



## B.2 – Estrutura da Matéria

Analisadas que estão algumas propriedades dos materiais em termos macroscópicos, é necessário entrar no mundo dos átomos, das moléculas e dos iões, para interpretar melhor essas propriedades.

Nem sempre é fácil articular o mundo macroscópico, dominado pelos nossos sentidos, com o mundo sub-microscópico. Para este existe uma simbologia própria, útil para nos permitir interpretar, por exemplo, como interatuam os iões e as moléculas numa solução, como interatuam os átomos para formar moléculas e como interatuam os iões num sal.

Deste modo, compreende-se melhor o uso de determinados solutos, iónicos e moleculares, que atuam como componentes ativos em medicamentos e desinfetantes, assim como noutras aplicações em contextos variados do quotidiano, por exemplo em produtos de limpeza e higiene. Estabelecem-se também relações entre estrutura, estabilidade e reatividade de algumas moléculas, para explicar por que razão algumas substâncias existem livres, outras não, e por que algumas são bons desinfetantes, outras não.

Face à diversidade de combinações entre átomos dos elementos químicos formando outras unidades estruturais, como moléculas e iões, torna-se mais fácil interpretar a existência e diversidade de materiais e as especificidades associadas a utilizações de cada um. Este nível sub-microscópico é também essencial no *design* de novas moléculas permitindo progressos notáveis ao nível de conforto e qualidade de vida.

Os químicos, conhecedores profundos da estrutura da matéria, são capazes de desenhar a estrutura de uma molécula, de modo que um material tenha uma determinada propriedade, útil para determinado fim. É o caso da obtenção de compostos para fins terapêuticos, ou seja de novos fármacos preparados para tratar doenças para as quais ainda não há cura, ou para melhorarem a forma de atuação de outros já existentes.

Na secção anterior, falou-se na dissolução de um soluto ou solutos num solvente, nas características das soluções e em muitos outros aspetos observáveis. Contudo, há ainda muitos outros aspetos que interessa estudar e que se passam a nível das partículas constituintes de todas as substâncias envolvidas, isto é, a nível sub-microscópico. No âmbito deste subtema procuraremos respostas para questões como:

- *Que partículas são estas?*
- *Quais os seus tamanhos?*
- *Como interatuam?*
- *Quais as partículas do átomo que se envolvem na ligação?*
- *Como se estabelece a ligação?*
- *O que mantém os átomos ligados?*

### B.2.1 As soluções ao nível sub-microscópico

O mundo das partículas numa solução é de dimensões muito pequenas, difíceis de imaginar, mas que, em conjunto, se comportam de uma forma única, evidenciando propriedades como as referidas na tabela 1:

Tamanho das partículas do soluto	Tipos de partículas do soluto	Comportamento em relação à separação	Possibilidade de observação das partículas
Inferior a 1 nm, ou seja, inferior a uma milionésima parte do milímetro.	<ul style="list-style-type: none"><li>• <b>Iões</b> (por exemplo em água com <b>cloreto de sódio</b>).</li><li>• <b>Moléculas</b> (por exemplo em água com <b>açúcar</b>).</li></ul>	Não se separam por sedimentação nem por filtração.	Não são visíveis através de nenhum microscópio.

Tabela 1 – Solutos ao nível sub-microscópico. Nota: 1 nm (nanómetro) =  $1 \times 10^{-9}$  m.

Quando ocorre uma dissolução, as partículas do soluto dispersam-se uniformemente através do solvente. A extensão com que este fenómeno se processa depende da força relativa de três tipos de interações entre as suas partículas:

- Interação solvente-solvente;
- Interação soluto-soluto;
- Interação solvente-soluto.

Para simplificar, pode imaginar-se a formação de uma solução em três fases consecutivas, como se ilustra na figura 1. Na realidade, estas três fases ocorrem simultaneamente.

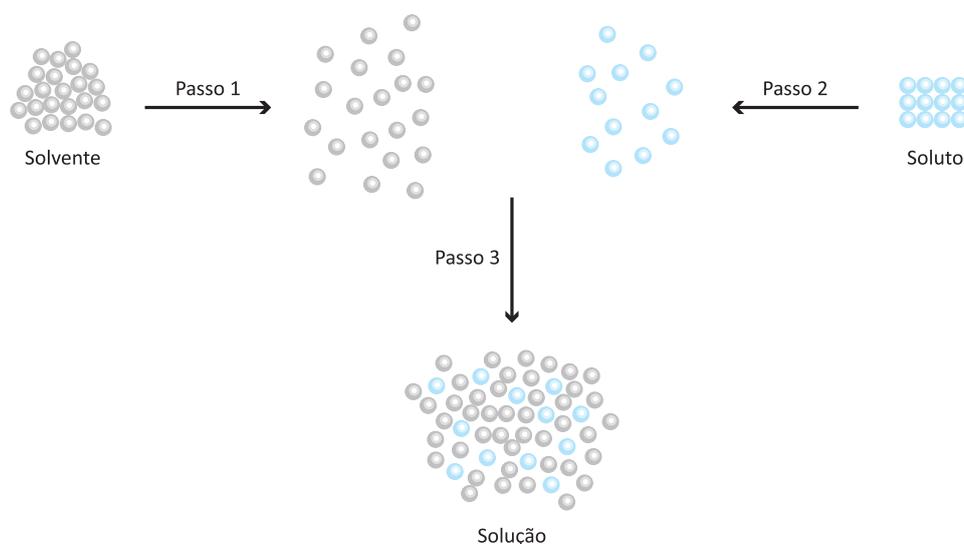


Figura 1 – Uma representação sub-microscópica da formação de uma solução.

O passo 1 representa a separação das partículas (moléculas) constituintes do solvente e o passo 2 representa a separação das partículas (moléculas ou iões) de soluto. No passo 3, as partículas do soluto e do solvente misturam-se formando ligações soluto-solvente.

Se a atração soluto-solvente for maior do que a soma das atrações solvente-solvente e soluto-soluto, o processo de formação da solução é favorável, isto é, há grande probabilidade de o soluto se dissolver no solvente. Se, pelo contrário, a atração soluto-solvente for mais fraca do que a do soluto-soluto e solvente-solvente, então a dissolução poderá ocorrer, ou não, dependendo de outros fatores.

Na dissolução ocorrem simultaneamente dois fenómenos:

- A quebra das ligações soluto – soluto e das ligações solvente – solvente;
- A formação de novas ligações soluto – solvente.

Durante a dissolução de um sal em água há moléculas da água que se posicionam na superfície do sólido, ligam-se aos iões, destroem as ligações entre eles e removem-nos para a solução. Quando na solução os iões estão rodeados por moléculas de água, chama-se a este fenómeno **hidratação**. As moléculas da água agregam-se aos iões negativos através do seu pólo positivo e aos iões positivos através do seu pólo negativo.

## Atividade



Acede a um dos seguintes sítios que mostram a dissolução do cloreto de sódio em água:

<http://www.aeonbox.com/video/IlfCnGYOoEM/Dissolucao-do-cloreto-de-sodio.html>

<http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/essentialchemistry/flash/molvie1.swf>

<http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/thermochem/solutionSalt.html>

**A.** Observa os seguintes aspetos:

1. Moléculas de água que se ligam aos iões e destroem as ligações entre eles;
2. Estas moléculas de água removem os iões para a solução;
3. Os iões ficam rodeados por moléculas de água (chama-se a este fenómeno **hidratação**);
4. As moléculas de água ligam-se aos iões negativos através da sua parte positiva;
5. As moléculas de água ligam-se aos iões positivos através da sua extremidade negativa.

**B.** Elabora uma explicação acompanhada de um esquema que ajude a interpretar o fenómeno da dissolução de um sal em água a nível sub-microscópico.



## B.2.2 Ligação covalente e notação de Lewis

Acabámos de interpretar um tipo de interações que dizem respeito a pares de partículas existentes em solução, como molécula – molécula (por exemplo molécula de água – molécula de sacarose), molécula – ião (por exemplo, molécula de água – ião cloreto, e molécula de água – ião sódio). Mas que tipo de interações haverá, por exemplo, entre os átomos que formam uma molécula?

Para dar resposta a esta questão, os químicos usaram conceitos já abordados em secções anteriores, como configuração eletrónica, e instrumentos como a Tabela Periódica. Quando os átomos interatuam para formar moléculas, fazem-no fundamentalmente através de forças eletrostáticas, isto é, forças entre cargas elétricas. Ao conjunto de todas estas forças chama-se **ligação química**.

### 2.2.1 As partículas do átomo envolvidas na ligação covalente e a notação de Lewis

Para se compreender as estruturas das moléculas é necessário usar uma teoria interpretativa do modo como se ligam os átomos dos elementos na molécula, ou seja, um **modelo de ligação química**.

A **notação de Lewis** foi estabelecida em 1916 por Gilbert Newton Lewis. O que significa e que utilidade tem esta representação?

Vejamos o caso do átomo de oxigênio no estado fundamental, cuja configuração eletrônica é  $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$ . Os elétrons de valência são os do nível 2, seis ao todo: quatro estão emparelhados.

Na notação de Lewis utiliza-se:

- O símbolo do elemento, que representa o núcleo e os elétrons do **cerne** (o cerne inclui todos os elétrons menos os de valência), ou simplesmente o núcleo (no hidrogênio e no hélio);
- Pontos ou cruces, que simbolizam os elétrons de valência de acordo com a configuração eletrônica (emparelhados ou desemparelhados).



No caso do elemento hidrogênio, com a configuração eletrônica  $1s$  no estado fundamental, a representação será:



Esta notação aplica-se igualmente a iões. Analisemos o caso do ião óxido  $\text{O}^{2-}$ .

Configuração eletrônica no estado fundamental:  $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2$

Em notação de Lewis, será:



## Atividade



1. Considera os seguintes átomos:  ${}_5\text{B}$   ${}_7\text{N}$   ${}_{10}\text{Ne}$   ${}_{12}\text{Mg}$   ${}_{17}\text{Cl}$

a) Indica o número de elétrons de valência de cada um:

- Consultando a Tabela Periódica;
- Escrevendo a respetiva configuração eletrônica no estado fundamental.

b) Representa cada um deles pela notação de Lewis.

2. Considera os seguintes iões:  ${}_9\text{F}^-$   ${}_{16}\text{S}^{2-}$   ${}_{20}\text{Ca}^{2+}$

a) Quantos elétrons tem cada um?

b) Indica o número de elétrons de valência de cada um:

- Consultando a Tabela Periódica;
- Escrevendo a respetiva configuração eletrônica no estado fundamental.

c) Representa cada um deles pela notação de Lewis.

3. O átomo  ${}_{11}\text{Na}$  tem apenas um elétron de valência. Como se representa o ião  $\text{Na}^+$  na notação de Lewis?



Mas afinal quais os elétrons que participam na ligação? Em geral são os que se encontram desemparelhados.

### 2.2.2 Como se estabelece a ligação covalente

A **ligação covalente** forma-se por partilha de eletrões por ambos os átomos nela envolvidos (e que pertencem ao último nível de energia); a molécula adquire um estado estável com energia inferior à dos átomos separados (Fig. 2).

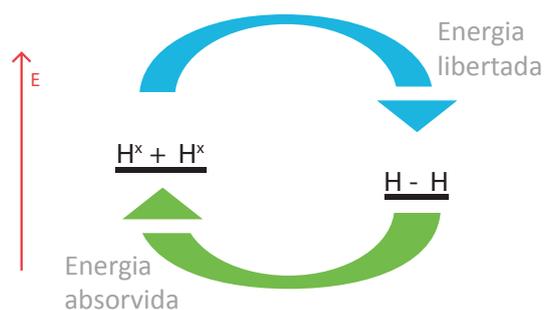


Figura 2 – Ligação na molécula de hidrogénio.

### 2.2.3 Como se mantém a ligação covalente

Os dois átomos envolvidos na ligação são mantidos unidos porque existe um equilíbrio entre forças de atração e de repulsão:

- Atração entre as cargas positivas dos núcleos e as cargas negativas dos eletrões partilhados;
- Repulsão entre as cargas do mesmo sinal (positivas dos núcleos e negativas dos eletrões).

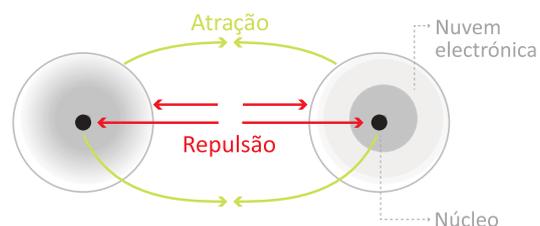


Figura 3 – Forças de atração e de repulsão.

A molécula  $H_2$  resulta, então, de uma **ligação covalente simples** entre dois átomos de hidrogénio. Cada átomo de hidrogénio tem um eletrão desemparelhado que partilha com o outro átomo. Assim, na molécula de hidrogénio existem dois eletrões compartilhados, um proveniente de cada átomo:  $H^\cdot + \cdot H \rightarrow H:H$ ; na notação de Lewis representa-se simplesmente por  $H - H$ .

O traço entre os símbolos significa exatamente essa ligação assegurada por um **duplete**, ou seja, por um par de eletrões.

Analisemos agora a molécula  $O_2$ , de oxigénio (ou dióxigénio).

Utilizando o mesmo raciocínio que se utilizou para a molécula  $H_2$ , e conhecendo já a notação de Lewis, temos:



Como a ligação fica assegurada por dois pares de eletrões partilhados entre os dois átomos, designa-se por **ligação covalente dupla**. A representação de Lewis da molécula  $O_2$  pode simplesmente ser:  $O=O$

Os **eletrões ligantes** são aqueles que participam na ligação química e os **eletrões não-ligantes** são os que não participam na ligação química.

Consideremos a molécula  $N_2$ , de nitrogénio (ou di-nitrogénio).

Configuração eletrónica:  ${}_7N - 1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$



A molécula  $N_2$ , na notação de Lewis, pode limitar-se a:  $N \equiv N$ .

A **ordem de ligação** indica o número de pares de eletrões, isto é de dupletos, presentes em cada ligação. Em resumo:

Dois eletrões ligantes (1 par) Ligação simples	Quatro eletrões ligantes (2 pares) Ligação dupla	Seis eletrões ligantes (3 pares) Ligação tripla
H—H	$\begin{array}{c} \diagup \quad \diagdown \\ \text{O}=\text{O} \\ \diagdown \quad \diagup \end{array}$	N≡N
Ordem de ligação 1	Ordem de ligação 2	Ordem de ligação 3

Tabela 2 – Ligação covalente em H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub> e N<sub>2</sub>.

Em **moléculas poliatómicas**, que são as formadas por mais de dois átomos, o raciocínio é idêntico. Vejamos alguns casos.

### 1. Molécula de água

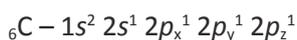


Cada eletrão desemparelhado do átomo de oxigénio forma uma ligação covalente simples com o eletrão de cada átomo de hidrogénio.

### 2. Molécula de dióxido de carbono

Começando pela configuração eletrónica do átomo de carbono no estado fundamental:

${}_6\text{C} - 1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^0$  – esta configuração evidencia apenas 2 eletrões desemparelhados, o que poderia sugerir que o átomo de carbono apenas partilhasse dois eletrões no estabelecimento de ligações com outros átomos. Sabe-se, contudo, que o átomo de carbono estabelece sempre quatro ligações. Para compreender este facto admite-se que, aquando do estabelecimento de ligações, um eletrão da orbital 2s é conduzido à orbital 2p<sub>z</sub> (que estava vazia no átomo isolado), ficando assim a nova configuração:



Utilizando a notação de Lewis:



Formam-se duas ligações duplas entre o átomo de carbono e cada um dos átomos de oxigénio, não ficando nenhum par não-ligante no átomo central (C).

#### 2.2.4 Regra do octeto

Observando as representações de Lewis anteriores e olhando para cada átomo isoladamente, verifica-se que cada elemento adquire a estrutura eletrónica do gás nobre mais próximo, ou seja, cada átomo fica rodeado de **oito eletrões**, à exceção do hidrogénio que adquire dois (estrutura eletrónica do átomo do gás nobre hélio). Esta configuração é, como se sabe, muito estável. A formação de ligações conduzindo a estruturas eletrónicas de átomos de gases nobres, corresponde à chamada **regra do octeto**. A aplicação desta regra só é válida para elementos dos períodos 2 e 3 da Tabela Periódica.

A tabela 3 mostra algumas moléculas que são usadas em soluções na alimentação, higiene e saúde. Para estas moléculas, é possível contar o número de ligações simples, o número de ligações duplas, o número de pares de eletrões ligantes e não-ligantes e verificar a regra do octeto em cada átomo da molécula.

Nome do composto/algumas aplicações	Fórmula molecular	Fórmula de estrutura
<p><b>Peróxido de hidrogénio</b></p> <p><b>Saúde:</b> usado em solução aquosa (água oxigenada) como <u>antisséptico</u> e, juntamente com o <u>peróxido de benzoílo</u>, no tratamento da <u>acne</u>.</p> <p><b>Higiene:</b> <u>no branqueamento</u> dos dentes; em processos de esterilização, a baixa temperatura.</p>	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	
<p><b>Formaldeído</b></p> <p><b>Higiene:</b> agente esterilizante; conservante (por exemplo de cadáveres e peças anatómicas).</p> <p><b>Atenção:</b> é perigoso usar formalina (soluções de formaldeído) na conservação de alimentos, como o peixe. É proibido em Timor!</p>	H <sub>2</sub> CO	
<p><b>Ácido acético</b></p> <p><b>Alimentação:</b> um componente principal do vinagre.</p>	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> O <sub>2</sub>	
<p><b>Etanol (álcool etílico)</b></p> <p><b>Saúde:</b> no álcool sanitário.</p> <p><b>Higiene:</b> em cosméticos e também em produtos de limpeza.</p> <p><b>Alimentação:</b> nas bebidas alcoólicas.</p>	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> O	
<p><b>Amoníaco</b></p> <p><b>Higiene:</b> usado em produtos de limpeza.</p>	NH <sub>3</sub>	

Tabela 3 – Algumas aplicações de composto moleculares em alimentação, higiene e saúde.

## Questão



Completa a tabela seguinte, atribuindo às letras (A a P) os números correspondentes:

Nome/fórmula molecular	Fórmula de estrutura	Número de ligações	Ordem das ligações O.L	Pares ligantes	Pares Não-ligantes
Formaldeído H <sub>2</sub> CO		A	E	I	M
Etileno C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>		B	F	J	N
Acetileno C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	H—C≡C—H	C	G	K	O
Bromo Br <sub>2</sub>		D	H	L	P

**Resposta:** Número de ligações: A – 3; B – 5; C – 3; D – 1; Ordem das ligações: E – 1 e 2; F – 1 e 2; G – 1 e 3; H – 1

Pares ligantes: I – 4; J – 6; K – 5; L – 1 Pares não-ligantes: M – 2; N – 0; O – 0; P – 6.

## Atividade



Considera as seguintes representações de moléculas:  $\text{Cl}_2$     $\text{HCl}$     $\text{H}_2\text{S}$     $\text{HCN}$     $\text{CH}_4$

- Quais são os átomos presentes em cada caso? Representa-os na notação de Lewis.
- Representa cada molécula na notação de Lewis, admitindo que a regra do octeto é aplicável.
- Indica, para cada uma:
  - O tipo de ligações presentes (simples, dupla ou tripla);
  - A ordem de ligação, para cada ligação;
  - O número de pares de elétrons ligantes e não ligantes.



## B.2.3 Estabilidade, reatividade e poder desinfetante

### 2.3.1 Os parâmetros da ligação covalente

Quando os átomos se aproximam formando ligações dão origem a uma nova unidade estrutural – a molécula – mais estável que os átomos separados. É o caso da molécula de di-hidrogénio ( $\text{H}_2$ ):

A distância entre os núcleos dos átomos é tal que se verifica um equilíbrio entre as forças de repulsão (dos núcleos e dos elétrons entre si) e as forças de atração entre núcleos e os elétrons (que estabelecem a ligação) (Fig. 4).

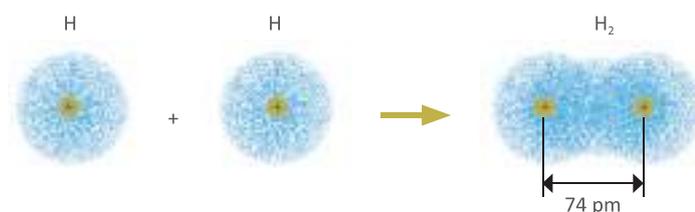


Figura 4 – Formação da ligação H-H.

### I. O comprimento de ligação em moléculas diatómicas

Não sendo a molécula uma partícula rígida, ela tem movimentos de vibração, entre outros. Como consequência das vibrações, a distância entre os núcleos varia, sendo necessário definir uma distância média. Essa distância média tem o nome de **comprimento de ligação**.

No caso da molécula  $\text{H}_2$ , como a figura 4 ilustra, o comprimento de ligação é de 74 pm, isto é  $7,4 \times 10^{-11}$  m. A tabela 4 mostra valores de comprimento de algumas ligações em moléculas diatómicas.

Tipo de ligação	Comprimento da ligação/pm	Tipo de ligação	Comprimento da ligação/pm
H – H	74	Cl – Cl	199
$\text{N} \equiv \text{N}$	110	Br – Br	228
O = O	121	I – I	268
F – F	142		

Tabela 4 – Comprimentos de algumas ligações em moléculas diatómicas.

### II – A energia de ligação

Sendo as moléculas mais estáveis que os seus átomos separados, o processo de formação de uma ligação química implica libertação de energia, a qual se denomina **energia de ligação**.

Esta energia tem valor igual ao da energia que é necessário fornecer à molécula quando se pretende separar os seus átomos, ou seja, romper a ligação (**energia de dissociação**).

Na tabela 5 podem observar-se valores de energias de ligação em algumas moléculas que constam da tabela anterior:

Tipo de ligação	Energia da ligação (J/ligação)	Tipo de ligação	Energia da Ligação (J/ligação)
H – H	$7,24 \times 10^{-19}$	Cl – Cl	$4,02 \times 10^{-19}$
N $\equiv$ N	$15,71 \times 10^{-19}$	Br – Br	$3,20 \times 10^{-19}$
O = O	$8,27 \times 10^{-19}$	I – I	$2,51 \times 10^{-19}$
F – F	$2,62 \times 10^{-19}$		

Tabela 5 – Energias de ligação em moléculas diatômicas.

### III – Relação entre comprimentos e energias de ligações

Os valores da tabela 6 dizem respeito a ligações diferentes entre átomos idênticos, que podem ocorrer em moléculas diferentes ou na mesma molécula.

Tipo de Ligação	Exemplo de molécula	Comprimento da ligação/pm	Energia de ligação (J/ligação)
C $\equiv$ C	H – C $\equiv$ C – H acetileno	120	$13,9 \times 10^{-19}$
C = C	H <sub>2</sub> C = CH <sub>2</sub> etileno	134	$10,1 \times 10^{-19}$
C – C	H <sub>3</sub> C – CH <sub>3</sub> etano	154	$5,7 \times 10^{-19}$

Tabela 6 – Comprimentos e energias de ligações entre átomos de carbono.

Destes valores pode inferir-se que **à medida que o número de pares eletrônicos que assegura a ligação diminui:**

- O comprimento da ligação aumenta;
- A energia da ligação diminui.

Dizendo de outro modo:

- **Maiores valores de energia de ligação** (ligações mais fortes) correspondem a **menores valores de comprimento de ligação**;
- **Menores valores de energia de ligação** (ligações mais fracas) correspondem a **maiores valores de comprimento de ligação**.

A comparação dos comprimentos e das energias da ligação só é em rigor válida entre os mesmos átomos envolvidos em ligações diferentes, como os da tabela anterior. Contudo, analisando agora a tabela 7:

Tipo de ligação	Comprimento/pm	Energia de ligação (J/ligação)
N $\equiv$ N (em N <sub>2</sub> )	110	$15,71 \times 10^{-19}$
O = O (em O <sub>2</sub> )	121	$8,27 \times 10^{-19}$
F – F (em F <sub>2</sub> )	142	$2,62 \times 10^{-19}$

Tabela 7 – Comprimentos e energias de ligação em N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub> e F<sub>2</sub>.

- Das três, a ligação tripla é a mais forte e tem o menor comprimento;
- Das três, a ligação simples é a mais fraca e tem o maior comprimento.

Assim, continua a ser válido o modo como varia o comprimento e a energia de ligação, que é idêntico ao verificado nas relações para diferentes ligações entre átomos de carbono.

### 2.3.2 Reatividade de algumas moléculas e de outras partículas

Existem ainda outras considerações que se podem fazer sobre os dados da tabela anterior.

#### Nitrogénio (N<sub>2</sub>)

A energia de ligação é muito elevada, o que traduz uma grande estabilidade molecular. A sua reatividade é, portanto, muito baixa.

**Ocorrência:** a substância gasosa nitrogénio, N<sub>2</sub>(g), existe naturalmente como componente maioritário na atmosfera terrestre.

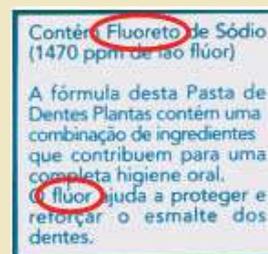
**Aplicação:** esta substância é utilizada nas chamadas “atmosfera inertes” para, por exemplo, empacotar alimentos que se deterioram quando expostos ao oxigénio atmosférico ou à humidade.

#### Flúor (F<sub>2</sub>)

A energia de ligação é muito baixa, o que traduz uma baixa estabilidade desta molécula. A sua reatividade é, portanto, muito elevada.

**Ocorrência:** o flúor, na natureza, surge sempre combinado com muitos outros elementos; a substância F<sub>2</sub>(g), corrosiva e fortemente oxidante, não existe livre.

**Aplicação:** uma das importantes aplicações do flúor é na forma de fluoretos, na água e nas pastas dentífricas para prevenção e tratamento das cáries dentárias.



#### Ozono (O<sub>3</sub>)

É uma molécula muito reativa, o que resulta, em parte, da baixa energia média da ligação O...O, que é de  $4,95 \times 10^{-19}$  J/ ligação.

**Ocorrência:** a substância O<sub>3</sub>(g) surge em diferentes camadas da atmosfera, é altamente reativa e fortemente oxidante.

**Aplicação:** é, por isso, um poderoso germicida, utilizado para desinfecção da água potável e remoção de sabores e odores indesejáveis. Também serve como agente branqueador, por exemplo de farinha.

#### Oxigénio (O<sub>2</sub>)

A sua energia de ligação aponta para uma certa estabilidade. Por outro lado, é um oxidante, como o seu nome indica, gerador de óxidos, o que se pode justificar pela posição privilegiada que o elemento O ocupa na TP.

**Ocorrência:** a estabilidade molecular de O<sub>2</sub> traduz-se na ocorrência natural de O<sub>2</sub>(g), uma das substâncias maioritárias da atmosfera, embora forme facilmente óxidos.

**Aplicação:** é o gás que respiramos. A medicina administra esta substância, O<sub>2</sub>(g), como suplemento em doentes com dificuldades respiratórias.

## Cloro (Cl<sub>2</sub>)

Os valores baixos da sua energia de ligação e a posição do elemento Cl na TP apontam para a sua elevada instabilidade e consequente reatividade elevada.

**Ocorrência:** na forma Cl<sub>2</sub>(g) não se encontra na natureza, já que reage rapidamente com muitas substâncias. O elemento cloro surge combinado com outros elementos, tendendo a formar cloretos, cloratos, percloratos, cloritos e hipocloritos.

**Aplicação:** o cloro é usado principalmente com fins sanitários. O tratamento de águas mais utilizado é a cloração, que se pode fazer por dissolução de Cl<sub>2</sub>(g); utiliza-se também na desinfecção de piscinas, na preparação de diversos compostos clorados, como o hipoclorito de sódio e hipoclorito de cálcio para o fabrico de produtos de limpeza, como a lixívia.

## Iodo (I<sub>2</sub>)

Os valores baixos da sua energia de ligação e a posição do elemento iodo na TP apontam para a sua elevada instabilidade e consequente reatividade elevada. Reage facilmente com matéria orgânica.

**Ocorrência:** o iodo, I<sub>2</sub>(s), não se encontra em estado puro na natureza. Existe na forma de iões iodeto, principalmente na água do mar.

**Aplicação:** o iodo pode ser usado como desinfetante. Dada a sua fraca solubilidade em água, é usado em soluções alcoólicas. As soluções de iodo, ou de compostos que libertam iodo, são as mais indicadas para desinfecção em meio hospitalar.

## Sobrevivência e qualidade de vida

### Desinfecção da água para consumo humano.



Numerosos estudos demonstraram os benefícios da desinfecção da água para beber, cozinhar, lavar loiça e para higiene pessoal, como meio de impedir a disseminação de doenças.

Se a água não for límpida prejudica-se a desinfecção. Nesse caso é preferível fazer uma filtração antes do tratamento. A filtração pode fazer-se com filtros de papel, por exemplo os comercializados para café.

**1. Desinfecção de água com cloro.** Adicionar lixívia à água e aguardar cerca de 30 minutos. A lixívia contém hipoclorito de sódio, que é um desinfetante com cloro. Algumas lixívias contêm substâncias nocivas e não devem ser usadas para desinfetar água.

Concentração inicial da lixívia	Águas límpidas contaminadas (gotas por cada litro de água)	Águas turvas muito contaminadas (gotas por cada litro de água)
1%	4	10
2%	2	5
4%	1	2

A desinfecção com cloro é muito eficaz contra bactérias mas é ineficaz para vírus e protozoários. Tem a vantagem de deixar um resíduo na água que previne contaminações posteriores ao tratamento.

**2. Desinfecção de água com iodo.** Uma tintura de iodo a 2% pode usar-se para desinfetar água, utilizando 2 gotas por litro de água límpida. Aguardar cerca de 20 minutos.

O iodo é um desinfetante excelente para a água. É eficaz contra bactérias, vírus, parasitas de amebas e outros microrganismos.

**3. Desinfecção de alimentos crus.** Os legumes e produtos hortícolas para consumo em cru (especialmente saladas) também devem ser desinfetados, seguindo os procedimentos:

- Lavar bem os alimentos;
- Mergulhá-los numa solução com 10 gotas de lixívia a 4% por cada litro de água;
- Deixá-los durante 30 minutos na solução desinfetante;
- Voltar a passar os alimentos por água.

### 2.3.3 Radicais livres

Além de moléculas existe outro tipo de partículas sub-microscópicas de elevada reatividade. É o caso dos chamados **radicais** ou **radicais livres**, por exemplo O, Cl e NO.

Na atuação de alguns desinfetantes, como o ozono, verifica-se quebra de ligações químicas, o que origina átomos, ou grupos de átomos, que são radicais livres.

Os **radicais livres** são espécies químicas onde existe um ou mais elétrons de valência desemparelhados, o que lhes confere uma elevada reatividade.

Por exemplo O, Cl e NO são radicais livres – têm elétrons desemparelhados:



Apenas um ponto  $\cdot$  num dos lados do símbolo químico representa um elétron desemparelhado. Então podemos escrever:  $\text{O}\cdot$ ,  $\text{Cl}\cdot$  e  $\text{NO}\cdot$ .

Como verificar se partículas sub-microscópicas são, ou não, radicais livres?

- Átomos e iões monoatômicos: verificar se existem orbitais semipreenchidas na configuração eletrónica do estado fundamental. Por exemplo, o átomo de oxigénio é radical porque nesta configuração tem dois elétrons desemparelhados:  ${}_8\text{O} - 1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$

- Moléculas ou iões poliatômicos: são radicais se tiverem número ímpar de elétrons. Por exemplo,  $\text{OH}^-$  tem dez elétrons, não é radical;  $\text{OH}$  tem nove elétrons, é radical.

#### Questão



Considera as seguintes partículas sub-microscópicas:

Átomo de oxigénio – O; átomo de cloro – Cl; molécula de monóxido de azoto - NO

Mostra que são radicais livres.

**Resposta:** Oxigénio:  ${}_8\text{O} - 1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$ . Tem 2 elétrons desemparelhados.

Cloro:  ${}_{17}\text{Cl} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^2 3p_y^2 3p_z^1$ . Tem 1 elétron desemparelhado.

Monóxido de azoto:  ${}_{7}\text{N}$  tem 7 elétrons e  ${}_8\text{O}$  tem 8 elétrons. A molécula tem um número ímpar de elétrons: 15, logo é radical livre.

#### Sobrevivência e qualidade de vida

##### Radicais livres e antioxidantes



Os radicais livres existem naturalmente no nosso organismo. São prejudiciais quando estão em excesso ou quando há diminuição de agentes antioxidantes.

Os radicais livres atuam sobre as células envelhecendo-as. Normalmente as células envelhecidas são eliminadas pelo organismo. Mas quando a formação de células envelhecidas aumenta demasiado, devido ao excesso de radicais livres, o organismo não as consegue eliminar. Algumas sobrevivem, funcionam de modo anómalo e provocam um envelhecimento precoce.

## Sobrevivência e qualidade de vida (continuação)

O excesso de radicais livres no organismo pode depender de:

- **Fatores internos** – envelhecimento, cancro, alguns tipos de anemia, enfarte do miocárdio, arteriosclerose e doença de Parkinson;
- **Fatores externos** – fumo do tabaco, ingestão de bebidas alcoólicas, exposição a poluentes atmosféricos, ingestão excessiva de gorduras, fritos e carnes vermelhas.

Certas substâncias e elementos presentes na nossa alimentação são agentes antioxidantes; reforçam a proteção contra os radicais livres, reagindo com eles, eliminam-nos.

Antioxidantes	Alimentos onde são mais abundantes
Vitamina C	Citrosos (laranja, limão), tomate, vegetais verde-escuros (bróculos)
Vitamina E	Gérmen de trigo, óleo de soja, arroz, nozes, vegetais e legumes
Vitamina A	Cenoura, abóbora, bróculos, melão
Flavonoides	Chá verde, vinho tinto, vegetais e frutos vermelho-escuros
Licopeno	Tomate, melancia, goiaba
Zinco	Carnes, peixes, aves e leite

## Atividade



Faz uma pesquisa na Internet e redige uma síntese das aplicações do ozono nas áreas da saúde, alimentação e higiene – utiliza as palavras-chave: ozono, aplicações, saúde, higiene, alimentação.

### 2.3.4 Oxigénio ativo, cloro ativo e iodo ativo

Muitos desinfetantes têm na sua composição substâncias com os elementos oxigénio, cloro ou iodo. Por isso, são-lhes atribuídos poderes desinfetantes, ou branqueadores, que são equivalentes a certas quantidades de  $O_2(g)$ ,  $Cl_2(g)$  ou  $I_2(s)$ .

Uma lixívia com indicação de **cloro ativo** não contém  $Cl_2$  na sua composição. Mas tem espécies químicas com o elemento cloro, por exemplo o hipoclorito de sódio ( $NaClO$ ) e ácido hipocloroso ( $HClO$ ) e um poder branqueador, ou desinfetante, comparável ao do cloro,  $Cl_2(g)$ .

Alguns produtos com oxigénio têm um poder desinfetante e branqueador que equivale à presença de  $O_2(g)$  e, por isso, diz-se terem **oxigénio ativo**. São os casos do peroximonosulfato de potássio ( $KHSO_5$ ), utilizado para desinfecção de piscinas, do peróxido de hidrogénio ( $H_2O_2$ ), usado em limpeza doméstica, como tira-nódoas ou na limpeza de próteses dentárias ou, ainda, do ozono,  $O_3(g)$ , usado na desinfecção de água ou na esterilização de material médico.



Figura 5 – Cloro ativo e oxigénio ativo em produtos de limpeza.

A tintura de iodo tem iodo ( $I_2$ ) na sua composição. Mas, atualmente, usam-se desinfetantes à base de iodopovidona, que é uma substância que se decompõe originando iodo ( $I_2$ ). Assim, associa-se à iodopovidona um poder de desinfecção que se designa como **iodo ativo**.

### B.2.4 Iões e a sua estrutura

São inúmeras as soluções, usadas em higiene, saúde e alimentação, que contêm um ou mais solutos iónicos, isto é, constituídos por iões.

Por exemplo, na desinfecção com cloro podem usar-se soluções aquosas de HClO ou de um sal com iões  $ClO^-$ . O sal é mais fácil de dissolver em água. Mas a molécula HClO é melhor a desinfetar, pois a carga negativa do ião  $ClO^-$  dificulta a sua penetração nas paredes celulares das bactérias que se pretende que destrua.

É conveniente lembrar que **iões** são todas as partículas que podem resultar de perda ou ganho de eletrões por átomos ou por moléculas, adquirindo assim carga elétrica positiva ou negativa, respetivamente.

Assim podemos esquematizar:

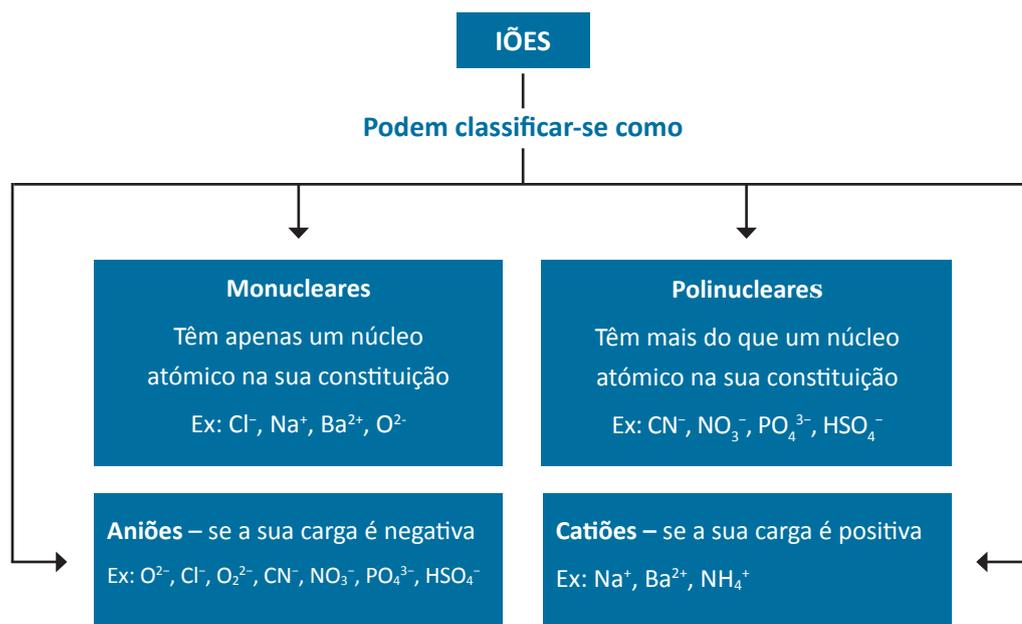


Figura 6 – Catiões e aniões.

Façamos um balanço de cargas em alguns iões, a fim de interpretar a sua carga total:

**Ião óxido  $O^{2-}$**  – este ião pode considerar-se derivado do átomo de oxigénio, o qual tem 8 protões e 8 eletrões; ganhando 2 eletrões, o ião terá 8 protões e 10 eletrões, o que perfaz uma carga total de  $-2$ .

**Ião peróxido  $O_2^{2-}$**  – este ião pode considerar-se derivado da molécula  $O_2$ , a qual tem 16 protões e 16 eletrões; ganhando dois eletrões, o ião fica com 16 protões e 18 eletrões, o que lhe confere uma carga total de  $-2$ .

**Catião sódio  $Na^+$**  – este ião pode resultar da perda do eletrão de valência do átomo de sódio. Como o átomo de sódio tem 11 protões e 11 eletrões, perdendo um eletrão, o ião resultante fica com 11 protões e 10 eletrões, o que lhe confere uma carga total de  $+1$ .

Os iões têm uma nomenclatura própria, que obedece a regras específicas.

**Para os catiões** – os catiões mononucleares têm o mesmo nome do elemento que figura na sua representação. Exemplos: catião sódio ( $\text{Na}^+$ ) e catião bário ( $\text{Ba}^{2+}$ ).

Há elementos, sobretudo os de transição, que formam catiões com mais que uma carga, ou seja, há mais do que uma possibilidade para a carga do catião. É o caso dos catiões do cobre que podem ser  $\text{Cu}^{2+}$ , catião cobre(II), ou  $\text{Cu}^+$ , catião cobre(I).

**Para os aniões** – os aniões mononucleares têm maioritariamente o nome terminado em **-eto**, como cloreto,  $\text{Cl}^-$  e iodeto,  $\text{I}^-$ ; excetuam-se os iões óxido,  $\text{O}^{2-}$ , peróxido,  $\text{O}_2^{2-}$ , e hidróxido,  $\text{OH}^-$ .

Os aniões polinucleares têm o seu nome terminado em **-ato** ou **-ito**, como  $\text{ClO}_3^-$ , clorato, e  $\text{ClO}_2^-$ , clorito ou  $\text{ClO}^-$ , hipoclorito.

Anião	Nome	Catião	Nome
$\text{F}^-$	Fluoreto	$\text{H}^+$	Catião hidrogénio
$\text{Cl}^-$	Cloreto	$\text{Na}^+$	Catião sódio
$\text{Br}^-$	Brometo	$\text{K}^+$	Catião potássio
$\text{I}^-$	Iodeto	$\text{Ca}^{2+}$	Catião cálcio
$\text{ClO}^-$	Hipoclorito	$\text{Mg}^{2+}$ ,	Catião magnésio
$\text{SO}_4^{2-}$	Sulfato	$\text{Al}^{3+}$	Catião alumínio
$\text{NO}_3^-$ ,	Nitrato	$\text{Zn}^{2+}$ ,	Catião zinco
$\text{PO}_4^{3-}$	Fosfato	$\text{NH}_4^+$	Catião amónio
$\text{CO}_3^{2-}$	Carbonato	$\text{Ba}^{2+}$	Catião bário
$\text{OH}^-$	Hidróxido	$\text{Cu}^+$	Catião cobre(I)
$\text{O}^{2-}$	Óxido	$\text{Cu}^{2+}$	Catião cobre(II)
$\text{O}_2^{2-}$	Peróxido	$\text{Fe}^{2+}$	Catião ferro (II)
$\text{MnO}_4^-$	Permanganato	$\text{Fe}^{3+}$	Catião ferro (III)

Tabela 8 – iões mais comuns.

## Atividade



Na figura mostra-se parte do rótulo de uma garrafa de água.

- As fórmulas químicas apresentadas neste rótulo não estão bem escritas. Escreve corretamente a fórmula do ião sódio.
- Qual é o número total de eletrões presentes no ião sódio? (consulta a Tabela Periódica).
- O ião bicarbonato é bastante frequente em águas naturais e engarrafadas. Será a sua fórmula química  $\text{HCO}^{3-}$  ou  $\text{HCO}_3^-$ ? Tenta descobrir e explicar!

Resíduo seco a 180°C	44,0 mg/L
pH	5,6
Bicarbonato ( $\text{HCO}_3^-$ )	12,8 mg/L
Sódio ( $\text{Na}^+$ )	7,2 mg/L
Silica ( $\text{SiO}_2$ )	13,6 mg/L

Análise do Laboratório  
I.G.M. de 24-10-94

### B.2.5 Ligação iónica e estrutura de sais

**Sais** são substâncias iónicas, formadas por aniões e catiões. Estes iões dispõem-se ordenadamente no espaço, formando **redes tridimensionais**, que assim se mantêm pela conjugação entre as forças de atração entre iões de sinais contrários e de repulsão entre iões do mesmo sinal. Formam estruturas gigantes que são definidas por iões.

A **ligação iónica** resulta exatamente da atração entre iões de sinais contrários.

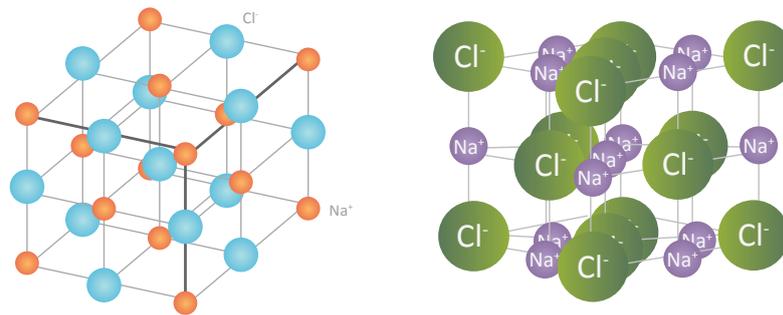


Figura 7 – Modelos da rede iónica do cloreto de sódio.

### 2.5.1 Sais simples e aplicações em alimentação, saúde e higiene

São formados por um só tipo de aniões e um só tipo de catiões.

A fórmula química dos sais simples obtém-se combinando os catiões e os aniões de forma a obter uma fórmula química globalmente neutra. Nesta fórmula química, o catião figura em primeiro lugar. No nome, o anião vem em primeiro lugar.

#### Exemplos:

Cloreto de sódio – NaCl

Sulfato de ferro (III) – Fe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>

Carbonato de cálcio – CaCO<sub>3</sub>

Repare-se que a fórmula química de um sal não pode ser designada por fórmula molecular, pois num sal não há moléculas! Ela representa somente a proporção em que os iões existem no sal; deve traduzir a electroneutralidade destes compostos.

**Sal de mesa** – No sal de mesa predomina o cloreto de sódio, NaCl(s). Muito usado como conservante de carne e peixe, tem vindo a ser progressivamente substituído pela refrigeração e congelação (frigoríficos e arcas congeladoras). Desde sempre serviu para temperar a comida.

Por vezes, fica com um aspeto «molhado», formando torrões. Isto acontece porque no sal de mesa também há MgCl<sub>2</sub>, que é um sal **higroscópico**, isto é, absorve água da atmosfera. Para impedir isso junta-se um **antiaglomerante**, que pode ser NaHCO<sub>3</sub>. Como resultado, ocorre a reação:



Elimina-se, assim, o cloreto de magnésio, obtendo-se uma outra mistura de sais que confere ao sal de mesa aparência seca e sem torrões.

O sal de mesa contém ainda iodeto de sódio, NaI, ou iodeto de potássio, KI, de origem natural ou que lhes são adicionados, sendo das principais fontes de iodo para o nosso organismo.

**Fermento** – os sais do ião hidrogenocarbonato (HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>), mais conhecidos por bicarbonatos, libertam dióxido de carbono quando são aquecidos. Isso torna-os úteis como fermentos, para fazer pão e em pastelaria. O mais usado é o hidrogenocarbonato de sódio, NaHCO<sub>3</sub>.

## Atividade



Lê o seguinte texto com atenção.

“Se tivermos em conta a recomendação da Organização Mundial de Saúde, que estipula, como dose máxima diária 6,0 g de sal, verificamos que as batatas fritas de pacote são alimentos muito salgados: se comermos, por exemplo, 85 g de batatas fritas, o que corresponde a um pacote pequeno, estamos a ingerir, em média, cerca de 1,3 g de sal.”

Adaptado de Revista ProTeste, 1993

1. A que sal se refere este texto? Indica o seu nome sistemático e a respetiva fórmula química.
2. Calcula:
  - a) A fração da dose máxima diária ingerida quando se comem as batatas fritas de um pacote;
  - b) O número de «doses máximas diárias» contidas num frasco de sal de 250 g.
3. Utiliza uma balança para medir 6,0 g de sal. Observa com atenção a amostra obtida. A massa de 6 g de sal corresponde aproximadamente a... (selecionar a melhor opção)
  - A) ...uma colher de sopa cheia;
  - B) ...uma colher de chá cheia;
  - C) ...uma colher de café cheia.

Muitas vezes os fármacos à base de sais apresentam-se já em solução aquosa. Nesse caso, o que existe em solução são os iões presentes no soluto original.

No caso do soro fisiológico, uma solução de cloreto de sódio usada, por exemplo, para lavagem dos olhos, existem os iões  $\text{Na}^+(\text{aq})$  e  $\text{Cl}^-(\text{aq})$ :  $\text{NaCl}(\text{s}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$

Para atenuar o excesso de acidez no estômago usam-se medicamentos simples designados por sais de frutos e que, na sua maioria, contêm bicarbonato de sódio ( $\text{NaHCO}_3$ ) e carbonato de magnésio ( $\text{MgCO}_3$ ).



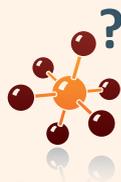
Figura 8 – Sais de frutos.

A tabela 9 mostra estes e mais alguns exemplos de sais simples usados para preparar medicamentos e produtos de higiene.

Nome	Função
Borato de sódio	Desinfetante para a boca
Carbonato de cálcio	Correção da acidez do estômago
Carbonato de Magnésio	Correção de baixos níveis de potássio no sangue
Cloreto de potássio	Soro fisiológico
Cloreto de sódio	Antitranspirante
Cloreto de alumínio	Expetorante
Cloreto de amónio	Proteção contra a cárie dentária
Fluoreto de sódio	Correção da acidez do estômago
Fosfato de alumínio	Laxante (medicamento para o tratamento da obstipação)
Fosfato de sódio	Cola para próteses dentárias
Fosfato de zinco	Correção da acidose (excesso de acidez do sangue)
Hidrogenocarbonato de sódio	Correção da acidez do estômago
Hidróxido de alumínio	Antissético
Hidróxido de magnésio	Antissético, adstringente (provoca secura dos tecidos)
Hipoclorito de sódio	Antissético, adstringente, fungicida.
Nitrato de prata	Adstringente
Permanganato de potássio	
Sulfato de zinco	

Tabela 9 – Sais simples com aplicação em saúde e higiene.

## Questão



Observa a figura.

- Quais são os iões que poderão ser administrados por utilização destas ampolas?
- Calcula a massa de sal administrada, caso se use a ampola A.
- Qual dos seguintes sais escolherias para administrar os catiões presentes na ampola B?

A – NaCl      B – Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>      C – CaC<sub>2</sub>O<sub>4</sub>      D – MgCl<sub>2</sub>

**Resposta:** a) Em A: iões sulfato (SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>) e iões magnésio (Mg<sup>2+</sup>); Em B – iões cloreto (Cl) e iões cálcio (Ca<sup>2+</sup>);

b) Estabelece-se a proporção:  $\frac{20\text{ g}}{100\text{ mL}} = \frac{m}{10\text{ mL}} \Leftrightarrow m=2,0\text{ g}$ ; c) Sal C



### 2.5.2 Sais hidratados

**Sais hidratados** – constituem agregados que, além dos iões, contêm na sua estrutura moléculas de água. A forma destes sais sem água de hidratação diz-se **anidro** e no nome aparece a palavra **anidro** para a distinguir da forma **hidratada**:

Exemplos:  $\left\{ \begin{array}{l} \text{MgSO}_4 \text{ – sulfato de magnésio anidro} \\ \text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O} \text{ – sulfato de magnésio hepta-hidratado, também designado sal de Epsom} \end{array} \right.$

Note-se que o símbolo • colocado nas fórmulas indica que existe uma ligação química entre as moléculas de água e os iões do sal.

O Sal de Epsom é muito utilizado com fins medicinais:

- Em aplicação localizada pode utilizar-se para o tratamento das unhas encravadas;
- É usado na forma de gel para aplicação sobre feridas e áreas doridas;
- Serve também para colocar num banho relaxante e amaciador da pele;
- É utilizado durante a gravidez para a prevenção das crises convulsivas;
- Utiliza-se por via oral, em solução (aquosa de sulfato de magnésio), como laxante.

### 2.5.3 Sais duplos

**Sais duplos** – são formados por mais do que um tipo de anião e/ou de catião.

**Na escrita da fórmula:**

- O(s) catião(ões) figura(m) em primeiro lugar;
- No nome, começa-se pelo(s) anião(ões), figurando por ordem alfabética os aniões e os catiões.

Exemplo de um sal duplo hidratado:

KAl(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>•12 H<sub>2</sub>O – sulfato de alumínio e potássio dodeca-hidratado, vulgarmente conhecido como alúmen de potássio ou como pedra ume.

O alúmen de potássio é usado em lápis hemostáticos para coagular o sangue em pequenos cortes (barba ou manicura, por exemplo).

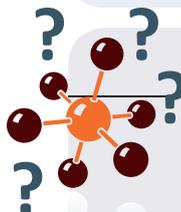


Figura 9 – Lápis hemostático em alúmen de potássio.

## Atividade



- Lê as questões apresentadas no início deste subtema.  
A quais pensas que sabes responder bem?  
Para quais tens resposta mas não sabes se está correta?  
A quais ainda não sabes responder?  
Que outras questões te surgiram neste subtema e para as quais ainda não encontraste resposta?



## Mais Questões\*



1. Usando informação disponível na TP escreve a notação de Lewis para cada um dos seguintes átomos ou iões:  $\text{Br}^-$ ,  $\text{N}^{3-}$ ,  $\text{O}^{2-}$ ,  $\text{Si}$ ,  $\text{H}^-$ ,  $\text{Mg}$ ,  $\text{Ne}$ .

2. Considera a molécula do composto HCl representada segundo a notação de Lewis:  $\text{H}:\ddot{\text{Cl}}:$

- O que significam os pontos nesta representação?
- Que tipo de ligação se estabelece entre o átomo de hidrogénio e o de cloro?
- Escreve a fórmula de estrutura desta molécula.

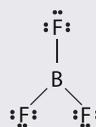
3. Considera as seguintes fórmulas de estrutura:  $\langle \text{O} = \text{O} \rangle$       $\text{H} - \text{C} \equiv \text{C} - \text{H}$       $\begin{array}{c} \text{S} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$

- Quantos eletrões são compartilhados na molécula de oxigénio?
- Quantos pares de eletrões não-ligantes existem na molécula de sulfureto de hidrogénio?
- Em que moléculas existem ligações múltiplas (duplas ou triplas)?
- Escreve a fórmula química que representa cada uma destas substâncias.
- Como se designa o tipo de ligação química em que há partilha de eletrões pelos átomos que estabelecem a ligação?

A. Iónica                      B. Covalente                      C. Metálica                      D. Polar

4. A fórmula de estrutura do trifluoreto de boro é:

- Em qual dos átomos não se verifica a regra do octeto?
- Quantos pares de eletrões não-ligantes existem nesta molécula?
- Que tipo de ligações existem nesta molécula?



5. Escreve a fórmula de estrutura das moléculas  $\text{CO}_2$  e  $\text{NCl}_3$ .

Justifica a resposta (inclui a representação dos átomos na notação de Lewis).

6. Usando informação disponível na Tabela Periódica escreve as notações de Lewis para os átomos H, Br, I e P e, a partir delas, as fórmulas de estrutura das seguintes moléculas:  $\text{Br}_2$ , HI e  $\text{PH}_3$ .

7. Explica como se forma a ligação covalente entre os átomos de flúor na molécula de  $\text{F}_2$ .

8. Escreve a fórmula de estrutura para as moléculas de  $\text{N}_2$  e HCN. Justifica a resposta.

9. Considera as moléculas  $\text{C}_2\text{H}_4$ ,  $\text{CF}_4$  e  $\text{PH}_3$ .

- Escreve as respetivas fórmulas de estrutura (inclui a representação dos átomos na notação de Lewis).
- Indica, para cada uma delas, o número total de: i) pares de eletrões ligantes; ii) pares de eletrões não-ligantes.

10. A ligação entre átomos de oxigénio é mais forte na molécula de oxigénio ( $\text{O}_2$ ) do que na molécula de ozono ( $\text{O}_3$ ).

- Associa os valores de 121 pm e 127 pm a cada uma das moléculas.
- Em qual das moléculas é maior a energia de ligação? Justifica.

11. Considera as seguintes fórmulas químicas de estrutura:  $\langle \text{O} = \text{O} \rangle$                        $|\ddot{\text{F}} - \ddot{\text{F}}|$                        $|\text{N} \equiv \text{N}|$

- Que nome se dá à ligação covalente existente na molécula de oxigénio?
- Qual destas moléculas terá maior comprimento de ligação? Porquê?
- Comparando a fórmula de estrutura do nitrogénio com a do flúor, podemos afirmar que:
  - É necessário maior valor de energia para separar os átomos de nitrogénio;
  - O nitrogénio tem mais eletrões de valência que o flúor;
  - A densidade eletrónica entre os átomos é maior para a molécula de flúor;
  - A energia de ligação do flúor é superior à do nitrogénio.

12. A distância média entre os núcleos de dois átomos numa molécula de cloro, Cl<sub>2</sub>, é 199 pm

a) Que nome se dá a esta distância média, 199 pm?

b) Por que razão se diz «média»?

A. Porque não há nenhum equipamento que consiga medir essa distância;

B. Essa distância não é fixa, pois os átomos estão em constante vibração;

C. Porque as moléculas estão fixas. Só vibram a altas temperaturas;

D. Porque a molécula é muito instável, desintegrando-se facilmente.

13. Utiliza os dados da tabela para responder às questões que se seguem.

Elemento	Molécula	Ligação	Energia de Ligação (J/ligação)
<sub>7</sub> N	N <sub>2</sub>	N≡N	15,6 × 10 <sup>-19</sup>
<sub>8</sub> O	O <sub>2</sub>	O=O	8,3 × 10 <sup>-19</sup>

a) Qual é a ordem de ligação em cada uma destas moléculas?

b) Qual destas moléculas é mais estável? Justifica a resposta com base na informação fornecida na tabela.

c) Atribui os seguintes valores de comprimento de ligação a cada uma das moléculas: 121 pm e 110 pm.

14. A tabela seguinte diz respeito a ligações entre carbono e azoto.

Ligação	Comprimento de ligação/pm	Energia de Ligação (J/ligação)
C–N	143	4,9 × 10 <sup>-22</sup>
C=N	138	1,0 × 10 <sup>-21</sup>
C≡N	116	1,5 × 10 <sup>-21</sup>

Com base na informação da tabela classifica as seguintes afirmações como verdadeiras ou falsas:

A) Comprimentos de ligação maiores correspondem a ligações com mais eletrões ligantes;

B) Energias de ligação menores correspondem a ligações com menos eletrões ligantes;

C) Energias de ligação maiores correspondem a maiores comprimentos de ligação;

D) Energias de ligação maiores correspondem a ordens de ligação menores.

15. Das espécies seguintes, indica as que são radicais livres.

A) ClO

B) Ne

C) CH<sub>3</sub>

D) F

E) NO<sub>2</sub>

16. A equação química seguinte traduz a formação de poluentes na atmosfera: HCO + O<sub>2</sub> → CO + HO<sub>2</sub>

Indica, justificando, quais das moléculas intervenientes na reação química são radicais livres.

17. A espécie química de fórmula C<sub>18</sub>H<sub>31</sub>O<sub>2</sub><sup>\*</sup>, forma-se quando há degradação de gorduras.

a) Prova que esta espécie é um radical livre.

b) O que representa o símbolo\*?

18. Considera os seguintes iões: K<sup>+</sup> Cl<sup>-</sup> Mg<sup>2+</sup> NO<sub>3</sub><sup>-</sup> Al<sup>3+</sup> NH<sub>4</sub><sup>+</sup> SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>

a) Classifica-os em catiões ou aniões;

b) Quais são iões polinucleares?

c) Atribui o nome a cada um deles.

19. Considera os seguintes iões: <sub>11</sub>Na<sup>+</sup> <sub>30</sub>Zn<sup>2+</sup> <sub>8</sub>O<sup>2-</sup> <sub>16</sub>S<sup>2-</sup> SO<sub>3</sub><sup>2-</sup>

Indica, para cada ião e sem consultar a TP: i) A carga;

ii) O número total de eletrões.

20. Observa a tabela seguinte e, sem consultar outra informação, indica os números correspondentes a A, B, C, D, E e F.

Ião	Número de prótons	Número de eletrões
Al <sup>3+</sup>	A	10
O <sup>2-</sup>	8	B
S <sup>2-</sup>	C	18
Zn <sup>2+</sup>	30	D
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	E	F

21. Escreve os nomes ou as fórmulas químicas dos seguintes sais:

a) Sulfato de cobre (II)

b) MgCl<sub>2</sub>

c) CaCO<sub>3</sub>

d) Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

e) Cloreto de sódio

f) Nitrato de potássio

22. Escreve os nomes ou as fórmulas químicas dos seguintes sais:

a) Sulfato de zinco

b) CaCl<sub>2</sub>

c) MgCO<sub>3</sub>

d) BaF<sub>2</sub>

e) Cloreto de potássio

f) Nitrato de sódio

23. Escreve a fórmula química de cada um dos sais seguintes. Se necessário consulta uma tabela de iões.

- a) Permanganato de potássio      b) Fluoreto de cálcio      c) Iodeto de zinco  
d) Nitrato de cobre (II)      e) Carbonato de bário      f) Fosfato de amónio

24. Indica o nome dos sais seguintes. Se necessário consulta uma tabelas de iões.

- a)  $\text{Ag}_3\text{PO}_4$       b)  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$       c)  $\text{NaClO}$       d)  $\text{NH}_4\text{Cl}$   
e)  $\text{BaSO}_4$       f)  $\text{ZnF}_2$       g)  $\text{NaMnO}_4$       h)  $\text{FeS}$

25. Recorrendo a uma tabela de iões, indica:

a) Os nomes dos seguintes sais e as fórmulas químicas dos iões que os formam.

- A –  $\text{NH}_4\text{SCN}$       B –  $\text{FeC}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$       C –  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$       D –  $\text{Ca}(\text{ClO})_2$

b) As fórmulas químicas dos sais seguintes.

- A – Brometo de alumínio      B – Tiosulfato de Bário      C – Acetato de cádmio      D – Cromato de potássio

26. Os sais de potássio são amplamente utilizados no fabrico de explosivos, fogos de artifício, além de outras aplicações. As fórmulas que correspondem ao nitrato de potássio, hipoclorito de potássio, sulfato de potássio e cloreto de potássio são, respetivamente:

- A)  $\text{KNO}_2$ ,  $\text{KClO}$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KCl}$       B)  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{KClO}$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KCl}$   
C)  $\text{KNO}_2$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KCl}$       D)  $\text{KNO}_2$ ,  $\text{KClO}$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KI}$   
E)  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{KClO}$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KI}$       F)  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KCl}$

27. Um dos processos de purificação da água para uso doméstico constitui-se nas seguintes etapas:

- 1ª – Filtração seguida de alcalinização com óxido de cálcio (X);  
2ª – Floculação por adição de sulfato de alumínio (Y) seguida de filtração;  
3ª – Adição de hipoclorito de sódio (Z) para eliminar bactérias.

Com as fórmulas químicas das substâncias indicadas a seguir, relativamente aos compostos utilizados nas 1ª, 2ª e 3ª etapas, assinala as tuas opções com X, Y e Z respetivamente.

- A)  $\text{CaO}_2$ ;  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ;  $\text{NaClO}$       B)  $\text{CaO}_2$ ;  $\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$ ;  $\text{NaClO}_2$       C)  $\text{CaO}$ ;  $\text{Al}_2\text{S}_3$ ;  $\text{NaClO}_3$   
D)  $\text{CaO}$ ;  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ;  $\text{NaClO}$       E)  $\text{CaO}$ ;  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ;  $\text{NaClO}_2$       F)  $\text{CaO}$ ;  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ;  $\text{KClO}$

28. O fosfato de cálcio é um sal formado por iões cálcio,  $\text{Ca}^{2+}$ , e fosfato,  $\text{PO}_4^{3-}$ , usado como fertilizante. A sua fórmula química é: A)  $\text{CaPO}_4$       B)  $\text{Ca}_2\text{PO}_4$       C)  $\text{Ca}_2(\text{PO}_4)_3$       D)  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$



29. O «sal saudável» é uma mistura, em partes iguais, de cloreto de sódio e de cloreto de potássio, que permite reduzir o sódio ingerido em cada dose.

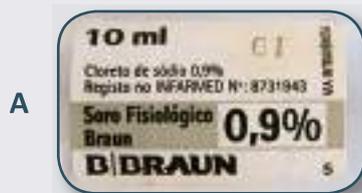
- a) Escreve as fórmulas químicas dos sais presentes no «sal saudável»;  
b) Quais são os iões referidos no rótulo ao lado?

30. Os rótulos das águas engarrafadas têm informação sobre os iões em solução.

- a) Dos iões indicados no rótulo, quais os catiões e quais os aniões?  
b) Indica qual dos iões é polinuclear.  
c) Escreve as fórmulas químicas e os nomes de todos os sais que se podem formar a partir destes iões.

COMPOSIÇÃO QUÍMICA (Resumo)	
RESÍDUO SECO ( A 180°C )	.....18 mg/l
pH ( a 21.8°C )	..... 5,8
$\text{SiO}_2$ ( Silica )	..... 8,1 mg/l
$\text{Ca}^{2+}$ ( Cálcio )	..... 0,9 mg/l
$\text{Na}^+$ ( Sódio )	..... 2,1 mg/l
$\text{Cl}^-$ ( Cloreto )	..... 1,6 mg/l
$\text{HCO}_3^-$ ( Bicarbonato )	..... 5,8 mg/l
Análise conforme o boletim nº 971434-Q	

31. Observa com atenção as seguintes figuras de rótulos de ampolas:



- a) Escreve as fórmulas químicas dos sais presentes em cada uma das ampolas.  
b) O cloreto de sódio é um sal muito conhecido. Qual é a sua principal aplicação no dia a dia?  
c) Calcula a massa de sal presente em cada uma das ampolas.

\*Nota: Nas questões de escolha múltipla, deves selecionar a opção correta, exceto se te for pedido outro tipo de resposta.