



A.2 – Tabela Periódica dos elementos químicos

A Tabela Periódica dos elementos (TP), é um dos mais importantes recursos em Química, proporcionando uma das sínteses de conhecimento científico mais interessantes e úteis. O seu desenvolvimento é um exemplo de como as descobertas científicas podem decorrer do uso de imaginação para organizar dados recolhidos por um elevado número de pessoas, durante um longo período de tempo.

À medida que o número de elementos conhecidos foi crescendo e os cientistas foram observando semelhanças curiosas entre certos agrupamentos, a tabela foi-se alterando e tomando a forma que atualmente conhecemos.

A organização sistemática dos diversos elementos químicos na TP, traduz a periodicidade das suas propriedades e constitui uma preciosa fonte de informação de inúmeras propriedades, tanto dos elementos quanto das correspondentes substâncias elementares.

Mas, para interpretar a sistematização que a TP apresenta, é necessário promover uma viagem ao mundo fantástico das partículas, de dimensões sub-microscópicas, para se compreender a constituição da matéria a esse nível, visando diversos objetivos:

- Tomar consciência da pequenez das dimensões e da massa de partículas como átomos, moléculas e iões, e da necessidade, que daí advém, de se criarem padrões adequados a essas dimensões;
- Familiarizar-se com a linguagem química peculiar e própria deste nível;
- Reconhecer o átomo como partícula divisível, comportando partículas ainda mais pequenas, alargando o limite do conceito de pequeno, sem contudo o esgotar;
- Interpretar, em particular, a constituição do átomo, à luz do modelo mais atual, o modelo quântico que, embora aplicado de uma forma bastante simplificada, nos confronta com uma nova realidade, estranha e imprevisível – o mundo quântico –, sem paralelo no mundo macroscópico em que vivemos.

É portanto indispensável aprender a consultar, analisar e recolher informações sobre diversas propriedades, de forma a melhor compreender as propriedades e o comportamento das substâncias, a sua reatividade em diversos contextos, a sua essencialidade à vida e a sua toxicidade, que são, afinal, a face e o reverso da mesma moeda.

Deste modo, será mais fácil perceber as propriedades dos materiais e, em última análise, as práticas quotidianas que se recomendam numa perspetiva de proteção ambiental, por exemplo no âmbito da gestão de resíduos perigosos.

No âmbito deste subtema procuraremos responder a questões como:

- *O que são elementos químicos? Como se representam?*
- *Como são constituídos os átomos?*
- *Quantos elementos químicos existem?*
- *Que elementos químicos são essenciais à vida? Quais são tóxicos?*
- *Como se organizam os elementos químicos na TP?*

A.2.1 Estrutura atômica

Qualquer material é constituído por **elementos químicos**. Atualmente conhecem-se 118 elementos químicos. A tabela 1 mostra alguns elementos, cujos nomes são mais conhecidos, assim como os respetivos símbolos químicos. Cada elemento tem um **símbolo químico**, que também se usa para designar átomos desse elemento. Os símbolos químicos são formados por uma só letra maiúscula ou por uma letra maiúscula seguida de uma minúscula. Por exemplo: C para o carbono, Fe para o ferro, N para o nitrogénio (ou azoto), Cu para o cobre, Al para o alumínio.

Nome do elemento	Símbolo	Nome do elemento	Símbolo
Alumínio	Al	Hidrogénio	H
Árgon	Ar	Iodo	I
Bário	Ba	Lítio	Li
Bromo	Br	Magnésio	Mg
Cádmio	Cd	Mercúrio	Hg
Cálcio	Ca	Néon	Ne
Carbono	C	Níquel	Ni
Chumbo	Pb	Nitrogénio	N
Cloro	Cl	Ouro	Au
Cobalto	Co	Oxigénio	O
Cobre	Cu	Platina	Pt
Crómio	Cr	Potássio	K
Enxofre	S	Prata	Ag
Estanho	Sn	Silício	Si
Ferro	Fe	Sódio	Na
Flúor	F	Titânio	Ti
Fósforo	P	Urânio	U
Hélio	He	Zinco	Zn

Tabela 1 – Elementos químicos mais conhecidos.

2.1.1 Elementos químicos nos nomes e fórmulas químicas

Os elementos químicos existentes em diversos materiais podem ser identificados a partir de informação sobre a sua composição como, por exemplo, em rótulos de embalagens diversas. Os rótulos da figura 1 mostram nomes e símbolos de elementos químicos.



Figura 1 – Rótulos mostrando nomes e símbolos de elementos químicos.

Nestes rótulos ainda se podem ler nomes como cloreto de cálcio. Esta designação diz respeito a uma substância. Do mesmo modo, água e amoníaco não são elementos, são substâncias. Que elementos as constituirão?

Daqui resulta que o núcleo atómico contém praticamente toda a massa do átomo. É muito mais fácil tirar ou juntar eletrões a um átomo do que tirar ou juntar protões, que se encontram no núcleo.

A formação de outras unidades estruturais da matéria, como os iões e as moléculas, pode explicar-se a partir de átomos. As moléculas formam-se através de ligações entre átomos, assunto que será abordado na subunidade B2. Quando um átomo ou molécula, perde ou ganha eletrões formam-se iões. Inversamente, pode haver a formação de átomos ou moléculas quando iões recebem ou cedem eletrões.

Questão

Completa o quadro seguinte.

Símbolo químico	Número de eletrões	Número de protões	Ião
Mg	10	A	Mg ²⁺
O	10	8	B
F	C	19	F ⁻
Cu	28	29	D
Cu	E	F	Cu ²⁺

Resposta: A – 12; B – O²⁻; C – 20; D – Cu⁺; E – 27; F – 29

2.1.3 Número atómico e número de massa

Qualquer átomo pertence obrigatoriamente a um dos elementos químicos conhecidos. Diz-se, por exemplo, *átomos de oxigénio* ou *átomos do elemento oxigénio*.

E como se sabe a que elemento pertence um certo átomo? Observe-se a tabela 3.

Elemento químico	Átomos	Eletrões	Protões	Neutrões
Hidrogénio	Hidrogénio-1 ou prótio	1	1	0
	Hidrogénio-2 ou deutério	1	1	1
	Hidrogénio-3 ou trítio	1	1	2
Carbono	Carbono-12	6	6	6
	Carbono-14	6	6	8
Urânio	Urânio-235	92	92	143
	Urânio-238	92	92	146

Tabela 3 – Átomos de elementos químicos.

A análise da tabela 3 permite destacar o seguinte:

- **Átomos com o mesmo número de protões pertencem obrigatoriamente ao mesmo elemento.** Por exemplo, se um átomo tem 6 protões então é, de certeza, um átomo do elemento carbono!
- **Há átomos diferentes que pertencem ao mesmo elemento, mas têm diferente número de neutrões.** Por exemplo, o átomo de carbono-12 é diferente do átomo de carbono-14, mas ambos são átomos do elemento carbono, pois têm o mesmo número de protões.
- Cada um dos números 1, 2 e 3 no hidrogénio, 12 e 14 no carbono, e 235 e 238 no urânio, corresponde ao número de massa, ou seja, à soma dos números de protões e de neutrões de cada átomo.

As definições seguintes são importantes:

Número atômico, Z: número de prótons. Num átomo, o número atômico é também igual ao número de elétrons (mas já não sucede o mesmo nos iões!).

Número de massa, A: soma do número de prótons com o de neutrões. Corresponde ao número de partículas que existem no núcleo. São elas que definem a massa total do átomo, uma vez que a massa dos elétrons é desprezável em relação à de prótons e de neutrões.

Muitos elementos têm átomos que diferem apenas no número de neutrões e diz-se, por isso, que têm **isótopos**.

Isótopos: Átomos do mesmo elemento químico que são diferentes entre si, porque não têm o mesmo número de neutrões.

Os átomos e iões podem representar-se através da notação:



No caso do carbono-14 fica ${}^{14}_6\text{C}$ e no caso do carbono-12 fica ${}^{12}_6\text{C}$

Questão



Considera os seguintes átomos:



- Indica número atômico e o número de massa em cada caso;
- Indica o número de prótons e de neutrões em cada caso;
- Indica o número de elétrons no ião O^{2-} .
- Usa a notação ${}^A_Z\text{X}$ para representar o isótopo do elemento nitrogénio que tem 8 neutrões.

Resposta: a) Os números atômicos são 8, 6 e 7 e os números de massa são 16, 14 e 14, respetivamente. b) O número de prótons é 8, 6 e 7 e o número de neutrões é 8, 8 e 7, respetivamente. c) O átomo O tem 8 prótons, então também tem 8 elétrons. Como O^{2-} tem mais dois elétrons que O, então O^{2-} tem 10 elétrons. d) ${}^{15}_7\text{N}$

2.1.4 Massa atômica relativa

Os átomos são entidades muito pequenas. Tão pequenas que dificilmente temos noção do seu tamanho. Por exemplo, imaginando uma fila de átomos à superfície de um fio de alumínio com um milímetro de comprimento, teríamos cerca de sete milhões (7 000 000) de átomos de alumínio!

A massa dos átomos é também muito pequena. Um átomo de hidrogénio tem apenas $1,7 \times 10^{-24}$ g enquanto um átomo de alumínio tem $4,5 \times 10^{-23}$ g.

Mas, ao nível atômico, o importante é saber quantas vezes a massa de um determinado átomo é maior do que a massa de um outro. Por exemplo, é importante saber que a massa de um átomo de alumínio é cerca de 27 vezes maior do que a massa de um átomo de hidrogénio (o valor é obtido dividindo a massa do átomo Al pela do átomo H).

A **massa isotópica relativa** é o resultado de uma comparação semelhante, feita entre a massa de um átomo de um isótopo e 1/12 da massa do átomo de carbono-12. Por exemplo, o cloro-35 tem uma massa isotópica relativa de 34,97, que se pode representar por $A_r(^{35}\text{Cl}) = 34,97$.

Como se calcula a massa atómica relativa de um elemento? Faz-se uma média das massas isotópicas relativas dos isótopos do elemento respetivo. A média é ponderada pela abundância destes isótopos na natureza. No caso do cloro, 75% são de cloro-35, $A_r(^{35}\text{Cl}) = 34,97$, e 25% de cloro-37, $A_r(^{37}\text{Cl}) = 36,97$. Pode agora calcular-se a massa atómica relativa do elemento cloro:

$$A_r(\text{Cl}) = 0,75 \times 35,97 + 0,25 \times 36,97 = 35,45$$

A massa atómica relativa do elemento cloro é 35,45 e este é o valor que aparece na Tabela Periódica no lugar 17 do elemento cloro.

Os valores das massas atómicas relativas (A_r) de todos os elementos conhecidos constam da Tabela Periódica, junto ao símbolo do elemento.

A.2.2 O modelo quântico do átomo e a estrutura eletrónica

Cientistas como Thomson e Rutherford estabeleceram os fundamentos da estrutura interna dos átomos. Contudo, deve-se a Bohr uma das evoluções mais radicais, ao estabelecer que existem níveis de energia bem determinados para os eletrões. Mas o conhecimento sobre a estrutura do átomo foi evoluindo e o modelo atómico mais moderno tem por base o trabalho de muitos cientistas do século XX, dos quais destacamos Schrödinger.

A tabela 4 mostra representações de átomos segundo os modelos mais importantes na história da evolução dos modelos atómicos.

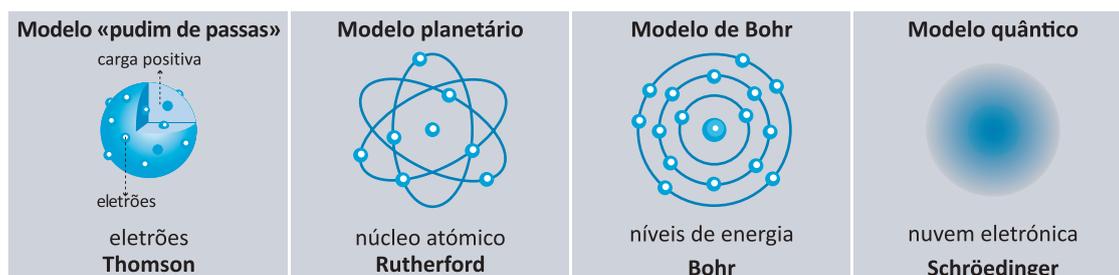


Tabela 4 - Características modelos atómicos.

2.2.1 Modelo quântico do átomo

O **modelo quântico** é o modelo atómico mais atual. É um modelo complexo, do qual estudaremos apenas alguns aspetos mais simples.

Neste modelo, tal como no que o antecedeu (modelo de Bohr), considera-se o átomo constituído por um núcleo, com os prótons e os neutrões, e por eletrões que se movem no espaço exterior ao núcleo, tendo por isso energia cinética. Como eletrões e prótons têm cargas de sinal contrário, atraem-se mutuamente e têm também energia potencial elétrica.

Qual é então a grande diferença entre este modelo e os anteriores? A resposta está no comportamento dos eletrões.

De acordo com este modelo, inicialmente aplicado ao átomo mais simples, o de hidrogénio, a energia dos eletrões está **quantizada**, isto é, só pode assumir certos valores. Isto significa que, para cada átomo, há valores fixos para a energia dos eletrões. Diz-se então que existem **níveis de energia** e, numa linguagem simplificada, que os eletrões «estão» nesses níveis (Fig. 2).

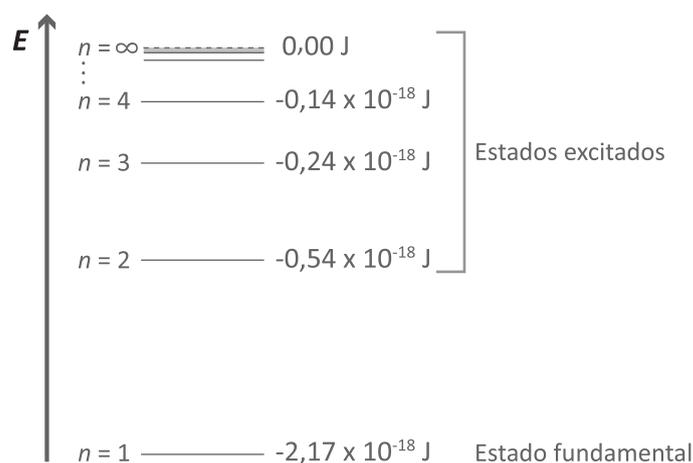


Figura 2 – Níveis de energia num átomo de hidrogénio.

Como se pode ver no diagrama de energia da figura 2, à medida que a energia aumenta os níveis estão mais próximos. O nível 1 é o de menor energia. A energia dos níveis é negativa e aumenta até ao máximo de 0 J. Esta situação corresponde ao afastamento do eletrão para fora do átomo, ou seja à ionização do átomo. Designa-se por infinito (∞) este nível com esta energia 0 J.

Quando num determinado nível de energia, a energia de um eletrão é fixa e tem um valor determinado. A sua energia só se altera se o eletrão passar de um nível para outro, isto é, se ocorrer uma **transição** entre níveis. Para que isso aconteça tem de haver **absorção** ou **emissão** de energia, correspondendo respetivamente a uma excitação e a uma desexcitação do eletrão, como se mostra na figura 3.

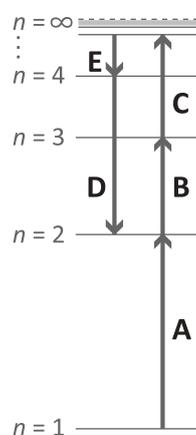


Figura 3 – Nas transições A, B e C há absorção de energia: são excitações. Nas transições D e E há emissão de energia: são desexcitações.

Há um facto estranho no comportamento dos eletrões em átomos: um eletrão passa de um nível de energia para outro sem nunca ter valores intermédios entre esses dois níveis. Por exemplo, passa do nível 2 para o nível 1 sem nunca ter estado entre eles (Fig. 4B)!



Figura 4 - Transição entre dois estados de energia no mundo macroscópico: bola a cair (A) e no mundo sub-microscópico: transição de um eletrão do nível 2 para o 1 num átomo(B).

A **quantização** da energia é uma propriedade inerente ao mundo sub-microscópico, isto é, do mundo ao nível atómico e molecular, que também é chamado *mundo quântico*.

No mundo macroscópico, que observamos todos os dias, não é isso que acontece: a transição entre níveis de energia faz-se passando por todos os estados de energia intermédios.

Ao nível sub-microscópico, a natureza regula-se por leis que nos parecem estranhas e até bizarras! A quantização da energia é uma delas.

2.2.2 Orbitais atómicas

O modelo quântico descreve o comportamento dos eletrões nos átomos através de **orbitais**. As orbitais, além de informação sobre a energia de eletrões, fornecem imagens sobre o modo como se situam no espaço exterior ao núcleo, através de nuvens eletrónicas.

Ao contrário do que se pensava, sabe-se hoje que os eletrões não têm trajetórias bem definidas em torno do núcleo. Esta é uma característica importante do modelo quântico.

Assim, só se pode conhecer a localização do eletrão em termos de probabilidade. A **nuvem eletrónica** é uma zona exterior ao núcleo associada a uma probabilidade elevada de lá encontrar o eletrão.

A tabela 5 mostra diferentes formas de representar uma nuvem eletrónica, neste caso da orbital 1s.

	A informação sobre a probabilidade de encontrar o eletrão é dada pelo tom da cor. Nas zonas mais escuras, é mais provável encontrar o eletrão. A probabilidade de encontrar o eletrão perto do núcleo é maior do que a probabilidade de o encontrar longe do núcleo. Por isso, a nuvem eletrónica é mais escura no centro.
	A nuvem eletrónica é representada por pontos, que indicam posições prováveis para o eletrão. Onde os pontos estiverem mais próximos é maior a probabilidade de encontrar o eletrão. Note-se que os pontos não representam eletrões.
	Neste caso representa-se apenas a forma da orbital.

Tabela 5 - Diferentes representações da nuvem eletrónica correspondente à orbital 1s.

As orbitais não têm todas a mesma forma. Podem ser do tipo *s*, *p*, *d* ou *f* (Tab. 6).

Tipo de orbitais	Forma das nuvens eletrônicas	Representação
<i>s</i>	Esférica	
<i>p</i>	De haltere	
<i>d</i>	De trevo e outras	

Tabela 6 - Representações de nuvens eletrônicas de diferentes tipos de orbitais.

As orbitais podem ter tamanhos diferentes, dependendo de diversos fatores incluindo o nível de energia *n* a que dizem respeito (Fig. 5).

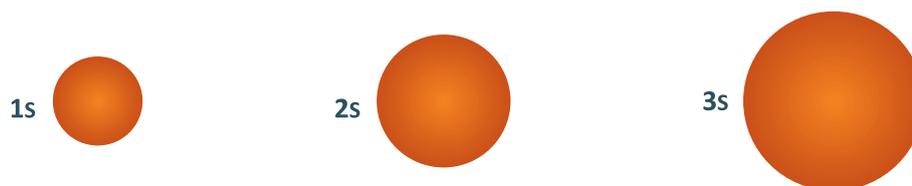


Figura 5 - Orbitais *s* do 1º, 2º e 3º níveis de energia – 1s, 2s e 3s.

As orbitais podem ter orientações no espaço diferentes:

- As orbitais do tipo *s* só têm **uma** orientação, pois são esféricas;
- As orbitais do tipo *p* têm **três** orientações possíveis, o que significa que se podem distinguir orbitais *p* pela sua orientação no espaço, – p_x , p_y e p_z ;
- As orbitais do tipo *d* apresentam **cinco** orientações diferentes.

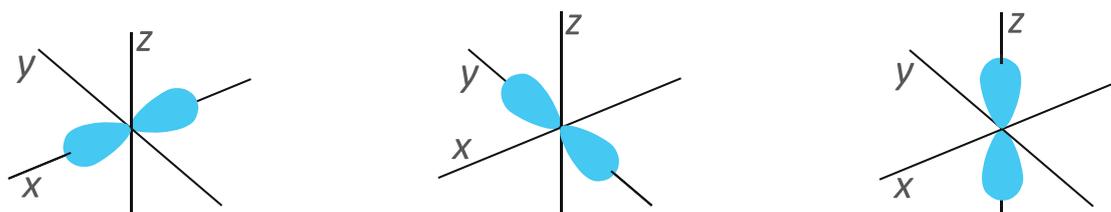
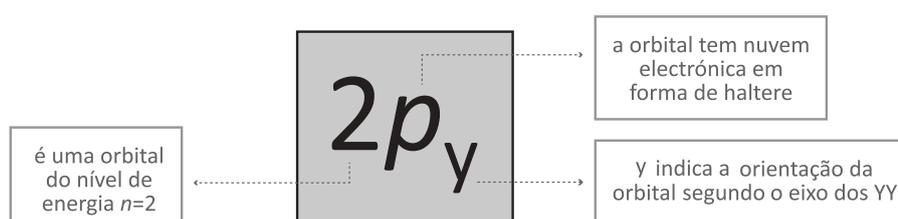


Figura 6 - As três orientações das orbitais *p*: p_x , p_y e p_z .

Como representar simbolicamente uma orbital? Consideremos a representação seguinte:



A cada orbital estão associados:

- Um nível de energia;
- Uma forma;
- Uma orientação no espaço.

Estas três características e o que atrás se disse sobre orbitais implicam que, a partir do nível $n = 1$, haja subníveis de energia.

Então, quais são as orbitais possíveis para cada nível e subnível? A tabela 7 apresenta os níveis e subníveis de energia e as orbitais que os integram.

Nível de energia n	Nº do subnível	Tipo de orbital	Orbitais: Número e designação
1	0	s	1 orbital $s - 1s$
2	0	s	1 orbital $s - 2s$
	1	p	3 orbitais $p - 2p_x, 2p_y, 2p_z$
3	0	s	1 orbital $s - 3s$
	1	p	3 orbitais $p - 3p_x, 3p_y, 3p_z$
	2	d	5 orbitais $d - 3d_{xy}, 3d_{xz}, 3d_{yz}, 3d_{x^2-y^2}, 3d_{z^2}$
4	0	s	1 orbital $s - 4s$
	1	p	3 orbitais $p - 4p_x, 4p_y, 4p_z$
	2	d	5 orbitais $d - 4d_{xy}; 4d_{xz}; 4d_{yz}; 4d_{x^2-y^2}; 4d_{z^2}$
	3	f	7 orbitais f
...

Tabela 7 – Níveis e subníveis de energia e orbitais correspondentes.

Note-se que para **átomos polieletrónicos** (com mais de um eletrão):

- A energia das orbitais varia com o subnível. Por exemplo, a energia da orbital $2s$ é menor que a energia de qualquer das orbitais $2p$;
- Para o mesmo subnível, a energia das orbitais é a mesma. Por exemplo, a energia da orbital $3p_x$ é igual à da $3p_y$ e à da $3p_z$.

Há, pois, um número elevado de orbitais que serão ocupadas pelos eletrões dos diferentes átomos, a começar pelo de hidrogénio, com um só eletrão, até ao átomo polieletrónico do último elemento conhecido.

2.2.3 Configuração eletrónica

A **configuração eletrónica** de um átomo é a distribuição dos seus eletrões pelas orbitais, segundo regras e princípios, como se resume:

1. Os eletrões devem ocupar orbitais de energia crescente e de forma a traduzir um estado mínimo de energia para o átomo;
2. Cada orbital comporta no máximo dois eletrões;
3. Os dois eletrões da mesma orbital diferem no chamado estado de spin: *spin a* e *spin b*.

A ordem de preenchimento das orbitais em átomos polieletrônicos pode ser obtida utilizando o esquema da figura 7, seguindo as setas. Obtém-se a seguinte ordem:

$1s; 2s; 2p; 3s; 3p; 4s; 3d; 4p; 5s; 4d; 5p; 6s; 4f; 5d...$

Ou, desdobrando pelos subníveis:

$1s; 2s; 2p_x, 2p_y, 2p_z; 3s; 3p_x, 3p_y, 3p_z; 4s; 3d_{xy}, 3d_{xz}, 3d_{yz}, 3d_{x^2-y^2}, 3d_{z^2}...$

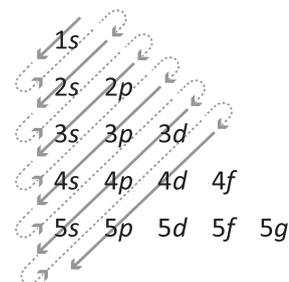


Figura 7 – Esquema para apurar a ordem de preenchimento das orbitais em átomos polieletrônicos.

O **estado fundamental** é aquele em que um átomo tem a configuração eletrônica de mais baixa energia. A tendência natural dos elétrons nos átomos é ocuparem os estados de menor energia. Assim, para obter a configuração eletrônica do estado fundamental de um átomo, os seus elétrons devem ser distribuídos pelas orbitais de acordo com a sequência anterior.

Consideremos o exemplo do átomo de sódio, o qual tem 11 elétrons. A sua configuração eletrônica no estado fundamental é: ${}_{11}\text{Na} - 1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2 3s^1$

Em forma mais condensada: ${}_{11}\text{Na} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Note-se que a notação $2p$ inclui 3 orbitais ($2p_x$, $2p_y$ e $2p_z$) pelo que estas ficam com 6 elétrons (dois por cada orbital).

A configuração eletrônica também se pode estabelecer por caixas, \square , que representam as orbitais. Nestas caixas, podem encontrar-se dois elétrons, um elétron ou nenhum. Os elétrons representam-se por setas. As setas têm sentidos diferentes (para cima \uparrow e para baixo \downarrow), pois representam os já referidos *spin* a e *spin* b.

No caso de orbitais com dois elétrons a representação será:



E para o caso de orbitais com um só elétron: \square o que é o mesmo que \square .

No primeiro caso diz-se que os elétrons estão **emparelhados** e no segundo diz-se que os elétrons estão **desemparelhados**.

Considere-se a configuração eletrônica de um átomo de silício, no estado fundamental e num estado excitado - figura 8.

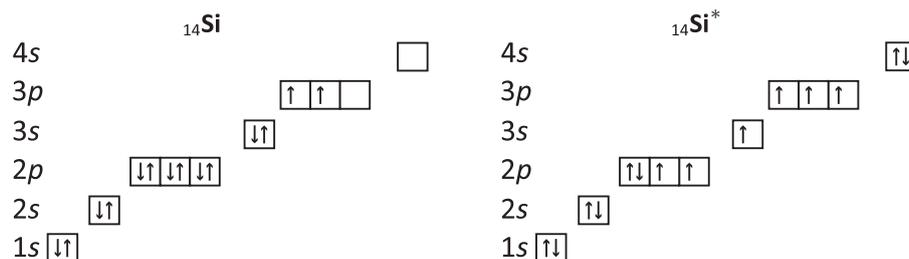


Figura 8 – Distribuição eletrônica de átomos de silício, no estado fundamental (Si) e num estado excitado (Si*).

Os elétrons do átomo de silício no estado excitado parecem estar distribuídos de uma forma desordenada. Contudo, mesmo esta distribuição, continua a obedecer a um conjunto de regras importantes, já abordadas anteriormente e que agora se sintetizam:

As distribuições $\uparrow\downarrow$ ou $\downarrow\downarrow$ não são permitidas, pois não podem existir dois elétrons na mesma orbital com o mesmo *spin* - **princípio de exclusão de Pauli**.

No estado fundamental, as distribuições $\uparrow\uparrow$ ou $\uparrow\uparrow\uparrow$ ou $\uparrow\downarrow\uparrow\uparrow$ ou $\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$, são permitidas porque orbitais com a mesma energia devem ser semipreenchidas usando elétrons com o mesmo *spin* e só depois preenchidas com elétrons de *spin* oposto - **Regra de Hund**.

Para o estado fundamental, são proibidas distribuições como, por exemplo,

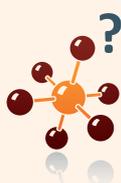
$\uparrow\downarrow$ ou $\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$ ou $\uparrow\downarrow\uparrow$ ou ainda $\uparrow\downarrow\downarrow$.

Algumas tabelas periódicas incluem informação sobre a configuração eletrônica dos vários elementos no estado fundamental. É comum incluírem a configuração do gás raro imediatamente anterior na Tabela Periódica.

Exemplo: ${}_{11}\text{Na} - [\text{Ne}] 3s^1$

Tal significa que a configuração eletrônica do elemento Na é igual à do átomo do gás nobre ${}_{10}\text{Ne} - 1s^2 2s^2 3p^6$, no estado fundamental, acrescida de $3s^1$, ou seja: ${}_{11}\text{Na} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Questão



A figura seguinte representa a posição do boro numa Tabela Periódica.

- O que significa [He]?
- Indica o número de elétrons de valência do boro a partir da configuração eletrônica apresentada.
- Qual é o número atômico do boro?

5	10,81
B	
[He] $2s^2 2p^1$ boro	

Resposta: a) Corresponde à configuração eletrônica do hélio no estado fundamental, que é $1s^2$. b) Tem 3 elétrons de valência, 2 na orbital 2s e 1 numa orbital 2p. c) O número atômico é 5, pois a configuração eletrônica do boro será o $1s^2 2s^2 2p^1$, o que corresponde a 5 elétrons e, portanto, também a 5 prótons.

2.2.4 Quantização da energia na radiação

Também a energia das radiações eletromagnéticas, a qual inclui a luz visível, está quantizada. Isso significa que as radiações eletromagnéticas só podem ter certos valores de energia associados a diferentes fótons. Considera-se a luz constituída por fótons, partículas que funcionam como pequenos «pacotes» de energia.

É esta ideia de quantização da energia da luz que permite interpretar fenómenos importantes de interação da radiação com a matéria, como, por exemplo o **efeito fotoelétrico**. O efeito fotoelétrico é a ejeção (ou emissão) de elétrons por um metal quando nele incide determinado tipo de radiação (Fig. 9). Pode, assim, produzir-se uma corrente elétrica.

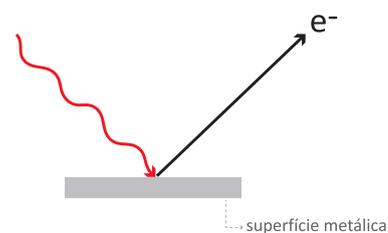


Figura 9 – Efeito fotoelétrico

O efeito fotoelétrico pode ser explicado considerando que fótons da luz incidente colidem com elétrons dos átomos do metal e, fornecendo-lhes a energia suficiente, provocam a sua ejeção com velocidades diferentes dependendo da energia dos fótons incidentes.

A descoberta do efeito fotoelétrico e a sua explicação foram muito importantes para uma compreensão mais profunda da natureza da luz.

Alguns efeitos similares ao efeito fotoelétrico são usados em física para explicar o funcionamento de painéis fotovoltaicos ou de células fotoelétricas.

A.2.3 Tabela Periódica e substâncias elementares

A Tabela Periódica (TP) é um dos mais notáveis trabalhos de classificação e sistematização feitos em ciências. Nela os elementos estão organizados tendo em conta as suas características e propriedades.

Existem dois grandes conjuntos de elementos: os **elementos representativos** e os **elementos de transição**. Uma linha em escada divide os elementos **metálicos**, à esquerda, dos **não-metálicos**, à direita.

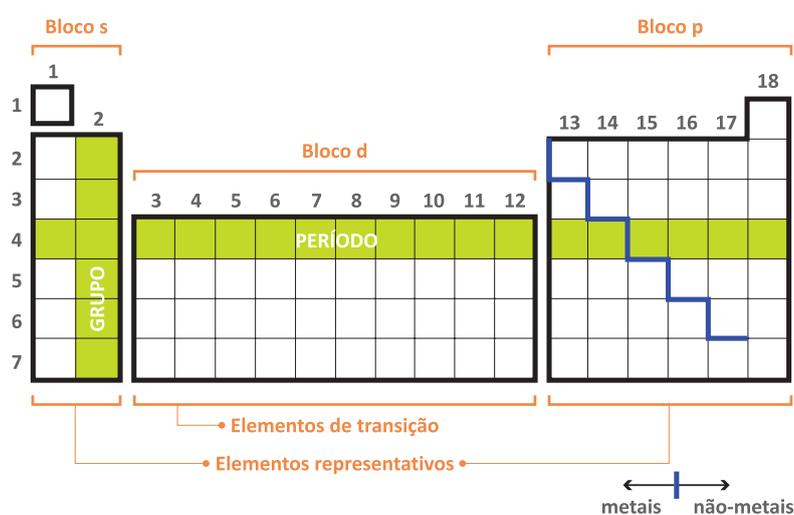


Figura 10 - Estrutura da Tabela Periódica com a maioria dos elementos químicos.

2.3.1 Grupos e períodos

A TP tem os elementos organizados em:

- Linhas, que são os **períodos**. Existem 7 períodos. Num mesmo período estão elementos cujos eletrões de valência se encontram no mesmo nível de energia.
- Colunas, que são os **grupos**. Existem 18 grupos. Num mesmo grupo estão elementos com o mesmo número de eletrões de valência (Tab. 8).

Grupo	1	2	13	14	15	16	17	18
Nº de eletrões de valência	1	2	3	4	5	6	7	8

Tabela 8 - Número de eletrões de valência nos elementos representativos.

Por exemplo, o elemento que está no 2º período e no grupo 17 é o flúor. Então o átomo de flúor tem sete eletrões de valência que, quando no estado fundamental, estão no nível de energia 2.

Por outro lado, conhecendo a configuração eletrónica do estado fundamental do átomo de um elemento representativo, é possível determinar a sua localização na TP. Por exemplo, para o elemento cálcio:



O último nível de energia que contém elétrons é $n = 4 \rightarrow$ período 4 da TP.

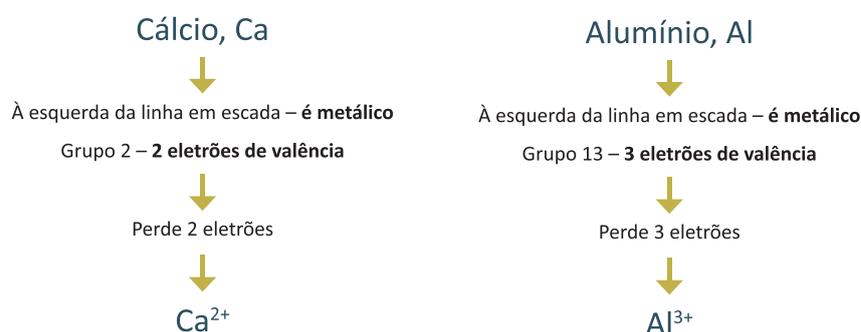
O número de elétrons nesse nível é $n = 2 \rightarrow$ grupo 2 da TP.

2.3.2 Tabela Periódica e a formação de iões

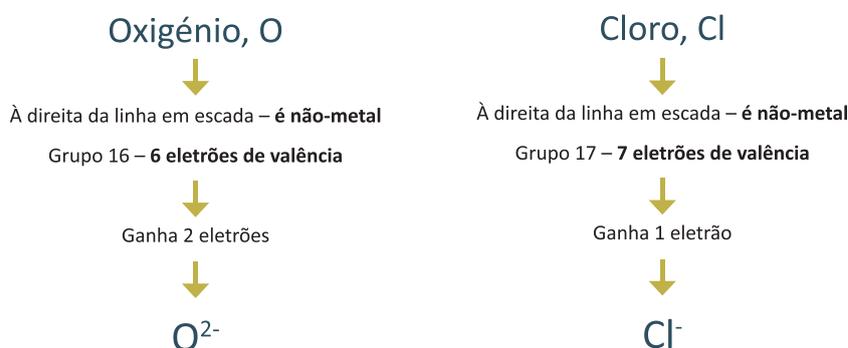
Sabendo a posição de um dado elemento na TP é possível conhecer o tipo de ião que tende a formar. Para isso é necessário extrair da TP duas informações:

- Se é elemento metálico ou não-metálico;
- Qual o número de elétrons de valência.

Átomos de metais tendem a transformar-se em iões positivos, perdendo todos os seus elétrons de valência.



Átomos de elementos não-metálicos tendem a transformar-se em iões negativos, ganhando elétrons até completarem o nível de valência (fica completo com 8 elétrons).

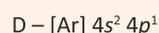
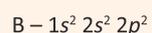
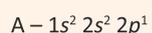


Dada a facilidade com que átomos dos elementos dos grupos mais à esquerda da TP (metálicos) e os dos mais à direita da TP (não-metálicos) formam iões, alguns elementos existem essencialmente na forma de iões. É o caso do sódio, que ocorre na forma de iões Na⁺ em compostos iónicos, por exemplo cloreto de sódio NaCl, iodeto de sódio NaI, óxido de sódio Na₂O.

Questão



Considera as seguintes configurações eletrónicas de átomos:



Indica:

- Os que pertencem ao mesmo período da TP.
- Os que pertencem ao mesmo grupo da TP.
- Que ião tende a formar o átomo D, sabendo que é um elemento metálico?

Resposta: a) A e D pertencem ao mesmo grupo da TP pois têm o mesmo número de elétrons de valência (3 elétrons de valência).

b) A e B pertencem ao mesmo período da TP pois têm os seus elétrons de valência no mesmo nível (nível 2).

c) Como é um elemento metálico perde os seus elétrons de valência, formando o ião D³⁺.

2.3.3 Substâncias elementares e elementos químicos

As substâncias elementares são constituídas por um único elemento. Quando falamos de hidrogénio, enxofre, oxigénio, ferro, mercúrio, etc., podemos estar a referir-nos a elementos ou às substâncias elementares correspondentes. Por exemplo:

Oxigénio (elemento)

Não-metálico

Símbolo químico: **O**

Número atómico: **8**

Massa atómica relativa: **15,9994**

Oxigénio (substância elementar)

Não-metal

Fórmula química: **O₂**

Estado físico: **gasoso**

Ponto de fusão: **-218,79 °C**

Ponto de ebulição: **-182,97 °C**

Mercúrio (elemento)

Metálico

Símbolo químico: **Hg**

Número atómico: **80**

Massa atómica relativa: **32,065**

Mercúrio (substância elementar)

Metal

Fórmula química: **Hg**

Estado físico: **líquido**

Ponto de fusão: **- 38,8 °C**

Ponto de ebulição: **356,7 °C**



Figura 11 – O mercúrio é o único metal líquido à temperatura ambiente e à pressão atmosférica normal.

Sobrevivência e qualidade de vida

Mercúrio nas lâmpadas fluorescentes



As lâmpadas fluorescentes, que são as que consomem menos energia, contêm mercúrio. O mercúrio é um componente essencial ao seu funcionamento e, se a lâmpada estiver intacta, não representa qualquer perigo, pois não se escapa para o exterior.

Este metal está limitado a cinco miligramas e já existem modelos com pouco mais do que um miligrama. Note-se que um termómetro dos mais antigos tem 500 mg de mercúrio, ou seja 100 vezes a massa deste metal presente numa lâmpada fluorescente.

Se a lâmpada se partir, o mercúrio espalha-se. A quantidade libertada é reduzida, mas o mercúrio é muito tóxico. Por isso, deve:

- Arejar-se o local durante quinze minutos, pelo menos;
- Com um pedaço de cartão, varrer-se o vidro partido (que pode conter resíduos de mercúrio) para um frasco de vidro ou para um saco de plástico estanque e fechá-los. Não usar um aspirador, que poderia lançar na atmosfera poeiras contaminadas com mercúrio.
- Lavar o chão com um pano húmido e deitá-lo fora quando terminar.



Revista Proteste 316, 2010 - adaptado

Assim, há que distinguir elementos das respectivas substâncias elementares:

Propriedades dos elementos	Propriedades das substâncias elementares
Número atômico, massa atômica relativa, configuração eletrônica, ...	Estado físico, cor, ponto de fusão, ponto de ebulição, densidade, ...

2.3.4 Alótropos

A TP é o resultado da organização dos elementos químicos. Contudo, muitas vezes, Tabelas Periódicas disponíveis nos livros ou na Internet contêm informação sobre substâncias elementares. Por exemplo, para o elemento oxigénio apresentam o símbolo químico (O) e o número atômico (8), mas também o ponto ebulição da substância elementar oxigénio O₂, que é - 182,97 °C. Curiosamente, já não têm informação sobre o ozono, O₃, outra importante substância elementar constituída pelo elemento oxigénio, cujo ponto de ebulição é -111,9 °C. A estas substâncias elementares diferentes mas que são constituídas pelo mesmo elemento chamam-se **alótropos**. Além do oxigénio e do ozono, existem outras que são álotropos. O diamante e a grafite são substâncias muito diferentes, mas ambas são constituídas somente por carbono, tal como a fullerite, substância constituída por moléculas C₆₀, com a forma de uma bola de futebol.

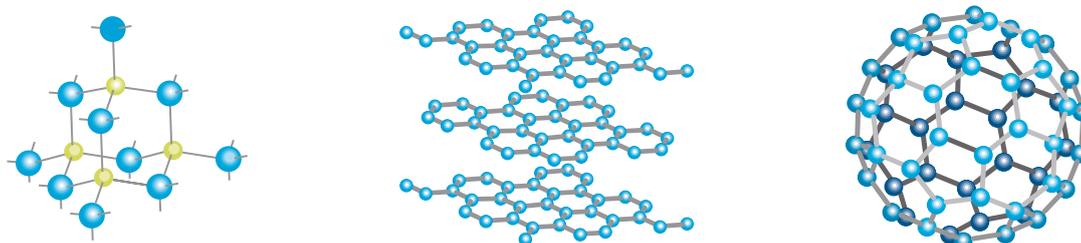


Figura 12 – Estrutura de vários alótropos do elemento carbono: diamante, grafite e fullerite.

Atividade



A figura seguinte mostra parte de uma TP respeitante ao elemento fósforo.

- Identifica o período e o grupo da TP a que pertence este elemento. Justifica a resposta.
- Qual é o número atômico do elemento que, na TP, está ao lado direito do fósforo.
- Escreve a configuração eletrónica completa do fósforo no estado fundamental.
- Indica uma informação presente na figura que possa dizer respeito ao elemento fósforo e uma outra que possa dizer respeito à substância elementar fósforo.
- O fósforo tem três alótropos: o fósforo branco, o fósforo vermelho e o fósforo negro. Qual destes alótropos é considerado na parte da TP representada? Explica com base nos dados da tabela seguinte.

Número atômico	15	30,97	Massa atômica relativa
Ponto de fusão /°C	44	123	Raio atômico/pm
Ponto de ebulição /°C	277	3820	Energia de ionização/kJ mol ⁻¹
P			
[Ne] 3s ² 3p ³			
Fósforo			

	Fórmula química	Cor	Ponto de fusão/°C	Densidade/g cm ⁻³
Fósforo branco	P ₄	Amarelo ou branco	44	1,82
Fósforo vermelho	P ₄	Vermelho	591	2,20
Fósforo negro	P ₄	Cinzento escuro	-	2,50

2.3.5 Metais e não-metais

Em ciências, e em particular na química, é comum classificar, isto é organizar em classes, ou grupos, segundo determinados critérios. Em química, as substâncias elementares, aquelas que são constituídas apenas por um elemento, podem classificar-se de acordo com semelhanças nas suas propriedades ou pelo comportamento químico.

As substâncias elementares podem classificar-se em **metais** e **não-metais**.

Atividade



Para que uma substância elementar seja considerada um metal deverá ter as três características seguintes, em simultâneo: ser bom condutor elétrico; ser maleável; ter brilho.

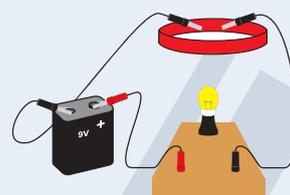
Selecionar e testar:

Algumas das substâncias elementares seguintes podem existir num laboratório de química:

enxofre; chumbo; grafite; cobre; iodo

O objetivo da atividade é classificar cada uma destas substâncias como metal ou não-metal

- Para se verificar a presença de brilho num material, deve raspar-se a superfície, pois pode ter sido oxidado.
- Para testar a maleabilidade, o material deve dobrar-se facilmente sem partir.
- Para testar a condutividade elétrica, pode usar-se um circuito elétrico como o da figura.



Dados e Resultados:

Registar na tabela seguinte os dados obtidos e os resultados da interpretação desses dados.

	Dados			Resultados
	Brilho	Maleabilidade	Condutividade	Metal ou não-metal
Enxofre				
Chumbo				
Grafite				
Cobre				
Iodo				

2.3.6 Famílias de substâncias elementares

As substâncias elementares podem agrupar-se em **famílias**. Foi a partir da organização das substâncias elementares em famílias que se construiu a TP.

Podem estabelecer-se facilmente relações entre grupos da TP e famílias de substâncias elementares.

I – Metais alcalinos

A família dos **metais alcalinos** inclui os metais lítio, Li(s), sódio, Na(s), e potássio, K(s), que, como o nome indica, são metais. Os metais alcalinos reagem violentamente com a água, originando soluções alcalinas, cujos solutos são hidróxidos: hidróxido de lítio, LiOH(s), hidróxido de sódio, NaOH(s), e hidróxido de potássio, KOH(s).



Figura 13 – As substâncias elementares lítio (A), sódio (B) e potássio (C) são metais.

Os metais alcalinos oxidam-se muito facilmente quando expostos ao ar, o que obriga a regras de armazenamento especiais: devem estar imersos em petróleo ou parafina.

II – Metais alcalinoterrosos

A família dos **metais alcalinoterrosos** inclui o magnésio, Mg(s), e o cálcio, Ca(s), que, como o nome indica, são metais e muito abundantes na crosta terrestre. Tal como os metais alcalinos, também reagem com a água e formam soluções alcalinas, embora não tão facilmente.

III – Halogéneos

A família dos **halogéneos** inclui o cloro, Cl₂(g), o bromo, Br₂(l) e o iodo, I₂(s), que são não-metais. Uma das propriedades que estas substâncias têm em comum é a de reagirem facilmente com muitos metais, originando sais.



Figura 14 – As substâncias elementares cloro (A), bromo (B) e iodo(C).

IV – Gases nobres

A família dos **gases nobres** é constituída pelos gases hélio, He(g), néon, Ne(g), árgon, Ar(g), cripton, Kr(g), xénon, Xe(g) e rádio, Rd(g). Têm a particularidade de serem muito pouco reativos e, por isso, são também chamados *gases inertes*. A maioria destes gases existe na atmosfera terrestre embora em proporções mínimas.

Atividade



O sódio é um metal que reage violentamente com a água, segundo a seguinte equação química:



- Qual dos produtos formados na reação confere caráter alcalino à solução obtida?
- Indica outra substância elementar que reaja com a água de forma semelhante. Justifica a resposta e escreve a equação química correspondente.
- Os metais alcalinos devem ser armazenados imersos em petróleo ou em parafina. Caso se pudesse armazenar um destes metais em cloro ou árgon, qual destes gases se deveria escolher? Justifica a resposta.



A.2.4 Tabela Periódica e elementos

O que caracteriza um elemento químico é o respetivo número atómico. Existem outras características que podem ser associadas a elementos químicos, como a massa atómica relativa, A_r , a configuração eletrónica ou o caráter metálico.

2.4.1 Caráter metálico

O **caráter metálico** é uma das poucas características que se pode associar simultaneamente a elementos e a substâncias elementares.

Metais	Não-metais
Os elementos metálicos têm poucos eletrões de valência e formam facilmente iões positivos. (estão à esquerda da linha em escada - Fig 10)	Os elementos não-metálicos têm muitos eletrões de valência e tendem a formar iões negativos. (estão à direita da linha em escada - Fig 10)
As substâncias elementares: - São boas condutoras elétricas; - São maleáveis e dúcteis; - Têm um brilho característico dos metais; - Têm, em geral, elevados pontos de fusão.	As substâncias elementares: - Ou são más condutoras elétricas e térmicas, ou não são maleáveis e dúcteis, ou não têm o brilho característico dos metais; Têm, em geral, baixos pontos de fusão.

Tabela 9 – Propriedades de metais e não-metais.

2.4.2 Reatividade de elementos

A **reatividade** é uma propriedade importante dos elementos. É com base nela que se explica a perigosidade de alguns materiais de uso laboratorial e industrial, como o gás cloro e alguns dos seus compostos, ou o sódio.

A reatividade é relacionável com duas outras propriedades dos elementos: a energia de ionização e a afinidade eletrónica.

A **energia de ionização**, E_i , é a energia mínima necessária para remover um eletrão de um átomo, X, isolado e no estado fundamental, formando um ião monopositivo.



Quanto maior for o valor da energia de ionização menor será a tendência para formar iões positivos.

A **afinidade eletrónica**, E_{ae} , é a energia necessária para remover um eletrão, de um ião mononegativo, X⁻, isolado e no estado fundamental:



Quanto maior for a afinidade eletrónica de um elemento maior será a tendência para formar iões negativos.

De acordo com estas definições, o átomo ou ião em estudo deve estar isolado, porque a proximidade de outros átomos ou iões alteraria, a energia envolvida na remoção ou captação do eletrão. O átomo, ou ião, deve estar também no estado fundamental, uma vez que se assim não for, a energia envolvida será diferente do valor da E_i ou E_{ae} .

A energia de ionização e a afinidade eletrónica são duas propriedades que variam de forma regular na TP.



Figura 15 – Variação genérica da energia de ionização e da afinidade eletrónica na TP.

Nos metais, a reatividade está relacionada com a capacidade de formar iões positivos, isto é, com menores energias de ionização, pelo que os metais mais reativos estão no canto inferior esquerdo da TP.

Isto permite explicar que os metais alcalinos e os metais alcalinoterrosos sejam elementos que, na natureza, não existem na forma atómica, como metais, mas antes na forma de iões, integrando sais.

Nos não-metais, a reatividade está relacionada com a facilidade em formar iões negativos, isto é com afinidades eletrónicas elevadas pelo que os elementos não-metálicos mais reativos estão no canto superior direito da TP. Claro que se excluem os gases nobres, cuja propriedade mais importante é precisamente a sua inércia química, isto é, a não reatividade.

Os halogéneos, em particular o flúor e o cloro, são os elementos mais reativos e encontram-se na natureza principalmente sob a forma de iões negativos integrando sais, como o cloreto de sódio.

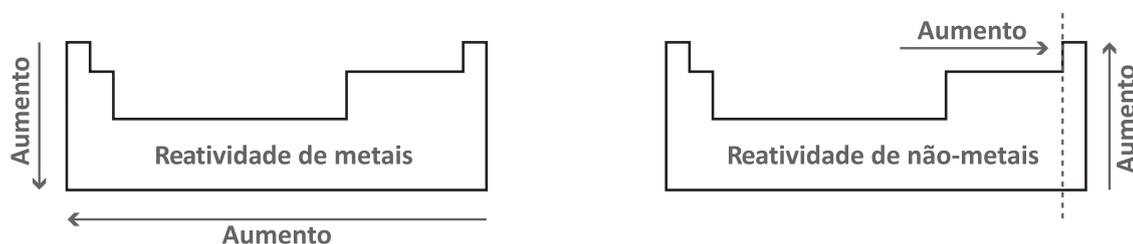


Figura 16 – Variação genérica da reatividade de metais e não-metais na Tabela Periódica.

2.4.3 Essencialidade e toxicidade

Existem outras duas propriedades associáveis aos elementos químicos: a **toxicidade** e a **essencialidade** para os seres vivos.

Existe um conjunto de onze elementos essenciais aos seres vivos. Quatro desses (carbono, hidrogénio, oxigénio e nitrogénio) constituem 99% dos átomos existentes no corpo humano. Dos 1% restantes, cerca de 0,7% correspondem a sete elementos: sódio, magnésio, potássio, cálcio, fósforo, enxofre e cloro. Os restantes 0,3% respeitam aos chamados oligoelementos (elementos presentes em proporções muito pequenas), alguns dos quais se sabe serem também essenciais, como o ferro ou o iodo.

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

Figura 17 – Elementos essenciais.

Se observarmos os elementos essenciais à vida na TP verificamos que a essencialidade está associada a elementos químicos de baixa massa atômica relativa, em geral abaixo de 30.

Sobrevivência e qualidade de vida

Elementos essenciais e alimentação



Existem doenças que estão associadas à carência de certos elementos nos alimentos.

Por isso, é necessário seguir uma dieta alimentar saudável que permita ingerir todos os elementos essenciais.

O quadro seguinte mostra elementos químicos essenciais, doenças resultantes da sua insuficiência e alimentos onde são mais abundantes.



Elemento essencial	Doença resultante de insuficiência	Alimentos em que são mais abundantes
Cálcio	Enfraquecimento dos ossos, espasmos musculares	Leite, laticínios, hortaliças escuras (bróculos)
Flúor	Cárie dentária	Chá, peixe do mar, água
Ferro	Anemia	Carne, peixe, aves, feijão, ervilha
Iodo	Bócio, deficiências na reprodução, atraso mental em crianças	Sal de mesa, peixe do mar, algas, marisco

Contudo, mesmo que os elementos estejam presentes em abundância suficiente na dieta, há situações de insuficiência por outras razões. As mais importantes são:

- Interações com outros elementos presentes na dieta que impedem a absorção ou alteram o processo de incorporação no organismo;
- Doenças, muitas de origem genética, que afetam o metabolismo dos elementos essenciais.

A **toxicidade** está, em geral, associada a substâncias. Por exemplo o ozono, O₃, substância elementar, é tóxico, embora a toxicidade não seja característica intrínseca do elemento oxigénio, O. De facto, a substância oxigénio O₂ não é tóxica.

Já no caso do elemento mercúrio, Hg, a toxicidade pode considerar-se intrínseca, pois esta característica é quase sempre independente da forma em que este elemento se encontra, por exemplo metal ou composto iónico.

A toxicidade pode, assim, ser associada a determinados elementos. E tal como a essencialidade, também a toxicidade se pode relacionar com o tamanho dos átomos. Com efeito, muitos elementos tóxicos importantes têm massas atómicas relativas elevadas. Por exemplo, os chamados **metais pesados** são elementos químicos cuja toxicidade para o ser humano é bem conhecida. Incluem o mercúrio, o chumbo e o cádmio.

Mercúrio – Acumula-se no fígado, rins, cérebro, coração e pulmões. Pode provocar tumores.

Chumbo – Acumula-se nos tecidos moles, particularmente no cérebro. Provoca alterações no sistema nervoso central e no funcionamento dos rins.

Cádmio – Inibe o crescimento e deforma o esqueleto.

Os metais pesados não são facilmente eliminados através das funções normais do nosso organismo, pelo que tendem a acumular-se. Diz-se que têm um **efeito cumulativo**.

1																	18
H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Ds	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

Figura 18 – Elementos tóxicos. Vermelho: muito tóxico; Laranja: tóxico; Amarelo; pouco tóxico.

A toxicidade está por vezes relacionada com a semelhança de propriedades de elementos. Por exemplo, o cádmio e o zinco pertencem ao mesmo grupo da TP, o nosso organismo «confunde-os», usando o cádmio em vez do zinco em certas enzimas, o que provoca doenças graves.

Os elementos chumbo e cálcio não pertencem ao mesmo grupo da TP, mas julga-se que o envenenamento por chumbo é devido a eventuais semelhanças deste com o cálcio. O chumbo poderá entrar na constituição do esqueleto em vez do cálcio.

Atividade



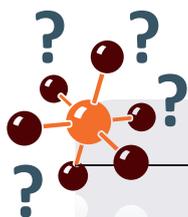
Lê as questões apresentadas no início deste subtema.

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. A partícula subatômica que se encontra no núcleo com carga positiva é:
- A. Eletrão B. Protão C. Neutrão D. Positrão

Exame Nacional, TL – Adaptado

2. Assinala a única afirmação falsa:

- A. Na zona exterior ao núcleo encontram-se os eletrões.
B. A parte do átomo que determina a sua massa é o núcleo.
C. A carga do eletrão é igual à do protão mas de sinal contrário.
D. As partículas subatômicas no núcleo são os eletrões e os protões.

3. Completa a tabela, substituindo as letras por números.

Ião	Número de protões	Número de eletrões
Cl ⁻	17	A
Ba ²⁺	B	54
S ²⁻	C	18
Al ³⁺	13	D

4. Um mesmo átomo pode formar iões com cargas diferentes. O ferro forma os iões Fe²⁺ e Fe³⁺. Sabendo que o átomo de ferro tem 26 protões, indica o número de eletrões em cada um dos seus iões.

5. Quando se compara o átomo de enxofre com o ião sulfureto, S²⁻, verifica-se que o segundo possui ...:

- A. ...um eletrão a mais e o mesmo número de neutrões.
B. ...dois neutrões a mais e o mesmo número de eletrões.
C. ...um eletrão a mais e o mesmo número de protões.
D. ...dois eletrões a mais e o mesmo número de protões.

FUVEST, Brasil – Adaptado

6. A diferença entre o número de massa de um átomo e o seu número atómico fornece o número de...:

- A. ...protões B. ...neutrões C. ...eletrões D. ...positrões

7. A característica principal de um elemento químico é um dos números das opções seguintes, que deves selecionar:

- A. ...número de neutrões. B. ...número atómico, Z. C. ...número de massa, A. D. ...número de eletrões

8. Um átomo apresenta a seguinte estrutura:

Protões = 18 Neutrões = 22 Eletrões = 18

O número de massa deste átomo é um dos seguintes, que deves escolher: A. 4 B. 18 C. 22 D. 40

9. Assinala a única afirmação que é falsa:

- A. A soma do número de protões com o de neutrões de um átomo é o número de massa desse átomo.
B. Átomos do mesmo elemento químico têm sempre o mesmo número de neutrões.
C. Átomos de um mesmo elemento, com diferentes números de massa, são chamados isótopos.
D. O número atómico é o número de protões no núcleo.

10. Completa a tabela, substituindo as letras por números.

Átomo	Nº de protões	Nº de eletrões	Nº de neutrões	Nº de massa
Flúor	9	A	B	19
Iodo	C	D	74	127

11. O urânio tem um isótopo radioativo que se encontra na natureza. No átomo de urânio ²³⁴₉₀U o número de neutrões é:

- A. 142 B. 145 C. 144 D. 147

Exame Nacional, TL – Adaptado

12. Considera as seguintes representações de átomos:



a) Indica qual o átomo que não tem neutrões na sua constituição.

b) Indica dois átomos que tenham um neutrão na sua constituição.

c) Completa as frases:

Os átomos A, B e C têm o mesmo número de _____, mas diferente número de _____, por isso designam-se por isótopos. Os átomos D e E são _____ do elemento hélio.

13. Considere os seguintes átomos (as letras não representam símbolos químicos):



Indica, justificando:

a) Os que pertencem ao mesmo elemento químico;

b) Os que têm o mesmo número de neutrões.

14. Assinala as afirmações verdadeiras relativas ao modelo quântico:

A. Os eletrões ocupam órbitas circulares em torno do núcleo.

B. O comportamento dos eletrões é descrito por orbitais.

C. As energias dos eletrões podem ter quaisquer valores.

D. A energia dos eletrões está quantizada.

15. Das afirmações seguintes indica a única que é falsa:

A. A uma determinada energia do eletrão do átomo H corresponde um nível de energia.

B. Nos átomos de hidrogénio, as transições do nível $n = 2$ para o nível $n = 1$ envolvem mais energia que as transições do nível $n = 3$ para o nível $n = 2$.

C. O valor mínimo da energia do eletrão no átomo de hidrogénio é zero.

D. As transições entre níveis obrigam à emissão ou absorção de energia.

16. O esquema ao lado diz respeito ao átomo de hidrogénio.

a) Em que nível deve estar o eletrão para se encontrar no estado fundamental?

b) Indica um nível que corresponda a um estado excitado.

c) O eletrão tem mais energia no nível 3 ou no nível 4?

d) Das afirmações seguintes assinala as verdadeiras e as falsas.

A. A energia da transição A é, em valor absoluto, menor do que a energia da transição B.

B. A transição B ocorre por absorção de energia pelo átomo de hidrogénio.

C. A transição A corresponde a uma desexcitação e a B a uma excitação do átomo.

D. A transição A corresponde a uma desexcitação, com absorção de energia.

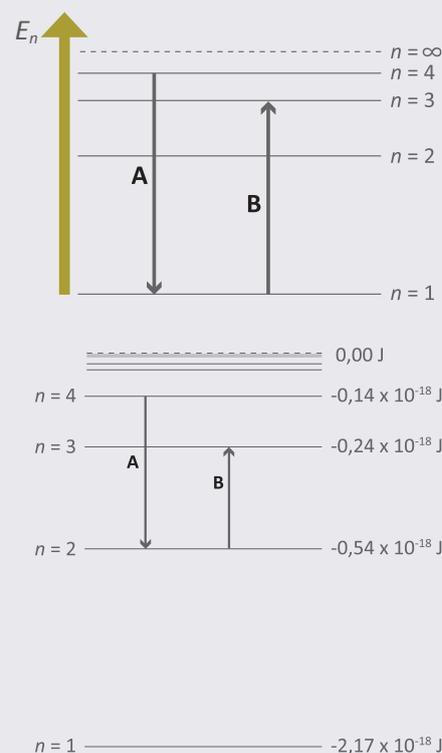
17. O esquema ao lado representa os vários níveis de energia para o eletrão no átomo de hidrogénio, bem como algumas transições eletrónicas.

a) A transição A diz respeito a uma excitação ou a uma desexcitação?

b) Calcula a energia envolvida na transição B.

c) Se o eletrão estiver no nível 3, qual é a energia necessária para o remover?

d) O que significa dizer que a energia dos eletrões está quantizada?



18. Em relação às seguintes representações de orbitais:



- Quais são orbitais do tipo s ?
- O que representam os pontos em B?
- Onde é maior a probabilidade de encontrar o eletrão na orbital A?

19. A configuração eletrónica do átomo $_{15}\text{P}$ no estado fundamental é...

- A. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ B. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^4 3p^2$ C. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ D. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^5$

Exame Nacional, TL – Adaptado

20. As configurações eletrónicas seguintes são de átomos do mesmo elemento:

- A. $1s^2 2s^1 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^2$ B. $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$ C. $1s^2 2s^3 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$

- Qual é o número atómico do elemento considerado?
- Qual é a configuração eletrónica que corresponde ao estado fundamental?
- Qual é a configuração eletrónica que corresponde a um estado excitado?
- Qual é a configuração eletrónica impossível?

21. Escreve a configuração eletrónica dos seguintes átomos ou iões no estado fundamental:

- a) $_{3}\text{Li}^+$ b) $_{20}\text{Ca}$ c) $_{16}\text{S}^{2-}$ d) $_{10}\text{Ne}$

22. Considera os átomos cujas configurações eletrónicas, no estado fundamental, são:

- A. $1s^2 2s^2$ B. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ C. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

- Indica o número de níveis de energia de cada um.
- Indica o número de eletrões de valência de cada um.
- Escreve uma configuração eletrónica para o átomo C num estado excitado.

23. As configurações eletrónicas seguintes dizem respeito a átomos.

- X – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ W – $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^2 2p_z^1$ Z – $1s^2 2s^2 3s^2$

- Indica os átomos cujas configurações eletrónicas são do estado fundamental.
- Quantos eletrões de valência existem em Z?
- Quantas orbitais p existem em X?

24. Das seguintes afirmações, identifica as verdadeiras.

- As orbitais do tipo s têm dois lóbulos.
- No mesmo átomo, a energia de uma orbital $2p$ é inferior à energia da orbital $3s$.
- Nos átomos de hidrogénio as orbitais $1s$ e $2s$ têm a mesma energia.
- Numa orbital s a probabilidade de encontrar o eletrão diminui quando aumenta a distância ao núcleo.
- Orbitais do tipo p do mesmo nível têm todas a mesma energia.
- As orbitais $2p_y$ e $2p_x$ são diferentes na forma.

25. A figura seguinte refere-se ao oxigénio numa Tabela Periódica.

- Com base nesta informação, indica o número de eletrões de valência e de níveis de energia do oxigénio no estado fundamental.
- O que significará o número -2, indicado por cima da cruz?

<p>8 Oxygen +</p>	<p>-2</p>	<p>0</p>
<p>$1s^2 2s^2 2p^4$</p>		
<p>3P_2 15.9994</p>		

35. Associa as designações da coluna A às afirmações da coluna B.

A	B
a) Família dos metais alcalinos	1 – São muito pouco reativos.
b) Família dos metais alcalinoterrosos	2 – São abundantes na crosta terrestre.
c) Família dos halogéneos	3 – São metais.
d) Família dos gases nobres	4 – Reagem violentamente com a água.
	5 – Reagem facilmente com metais formando sais.
	6 – São não-metais.

36. Considera as seguintes informações:

A – Número atómico B – Raio atómico C – Ponto de fusão D – Ponto de ebulição
E – Símbolo químico F – Estado físico G – Fórmula química H – Massa atómica relativa

Quais dizem respeito a: i) elementos químicos ii) substâncias elementares.

37. Em 1985 foi descoberta uma forma alotrópica do carbono, de fórmula C_{60} , chamada fullerite. O carbono já era conhecido em duas formas alotrópicas: a grafite e o diamante.

a) O que têm de comum a fullerite, o diamante e a grafite?

b) O oxigénio também existe em duas formas alotrópicas, que são ...:

A. ...oxigénio e azoto. B. ...oxigénio e ozono. C. ...azoto e ozono. D. ...oxigénio e hidrogénio.

38. Os elementos menos reativos da tabela periódica são os...

A. ...metais alcalinos B. ...metais alcalinoterrosos C. ...gases nobres D. ...halogéneos

39. Elementos no mesmo grupo têm semelhanças...:

A. ... na massa atómica relativa B. ... na toxicidade
C. ... na reatividade química D. ... nos níveis de energia

40. Considera as seguintes propriedades:

A – Energia de ionização B – Ponto de fusão C – Toxicidade
D – Afinidade eletrónica E – Estado físico F – Carácter metálico

Quais dizem respeito a:

i) elementos químicos ii) substâncias elementares iii) elementos químicos e substâncias elementares

41. Das afirmações seguintes, seleciona a única que é falsa.

A – Quanto maior for a energia de ionização, maior é a facilidade em formar iões positivos.

B – A maioria dos elementos essenciais à vida têm baixa massa molecular relativa.

C – Os elementos não-metálicos formam facilmente iões negativos.

D – Os gases nobres são elementos muito pouco reativos.

42. Ordena os conjuntos de elementos seguintes por ordem crescente de energia de ionização:

a) ${}_{11}\text{Na}$; ${}_{19}\text{K}$; ${}_{3}\text{Li}$ b) ${}_{12}\text{Mg}$; ${}_{14}\text{Si}$; ${}_{11}\text{Na}$.

43. Ordena os conjuntos de elementos seguintes por ordem crescente de afinidade eletrónica:

a) ${}_{17}\text{Cl}$; ${}_{9}\text{F}$; ${}_{35}\text{Br}$ b) ${}_{8}\text{O}$; ${}_{7}\text{N}$; ${}_{9}\text{F}$

44. Ordena os conjuntos de elementos seguintes por ordem crescente de reatividade:

a) ${}_{11}\text{Na}$; ${}_{19}\text{K}$; ${}_{3}\text{Li}$ b) ${}_{17}\text{Cl}$; ${}_{53}\text{I}$; ${}_{35}\text{Br}$ c) ${}_{8}\text{O}$; ${}_{9}\text{F}$; ${}_{10}\text{Ne}$

45. O cádmio é um elemento tóxico. Das alternativas entre parêntesis, escolhe as que permitam obter uma explicação adequada para este facto.

«O cádmio e o zinco pertencem ao mesmo (grupo/período) da Tabela Periódica, tendo um comportamento químico (semelhante/diferente), por isso o nosso organismo (confunde-os/distingue-os) utilizando o (zinco/cádmio) em vez do (zinco/cádmio).»

46. De entre os elementos cádmio, zinco, ferro, chumbo, escolhe os que poderiam ser encontrados no lixo doméstico, mesmo em teores elevados, sem que isso representasse graves problemas ambientais.

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