



Escola Secundária Vitorino Nemésio
Curso Profissional de Técnico de Energias Renováveis – 1º ano
Módulo Q₁ – Estrutura atómica. Tabela Periódica. Ligação Química.

Documento de apoio

1. Estrutura atómica

1.1. Elementos químicos: constituição, isótopos e massa atómica relativa

Átomos, moléculas e iões

Todas as substâncias têm na base da sua constituição **átomos**. Os átomos podem associar-se, formando **moléculas**. Átomos ou moléculas podem ficar carregados electricamente, chamando-se, nesse caso, **íões**. As unidades estruturais da matéria podem ser, portanto, átomos, moléculas ou iões (Fig. 1).



Figura 1 – unidades estruturais da matéria.

Toda a matéria é, em última análise, constituída por átomos, pois são os átomos que estão na base da constituição das moléculas e dos iões.

Composição do átomo (protões, neutrões e electrões)

A noção de átomo foi evoluindo ao longo da história. A palavra átomo vem do grego *a* + *thomos* (indivisível). Contudo, hoje sabe-se que o átomo é constituído por partículas mais pequenas, sendo, portanto, uma partícula divisível. O átomo (Fig. 2) compreende um **núcleo**, contendo **protões** e **neutrões**, e tem à volta do núcleo **electrões**.

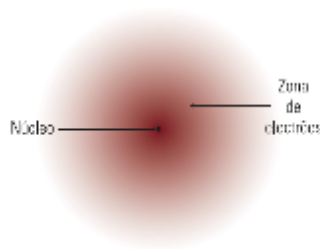


Figura 2 – Modelo de um átomo.

Quanto à carga eléctrica das partículas sub-atómicas podemos afirmar o seguinte:

- ✓ Os **protões** são partículas com carga positiva.
- ✓ Os **neutrões** são partículas neutras, ou seja não têm carga.
- ✓ Os **electrões** são partículas com carga negativa.

É no pequeno núcleo, no centro do átomo, que se concentra quase toda a massa do átomo, uma vez que a massa dos electrões é muito menor do que a dos protões ou dos neutrões (tabela 1)

	Massa*	Carga**
Protão	1	+1
Neutrão	1	0
Electrão	1/1830	-1

Tabela 1 – quadro síntese das partículas constituintes de um átomo.

*Em unidades de massa do protão.

**Em unidades de carga do protão.

Como se pode concluir através da análise da tabela a massa do protão é praticamente igual à massa do neutrão, sendo a massa do electrão desprezável.

Os **átomos não têm carga eléctrica**, uma vez que o número de protões (carga positiva) é **igual** ao número de electrões (carga negativa). Os **átomos** são, pois, **electricamente neutros**.

As **moléculas** também **não têm carga**, uma vez que são feitas de átomos.

Os **iões** não são mais do que átomos ou moléculas em que não existe compensação de cargas positivas e negativas, uma vez que lhe foram **extraídos** ou **adicionados electrões**. Os **iões negativos possuem**, pelo menos, **mais um electrão do que o número de protões do núcleo**. Já os **iões positivos têm um número de protões superior ao número de electrões**.

Caracterização de um elemento químico (número atómico, número de massa e símbolo químico)

O número atómico caracteriza um determinado elemento químico. O número atómico apenas toma valores **inteiros** e representa o **número de protões** existentes em todos os átomos **desse elemento**. Esse elemento é representado simbolicamente por um **símbolo químico**.

Exemplo: todos os átomos de número atómico **1** são do mesmo elemento químico **o hidrogénio** (símbolo H), todos os átomos de número atómico **8** são do mesmo elemento químico **o oxigénio** (símbolo O).

Assim podemos afirmar que:

Átomos do mesmo elemento químico têm obrigatoriamente o mesmo número atómico.

Contudo, átomos do mesmo elemento **não** têm de ser obrigatoriamente **iguais**. Estes podem diferir no **número de neutrões** que possuem, apresentando por isso diferente **número de massa** (soma do número atómico (número de protões) com o número de neutrões).

Assim a um **mesmo elemento químico** podem corresponder **diferentes valores do número de massa**, uma vez que apesar do **número de protões ser sempre o mesmo o número de neutrões pode variar**.

Os átomos do **mesmo elemento químico** que apresentam **diferente número de massa**, ou seja diferente número de neutrões são designados por **isótopos**.

A palavra isótopo resulta do grego *iso* + *thoposo*, o que significa o mesmo lugar (na Tabela Periódica).

A maioria dos elementos químicos possui isótopos.

Genericamente, representamos as espécies químicas (átomos ou iões) com a notação (Fig. 3):

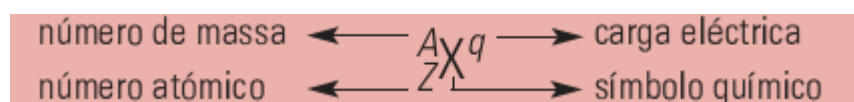


Figura 3 – Representação esquemática das espécies químicas.

Massa atómica relativa

A massa atómica relativa caracteriza cada elemento químico. Para determinar a massa atómica relativa de um elemento químico contribuem **as massas isotópicas relativas**, de acordo com as **abundâncias dos isótopos naturais**.

A **massa atómica relativa** pode ser **calculada** através da seguinte expressão matemática:

$$A_{r(E)} = \frac{X_1 \times A_{r1} + X_2 \times A_{r2} + \dots}{100}$$

- Onde:
- **X₁** abundância relativa do isótopo 1 do elemento (em percentagem).
- **X₂** abundância relativa do isótopo 2 do elemento (em percentagem).
- **A_{r1}** massa isotópica relativa do isótopo 1.
- **A_{r2}** massa isotópica relativa do isótopo 2.

Quase todos os elementos químicos têm isótopos. Por isso, a massa atómica relativa não é representada obrigatoriamente por números inteiros.

Como já vimos anteriormente os iões são partículas que têm excesso ou carência de electrões. Podemos, então, interpretar a carga de um ião monoatómico como a diferença entre o número de de electrões que possui e o número atómico do respectivo átomo.

Propriedades dos elementos *versus* propriedades das substâncias elementares correspondentes

Não confundir **elemento químico** com **substância elementar**.

O critério de organização dos elementos baseia-se nas diferenças e semelhanças das respectivas propriedades.

Torna-se então necessário distinguir propriedades do elemento de propriedades das substâncias elementares.

São **propriedades dos elementos**:

- a distribuição electrónica;
- o raio atómico;
- o número atómico;
- a massa atómica relativa;
- a energia de ionização.

São **propriedades das substâncias elementares** (constituídas por elementos):

- o ponto de fusão;
- o ponto de ebulição;
- a massa volúmica ou densidade;
- o estado físico (sólido, líquido ou gasoso);
- a cor;
- a classificação em metais, não-metais e semimetais.

1.2. Modelo atómico actual simplificado

Distribuição electrónica

O modelo actual para o átomo é o **modelo da nuvem electrónica** segundo este, o átomo é constituído por um núcleo com protões e neutrões (com excepção do Hidrogénio-1 que só tem um protão), rodeado por uma nuvem electrónica, formada por electrões.

Os electrões distribuem-se à volta do núcleo por **níveis de energia** ou **camadas**.

O modelo mais simples para a distribuição electrónica é o que considera as designações atribuídas aos diferentes níveis energéticos **K, L, M...**

Segundo este modelo, **os electrões de um átomo de número atómico Z vão distribuir-se em diferentes níveis de energia e a diferentes distâncias do núcleo.**

Assim, haverá electrões, em média, mais próximos do núcleo e menos energéticos e outros mais afastados e mais energéticos.

Cada nível n é caracterizado por uma letra: ao primeiro (com electrões de menor energia) é atribuída a letra **K**, ao segundo a letra **L**, ao terceiro a letra **M**, e assim sucessivamente, seguindo a ordem alfabética. A tabela 2 mostra a associação entre o nível de energia e a letra que o caracteriza.

Nível de energia n	Designação
1	K
2	L
3	M
4	N
...	...

O **número máximo** de electrões que podem existir em cada **nível** é:

- ✓ **dois electrões no primeiro, K** ou também caracterizado por $n = 1$;
- ✓ **oito electrões no segundo, L** ou também caracterizado por $n = 2$;
- ✓ **dezoito electrões no terceiro, M** ou também caracterizado por $n = 3$;

e que obedece à relação:

$$\text{número máximo de electrões no nível } n = 2n^2$$

No entanto, a **última camada só pode conter um máximo de oito electrões** (excepto a primeira que só pode conter dois electrões). Estas informações estão sistematizadas na tabela 3.

Nível de energia n	Designação	Número máximo de electrões no nível n ($2n^2$)	Número máximo de electrões quando for a última
1	K	2 (2×1^2)	2
2	L	8 (2×2^2)	8
3	M	18 (2×3^2)	8
4	N	32 (2×4^2)	8
...

Tabela 3 – nível de energia, designação, número de electrões máximo de electrões por nível e número máximo de electrões quando for a última camada.

Exemplificando (tabela 4):

Átomo	Número atómico	Distribuição electrónica
H	1	K ¹
Li	3	K ² L ¹
C	6	K ² L ⁴
Na	11	K ² L ⁸ M ¹
Ca	20	K ² L ⁸ M ⁸ N ²

Tabela 4 – exemplificação do que foi dito anteriormente.

Este tipo de distribuição simplificado usa-se, fundamentalmente, na escrita das estruturas de **Lewis**.

Representação de Lewis

Quando os átomos interagem para formar uma ligação, **apenas os electrões de valência vão interagir**, pelo que só as distribuições electrónicas de valência são importantes. Os electrões **mais internos**, electrões do cerne, são **fortemente atraídos** pelos núcleos, **não se envolvendo na ligação**.

Os **electrões de valência** são os electrões do nível mais externo de um átomo. Estes electrões são especialmente importantes, pois situam-se no nível mais energético do átomo, determinando as propriedades químicas do elemento e sendo responsáveis pelo modo como um átomo se liga a outros.

Como saber quais os electrões de valência?

1. Fazer a configuração electrónica do elemento.
2. Identificar os electrões de valência como sendo aqueles que ficarem na **última camada**, ou seja, **no último nível de energia**.

Exemplo: ${}_{3}\text{Li}$ configuração electrónica K^2L^1 o lítio tem 1 electrão de valência.

A representação dos electrões de valência de cada átomo pode ser feita através da **representação de Lewis**.

Na representação de Lewis o **símbolo químico do elemento** representa **o núcleo do átomo**, no hidrogénio e no Hélio, **ou o núcleo e os electrões do cerne** (electrões que se encontram nos níveis menos energéticos, ou seja todos os electrões com excepção dos electrões do último nível de energia), para os restantes elementos químicos. O símbolo químico surge rodeado por **pontos** ou por **cruzes** que **representam os electrões de valência**. O número de pontos ou cruces é igual ao número de electrões de valência.

Os pontos ou cruces são colocados da seguinte forma: um(a) em cada um dos quatro lados do símbolo do elemento. A seguir, são agrupados(as) aos pares, até se esgotarem os electrões de valência.

Na tabela 5 estão representadas as configurações / distribuições electrónicas de valência dos átomos dos elementos dos segundo e terceiro períodos.

Grupo \ Período	1	2	13	14	15	16	17	18
Segundo	Li •	• Be •	• B •	• C •	• N •	• O •	• F •	• Ne •
Terceiro	Na •	• Mg •	• Al •	• Si •	• P •	• S •	• Cl •	• Ar •

Tabela 5 – representação das distribuições electrónicas de valência dos átomos dos elementos do segundo e terceiro períodos.

2. Tabela periódica

2.1. Tabela Periódica: evolução e organização actual

Evolução da Tabela Periódica

Vários cientistas sentiram a necessidade de organizar os elementos conhecidos em tabelas, de modo a salientar propriedades comuns.

Assim, em 1661, **Robert Boyle** escreveu o seguinte: “os elementos são certos corpos primitivos e simples que não são formados por outros corpos e que são os ingredientes de que se compõem todos os corpos compostos.”

Antoine Lavoisier, adoptou o conceito de elemento em 1789. Resolveu classificar os cerca de 30 elementos então conhecidos em metais, gases não-metais e elementos terrosos. Esta terá sido a primeira tentativa de ordenação sistemática dos elementos.

Em 1829, **Johann Döbereiner** estabeleceu as tríadas – grupos de três elementos com propriedades semelhantes e organizadas por ordem crescente de massas atómicas.

Em 1862, **Alexandre de Chancourtois** organizou os elementos por ordem crescente de massas atómicas, colocou-os sobre uma linha helicoidal que recobria uma superfície cilíndrica formando como que um caracol – o caracol de Chancourtois.

Em 1864, **John Newlands** organizou os elementos por ordem crescente de massas atómicas, de tal modo que os elementos com propriedades semelhantes repetiam-se em intervalos de 8, isto é o oitavo elemento, a partir de um qualquer, apresentava propriedades semelhantes às do elemento considerado como ponto de partida – Lei das oitavas.

Em 1872, **Dmitri Mendeleev** publicou uma tabela periódica baseada na repetição periódica e regular das propriedades dos elementos, onde dispunha os cerca de 60 elementos até então conhecidos, por ordem crescente de massas atómicas, as suas propriedades variavam de forma regular.

Os elementos foram, dispostos por Mendeleev, em linhas horizontais e verticais, por ordem crescente de massas atómicas, mas deixando espaços vazios destinados aos elementos que, na sua opinião, viriam a ser descobertos. **Esta foi a primeira Tabela Periódica.**

Reihen	Gruppe I — R ¹ O	Gruppe II — RO	Gruppe III — R ² O ³	Gruppe IV RH ⁴ RO ²	Gruppe V RH ³ R ² O ⁵	Gruppe VI RH ² RO ³	Gruppe VII RH R ² O ⁷	Gruppe VIII — RO ⁴
1	H = 1							
2	Li = 7	Be = 9,4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
3	Na = 23	Mg = 24	Al = 27,3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35,5	
4	K = 39	Ca = 40	— = 44	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56, Co = 59, Ni = 59, Cu = 63.
5	(Cu = 63)	Zn = 65	— = 68	— = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	
6	Rb = 85	Sr = 87	?Yt = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	— = 100	Ru = 104, Rh = 104, Pd = 106, Ag = 108.
7	(Ag = 108)	Cd = 112	In = 113	So = 118	Sb = 122	Te = 125	J = 127	
8	Cs = 133	Ba = 137	?Di = 138	?Co = 140	—	—	—	— — — —
9	(—)	—	—	—	—	—	—	
10	—	—	?Er = 178	?La = 180	Ta = 182	W = 184	—	Os = 195, Ir = 197, Pt = 198, Au = 199.
11	(Au = 199)	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	Bi = 208	—	—	
12	—	—	—	Th = 231	—	C = 240	—	— — — —

Tabela 6 – Tabela Periódica proposta por Mendeleev, em 1972.

Em 1913, **Henry Moseley** estabeleceu o conceito de número atómico, identificando-o com a carga positiva do núcleo dos átomos de cada elemento, verificando que esse número coincidia com o número de ordem do elemento na Tabela Periódica.

De acordo com a Lei Periódica de Moseley, as propriedades dos elementos repetem-se periodicamente quando estes são colocados por ordem crescente de número atómico. É nesta lei periódica que se baseia a Tabela Periódica actual.

Organização da Tabela Periódica actual

A Tabela Periódica actual está organizada em 18 grupos e 7 períodos.

Os elementos, que se situam nos grupos 1,2,13,14,15,16,17 e 18, são denominados de **elementos representativos**.

Os elementos, que se situam nos grupos 3,4,5,6,7,8,9,10,11 e 12, são denominados de **elementos de transição**.

2.2. Localização dos elementos na Tabela Periódica: o período e o grupo

Disposição dos elementos químicos na Tabela Periódica

Na Tabela Periódica os elementos químicos estão dispostos por ordem crescente de número atómico, segundo linhas designadas por **períodos**. Actualmente a Tabela Periódica está organizada em **sete períodos**. O conjunto dos elementos dispostos na **mesma linha** pertence ao **mesmo período**. A Tabela Periódica também está organizada segundo 18 colunas de elementos químicos. Cada uma destas colunas tem o nome de **grupo**. O conjunto de elementos dispostos na **mesma coluna** pertence ao **mesmo grupo**. Alguns grupos têm nomes próprios (tabela 7).

Grupo	Nome
1	Metais alcalinos
2	Metais alcalino-terrosos
17	Halogéneos
18	Gases nobres

Tabela 7 – nomes próprios de alguns grupos.

Relação entre a posição (grupo e período) dos elementos representativos na Tabela Periódica e as respectivas distribuições electrónicas

Os elementos do **mesmo grupo** têm **igual** configuração electrónica de **valência**. É da configuração electrónica de valência que dependem as propriedades químicas.

O número do **período** a que pertence um elemento coincide com o número do **último nível de energia**.

Nos grupos **1** e **2** dos elementos representativos, o número do grupo é **igual ao número de electrões de valência**; nos grupos **13** a **18** (até Z=18) o número do grupo obtém-se **adicionando 10 ao número de electrões de valência**.

A **posição** dos elementos na Tabela Periódica tem **relação directa** com a **distribuição electrónica** dos átomos dos seus elementos. Assim:

- A distribuição electrónica determina a estrutura da Tabela Periódica;
- Elementos do **mesmo grupo** possuem o **mesmo número de electrões de valência**, o que lhes confere **comportamento químico semelhante**.

Exemplo: O Lítio, ${}_3\text{Li}$, pertence ao 2º período e ao grupo 1. Porquê?

- A configuração electrónica do lítio é: K^2L^1 , pelo que o lítio tem 1 electrão de valência.
- O lítio pertence ao grupo 1 da Tabela Periódica porque tem 1 electrão de valência e é um elemento representativo.

- O lítio pertence ao 2º período da Tabela Periódica porque tem os electrões distribuídos por dois níveis de energia.

Periodicidade de algumas propriedades físicas e químicas dos elementos

Existem várias propriedades que apresentam uma variação regular ao longo dos grupos e dos períodos da Tabela Periódica. Contudo, apenas estudaremos o **raio atómico** e a **energia de ionização**.

2.3. Variação do raio atómico e da energia de ionização dos elementos da Tabela Periódica

Raio atómico

O “raio atómico” de um elemento consiste no raio de uma esfera representativa de um átomo isolado desse elemento.

Energia de ionização

A energia de ionização é a energia necessária para retirar uma mole de electrões a uma mole de átomos, no estado fundamental e gasoso. A energia de ionização exprime-se normalmente em KJmol^{-1} .

Variação do raio atómico dos elementos representativos, ao longo de um período e ao longo de um grupo, com o número atómico

O tamanho dos átomos depende de dois factores: a **atração nuclear** (entre o núcleo e os electrões) e a **repulsão electrónica**. Verifica-se que, de uma forma geral, na Tabela Periódica:

O raio atómico diminui ao longo de um período.

Tal facto deve-se ao aumento do número atómico.

A presença de **mais protões** no núcleo determina uma **maior atracção dos electrões** pelos núcleos.

Devemos notar que, ao longo de um período, também **umenta o número de electrões**, o que, por si só, conduziria a uma maior repulsão electrónica e a **um aumento do raio atómico**. Como se **verifica experimentalmente** que o raio atómico diminui ao longo de um período, concluímos que **o aumento do número de electrões é, em regra, menos importante do que o aumento da carga nuclear**.

Quando transitamos de período, por exemplo ao passar do elemento néon ($Z = 10$) para o sódio ($Z = 11$), há também um aumento da carga nuclear mas, no entanto, o raio atómico aumenta significativamente ($r_{\text{Ne}} = 71 \text{ pm}$; $r_{\text{Na}} = 186 \text{ pm}$). Tal deve-se ao preenchimento de um nível de energia maior que leva a que os electrões de valência passem a estar, em média, mais afastados do núcleo. Assim, de uma forma geral:

O raio atómico aumenta ao longo de um grupo.

A figura 4 apresenta os raios atómicos dos elementos representativos, mostrando que, de facto, o raio atómico diminui ao longo do período. Por exemplo, o raio atómico do oxigénio ($Z = 8$) é menor do que o do azoto ($Z = 7$), e este, por sua vez, é menor ainda que o do carbono ($Z = 6$).

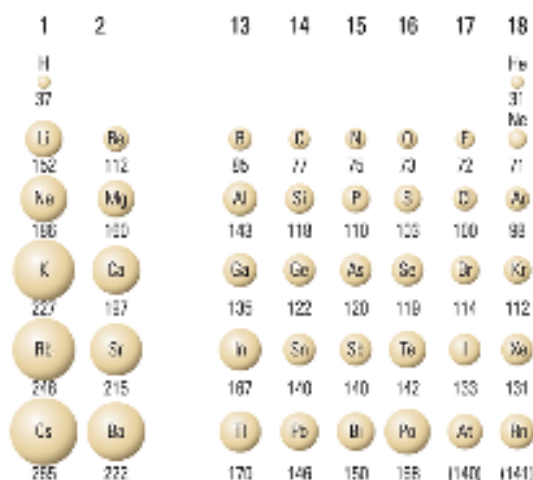


Figura 4 – Raio atómico dos elementos representativos.

Variação da energia de ionização dos elementos representativos, ao longo de um período e ao longo de um grupo, com o número atómico

Ao longo de um grupo da Tabela Periódica aumenta o número de níveis de energia e, com ele, a energia do electrão. Assim, se o electrão possui mais energia é mais fácil removê-lo, concluindo-se que:

A energia de ionização diminui ao longo de um grupo.

Note-se que, regra geral:

A primeira energia de ionização aumenta ao longo de um período

Ao longo do período a carga nuclear vai aumentando, mas o electrão a remover está no mesmo nível de energia. À medida que progredimos no período, o electrão de valência vai ficando sujeito a maior atracção, sendo necessária mais energia para o «arrancar» do núcleo.

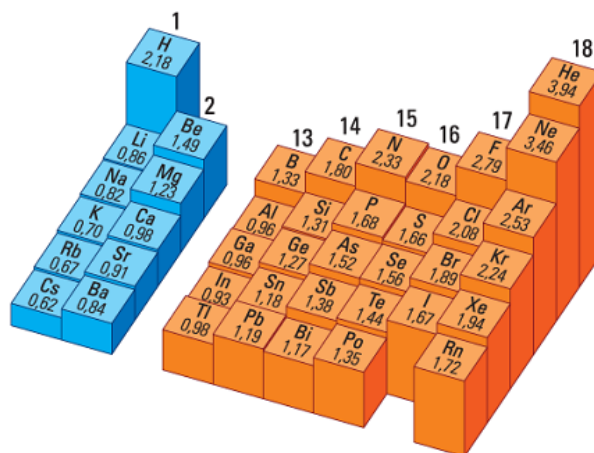


Figura 5 – Variação da primeira energia de ionização dos elementos representativos na tabela periódica ($\times 10^{-18}$ J/átomo).

2.4. *Propriedades dos elementos e propriedades das substâncias elementares*

Informações contidas na Tabela Periódica que se referem aos elementos e às substâncias elementares

A Tabela Periódica fornece-nos informações acerca de determinado elemento. Algumas delas são:

- a distribuição electrónica / configuração electrónica;
- o raio atómico;
- o número atómico;
- a massa atómica relativa;
- a energia de ionização.

A Tabela Periódica, também, nos fornece informações acerca das substâncias elementares. Algumas delas são:

- o ponto de fusão;
- o ponto de ebulição;
- a massa volúmica ou densidade;
- o estado físico (sólido, líquido ou gasoso);
- a classificação em metais, não-metais e semimetais.

3. Estrutura molecular – Ligação química

3.1. *Ligação química: modelo de ligação covalente*

Ligação química covalente

As moléculas formam-se por ligações entre átomos chamadas **ligações covalentes**. Numa ligação covalente entre dois átomos, existem, pelos menos, dois electrões que são partilhados pelos átomos. Apenas os **electrões de valência podem participar na ligação covalente**.

Numa ligação covalente cada **electrão partilhado é atraído por ambos os núcleos**. São estes electrões que asseguram a ligação covalente conferindo estabilidade à ligação.

Para simbolizar a estrutura de moléculas simples utiliza-se a **representação de Lewis**.

Na fórmula de estrutura de uma molécula pode representar-se cada **par de electrões** por uma pequena **barra**. No entanto muitas vezes utiliza-se a representação por \cdot e \times que serve para distinguir os electrões partilhados por cada átomo.

Regra do octeto

Regra do octeto – Os átomos ligam-se partilhando electrões de forma a ficarem com oito electrões de valência à sua volta.

Exemplo de formas de estruturas de moléculas

Molécula de hidrogénio

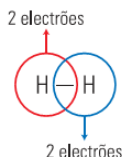


Figura 6 – representação pela notação de Lewis da molécula de hidrogénio.

Na ligação covalente da molécula de hidrogénio, dois átomos de hidrogénio instáveis, por apenas possuírem um electrão na última camada, partilham um electrão, cada um, ficando cada um dos átomos com dois electrões e, desta forma, com maior estabilidade.

Molécula de oxigénio

A molécula de oxigénio **obedece à regra do octeto**. Assim, se cada átomo de oxigénio tem **seis** electrões de valência, para ficar estável, cada átomo, necessitava de **mais dois electrões**. Pelo que na molécula de oxigénio cada um dos átomos partilha **dois** electrões, de modo a que cada átomo fique com **oito** electrões à sua volta.

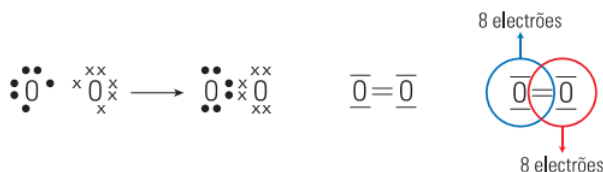


Figura 7 – representação pela notação de Lewis da molécula de oxigénio.

Repare-se que no caso do oxigénio nem todos os electrões de valência participaram na ligação química covalente. **Estes electrões são denominados electrões não ligantes**.

Molécula de dióxido de carbono

A molécula de dióxido de carbono **obedece à regra do octeto**. Assim:

- cada átomo de oxigénio tem **seis** electrões de valência, para ficar estável, cada átomo, necessitava de **mais dois electrões**;
- o átomo de carbono tem **quatro** electrões de valência, para ficar estável necessitava de **mais quatro electrões**;
- conclui-se que na molécula de dióxido de carbono cada um dos átomos de oxigénio partilha **dois electrões**, e o átomo de carbono partilha **quatro electrões** de modo a que cada átomo fique com **oito electrões** à sua volta.



Figura 8 – representação pela notação de Lewis da molécula de oxigénio.

Ligações covalentes: simples, duplas e triplas. Ordem de ligação

A **ordem de ligação** é dada pelo **número de pares de electrões** envolvidos em cada uma das ligações.

As ligações covalentes podem ser simples, duplas e triplas.

Na ligação covalente **simples** existem **dois electrões** (um par de electrões) a serem partilhados pelos átomos ligados. A **ordem de ligação é 1**.

Na ligação covalente **dupla** existem **quatro electrões** (dois pares de electrões) a serem partilhados pelos átomos ligados. A **ordem de ligação é 2**.

Na ligação covalente **tripla** existem **seis electrões** (três pares de electrões) a serem partilhados pelos átomos ligados. A **ordem de ligação é 3**.

Em geral, quanto **maior** é a **ordem de ligação**, **mais forte é a ligação**.

Comprimento de ligação

O comprimento de ligação é uma propriedade das ligações químicas e diz respeito à distância média entre os dois núcleos de dois átomos ligados numa molécula.

O comprimento da ligação simples é **maior** do que o comprimento da ligação dupla. O comprimento da ligação dupla é **maior** do que o comprimento da ligação tripla.

Energia de ligação

Energia de ligação ou energia de uma ligação covalente é a energia que **se liberta** quando dois átomos isolados **se ligam** para estabelecer uma ligação covalente, estando os átomos no estado gasoso e fundamental.

A energia da ligação simples é **menor** do que a energia da ligação dupla. A energia da ligação dupla é **menor** do que a energia da ligação tripla.

Energia de dissociação

Energia de dissociação é a energia mínima que é **necessário fornecer** a uma molécula para **quebrar** a ligação química entre dois átomos.

A energia de ligação é geralmente simétrica da energia de dissociação. Numa molécula diatómica a energia de dissociação é simétrica da energia de ligação.

Relação entre energia de ligação, ordem de ligação e comprimento de ligação para moléculas diatómicas

A um **maior comprimento de ligação** corresponde uma **menor energia de ligação** e vice-versa.

Geralmente, quanto **maior** é a **ordem de ligação**, **mais forte** é a ligação, consequentemente **maior** é a **energia de ligação** e **menor** é o **comprimento de ligação** e vice-versa.

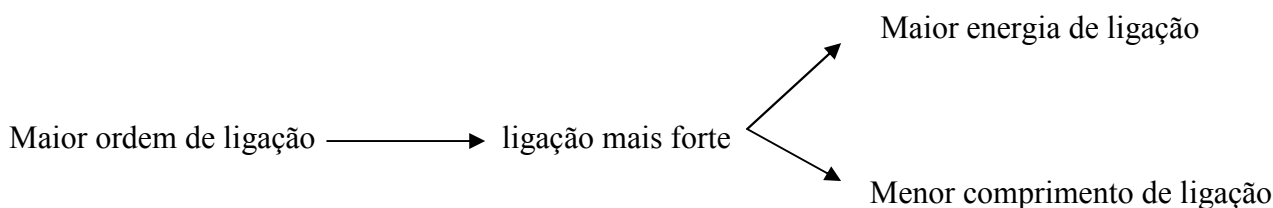


Figura 10 – relação entre energia de ligação, ordem de ligação e comprimento de ligação.

Electronegatividade

A **electronegatividade** é um parâmetro que mede a **tendência que um átomo tem para atrair os electrões que partilha com outro átomo ao qual está ligado**, ou seja é a **tendência de um átomo numa ligação química para atrair a si os electrões que formam esta ligação química**.

Existem várias tabelas com valores de electronegatividade, no entanto a mais utilizada é a **escala de Pauling**.

Escala de electronegatividade de Pauling

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H 2,1																	He
2	Li 1,0	Be 1,5											B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne
3	Na 0,9	Mg 1,2											Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar
4	K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,8	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 3,0	Kr
5	Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	Xe
6	Cs 0,7	Ba 0,9	*	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2	Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,8	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	Rn
7	Fr 0,7	Ra 0,9	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo

Figura 9 – valores de electronegatividade segundo Pauling

Moléculas polares e moléculas apolares

Molécula apolar – molécula em que existe uma **distribuição de carga simétrica**. Isto acontece quando os **electrões compartilhados são igualmente atraídos** pelos núcleos dos dois átomos. Um exemplo é quando se estabelece uma ligação covalente entre dois átomos do mesmo elemento.

Molécula polar – molécula em que existe uma **distribuição de carga assimétrica**. Isto acontece quando os **electrões compartilhados não são igualmente atraídos** pelos núcleos dos dois átomos. Um exemplo é quando se estabelece uma ligação covalente entre dois átomos de elementos diferentes.

Temos de ter em conta a electronegatividade de cada uma dos átomos envolvidos na ligação para sabermos se uma molécula constituída por dois átomos é polar ou apolar.

Geometria molecular

Os átomos de uma molécula não estão dispostos de uma forma qualquer. O arranjo destes átomos é aquele que confere à molécula a **menor energia**, isto é, a **maior estabilidade**.

A geometria molecular é o arranjo tridimensional dos átomos numa molécula, designando-se a respectiva fórmula por **fórmula estereoquímica**. A geometria de uma molécula é aquela que **minimiza** a repulsão entre todos os pares electrónicos de valência (teoria da repulsão dos pares electrónicos de valência).

Um dos parâmetros importantes na geometria de uma molécula é o seu **ângulo de ligação**. O ângulo de ligação é o menor dos ângulos definidos por duas ligações covalentes de um mesmo átomo.

Algumas geometrias moleculares e respectivo ângulo de ligação

Geometria linear

Todas as moléculas que **apenas possuem dois átomos** têm geometria linear. **Exemplo:** H₂.

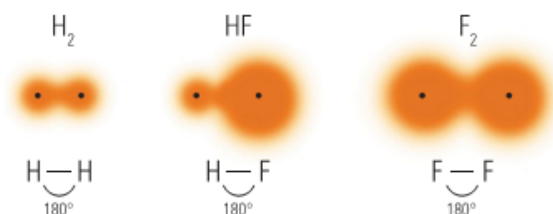


Figura 10 – Geometrias das moléculas lineares H₂, HF e F₂: fórmulas de estrutura e nuvens eletrônicas.

Também existem moléculas com três átomos que também possuem geometria linear, isto acontece quando o átomo central **não possui electrões não ligantes**, é o caso da molécula de dióxido de carbono (CO₂). O **ângulo de ligação** numa molécula com geometria linear é de 180°.

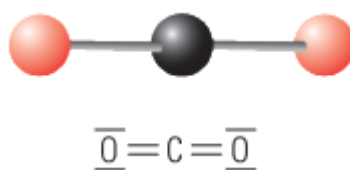


Figura 11 – Geometria da molécula linear CO₂: fórmula de estrutura.

Geometria triangular plana

Esta geometria é característica das moléculas que possuem: **um átomo central**, **sem** pares de electrões **não ligantes**, ligado a **três** outros átomos. **Exemplo:** molécula de trihidreto de boro, BH₃. O **ângulo de ligação** numa molécula com geometria triangular plana é de 120°.

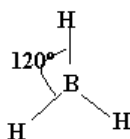


Figura 12 – Geometria da molécula triangular plana BH₃: fórmula de estrutura e ângulo de ligação.

Geometria piramidal trigonal

Esta geometria é característica das moléculas que possuem: **um átomo central, com um par de electrões não ligantes**, ligado a **três** outros átomos. **Exemplo:** molécula de amoníaco, NH₃. **O ângulo de ligação** na molécula de amoníaco é de 107°.

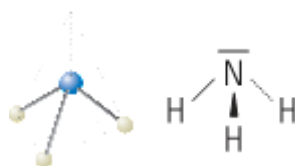


Figura 13 – Geometria da molécula piramidal trigonal NH₃: fórmula de estrutura.

Geometria tetraédrica

Esta geometria é característica das moléculas que possuem: **um átomo central, sem pares de electrões não ligantes**, ligado a **quatro** outros átomos. **Exemplo:** molécula de metano, CH₄. **O ângulo de ligação** na molécula de metano é de 109,5°.

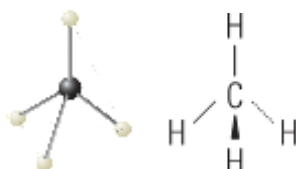


Figura 14 – Geometria da molécula tetraédrica CH₄: fórmula de estrutura.

3.2. Ligação química: modelo de ligação iónica

A **ligação iónica** resulta das forças eléctricas de atracção **entre iões de sinais contrários**, ou seja, entre iões positivos (catiões) e negativos (aniões).

Nas condições padrão todos os compostos iónicos são sólidos cristalinos. A estabilidade global de um composto iónico resulta das interacções de **todos os iões e não apenas da interacção entre um anião e um catião**.

Nos compostos iónicos a fórmula química traduz apenas a **proporção** entre **os iões** e consequentemente a **electroneutralidade** do composto. Neste caso, a fórmula química não corresponde a nenhuma unidade estrutural mínima.

Notação de Lewis

Os iões podem ser representados através da notação de Lewis. Esta representação é semelhante à utilizada para os átomos. Contudo, no caso do ião é necessário acrescentar a sua carga. **Exemplo:** representação do anião fluoreto, F⁻, segundo a notação de Lewis (figura 15).



Figura 15 – Representação do anião fluoreto, F⁻, segundo a notação de Lewis.

Os compostos iónicos, também, podem ser representados através da notação de Lewis. Esta representação é semelhante à utilizada para as moléculas. Contudo, no caso do composto iónico é necessário acrescentar a carga de cada um dos iões envolvidos na ligação iónica. **Exemplo:** representação do composto iónico fluoreto de lítio, LiF, segundo a notação de Lewis (figura 16).

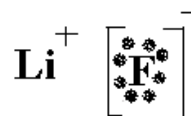


Figura 16 – Representação do composto iónico fluoreto de lítio, LiF, segundo a notação de Lewis.

3.3. Ligação química: modelo de ligação metálica

Ligação metálica – ligação que se estabelece entre átomos, de metais, do mesmo elemento químico. **Exemplo:** o ferro representa-se por Fe.

A estrutura de um metal corresponde a um arranjo ordenado de iões **positivos** imersos num “**mar de electrões**” de valência deslocalizados, ou seja, os electrões de valência não estão rigidamente atraídos a um mesmo ião positivo.

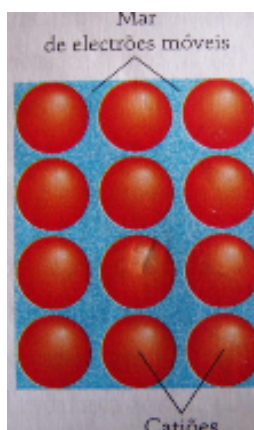


Figura 17 – Representação esquemática da ligação metálica.

Bibliografia consultada:

Dantas, M; Ramalho, M (2007). *Jogo de partículas A Física e Química A Química bloco 1 10º/11º ano*. Lisboa: Texto Editores.

Dantas, M; Ramalho, M (2007). *Jogo de partículas B Física e Química B Química 10º ano*. Lisboa: Texto Editores.

Magalhães, J (2007). *Elementos Química A 10º ano*. Carnaxide: Santillana Constância.

Paiva, J; et al (2007). *10 Q Física e Química A Química bloco 1 10º / 11º ano*. Lisboa: Texto Editores.

Simões, T; Queirós, M; Simões, M (2004). *Química em contexto Física e Química B Química 10º ano*. Porto: Porto Editora.

Programa componente de formação científica disciplina de Física e Química cursos profissionais de nível secundário.