mar é cerca de 8,1.

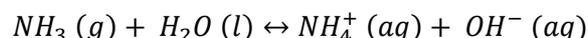
Ionização de ácidos em água

Ionização significa formação de iões. Os ácidos são compostos moleculares, cujas unidades estruturais são moléculas. Quando dissolvidos em água ocorre uma reacção de ionização, uma vez que há formação de iões. Quando se dissolve cloreto de hidrogénio, HCl, em água, por exemplo, ocorre uma reacção de ionização, produzindo-se os iões oxónio e cloreto:



Ionização ou dissociação de bases em água

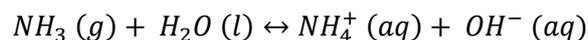
Bases que são compostos moleculares reagem com a água ionizando-se, tal como acontece com os ácidos. Exemplo disso é a reacção de ionização do amoníaco, com a consequente formação de iões.



Algumas bases são compostos iónicos. Quando estas entram em contacto com a água, os iões que já existem no composto separam-se: ocorre uma dissociação. As ligações existentes entre os iões do sólido, que formavam a rede cristalina, quebram-se e os iões separados são solvatados (hidratados) pelas moléculas do solvente (água). Exemplo disso é da dissociação do NaOH em água.

7. Reacções ácido-base

Reacção ácido-base: reacção em que há transferência de protões de um ácido para uma base.



Base 1 Acido 2 Ácido 1 Base 2

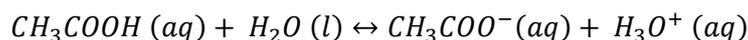
A reacção de ionização do amoníaco é uma reacção reversível. A reacção inversa também é uma reacção ácido-base, em que o ião NH_4^+ cede um protão á base OH^- , regenerando o amoníaco e a água, ou seja, o ião amónio é um ácido e um ião hidróxido é uma base.

Duas espécies químicas que diferem entre si apenas em um protão constituem um **par conjugado ácido-base**. Na reacção de cima existem dois pares conjugados: NH_4^+/NH_3 e H_2O/OH^- .

Na reacção de ionização de HCl, a água funcionou com base; na reacção de ionização do amoníaco, no entanto, funcionou com ácido. As espécies químicas que podem funcionar como ácidos ou bases, conforme as condições em que reagem, dizem-se **anfotéricas** ou **anfipróticas**.

Força relativa de ácidos e bases

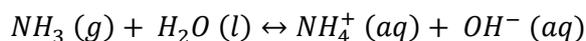
Quando as reacções entre ácidos e bases são reversíveis, aplica-se a lei do equilíbrio químico às concentrações de equilíbrio das várias espécies envolvidas. Nas expressões das constantes de equilíbrio não é considerado o valor da concentração da água, por se tratar de soluções diluídas. Por exemplo, para a reacção de ionização do ácido acético:



$$K_a = \frac{[CH_3COO^-]_e \times [H_3O^+]_e}{[CH_3COOH]_e}$$

K_a é a constante de equilíbrio e designa-se **constante de acidez**.

Do mesmo modo para a reacção de ionização de uma base, por exemplo o amoníaco:



$$Kb = \frac{[\text{NH}_4^+]_e \times [\text{OH}^-]_e}{[\text{NH}_3]_e}$$

Kb é a constante de equilíbrio e designa-se **constante de basicidade**.

Ácidos fortes - ácidos cuja reacção de ionização em solução aquosa é muito extensa, ou seja, Ka é muito elevado. A maioria dos ácidos fortes são ácidos inorgânicos: ácido clorídrico (HCl), ácido nítrico (HNO₃), ácido perclórico (HClO₄) e ácido sulfúrico (H₂SO₄).

A maior parte dos ácidos são **ácidos fracos** que em solução aquosa estão parcialmente ionizados. A ionização limitada dos ácidos fracos está relacionada com a respectiva constante de ionização. A uma dada temperatura, a força do ácido pode ser medida pelo valor de Ka, ou seja, quanto maior for o valor de Ka, mais forte é o ácido e mais extensa é a ionização do ácido; conseqüentemente, maior é a concentração de iões H₃O⁺ no equilíbrio.

Também as bases podem ser fortes ou fracas.

Bases fortes - bases que têm uma grande tendência para receber protões. O ião OH⁻, por exemplo, resultante da dissociação completa dos hidróxidos de metais alcalinos em solução aquosa, como NaOH e KOH, e o ião amideto, NH₂⁻, são bases fortes.

Bases fracas - bases que têm pouca tendência para receber protões. O amoníaco, NH₃, e o ião acetato, CH₃COO⁻, são exemplos de bases fracas. A uma dada temperatura, a força da base pode ser medida pelo valor de Kb: quanto maior for o valor de Kb, mais forte é a base e mais extensa é a reacção com a água; conseqüentemente, maior é a concentração de iões OH⁻ no equilíbrio.

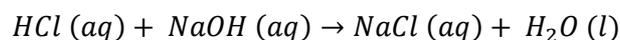
A força de um ácido e da respectiva base conjugada estão relacionadas:

$$Ka \times Kb = [\text{H}_3\text{O}^+]_e \times [\text{OH}^-]_e = Kw$$

A força relativa de um ácido ou de uma base pode ser expressa através das constantes de acidez ou basicidade. Quanto maior a constante, mais forte é o ácido/base. A força de um ácido/base e o pH de uma solução estão relacionados, embora não seja o único factor a ter-se em conta: um ácido pode ser forte e, por estar diluído, não aumentar muito a concentração de H₃O⁺, sucedendo-se o mesmo com as bases.

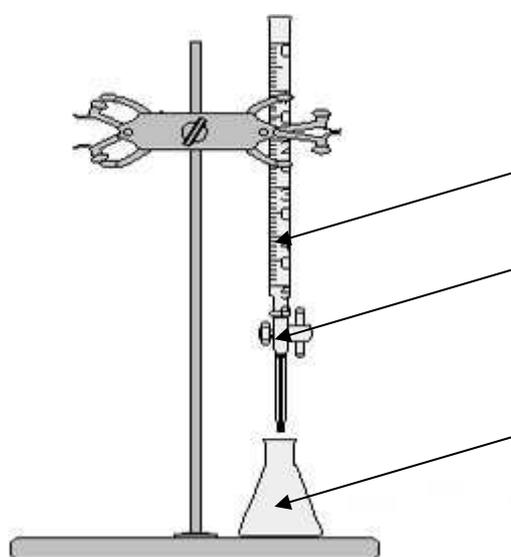
Volumetria de ácido-base

Uma **reação de neutralização** é uma reação ácido-base que permite obter uma solução neutra. As reações de neutralização produzem um sal e água.



Nesta reação, o HCl (ácido forte) está totalmente ionizado e o NaOH (base forte) está totalmente dissociado. Assim, se as quantidades de ácido e de base estiverem de acordo com a estequiometria da reação, a solução resultante será neutra: os íons H_3O^+ e OH^- reagem para formar água (não fica nenhum excesso) e os íons Na^+ e Cl^- são íons espectadores.

A **volumetria ácido-base**, ou titulação, é uma técnica que geralmente se utiliza em estudos quantitativos de reações de neutralização ácido-base.



Titulante:

A sua concentração é conhecida
Mede-se o seu volume no final da titulação

A torneira regula a adição de titulante até se atingir o ponto final.

Titulado:

O seu volume é conhecido
Adiciona-se-lhe o indicador
Calcula-se a sua concentração no final da titulação

Numa titulação, uma solução de concentração conhecida (titulante) é adicionada gradualmente a uma solução de concentração desconhecida (titulado) com o objectivo de determinar a sua concentração. A adição gradual é feita até ao ponto em que a reação química entre as duas soluções seja completa, ou seja, em que o ácido e a base foram adicionados em proporção estequiométrica. No momento em que isto se verifica atinge-se o ponto de equivalência, ou seja, o ponto em que o ácido e a base reagiram completamente, não havendo excesso nem de ácido nem de base em solução.

$$n_a = n_b \leftrightarrow C_a \times V_a = C_b \times V_b$$

O ponto de equivalência não corresponde obrigatoriamente a uma solução neutra. O pH no ponto de equivalência depende da força relativa das espécies envolvidas na titulação.

Solução de base	Solução de ácido	pH no ponto de equivalência
Forte	Forte	7
Forte	Fraco	>7
Fraco	Forte	<7
Fraco	Fraco	≈7

Na prática, o que se detecta experimentalmente é o ponto final. O ponto final é o momento em que se verifica uma variação brusca de uma propriedade física ou química da mistura reaccional, como por exemplo uma mudança brusca de cor de uma substância intencionalmente adicionada, inicialmente, à solução a titular. A visualização da mudança de cor não é perceptível no ponto de equivalência: só se detecta após se passar ligeiramente esse ponto.

As substâncias adicionadas que permitem detectar o ponto final designam-se indicadores. Indicadores ácido-base são ácidos ou bases orgânicos fracos, em que as formas ácidas e básicas dos respectivos pares conjugados são responsáveis por cores diferentes.

Se o indicador estiver num meio ácido, de acordo com a Lei de Le Châtelier, a reacção favorecida será a inversa. Consequentemente, a cor predominante será a correspondente à forma HIn. Em meio alcalino a reacção favorecida será a directa, pelo que a cor predominante será a correspondente à forma In⁻. Ex: Azul de timol, Azul de bromofenol, alaranjado de metilo, Vermelho de metilo, Azul de bromotimol, Vermelho de fenol, Fenolftaleína, Timolftaleína.

A mudança de cor do indicador não ocorre para um valor específico de pH, mas sim num intervalo de valores de pH que se designa zona de viragem e é característica de cada indicador. A solução resultante de uma titulação nem sempre é neutra, uma vez que o pH no ponto de equivalência depende da força relativa do ácido e da base envolvidos na titulação. Daí que a selecção de um indicador também dependa da força relativa das espécies envolvidas na titulação. A zona de viragem do indicador deve incluir a zona de variação brusca de pH que ocorre durante a titulação e ser bastante estreita.

Curva de titulação - é o gráfico que representa a variação do valor de pH da solução de concentração desconhecida (titulado) em função do volume de titulante adicionado. O ponto de inflexão da curva de titulação corresponde ao ponto de equivalência. Esta técnica chama-se titulação potenciométrica e exige um medidor de pH.

Ligação iónica

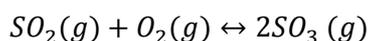
Um sal é um composto iónico constituído por um catião e um anião. Os sais são caracterizados pela existência de **ligações iónicas** (ligações fortes) que resultam de **forças electrostáticas** entre catiões (iões positivos) e aniões (iões negativos), e não da partilha de electrões como acontece nas ligações covalentes. Essas forças electrostáticas exercem-se em todas as direcções, ficando cada catião rodeado por vários aniões e cada anião rodeado por vários catiões, organizando-se numa estrutura tridimensional - **rede cristalina**.

A dissociação de um sal consiste na separação dos seus iões por rompimento das ligações iónicas existentes. Esta separação pode ser provocada pelas moléculas de água quando nela se dissolve o sal.

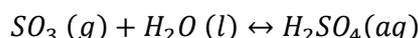
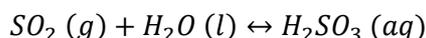
8. Chuva ácida

Toda a chuva é naturalmente ácida, pois o dióxido de carbono existente na atmosfera dissolve-se na água da chuva, acidificando-a. A solução resultante tem um pH de cerca de 5,6. A chuva ácida é mais ácida do que a chuva normal. **A maior parte desta acidez provém das actividades do homem** - dos automóveis, das fábricas e das centrais termoeléctricas. A actividade vulcânica e a actividade biológica nos pântanos e do plâncton marítimo desde sempre contribuíram para o aumento da acidez da água da chuva, mas nos últimos 200 anos a acidez tem aumentado abruptamente. A chuva ácida (chuva com pH <5,6) é produzida quando os gases emitidos por determinadas fontes entram na atmosfera. É o caso dos **óxidos de enxofre** (SO₂), produzido fundamentalmente pela queima de combustíveis fósseis utilizados na indústria e em centrais termoeléctricas, e dos **óxidos de azoto**, NO_x (NO + NO₂), produzidos sobretudo pelos veículos motorizados.

O enxofre existente nos compostos sulfurados combina-se com o oxigénio quando, por exemplo, os combustíveis são queimados. Na presença de oxigénio, o dióxido de enxofre tende a converter-se em trióxido de enxofre por processos de natureza fotoquímica:

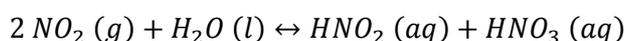
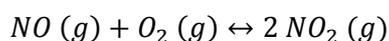


Ambos os óxidos de enxofre reagem com água originando ácido sulfúrico e sulfuroso. A produção do ácido sulfúrico é mais influente na acidez da chuva, pois é um ácido forte.



A produção de monóxido de azoto resulta da reacção entre o azoto e o oxigénio existentes na atmosfera. Esta reacção ocorre no interior de motores dos veículos graças a elevadas temperaturas aí atingidas, aumentando a extensão da reacção, que em condições PTN, não é muito extensa.

Posteriormente, o NO reage com o oxigénio, para formar NO₂, que na presença de água dá origem ao ácido nitroso e ácido nítrico.



A produção de energia (industrial a doméstica), a indústria do ácido sulfúrico, e grande parte da indústria metalúrgica são os principais responsáveis pela emissão de compostos capazes de provocar as chuvas ácidas.

Grande parte dos poluentes atmosféricos sofre fenómenos de acidificação na atmosfera, regressando à superfície por duas vias:

- **Deposição por via húmida:** deposição de ácidos em solução aquosa;
- **Deposição por via seca:** deposição de ácidos sob forma particulada.

Os efeitos mais prejudiciais da chuva ácida são:

- Acidificação das águas naturais, como as de lagos e rios, provocando a morte de peixes e afectando a rede ecológica nas zonas circundantes;
- Deterioração do património natural e/ou edificado;
- Deterioração de construções metálicas e pinturas de automóveis;
- Acidificação dos terrenos, arrastamento de nutrientes dos solos e diminuição de produtividade
- Fragilização de espécies vegetais.
- Libertação de metais tóxicos dos solos para a água, podendo entrar nas cadeias alimentares.

Os efeitos da chuva ácida podem ser minimizados se se reduzir as emissões de gases poluentes nas fontes, adaptando os processos industriais às novas exigências ambientais. O controlo da chuva ácida passa pela instalação de equipamento de retenção de partículas nas emissões, dessulfuração dos combustíveis fósseis antes da queima, utilização de conversores catalíticos, diminuição da velocidade de circulação.

Na medida em que a chuva ácida resulta de fenómenos atmosféricos, e estes não conhecem fronteiras, são necessários esforços concertados a nível internacional para potenciar o recurso a combustíveis menos poluentes, energias alternativas, novos processos industriais e utilização de conversores catalíticos. No caso dos recursos hídricos e dos solos utiliza-se carbonato de cálcio (CaCO_3) ou cal viva (CaO) para corrigir a acidez, segundo um processo designado **calagem**.

Os principais contributos da química para evitar as chuvas ácidas têm sido:

- **Diagnóstico:** análise química das chuvas, da qualidade do ar e das emissões poluentes
- **Controlo:** estudo de novos processos industriais e de catalisadores mais eficientes e baratos
- **Correcção:** produção de neutralizantes adequados e acompanhamento da sua correcta aplicação.

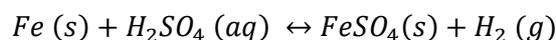
Ácidos e carbonatos

As chuvas ácidas são as principais responsáveis pelo desgaste de mármore e calcários, constituídos essencialmente por carbonato de cálcio, que ao reagir com os ácidos liberta dióxido de carbono. Ocorre uma reacção ácido-base que pode ser traduzida por:



Ácidos e metais

Os ácidos presentes nas chuvas ácidas atacam também alguns metais, libertando hidrogénio. Sendo o ferro o material mais utilizado nas estruturas metálicas, a sua corrosão tem implicado prejuízos muito elevados. Ocorre uma reacção de oxidação-redução que pode ser traduzida pela seguinte equação química:



Muitos metais reagem com ácidos originando sais e H_2 gasoso. O metal é oxidado pelo ácido, formando-se o catião metálico, e o H^+ reduz-se, para formar H_2 – **reacção de deslocamento do hidrogénio**.

9. Reacções de oxidação-redução

Perspectiva histórica

Lavoisier, em 1772, introduziu o termo oxidação (ganho de oxigénio) associando-o à combinação de uma substância com o oxigénio. O termo redução (perda de oxigénio) correspondia ao processo inverso: diminuição do conteúdo em oxigénio de uma substância.

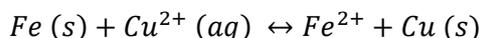
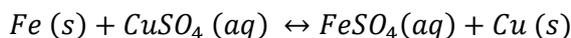
Nos finais do século XIX verificou-se que os metais também «ardiam» na ausência de oxigénio (por exemplo, numa atmosfera de cloro), pelo que foi necessário ampliar o conceito.

Actualmente:

Oxidação - significa perda de electrões, ou seja, uma espécie oxida-se quando perde electrões;

Redução - significa ganho de electrões, ou seja, uma espécie reduz-se quando ganha electrões.

Uma substância não pode oxidar-se se outra não se reduzir, pois os fenómenos de oxidação e redução envolvem sempre uma transferência de electrões. Assim, se há uma espécie que perde electrões, simultaneamente tem de haver outra que os receba, sendo o número de electrões cedidos por uma espécie igual ao número de electrões recebido pela outra, de modo que a carga eléctrica total permaneça constante. Este processo designa-se por oxidação-redução.



O ferro reage com os iões cobre, oxidando-se (transforma-se em iões Fe^{2+}), ou seja, perde electrões; simultaneamente os iões cobre transformam-se em cobre metálico, reduzindo-se - ou seja, recebem electrões.

Número de oxidação: espécie oxidada (reductor) e espécie reduzida (oxidante)

Para verificar a troca de electrões nas reacções de oxidação-redução é conveniente utilizar o conceito de número de oxidação.

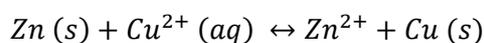
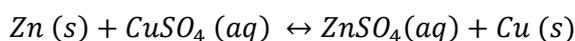
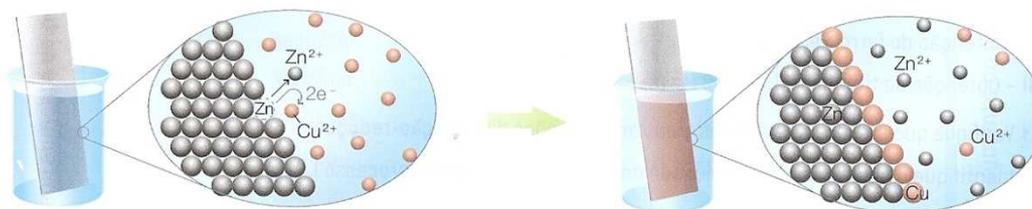
O **número de oxidação (n.o.)** de um elemento corresponde à sua carga, seja ela real ou atribuída de acordo com determinadas regras:

- No caso das espécies monoatómicas o número de oxidação coincide com a carga da espécie.
- Em todas as substâncias elementares o número de oxidação do elemento é 0.
- Geralmente, o O toma valor -2, excepto no O_2^{2-} e no OF_2 onde toma valor -1.
- Geralmente, o H toma valor -1, excepto nos hidretos metálicos, onde toma valor +1
- A soma dos números de oxidação dos elementos de uma espécie é igual à carga da espécie.
- Átomos do grupo 1 da TP têm número de oxidação +1.
- Elementos do grupo 2 da TP têm número de oxidação +2.
- O número de oxidação do flúor é -1.

Um elemento químico oxida-se quando aumenta o seu número de oxidação
Um elemento químico reduz-se quando diminui o seu número de oxidação

Oxidante e redutor: um conceito relativo

Uma espécie só se comporta como oxidante (capaz de aceitar electrões) na presença de um redutor (capaz de ceder electrões) e vice-versa.



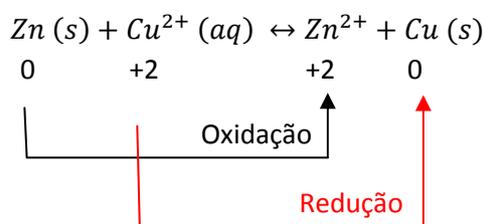
Entre o zinco e os iões cobre ocorre uma reacção de oxidação-redução:

- O zinco cede electrões – espécie oxidada – agente redutor.
- O ião cobre recebe electrões – espécie reduzida – agente oxidante.

A reacção resulta da ocorrência simultânea de dois processos opostos, que ocorrem de tal modo que o número de electrões libertados na oxidação seja igual ao número de electrões captados na redução. Cada uma dessas etapas designa-se por semi-reacção e mostram de forma explícita os electrões envolvidos numa reacção de oxidação-redução.



Numa reacção de oxidação redução há espécies que se podem transformar uma na outra por transferência de electrões (aumento ou diminuição do número de electrões). Cada par destas espécies chama-se par conjugado de oxidação-redução.



Os pares conjugados são: Zn²⁺/Zn e Cu²⁺/Cu.

Série electroquímica

Os metais apresentam diferenças quanto á facilidade com que se oxidam. Por exemplo, o zinco metálico sofre oxidações em soluções aquosas de cobre II, mas se colocar uma barra de cobre numa solução com iões de zinco não se observa reacção. Assim, conclui-se que o zinco perde electrões (oxida-se) mais facilmente que o cobre. É possível listar os metais por ordem decrescente de facilidade de oxidação – série electroquímica:

Metal	Semi-reacção de redução
Lítio	$\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Li}$
Potássio	$\text{K}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{K}$
Bário	$\text{Ba}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ba}$
Cálcio	$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ca}$
Sódio	$\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Na}$
Magnésio	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mg}$
Alumínio	$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}$
Manganês	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}$
Zinco	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}$
Crómio	$\text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}$
Ferro	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}$
Cobalto	$\text{Co}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Co}$
Níquel	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ni}$
Estanho	$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}$
Chumbo	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}$
Hidrogénio	$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2$
Cobre	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$
Prata	$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}$
Mercúrio	$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Hg}$
Platina	$\text{Pt}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pt}$
Ouro	$\text{Au}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Au}$

Desta forma é possível prever quais os elementos que reagem espontaneamente com outros, provocando a sua oxidação ou redução. Os metais têm, na maior parte dos casos, grandes poderes, uma vez que, facilmente perdem electrões. Através da ordenação dos elementos consegue-se prever qual a possibilidade de um metal promover a deslocação do hidrogénio de um ácido. Os metais alcalinos são particularmente redutores, motivo pelo qual o lítio, o potássio e o sódio são capazes de reduzir a água, originando a libertação de hidrogénio.

Não é por acaso que o cobre e, a prata e o ouro foram os primeiros metais a ser conhecidos pelo homem: como são menos reactivos que os restantes, existiam como substâncias elementares na Natureza.

Protecção de um metal usando outro metal

A **corrosão** é a oxidação não desejada de um metal e dá origem a problemas técnicos e económicos graves. Diminui a duração dos produtos metálicos, principalmente de ferro e aço, presentes em edifícios, pontes, navios, etc.

Um dos exemplos mais evidentes é a corrosão do ferro que, em contacto com o oxigénio e humidade atmosférica, dá origem à ferrugem. Uma forma de prevenir a corrosão é a chamada **galvanização**, que consiste em pôr em contacto com o ferro um metal fortemente redutor (que oxida facilmente), como o Mg ou Zn, resguardando assim o Ferro da corrosão. Este tipo de protecção é apropriado para grandes estruturas metálicas, como os oleodutos. A galvanização fornece ainda uma protecção adicional, já que o óxido de zinco forma uma camada protectora impermeável que isola o metal do oxigénio do ar. Acontece algo semelhante nas janelas de alumínio.

10. Mineralização e desmineralização da água

A água é o solvente de grande número de substâncias, sólidas, como os sais, líquidas, como o etanol e outros líquidos polares e gasosas, como o amoníaco, o oxigénio ou o dióxido de carbono. A solubilidade de uma substância em água depende do tipo de unidades estruturais dessa substância, o que condiciona a interacção soluto – solvente. Não existem solventes universais e é usual afirmar a regra de ouro da solubilidade: semelhante dissolve semelhante. Assim, substâncias iónicas e covalentes polares dissolvem-se bem em água e substâncias covalentes apolares dissolvem-se mal em água.

Ao atravessar solos de diversos tipos, ou em contacto com eles, a água vai dissolver alguns dos seus constituintes, primariamente sais, mas também alguns compostos moleculares, como a sílica, SiO_2 , processo que se designa por mineralização, o que explica por que é que as características de uma água dependem do local onde nasce e do tipo de solos que atravessa. A mineralização pode ser expressa através do quociente da massa de material inorgânico existente por litro de água, i.e., em mg.L^{-1} , ou ppm.

A mineralização é em parte devida à dissolução do dióxido de carbono da atmosfera, o que leva, a um elevado teor em hidrogenocarbonato e à acidificação das águas, potenciando a dissolução de outras espécies.

A mineralização da água pode ser determinada através da sua condutividade, uma vez que existe uma relação entre a concentração de iões dissolvidos na água e a resistência que oferece á passagem de corrente eléctrica. Uma condutividade anormalmente elevada pode ser sinónimo de poluição de origem inorgânica.

A água do mar apresenta uma condutividade mais elevada que a água doce, o que leva à conclusão que a taxa de espécies iónicas presentes na água do mar é maior, pois mais de 99% das substâncias dissolvidas na água do mar são sais.

O quociente entre a massa de sais dissolvidos, expressa em g, por cada kg dessa água toma a designação de salinidade da água, a qual em mares e oceanos apresenta valores entre 7 a 43 g/kg. A salinidade varia entre os vários mares e oceanos mas as proporções relativas dos seus constituintes, ou seja, a percentagem mantém-se constante, o que possibilita exprimir a salinidade da água a partir do teor em cloretos. Assim:

$$\text{salinidade} \left(\frac{\text{g}}{\text{kg}} \right) = 1,806 \times \text{cloretos} \left(\frac{\text{g}}{\text{kg}} \right)$$

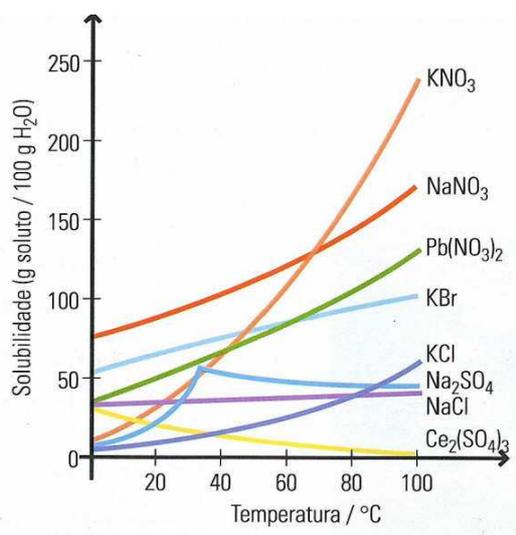
É de realçar que a elevada salinidade da água do mar resulta do arrastamento de muitos sais solúveis para os oceanos através dos rios e também das emissões feitas por vulcões submarinos.

Solução saturada, não saturada e solubilidade

Por adição sucessiva de soluto a um dado volume de solvente chega-se a dada altura á situação de não se conseguir dissolver mais soluto e à solução assim obtida chamamos **solução saturada** – quando é impossível dissolver mais soluto.

A **solubilidade** de uma substância diz respeito à porção máxima de substância que é possível dissolver num determinado volume de solvente. A solubilidade em água é normalmente indicada pela massa de substância que se pode dissolver, expressa em g, por cada 100 g de água, podendo também ser expressa pelo quociente entre a quantidade máxima de soluto que se pode ter em cada dm³ de solução, a uma dada temperatura (concentração da solução saturada).

A solubilidade dos sais geralmente aumenta com o aumento da temperatura, se bem que esse aumento varie de sal para sal.



A solubilidade dos sais varia com a temperatura. Assim:

- Quando a dissolução é um fenómeno endotérmico, a solubilidade aumenta com o aumento da temperatura;
- Quando a dissolução é um fenómeno exotérmico, a solubilidade diminui com o aumento da temperatura.

Quando a água evapora, uma solução aquosa torna-se progressivamente mais concentrada até que atinge a concentração de saturação do sal dissolvido. Neste momento ocorre a precipitação, isto é, forma-se sólido no seio da solução. Este sólido tende a acumular-se no fundo do recipiente. É o que se sucede nas salinas.

Existem soluções que resultam de uma mistura de iões (água do mar), e por isso existe uma cristalização selectiva, isto é, à medida que a água evapora, cristalizam primeiro os sais menos solúveis e só depois os mais solúveis.

A água não dissolve de forma igual todos os sais:

- Todos os sais de metais alcalinos são muito solúveis.
- Todos os sais de amónio são muito solúveis.
- Todos os nitratos, cloratos e percloratos são muito solúveis.
- A maioria dos hidróxidos é insolúvel, excepto os hidróxidos de metais alcalinos e o hidróxido de bário que são muito solúveis. O hidróxido de cálcio é medianamente solúvel.
- A maioria dos cloretos, brometos e iodetos são muito solúveis, excepto os sais destes aniões que contêm prata, mercúrio ou chumbo.
- Todos os carbonatos, fosfatos e sulfuretos são pouco solúveis, excepto os sais destes aniões que contêm metais alcalinos ou amónio.
- A maioria dos sulfatos são muito solúveis. Os sulfatos de cálcio e prata são medianamente solúveis e os sulfatos de bário, mercúrio ou chumbo são pouco solúveis.

Consequências da diferente solubilidade dos sais em água

Como os nitratos são muito solúveis em água tal facto implica que a actividade agrícola seja a maior causa de poluição das águas naturais, pois são utilizados como adubos. Utilizados em excesso, o que não é aproveitado pelas culturas infiltra-se nos solos, por dissolução nas águas de rega ou da chuva, e escorrem para os rios, lagos e/ou aquíferos subterrâneos. A contaminação das águas subterrâneas causa a contaminação de todas as captações que lhe estão associadas.

O estado de divisão do soluto e a agitação da solução não fazem aumentar a solubilidade; só fazem com que o soluto se dissolva mais depressa no solvente.

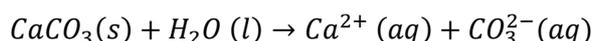
Os sais pouco solúveis, ou muito pouco solúveis, são vulgarmente designados por insolúveis, mas na realidade têm sempre um certo grau de solubilidade.

Solubilidade de gases em água

A pressão não influencia a solubilidade dos sais mas influencia a solubilidade dos gases. Esta solubilidade é também influenciada pela temperatura. As características das águas naturais são influenciadas pela presença de gases dissolvidos, como o O₂ e CO₂, que resultam da interacção da água com a atmosfera e biosfera. Se um gás for dissolvido a baixa temperatura ou a pressão elevada, uma posterior alteração destas condições resultará num excesso de gás dissolvido. A solução fica sobressaturada e tenderá a libertar o gás em excesso de forma espontânea.

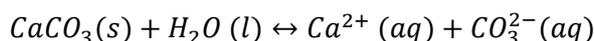
Constante de solubilidade ou produto de solubilidade

Se se proceder à dissolução de carbonato de cálcio em pó, $CaCO_3$, num certo volume de água nota-se que apenas uma pequena massa deste sal se dissolve, ficando a solução rapidamente saturada, constatado através da deposição de sólido no fundo do recipiente utilizado. A temperaturas diferentes a solubilidade varia mas não deixa de se verificar a saturação da solução para uma massa (e conseqüentemente uma quantidade) muito pequena de sal dissolvido. A massa de sal que se dissolve dissocia-se completamente, tal que:



Na solução saturada existe a quantidade máxima possível de iões cálcio e carbonato à temperatura da experiência. No entanto, através da adição de carbonato de cálcio radioactivo constata-se que, passado algum tempo, a dita solução apresenta-se também radioactiva.

A conclusão a retirar é que existiu uma passagem de sólido para a solução. Então mas esta já não tinha a quantidade máxima de iões Ca^{2+} e CO_3^{2-} à temperatura da experiência? Tinha, o que quer dizer que parte dos iões se juntaram para formar sólido, o qual precipitou. Logo, tem de existir uma situação de equilíbrio entre o $CaCO_3$ sólido e os iões Ca^{2+} e CO_3^{2-} em solução aquosa, à temperatura da experiência, tal que:



Este equilíbrio de solubilidade é um equilíbrio heterogéneo, dado que tem componentes em diferentes estados físicos. A constante de equilíbrio será:

$$K_c = \frac{[Ca^{2+}]_e \times [CO_3^{2-}]_e}{[CaCO_3]_e}$$

Mas a natureza do equilíbrio, deste ou doutro qualquer, é dinâmica, i.e., ocorre uma troca constante de iões entre a rede cristalina do sólido em contacto com a sua solução saturada, o que leva a que o número de iões que transitam para a solução é igual ao número de iões que se organizam na rede cristalina do sal. Logo, a concentração do sal sólido na solução saturada é constante e o seu valor igual a 1. Assim:

$$K_s = [Ca^{2+}]_e \times [CO_3^{2-}]_e$$

A presença de iões Ca^{2+} e CO_3^{2-} em solução aquosa pode também resultar da dissolução de outros sais que contenham os mesmos iões e não da dissolução de mais $CaCO_3$. Mas uma coisa é certa, sempre que o produto de solubilidade for superior ao valor de K_s vai ocorrer precipitação. Se definirmos o produto iónico:

$$Q_s = [Ca^{2+}] \times [CO_3^{2-}]$$

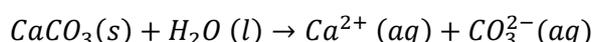
- $Q_s < K_s$ – solução não saturada – não há formação de precipitado
- $Q_s = K_s$ – solução saturada – não há formação de precipitado
- $Q_s > K_s$ – solução sobressaturada – há formação de precipitado

Alteração da solubilidade de sais devido a presença de outras espécies

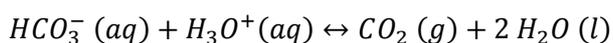
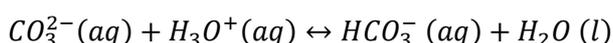
A solubilidade de um sal é afectada não só pela temperatura, mas também pela presença de outras espécies em solução, em conformidade com a Lei de Le Chatelier.

Efeito do ião comum - a presença de um ião comum diminui, em geral, a solubilidade de um sal. Por exemplo, a presença de iões Ca^{2+} (aq) ou F^- (aq) em solução diminui a solubilidade do fluoreto de cálcio, CaF_2 , uma vez que o equilíbrio de solubilidade será «deslocado» no sentido da formação do sólido, diminuindo a solubilidade do sal.

Efeito da adição de ácidos - se, ao contrário do exemplo anterior, se diminuir a concentração de um dos iões do sal em solução, então a solubilidade aumenta. Em alguns casos de sais pouco solúveis em água isto pode conseguir-se por adição de ácidos. Deste modo pode explicar-se a solubilização do carbonato de cálcio:



A adição de ácidos provoca as seguintes reacções...



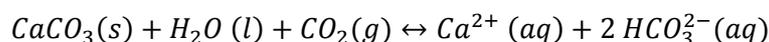
... deslocando o equilíbrio no sentido da formação dos iões, ou seja, no sentido da solubilização do carbonato de cálcio.

A presença de ácidos aumenta a solubilidade dos carbonatos em água. Consequentemente existe um aumento de solubilidade do CaCO_3 devido à dissolução de CO_2 na água. Todavia, o CaCO_3 não deixa de ser um sal pouco solúvel à pressão normal e temperatura ambiente e é por isso que alguns seres vivos o utilizam para fabricar conchas a partir dos iões existentes na água do mar. No entanto, a elevadas profundidades, abaixo dos 5 km, é praticamente impossível encontrar CaCO_3 nas águas marinhas, dado que o efeito do aumento da solubilidade com o aumento de pressão é particularmente elevado para o caso do CO_2 , efeito reforçado pela diminuição de temperatura, a qual também contribui para o aumento da solubilidade deste gás na água.

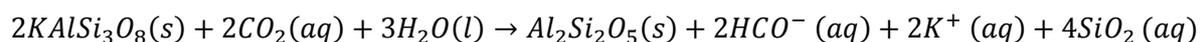
O equilíbrio de solubilidade do CaCO_3 é exotérmico no sentido directo, sendo a dissolução acelerada devido ao CO_2 . Como existe maior concentração de CO_2 dissolvido em águas profundas, fruto das pressões serem mais elevadas e as temperaturas mais baixas, reforçado pelo facto de a dissociação do CaCO_3 nos iões Ca^{2+} e CO_3^{2-} aumentar com a diminuição da temperatura, a dissolução do CaCO_3 das conchas dos seres vivos é favorecida, o que está de acordo com a Lei de Le Chatelier. Os seres vivos que habitam nas profundezas dos oceanos não possuem conchas uma vez que estas se dissolveriam devido às altas pressões e baixas temperaturas.

A formação de estalactites e estalagmites nas grutas calcárias resulta das variações de pressão e temperatura das águas subterrâneas. À medida que as águas se infiltram nos solos, aumenta a pressão atmosférica, e com ela, a capacidade da água para dissolver o CO_2 ,

umentando assim a dissolução do carbonato de cálcio. Quando a água atinge uma gruta a pressão atmosférica é menor, diminuindo a solubilidade de CO_2 , ocorrendo a reacção no sentido inverso.

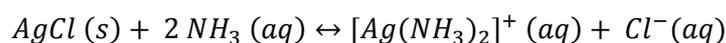


Dependendo da constituição geológica, a acidez devida á presença de CO_2 na água pode levar à dissolução de outras espécies químicas como o feldspato:



Isto explica o facto de algumas águas naturais possuírem, para além de hidrogenocarbonato, sílica dissolvida e potássio em abundância.

Efeito da formação de iões complexos - a formação de iões complexos com um ião de um sal pouco solúvel em água é uma forma de diminuir a concentração desse ião em solução, alterando o equilíbrio de solubilidade no sentido da solubilização do sal, e assim aumentar a solubilidade do sal, por exemplo, a solubilização do cloreto de prata quando se adiciona solução aquosa de amoníaco a uma solução saturada desse sal.



11. Dureza da água

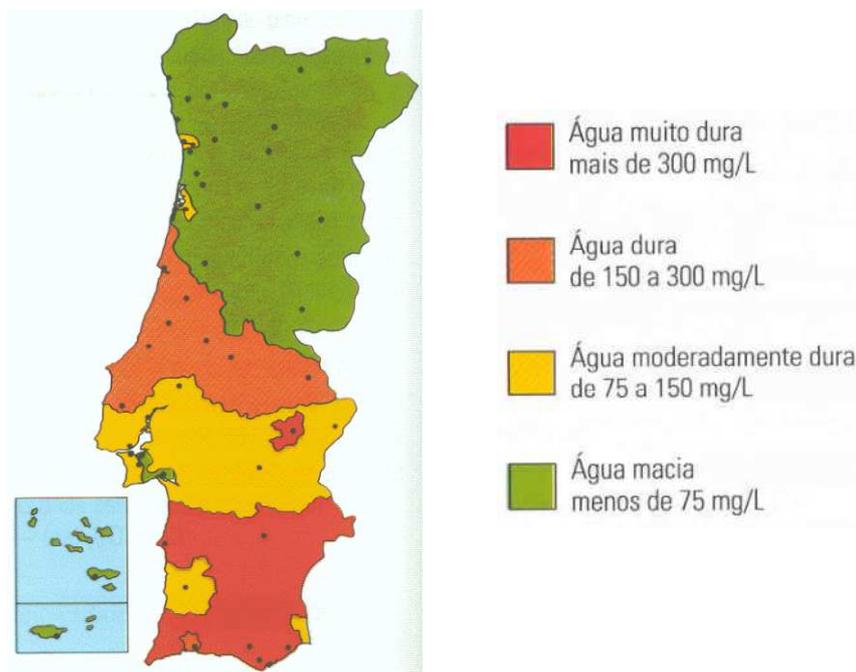
A dureza de uma água é a característica dessa água que está relacionada com a presença de iões cálcio e magnésio. Se a concentração de sais de cálcio e magnésio, que contêm, é elevada a água diz-se dura. Se a concentração for baixa a água diz-se macia ou mole. Existem outros iões que influenciam a dureza da água, como os iões de ferro ou manganês, mas na prática o seu contributo é desprezado.

A dureza relacionada com a presença de iões HCO_3^{-} , de cálcio e/ou magnésio, é designada de **dureza temporária** porque pode ser eliminada por ebulição da água ocorrendo assim a precipitação do carbonato de cálcio e/ou carbonato de magnésio. A **dureza permanente** é devida à presença de sulfatos, cloretos ou outros sais de cálcio e magnésio que não sofram decomposição por aquecimento. A **dureza total** resulta da soma de todos os efeitos produzidos pelos sais de cálcio e magnésio.

A dureza de uma água exprime-se na unidade mg/L de CaCO_3 , ou seja, contabiliza-se a dureza que é provocada por vários sais numa água como se ela resultasse somente da presença de CaCO_3 . Por exemplo, uma dureza de 75 mg/L de CaCO_3 significa que esta água possui sais dissolvidos que lhe dão a dureza equivalente à que teria 1L de solução aquosa onde estivessem 75 mg de CaCO_3 .

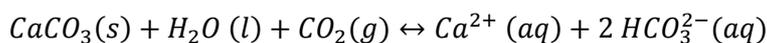
A dureza da água pode vir dividida em quatro patamares:

- Água muito dura - > 300 mg
- Água dura – entre 150 mg e 300 mg
- Água moderadamente dura – entre 75 mg e 150 mg
- Água mole - < 75 mg.

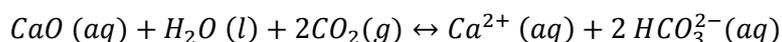


Se analisarmos os produtos de solubilidade do sulfato de cálcio e do carbonato de cálcio, a 25 °C constatamos que são sais pouco solúveis e que as concentrações dos iões em equilíbrio com o sólido são muito pequenas, o que daria por si só um contributo muito pequeno para a dureza de uma água. É a presença de CO_2 dissolvido na água, e de outras espécies, que aumenta a solubilidade destes sais e que justifica a dureza realmente existente.

A dureza pode ter origem artificial nas ETAs onde a água tem de passar por um leito de pedra calcária, com o objectivo de reduzir a sua acidez, reduzindo o CO_2 dissolvido na água, mas acabando por aumentar a dureza temporária, o que se constata pela equação:

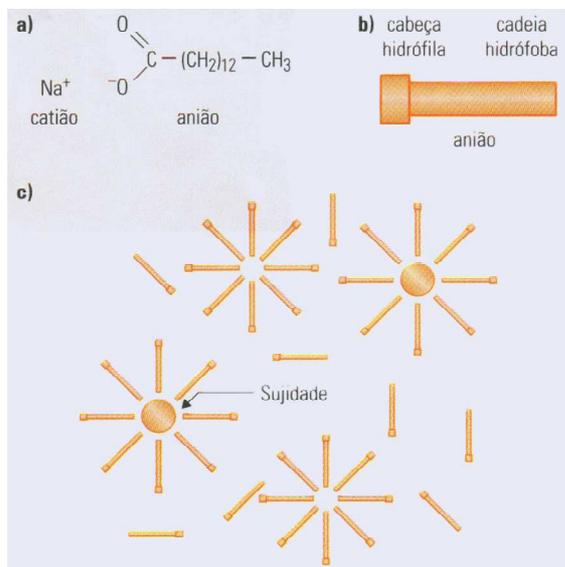


O que se consegue através da adição à água de hidróxido de cálcio ou óxido de cálcio:

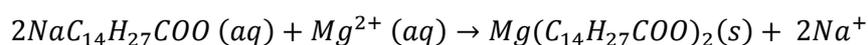
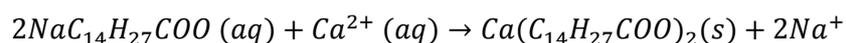


A classificação das águas quanto à dureza prende-se com fenómenos indesejáveis, fruto da precipitação dos sabões e da formação de incrustações calcárias.

Um sabão é um sal solúvel de sódio no qual o catião Na^+ , se liga a um anião de cadeia longa, tendo este uma extremidade com afinidade para a água, constituindo uma cabeça hidrófila, e outra extremidade com afinidade para a sujidade, constituindo uma cadeia hidrofóbica, ou hidrófoba. Os aniões do sabão possuem uma acção detergente porque conseguem formar agregados, **micelas**, que removem a sujidade das superfícies, mantendo-a em solução.



Numa água dura não ocorre formação de espuma e há impedimento da acção detergente das soluções de sabão devido à formação de compostos indesejáveis com o sabão, a **escuma**, que se deposita nos recipientes onde se faz a lavagem, e que é o precipitado do sal pouco solúvel formado devido à combinação dos catiões Ca^{2+} e Mg^{2+} e os aniões provenientes do sabão, tal que:



Esta escuma é insolúvel e pegajosa e agarra-se às fibras dos tecidos tornando a roupa áspera. Permanece aderente à pele após o banho, alterando o pH desta, com todos os inconvenientes que daí advêm, como irritações e infecções, e ao nível do cabelo deixa-o difícil de pentear e sem brilho. Ao nível de banheiras e lavatórios, ficam manchas.

Os detergentes possuem uma composição diferente da de um sabão, o que explica a não precipitação na presença de iões Ca^{2+} e Mg^{2+} , mas também vêem a sua eficácia diminuir com as águas duras.

A água dura provoca incrustações calcárias em variadíssimos equipamentos, ferros de engomar, caldeiras, revestindo as superfícies dos sistemas de aquecimento dificultando as transferências de energia para a água lá colocada, a qual não é suficientemente rápida, resultando num sobreaquecimento das partes metálicas do mesmo, provocando deterioração e aumentando o risco de explosão. Estas incrustações são mais acentuadas se a dureza for temporária, uma vez que o aquecimento da água leva à precipitação do carbonato de cálcio.

As águas macias também possuem inconvenientes. Dissolvem melhor os metais pesados, como o chumbo, ainda presente em canalizações antigas, e o cádmio, ambos venenosos, o que pode contribuir para a contaminação das águas, para além de serem mais corrosivas para a canalização metálica que as águas duras.

Redução da dureza da água

A redução da dureza da água, amaciamento, é levada a cabo por três processos:

Na **redução da dureza por precipitação** é feita a adição de substâncias, que vão formar sais pouco solúveis de cálcio e magnésio, como o carbonato de sódio e o hidróxido de cálcio, para a água de consumo público, ou os fosfatos, no caso dos detergentes e nas ETARs.

Agente	Processo
Na₂CO₃ Sais de banho ETA	$Na_2CO_3 (q) + Ca^{2+} (aq) \rightarrow 2Na^+(aq) + CaCO_3 (s)$
Ca(OH)₂ ETA	$Ca^{2+} (aq) + HCO^- (aq) + Ca(OH)_2 \rightarrow 2 CaCO_3 (s) + 2H_2O (l)$
PO₄³⁻ Detergentes ETAR	$5Ca^{2+} (aq) + 3PO_4^{3-} (aq) + OH^- (aq) \rightarrow Ca_5OH (PO_4)_3 (s)$

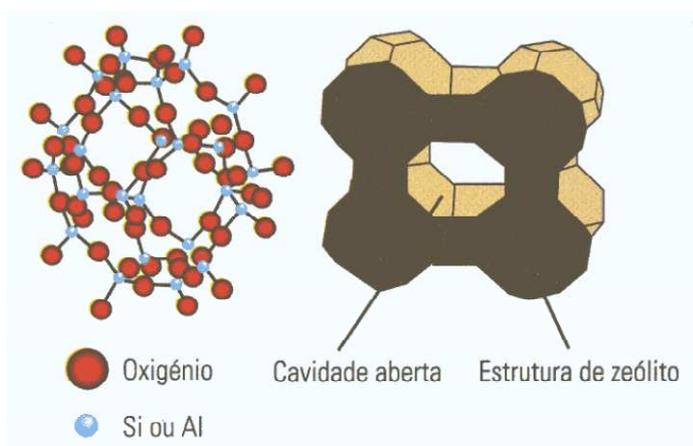
Inconveniente: formação de depósitos de precipitado, o que implica a decantação e/ou filtração da água antes da sua utilização. Os fosfatos provocam eutrofização.

Na **redução da dureza por complexação** são utilizadas substâncias de efeito quelante que originam complexos estáveis com os iões cálcio e magnésio – **quelatos** – mantendo-os em solução, pelo que é impedida a sua reacção com o sabão e os detergentes, prevenindo também as incrustações e os depósitos calcários. São os chamados produtos anti-calcário, utilizados nas máquinas de lavar.

Certos complexos têm ligandos que podem associar-se por várias ligações ao ião central – ligandos polidentados. É o caso do EDTA e do NTA. Os ligandos polidentados são agentes complexantes poderosos, já que os complexos por ele formados são muito estáveis.

Inconveniente: os hexametáfosfatos e os polifosfatos, apesar da sua não toxicidade, e de serem baratos, levam a problemas de eutrofização. O EDTA e o NTA, apesar de possuírem uma elevada capacidade complexante, são irritantes para os olhos e são de biodegradação lenta. Os citratos, ao contrário, não são tóxicos nem irritantes para os olhos, são de biodegradação rápida, mas possuem uma capacidade de complexação bastante menor que o EDTA e o NTA.

Na **redução da dureza por troca iónica** são utilizadas resinas que possuem iões Na^+ na sua estrutura, os quais são trocados por iões Ca^{2+} e Mg^{2+} existentes na água, sendo a regeneração da mesma conseguida por uma solução concentrada de NaCl , a qual vai repondo os iões Na^+ na resina, removendo os iões Ca^{2+} e Mg^{2+} para a solução regenerante.



Os aluminossilicatos, zeólitos, são materiais naturais que possuem propriedades de troca iónica, sendo um desses materiais a glauconite, pois têm cavidades na sua estrutura que permitem o aprisionamento de iões. Já existem zeólitos sintéticos com cavidades próprias para aprisionar determinados iões, em função do seu tamanho e da sua carga eléctrica.

Inconveniente: apesar de não serem tóxicos, são idênticos à argila, possuem uma acção lenta e uma baixa eficácia na remoção de iões Mg^{2+} , para além de serem insolúveis e por isso têm tendência a acumular-se nas ETARs.

12. Desmineralização da água do mar

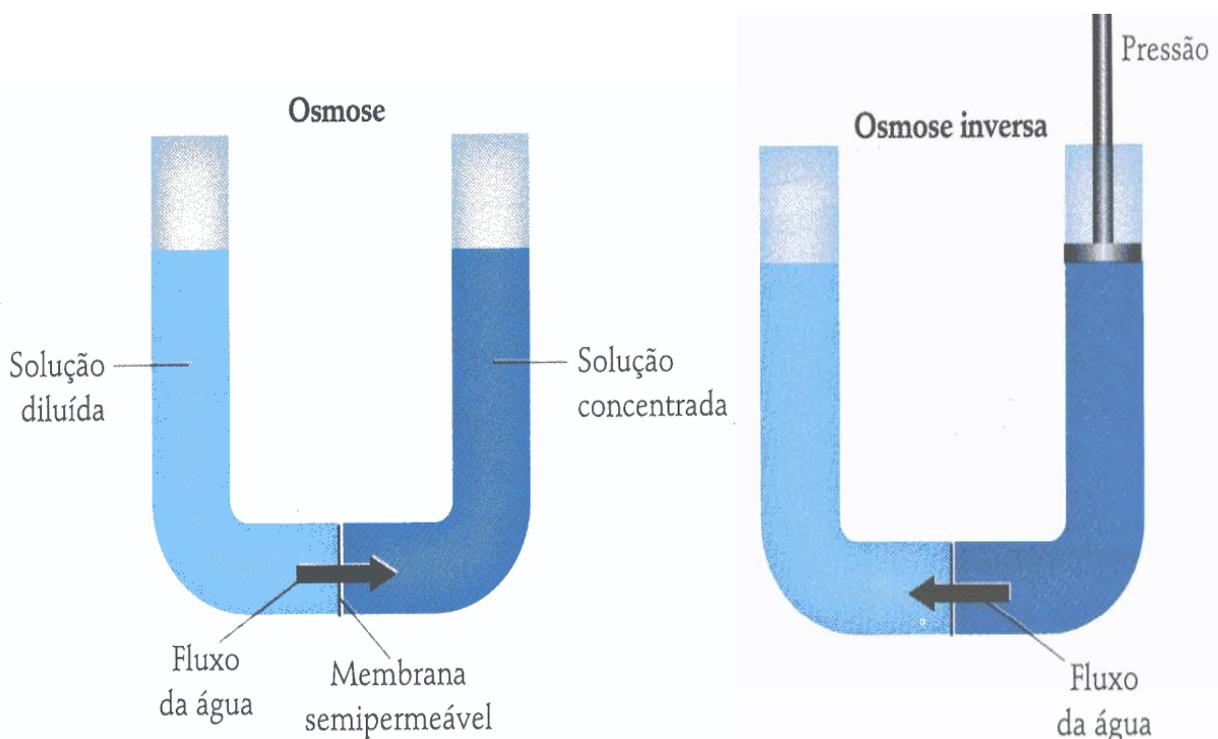
A água do mar contém uma elevada quantidade de iões sódio e cloro, entre outros, em menor quantidade, sendo a sua salinidade média constante, tal como as proporções dos seus constituintes, por ordem decrescente, cloro, sódio, magnésio, enxofre, cálcio, potássio...

O oceano é uma mina inesgotável de recursos, sendo a extracção do cloreto de sódio e magnésio uma actividade comum. Nos dias que correm, com grandes e graves alterações climáticas, com períodos recorrentes de seca em muitas zonas do planeta, a dessalinização da água do mar está a revelar-se cada vez mais importante.

A **destilação** é o processo mais antigo, e também o mais utilizado, para dessalinizar água, sendo esta vaporizada por aquecimento a 110°C e condensada por arrefecimento. É um processo eficaz mas de elevado custo energético, e consequentemente muito caro, pois para mudar de estado físico uma mole de água necessita de $40,8 \text{ kJ}$ de energia. Mesmo levando a cabo este processo a pressões inferiores à pressão atmosférica, o que permite poupar energia, este não deixa de ser um processo muito caro. Pode recorrer-se à energia solar para levar a cabo a destilação da água do mar mas, apesar de ter custos muito inferiores quando comparados com aqueles em que são utilizados recursos não renováveis, é um processo muito lento e necessita de muito espaço para a colocação das unidades de obtenção.

O processo mais rentável é a **osmose inversa**.

No processo de osmose “normal”, recorre-se a membranas semipermeáveis através das quais a água circula, eliminando muitos dos sais nela dissolvidos. Trata-se de um processo espontâneo, no qual as moléculas do solvente passam através de uma membrana semipermeável da solução de menor concentração para a solução de maior concentração.



Numa osmose inversa as moléculas do solvente, por acção de uma pressão forçada, vão passar de uma solução de maior concentração para uma de menor concentração, provocando a diminuição da concentração dos sais, que ficam retidos na membrana, obtendo-se assim água dessalinizada, água doce, a qual tem de ser posteriormente sujeita a tratamento para adequação aos VMR estabelecidos.

A osmose inversa permite reter partículas com diâmetro da ordem dos 0,1 nm. Um processo alternativo é a **nanofiltração**, um processo de separação por uma membrana, não tão eficaz como a osmose inversa mas muito menos dispendioso pois requer menos energia, uma vez que as pressões exercidas na água do mar que atravessa a membrana não são tão grandes como as requeridas pela osmose inversa, que permite reter partículas com diâmetro da ordem de 1 nm.

Mas atenção! Após a dessalinização da água, como a maior parte das espécies dissolvidas são removidas, é necessário adicionar alguns sais, como hidrogenocarbonato de sódio e sulfato de magnésio, para corrigir a mineralização da água, já que não é saudável o consumo de águas muito pouco mineralizadas.