

Estuda FQ

Professor Marco Pereira



www.estudafq.pt



96 310 99 94

Resumo de Química 10.º ano

Unidade 1 – 1.3

Resumo Q1.3.

Unidade 1 / 1.3: Tabela periódica

1.3.1 Evolução da tabela periódica

1.3.2 Organização e estrutura da Tabela Periódica

1.3.3 Propriedades periódicas dos elementos representativos.

1.3.4 Propriedades dos elementos e das substâncias elementares.

1.3.1 Evolução histórica da tabela periódica

1.º tentativa organização elementos químicos		
	<i>John Dalton</i>	Ordenava os elementos por ordem crescente da massa atómica.
1789	<i>Lavoisier</i>	Organizou os 30 elementos conhecidos separando-os em elementos metálicos, não metálicos, gases e terrosos de acordo com as suas propriedades.
1829	<i>Döbereiner</i>	Observou padrões nas propriedades dos elementos e formou conjuntos de três elementos , ordenados por ordem crescente de massa atómica - Lei das Tríades.
1862	<i>Chancourtois</i>	Organizou os elementos conhecidos numa espiral em volta de um cilindro , dispondo-os por ordem crescente de massa atómica - caracol ou parafuso de telúrico.
1864	<i>Newlands</i>	Criou uma tabela em que os elementos estavam ordenados por ordem crescente de massa atómica e em grupos, que repetiam as suas características de oito em oito - Modelo das Oitavas.
1869	<i>Mendeleev</i> <i>Considerado o pai da Tabela Periódica atual</i>	Elaborou uma tabela onde os elementos químicos estavam ordenados por ordem crescente de massa atómica , mas apresentavam relações verticais, horizontais e diagonais, ao nível das propriedades químicas e físicas . Nesta tabela havia espaços vazios que seriam mais tarde preenchidos por elementos químicos que não se conheciam na altura .
1913	<i>Moseley</i>	Descobriu que o número atómico era constante para um elemento químico e colocou os elementos químicos por ordem crescente de número atómico .
1946	<i>Seaborg</i>	Reformulou a Tabela Periódica. de Moseley colocando os actínídeos abaixo dos lantanídeos e elementos , para além do urânio, do número atómico 94 até ao 102 .

1.3.2 Organização e estrutura da Tabela Periódica

A Tabela Periódica atual está organizada em grupos (colunas numeradas de 1 a 18), períodos (linhas numeradas de 1 a 7), blocos (s, p, d e f) e os elementos estão dispostos por ordem crescente de número atómico.

- **Período** - associado ao número de **níveis de energia** dos seus eletrões.
- **Grupo** - associado ao número de **eletrões de valência**.
- **Bloco** - associado à **forma das orbitais** mais energéticas.

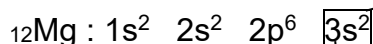
Tabela Periódica

O diagrama mostra a Tabela Periódica com as seguintes características:

- Bloco s:** Colunas 1 e 2 (laranja).
- Bloco p:** Colunas 13 a 18 (verde).
- Bloco d:** Colunas 3 a 10 (amarelo).
- Bloco f:** Colunas 1 e 2 da linha inferior (laranja escuro).

Através da configuração eletrónica do elemento:

Exemplo:



- Número de níveis energéticos = 3 $\Rightarrow$ 3.º período
- Número de eletrões de valência = 2 $\Rightarrow$ grupo 2
- Forma da orbital mais energética = s $\Rightarrow$ encontra-se no bloco s.

Grupo	1	2	13	14	15	16	17	18
Distribuição eletrónica de valência	ns^1	ns^2	$ns^2 np^1$	$ns^2 np^2$	$ns^2 np^3$	$ns^2 np^4$	$ns^2 np^5$	$ns^2 np^6$
n.º eletrões de valência	1	2	3	4	5	6	7	8

Famílias de elementos químicos na Tabela Periódica

De acordo com as suas propriedades químicas e físicas, os elementos químicos são agrupados em diferentes famílias, cuja identificação pode ser feita de acordo com a sua localização na Tabela Periódica.

Divisão de acordo com a configuração eletrónica:

- elementos representativos (blocos s e p)
- elementos de transição (bloco d)
- elementos de transição interna (bloco f)

Diagrama da Tabela Periódica com blocos coloridos e legendados:

- Bloco s:** 1s, 2s, 3s, 4s, 5s, 6s, 7s
- Bloco p:** 2p, 3p, 4p, 5p, 6p, 7p
- Bloco d:** 3d, 4d, 5d, 6d
- Bloco f:** 4f, 5f

Identificação dos blocos na Tabela Periódica.

Propriedades física e químicas:

- metais;
- semimetais;
- não metais.

Famílias ou nomes dos grupos:

- metais alcalinos – elementos do grupo 1 (à exceção do hidrogénio)
- metais alcalinoterrosos – elementos do grupo 2;
- calcogéneos – elementos do grupo 16;
- halogéneos – elementos do grupo 17;
- gases nobres – elementos do grupo 18.

Diagrama da Tabela Periódica com famílias coloridas:

- Metais:** Metais alcalinos, Metais alcalinoterrosos, Metais de transição
- Não metais:** Calcogéneos, Halogéneos
- Gases nobres:** Gases nobres
- Metais de transição interna:** Lantanídeos*, Actínídeos**

Localização de alguns grupos de elementos na Tabela Periódica.

1.3.3 Propriedades periódicas dos elementos representativos.

A tabela periódica também inclui informação sobre algumas propriedades dos elementos químicos (átomos) e das substâncias elementares (substância formada por um só elemento química).

Propriedades dos elementos	Propriedades das substâncias elementares
Símbolo químico Número atómico Configuração eletrónica Massa atómica relativa Energia de ionização Raio atómico	Estado físico Ponto de fusão Ponto de ebulição Densidade

PROPRIEDADES PERIÓDICAS DOS ELEMENTOS

Os fatores que influenciam a forma como estas propriedades variam, por ordem de importância, são:

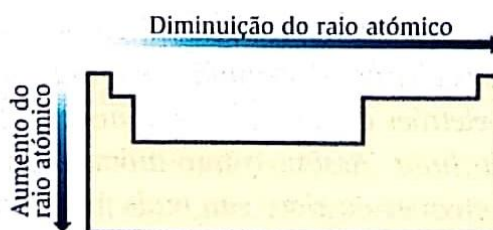
- **O número de níveis eletrónicos** – *quanto maior é o número de níveis de energia, mais energéticos são os eletrões de valência e menor é a atração núcleo-eletrão de valência, tendo como consequência o aumento da nuvem eletrónica.*
- **A carga nuclear** (carga do núcleo) – *quanto maior é a carga nuclear (para o mesmo nível de energia preenchido), maior é a atração núcleo-eletrões de valência, cuja consequência é uma contração da nuvem eletrónica.*
- **O número de eletrões** – *quanto maior o número de eletrões na nuvem eletrónica, maiores são as repulsões entre os eletrões, o que se reflete numa expansão da nuvem eletrónica - fator importante quando se forma um ião negativo (recebe um eletrão a mais).*

Raio atómico

O raio atómico é a distância média entre o centro do núcleo e os eletrões de valência.

O raio atómico:

- **Aumenta ao longo do grupo** porque à medida que se percorre o grupo, de cima para baixo, há aumento do número de níveis eletrónicos preenchidos, pelo que a atração núcleo-eletrões diminui e a nuvem eletrónica aumenta.
- **Diminui ao longo do período** porque os elementos do mesmo período têm o mesmo número de níveis preenchidos, mas, à medida que se percorre o período da esquerda para a direita, há aumento da carga nuclear, pelo que, a atração núcleo-eletrões aumenta e a nuvem eletrónica diminui.



Variação do raio atómico ao longo do grupo e do período.

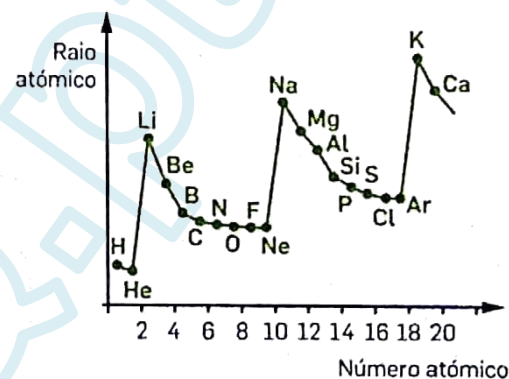
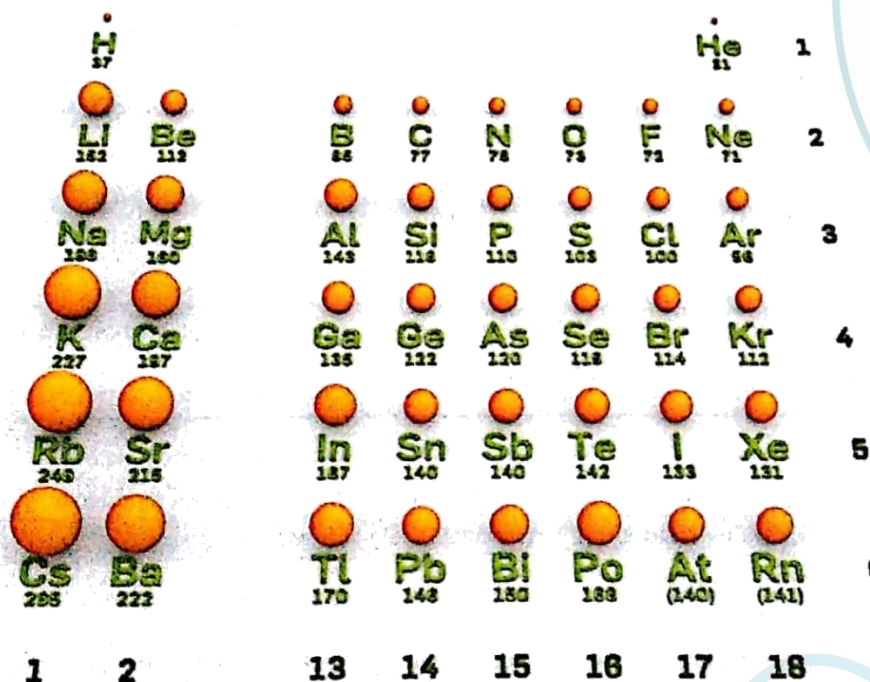


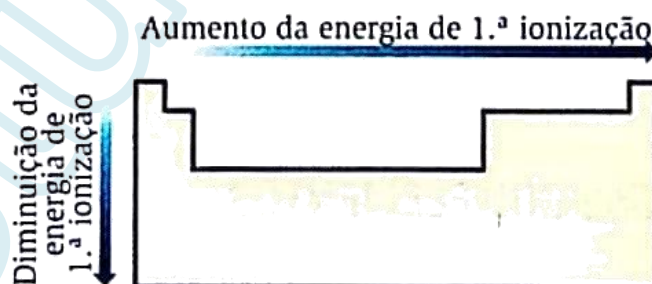
Fig. 7 Variação do raio atômico na Tabela Periódica (valores em picômetros).

Energia de ionização

A energia de ionização é a energia mínima necessária para remover um elétron de um átomo no estado gasoso e no estado fundamental.

A energia de ionização:

- **Diminui ao longo do grupo** porque, à medida que se percorre o grupo, de cima para baixo, há aumento do número de níveis eletrónicos preenchidos, pelo que, a atração núcleo-eletrões diminui e a energia necessária para remover o eletrão é menor.
- **Aumenta ao longo do período** porque os elementos do mesmo período têm o mesmo número de níveis preenchidos, mas, à medida que se percorre o período da esquerda para a direita, há aumento da carga nuclear, pelo que, a atração núcleo-eletrões aumenta e é necessária mais energia para remover o eletrão.



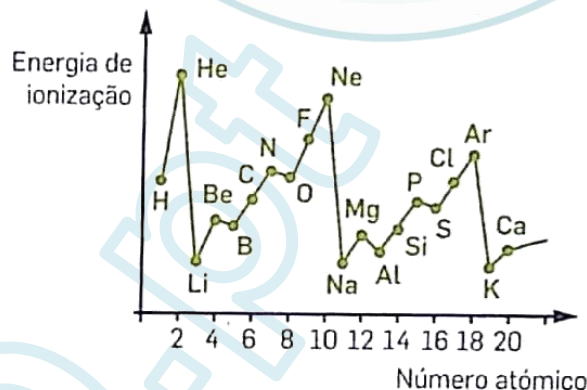
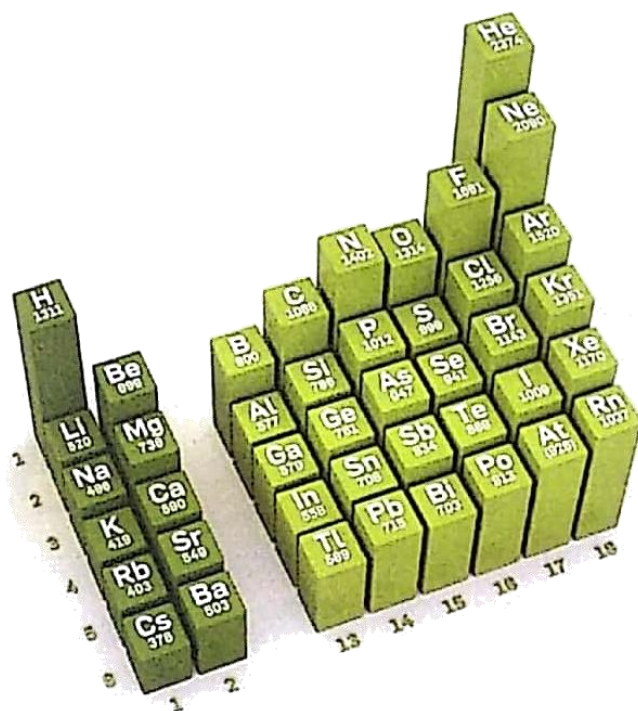
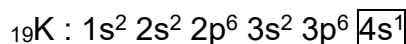
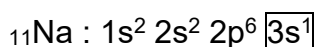
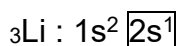


Fig. 8 Variação da primeira energia de ionização na Tabela Periódica (valores em kJ/mol).

Exemplo do aumento do raio atómico / diminuição da energia de ionização:



O eletrão de valência está cada vez mais afastado do núcleo – raio atómico maior e menor energia de ionização.

Exemplo da diminuição do raio atómico / aumento da energia de ionização:

${}_5\text{B}$	${}_6\text{C}$	${}_7\text{N}$
$1s^2 \boxed{2s^2 2p^1}$	$1s^2 \boxed{2s^2 2p^2}$	$1s^2 \boxed{2s^2 2p^3}$

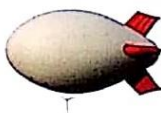
Os eletrões de valência estão sempre no mesmo nível de energia, mas como a carga nuclear aumenta a nuvem fica mais contraída – menor raio atómico e maior energia de ionização.

1.3.4 Propriedades dos elementos e das substâncias elementares.

As substâncias elementares, ou substâncias simples, são formadas por um só elemento químico, como o hidrogénio, H_2 . As substâncias compostas, ou compostos, são formadas por elementos diferentes, como a água, H_2O .

Cada elemento corresponde a uma ou mais substâncias elementares como o elemento oxigénio que origina as substâncias elementares: oxigénio (O_2) e ozono (O_3).

- Propriedades de um elemento (átomo): número atómico, raio atómico, energia de ionização...
- Propriedade de substâncias elementares (substâncias): ponto de fusão, ponto de ebulição, massa volúmica...

	Elementos	Substâncias elementares
Metais alcalinos	Grupo 1 – metais alcalinos ${}^3\text{Li} - 1s^2 2s^1$ ${}^{11}\text{Na} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ${}^{19}\text{K} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ • são elementos metálicos; • têm apenas um eletrão de valência que é facilmente removido; • ionizam formando iões monopositivos (Li^+; Na^+; K^+).	Família dos metais alcalinos  Li (s)  Na (s)  K (s) • são metais; • oxidam-se muito facilmente, por isso na natureza estão sempre ligados a outros elementos; • extremamente reativos com a água, originam soluções básicas, por isso guardam-se mergulhados em petróleo ou parafina líquida.
Metais alcalino-terrosos	Grupo 2 – metais alcalino-terrosos ${}^4\text{Be} - 1s^2 2s^2$ ${}^{12}\text{Mg} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ ${}^{20}\text{Ca} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ • são elementos metálicos; • têm dois eletrões de valência que podem ser removidos; • ionizam-se formando iões dipositivos (Be^{2+}; Mg^{2+}; Ca^{2+}).	Família dos metais alcalino-terrosos  Be (s)  Mg (s)  Ca (s) • são metais; • oxidam-se facilmente, por isso na natureza estão sempre ligados a outros elementos; • reagem com a água originando soluções básicas.
Halogéneos	Grupo 17 – halogéneos ${}^9\text{F} - 1s^2 2s^2 2p^5$ ${}^{17}\text{Cl} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ • são elementos não metálicos; • têm sete eletrões de valência; • ionizam-se formando iões mononegativos (F^-; Cl^-; Br^-; I^-...).	Família dos halogéneos  $\text{Cl}_2 (\text{g})$  $\text{Br}_2 (\text{l})$ • são não metais; • são muito reativos; • formam sais com facilidade («halogéneo» significa «gerador de sal»).
Gases nobres	Grupo 18 – gases nobres ${}^2\text{He} - 1s^2$ ${}^{10}\text{Ne} - 1s^2 2s^2 2p^6$ ${}^{18}\text{Ar} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ • níveis de energia totalmente preenchidos; • não formam iões.	Família dos gases nobres  He (g)  Ne (g)  Ar (g) • são gases à pressão e temperatura ambiente; • têm baixa reatividade (praticamente não reagem); • têm grande estabilidade química.

Os metais formam iões positivos e os não metais iões negativos.

Os metais (em particular os dos grupos 1 e 2) apresentam baixa energia de ionização pelo que perdem facilmente eletrões -> formam iões positivos estáveis.

- ✓ Li $1s^2 2s^1$ perde um eletrão => $Li^+ 1s^2$ => fica como o gás nobre mais perto = [He]
- ✓ Mg $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ perde dois eletrões => $Mg^{2+} 1s^2 2s^2 2p^6$ => fica como o gás nobre mais perto = [Ne]

Os não metais (em particular os dos grupos 16 e 17) têm a tendência em captar eletrões devido à carga nuclear elevada e raio atómico reduzido -> formam iões negativos estáveis

- ✓ F $1s^2 2s^2 2p^5$ ganha um eletrão => $F^- 1s^2 2s^2 2p^6$ => fica como o gás nobre mais perto = [Ne]
- ✓ S $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ ganha dois eletrões => $S^{2-} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ => fica como o gás nobre mais perto = [Ar]

Gases nobres são estáveis, isto é, não formam facilmente iões, positivos ou negativos, nem se ligam facilmente a outros átomos. As suas substâncias elementares também são muito estáveis.

A estabilidade dos átomos de gases nobres está relacionada com o facto de terem o nível de valência completamente preenchido.