



# Ámbito científico tecnolóxico

Educación a distancia semipresencial

## Módulo 2

Unidade didáctica 6

## A materia (II)

# Índice

---

<b>1.</b>	<b>Introdución.....</b>	<b>3</b>
1.1	Descrición da unidade didáctica.....	3
1.2	Coñecementos previos.....	3
1.3	Obxectivos.....	4
<b>2.</b>	<b>Secuencia de contidos e actividades .....</b>	<b>5</b>
2.1	Estrutura atómica da materia. Modelos atómicos .....	5
2.1.1	Primeiras referencias ao átomo: século V a. C. ....	6
2.1.2	Modelo atómico de Dalton: principios do século XIX .....	6
2.1.3	Modelo atómico de Thomson: finais do século XIX .....	7
2.1.4	Modelo atómico de Rutherford: principios do século XX.....	8
2.1.5	Modificacións ao modelo de Rutherford: modelo atómico actual.....	10
2.2	Número atómico, número másico e isótopos .....	12
2.2.1	Número atómico (Z) e número másico (A) .....	12
2.2.2	Isótopos. Radioactividade .....	15
2.3	Masa atómica .....	19
2.4	Ións.....	21
2.5	Configuración electrónica .....	23
2.6	Sistema periódico dos elementos químicos .....	26
2.6.1	Sistema periódico actual .....	27
2.6.2	Gases nobres, metais, non metais e metaloides .....	30
2.7	Enlace químico .....	35
2.7.1	Enlace iónico.....	35
2.7.2	Enlace covalente.....	39
2.7.3	Enlace metálico.....	45
2.8	Forzas intermoleculares .....	47
<b>3.</b>	<b>Actividades finais.....</b>	<b>49</b>
3.1	Estrutura atómica da materia. Modelos atómicos .....	49
3.2	Número atómico, número másico e isótopos .....	50
3.3	Masa atómica, ións e configuración electrónica.....	51
3.4	Táboa periódica.....	53
3.5	Enlace químico .....	55
<b>4.</b>	<b>Solucionario.....</b>	<b>57</b>
4.1	Solucións das actividades propostas .....	57
4.2	Solucións das actividades finais.....	63
<b>5.</b>	<b>Glosario.....</b>	<b>68</b>
<b>6.</b>	<b>Bibliografía e recursos .....</b>	<b>69</b>
<b>7.</b>	<b>Anexo. Licenza de recursos .....</b>	<b>71</b>

# 1. Introducción

---

## 1.1 Descripción da unidade didáctica

Un modelo é unha representación aproximada da realidade que nos permite explicar as observacións realizadas ata ese instante sobre un fenómeno determinado. Mesmo permite facer predicións sobre o comportamento futuro dese modelo para ser comprobadas e verificadas con novas observacións. No momento no que se observan comportamentos que non poden ser explicados, o modelo debe ser revisado, modificado ou substituído por un novo modelo que, ademais de explicar os novos feitos, xustifique os anteriores.

O estudo da natureza da materia foi desenvolvéndose ao longo dos últimos vinte e cinco séculos, desde os filósofos gregos ata os mellores científicos da actualidade.

Coñeceremos os diferentes modelos, e iso vainos permitir entender mellor a descontinuidade da materia e introducírmonos no universo do átomo e das partículas que o forman.

Da mesma maneira que entendemos necesaria a organización dos libros nunha biblioteca para facilitar a súa localización, o descubrimento paulatino dos máis de cen elementos químicos fixo necesaria a creación dunha táboa periódica onde estes estiveran ordenados. A relevancia da táboa periódica estriba no feito de presentar os elementos coñecidos dun xeito que sexan facilmente comprensibles. Esta orde pode ser de grande utilidade na medida en que ofrece moita información no que respecta aos constitutivos básicos da materia.

Por último, esta unidade tratará de explicarnos as semellanzas e diferenzas entre os distintos tipos de unións existentes entre os átomos e as moléculas das substancias e como estes enlaces condicionan as propiedades, tanto físicas como químicas, dos compostos formados.

## 1.2 Coñecementos previos

Para poder desenvolver esta unidade deberemos ter claros certos conceptos e habilidades adquiridas en bloques anteriores.

- Repase os contidos acerca da materia, das súas propiedades e os estados de agregación da materia explicados con anterioridade.
- Tamén resultará conveniente revisar as magnitudes, unidades, cambio de unidades e operacións con potencias de base 10.

## 1.3 Obxectivos

- Coñecer os diferentes modelos atómicos existentes ao longo da historia.
- Recoñecer que os modelos atómicos son instrumentos interpretativos das distintas teorías e a necesidade da súa utilización para a interpretación e comprensión da estrutura interna da materia.
- Coñecer as unidades de medida de masa para átomos e as súas partículas constituíntes.
- Interpretar a ordenación dos elementos na táboa periódica e recoñecer os máis relevantes a partir dos seus símbolos.
- Relacionar as propiedades dun elemento coa súa posición na táboa periódica e a súa configuración electrónica.
- Analizar a utilidade científica e tecnolóxica dos isótopos radioactivos.
- Interpretar os distintos tipos de enlace químico a partir da configuración electrónica dos elementos implicados e a súa posición na táboa periódica.
- Describir como se unen os átomos para formar estruturas máis complexas e explicar as propiedades das agrupacións resultantes.
- Xustificar as propiedades dunha substancia a partir da natureza do seu enlace químico.

## 2. Secuencia de contidos e actividades

---

### 2.1 Estrutura atómica da materia. Modelos atómicos

#### Introdución

Na natureza existen moitas substancias. Cada unha delas posúe unhas propiedades características que a diferencian doutras. Na unidade anterior estudamos as diferentes propiedades da materia e os posibles estados nos que podemos encontrala. Por que os corpos teñen propiedades diferentes? Por que podemos atopar unha substancia nun ou outro estado?

A **teoría cinético-molecular** establecía a posibilidade de que todas as substancias estiveran constituídas por *pequenas partículas*, o que explicaría, en base á maior ou menor forza de atracción entre elas, a existencia dos diferentes estados da materia. Pero a existencia destas pequenas partículas supón admitir que a materia non é divisible indefinidamente, senón que existe un límite a esa división.

Se collemos un anaco de papel e o partimos pola metade, teremos dúas metades; se collemos unha desas metades e a volvemos partir pola metade, e repetimos esta operación indefinidamente, chegaría un momento no que non poderíamos seguir dividindo?, existiría unha unidade mínima coas propiedades do papel?

Na actualidade, centos, miles de traballos científicos avalan a idea de que esas partículas que forman as diferentes substancias están formadas por diminutas partículas indivisibles chamadas **átomos**. Agora ben, estas pequenas partículas serán todas iguais? É posible dividilas noutras máis pequenas?

Desde hai máis de 2.500 anos, homes e mulleres trataron de dar respostas a todas estas incógnitas. É importante, polo tanto, estudar e entender a evolución histórica do átomo para posteriormente centrámonos no modelo que está vixente na actualidade e que nos fará comprender como é por dentro toda a materia que temos ao noso redor.

### 2.1.1 Primeiras referencias ao átomo: século V a. C.

As primeiras referencias bibliográficas que podemos atopar acerca do átomo trasládannos á Grecia do século V a. C. Nese momento, baseándose unicamente en ideas e suposicións, sen ningún tipo de experimentación nin metodoloxía científica, un conxunto de filósofos da antiga Grecia, entre os que cabe destacar a **Leucipo e Demócrito**, supuxeron que un anaco de

materia, despois de ser dividido moitas veces, chegaría a un límite, chegaríamos a ter unha partícula moi pequena coas propiedades desa materia, pero que non se podería dividir máis veces. Esta diminuta partícula indivisible recibiu o nome de **átomo** (*a = sen, tomon = corte*. É dicir, sen corte ou algo que non se



pode dividir).



Porén, **Aristóteles**, que gozaba de gran prestixio, recollendo ideas propias e doutros filósofos, estableceu que todas as substancias da natureza estaban formadas por mesturas de catro elementos: **auga, aire, terra e lume**.


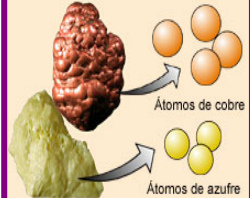
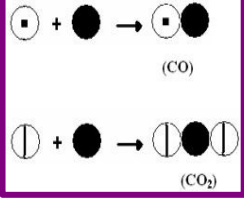
A gran reputación que posuía Aristóteles naqueles momentos fixo que ninguén cuestionase as súas ideas e que os átomos foran esquecidos durante máis de 2.000 anos.

### 2.1.2 Modelo atómico de Dalton: principios do século XIX

Durante moitos séculos non se puido demostrar a existencia dos átomos, foi necesario chegar ata principios do século XIX para que **John Dalton**, no ano 1808, publicase a súa teoría recuperando as antigas ideas de Leucipo e Demócrito.

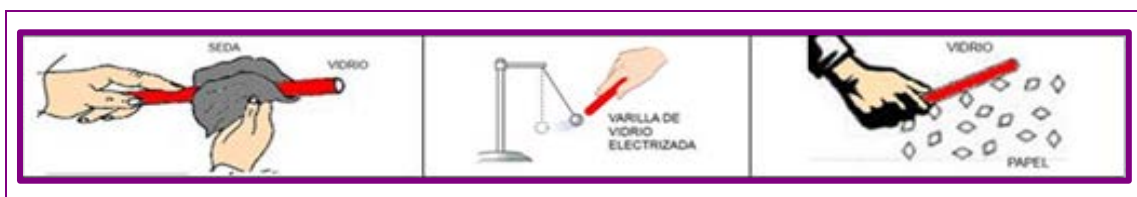
As ideas de Dalton, a diferenza das dos filósofos gregos, estaban fundamentadas nunha serie de experiencias científicas e múltiples medicións:

<b>Modelo atómico de Dalton</b>	<i>A materia está formada por minúsculas esferas compactas e indivisibles: os átomos.</i>
	<i>Os átomos dun mesmo elemento químico son iguais entre si (mesma masa e mesmas propiedades), pero diferentes aos átomos dos demais elementos.</i>
	<i>Os compostos químicos fórmanse ao unírense os átomos de dous ou máis elementos.</i>
	<i>Nas reaccións químicas, os átomos non se crean nin se transforman, só mudan as unións entre eles.</i>

John Dalton (1766-1844)	2º postulado	Representación de elementos	Compostos químicos															
		<table border="0"> <tr> <td>• Hidrógeno</td> <td>⊕ Azufre</td> <td>Ⓛ Plomo</td> </tr> <tr> <td>⊖ Nitróxeno</td> <td>Ⓜ Magnesio</td> <td>Ⓢ Platá</td> </tr> <tr> <td>Ⓢ Carbono</td> <td>Ⓜ Hierro</td> <td>Ⓞ Oro</td> </tr> <tr> <td>⊖ Oxíxeno</td> <td>Ⓩ Cinc</td> <td>Ⓜ Mercurio</td> </tr> <tr> <td>Ⓜ Fósforo</td> <td>Ⓢ Cobre</td> <td>Ⓞ Calcio</td> </tr> </table>	• Hidrógeno	⊕ Azufre	Ⓛ Plomo	⊖ Nitróxeno	Ⓜ Magnesio	Ⓢ Platá	Ⓢ Carbono	Ⓜ Hierro	Ⓞ Oro	⊖ Oxíxeno	Ⓩ Cinc	Ⓜ Mercurio	Ⓜ Fósforo	Ⓢ Cobre	Ⓞ Calcio	
• Hidrógeno	⊕ Azufre	Ⓛ Plomo																
⊖ Nitróxeno	Ⓜ Magnesio	Ⓢ Platá																
Ⓢ Carbono	Ⓜ Hierro	Ⓞ Oro																
⊖ Oxíxeno	Ⓩ Cinc	Ⓜ Mercurio																
Ⓜ Fósforo	Ⓢ Cobre	Ⓞ Calcio																

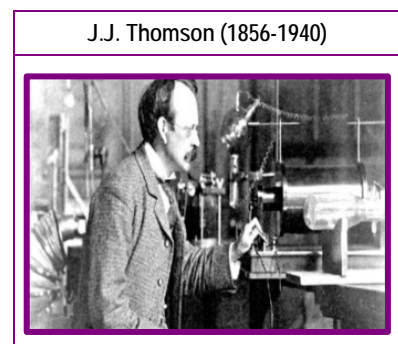
### 2.1.3 Modelo atómico de Thomson: finais do século XIX

A teoría de Dalton foi moi útil para explicar o comportamento das substancias nas transformacións químicas, pero os fenómenos de electrización (por rozamento, por contacto etc.) puxeron de manifesto a natureza eléctrica da materia.

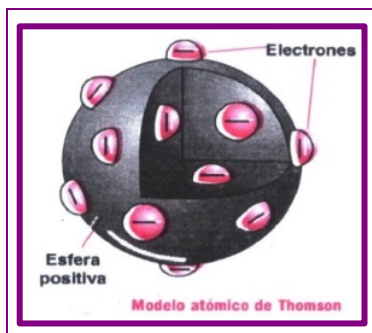


En 1897, o físico británico *J.J. Thomson*, mediante unha serie de experimentos e investigacións, demostrou a existencia de partículas con carga eléctrica negativa, de masa moito menor que a masa do átomo e iguais nos átomos de todos os elementos: o **electrón**.

Pero se a materia é electricamente neutra (sen carga), os átomos tamén deben ser neutros. Polo tanto, dentro do átomo tamén debe existir carga positiva que compense a carga negativa dos electróns.



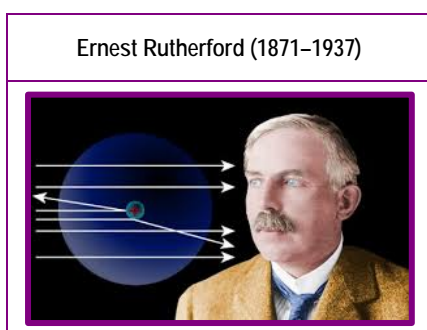
Outra das consecuencias do descubrimento do electrón foi que o modelo de átomo indivisible, proposto por Dalton, deixou de ser válido por existir no seu interior estas partículas máis pequenas cargadas negativamente.



Thomson supuxo que o átomo debía ser unha esfera maciza e homoxénea, cargada positivamente, na cal se atopan incrustados os electróns. Desta forma, a carga negativa dos electróns ( $q_{e^-} = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ ) estaría compensada coa carga positiva do resto do átomo, resultando un átomo neutro.

### 2.1.4 Modelo atómico de Rutherford: principios do século XX

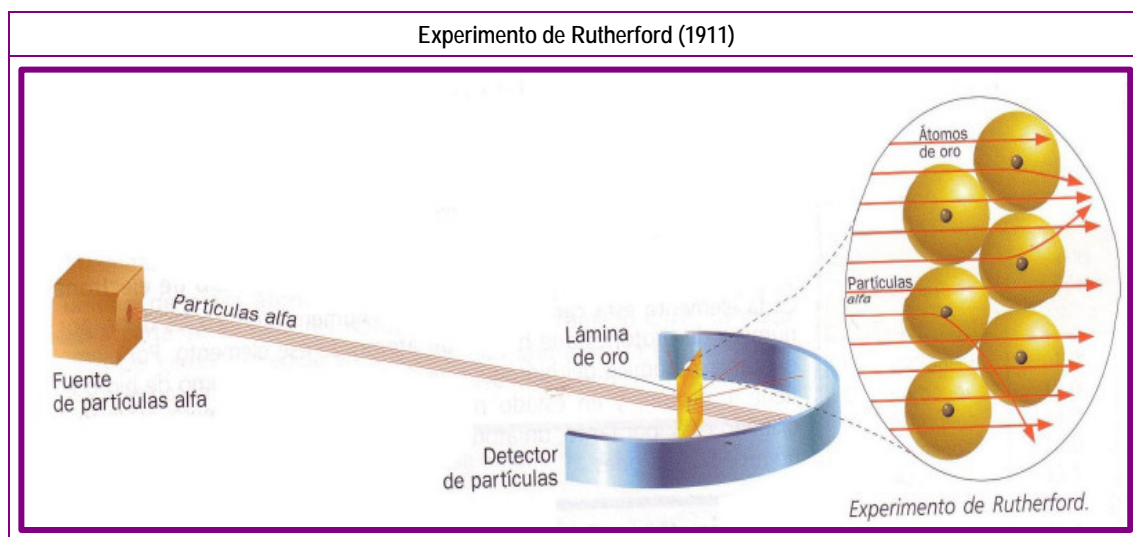
O modelo atómico de Thomson tivo unha grande aceptación durante unha década, pero os científicos da época non cesaban no seu estudo acerca da estrutura do átomo.



En 1911, o físico e químico inglés Ernest Rutherford realizou un experimento que consistía en bombardear con partículas cargadas positivamente (partículas  $\alpha$ ) unha lámina de ouro moi fina.

Observou que a maior parte das partículas  $\alpha$  atravesaban a lámina de ouro sen modificaren a súa traxectoria, unhas poucas atravesaban a lámina

cunha lixeira desviación e, por último, unha cantidade moi pequena das partículas  $\alpha$  rebotaban e volvían en sentido contrario.





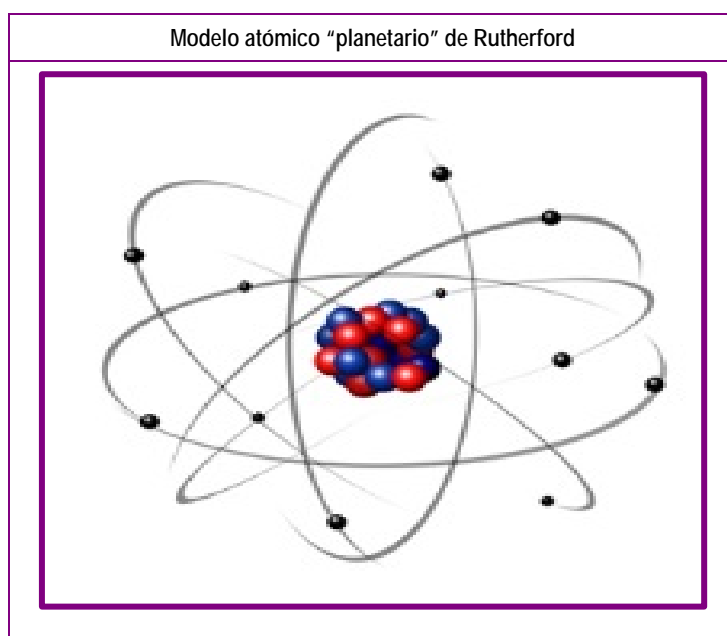
A interpretación que fixo Rutherford dos resultados do experimento realizado foi a seguinte:

- O átomo debe estar oco na súa maior parte e, por iso, a maioría das partículas positivas lanzadas atravesan a lámina sen seren desviadas.
- Algunhas partículas desviábanse lixeiramente ao pasaren cerca dunha zona compacta, onde se concentraba toda a carga positiva e case toda a masa, que denominou **núcleo**, e eran repelidas. As partículas positivas que formaban o núcleo recibiron o nome de **protóns** ( $q_p = +1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ ).
- As poucas partículas que saían rebotadas eran aquelas que se dirixían directamente cara a algún núcleo e eran repelidas, volvendo en sentido oposto.

A partir destes resultados, Rutherford propuxo un novo modelo atómico coñecido co nome de “modelo planetario”:

<b>Modelo atómico de Rutherford</b>	O átomo está formado por un núcleo moi pequeno e unha codia.
	No núcleo está concentrada toda a carga positiva (protóns) e a maior parte da masa do átomo.
	Fóra do núcleo, na codia, están os electróns xirando a gran velocidade arredor deste.

Poucos anos despois descubríronse os **neutróns** localizados no núcleo, sen carga ( $q_n = 0 \text{ C}$ ), e cunha masa case igual á do protón.

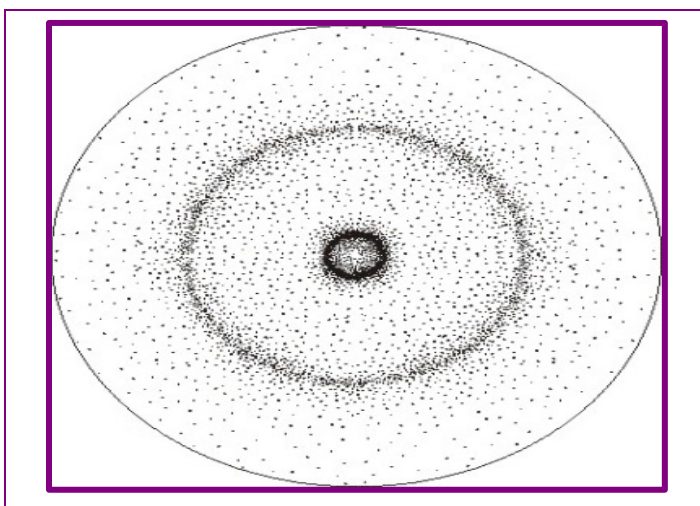
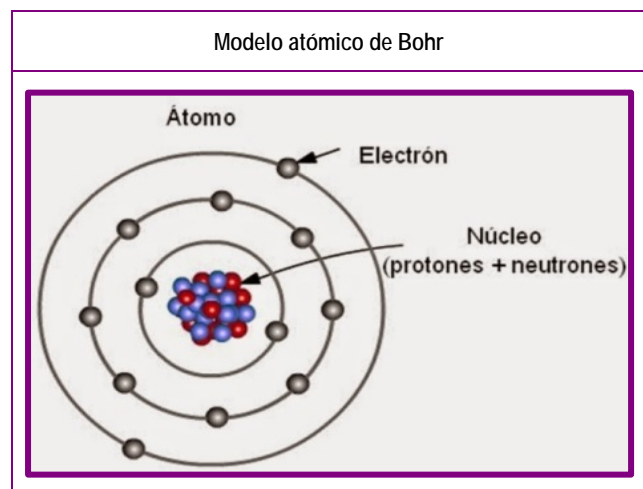


## 2.1.5 Modificacións ao modelo de Rutherford: modelo atómico actual

Novos experimentos científicos deron lugar a que o físico danés **Niels Bohr** realizara, no ano 1913, modificacións ao modelo proposto por Rutherford. Bohr supuxo que os electróns, situados na codia, deberían estar xirando en órbitas arredor do núcleo só en determinadas capas ou niveis (non a calquera distancia do núcleo). Ademais, indica que os electróns irán enchendo cada unha das órbitas ocupando primeiro os niveis máis achegados ao núcleo e cun número máximo de electróns de  $2n^2$  en cada nivel, onde **n** representa o número de nivel 1, 2, 3 etc.

1º nivel	2º nivel	3º nivel	4º nivel
2 electróns	8 electróns	18 electróns	32 electróns

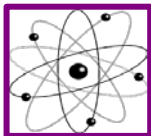
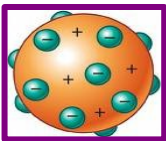
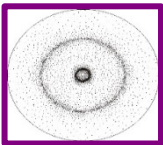

O modelo atómico actual foi desenvolvido ao longo do século XX, nel descríbese un átomo composto por un núcleo onde se atopan os protóns (con carga positiva) e neutróns (electricamente neutros), e unha codia onde se localizan os electróns (con carga negativa e unha masa 10.000 veces menor cá dos protóns e neutróns), pero onde non existen órbitas ou niveis ben definidos, senón que existen rexións do espazo, denominadas orbitais (s, p, d e f), nas que é moi probable atopar o electrón xirando arredor do núcleo.



Esta maior probabilidade indícase no debuxo con máis ou menos puntos, a maior cantidade de puntos maior será a probabilidade de atopar alí o electrón.

## Actividades propostas

- S1. Indique cantos anos pasaron desde que Leucipo e Demócrito enunciaron as súas ideas acerca do átomo ata os nosos días.
- S2. Relacione os diferentes debuxos co nome correcto do modelo atómico correspondente, colocando a letra elixida no lugar adecuado.

Letra	Debuxo	Letra	Modelo
A			Modelo de Rutherford
B			Modelo de orbitais
C			Modelo de Dalton
D			Modelo de Thomson

- S3. En que século se falou por primeira vez de orbitais?
- S4. Ordene cronoloxicamente o descubrimento das partículas que forman os átomos.

Protón	Neutrón	Electrón

- S5. Segundo o modelo de Bohr, cantos electróns poden colocarse no 1º nivel? E no 2º nivel?

## 2.2 Número atómico, número másico e isótopos

Agora que coñecemos a estrutura dos átomos, xorde a dúbida de se os átomos de todos os elementos son iguais entre si ou se, polo contrario, podemos diferenciar uns elementos doutros atendendo ao tipo de átomo que teña cada un.

### 2.2.1 Número atómico (Z) e número másico (A)

#### Número atómico (Z)

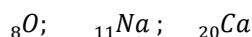
Efectivamente, cada átomo ten un “DNI” que o identifica cun determinado elemento. A identidade de cada átomo vén dada polo seu número de protóns, xa que este é fixo para todos os átomos dun mesmo elemento.

*O número de protóns dun átomo denomínase **número atómico** e representámolo coa letra **Z**.*

Así, cando dicimos que o número atómico, Z, dun átomo de oxíxeno é 8, estamos indicando que todos os átomos de oxíxeno teñen 8 protóns no seu núcleo e, á inversa, que se un átomo ten 8 protóns, daquela podemos asegurar que se trata dun átomo de oxíxeno.

Ademais, cúmprese que, en calquera átomo neutro, o número de protóns (carga positiva) coincide co número de electróns (carga negativa).

O número atómico represéntase cun subíndice colocado na parte inferior esquerda do símbolo do elemento correspondente, así, se os números atómicos do oxíxeno, do sodio e do calcio son: Z = 8, Z = 11 e Z = 20 respectivamente, representarémolos como:



Con isto estamos indicando que:

	Oxíxeno (O)	Sodio (Na)	Calcio (Ca)
Número de protóns	8	11	20
Número de electróns	8	11	20

## Número másico (A)

O número **de protóns máis neutróns** que ten un átomo no núcleo denomínase **número másico** e representámolo coa letra **A**.

O número másico dános idea da masa dun átomo, xa que os protóns e neutróns teñen unha masa moito maior cós electróns. Representátese cun superíndice colocado na parte superior esquerda do símbolo do elemento correspondente, así, se o número másico dun átomo de calcio é:  $A = 41$ , representarémolo da forma seguinte:



O número de neutróns “**N**” dun átomo podémolo calcular mediante: **A – Z**.

Unha vez definidos os conceptos de número atómico e número másico, xa podemos escribir toda a información referente ao número de partículas que contén un determinado átomo, acompañando o seu símbolo de A e Z. Desta forma, un determinado átomo de ferro que ten no seu núcleo 26 protóns e 30 neutróns terá a seguinte representación:  ${}^{56}_{26}\text{Fe}$

Ademais, por ser un átomo neutro, o número de electróns (carga negativa) é igual ao número de protóns (carga positiva), polo que, o átomo do noso exemplo ten 26 protóns, 26 electróns e 30 neutróns.

## Actividade resolta

Escriba os símbolos completos dos átomos neutros seguintes coa información que se dá en cada caso:

Potasio (K); Z = 19; A = 40	${}^{40}_{19}\text{K}$
Fósforo (P); Z = 15; n° neutróns = 16	${}^{31}_{15}\text{P}$
Nitróxeno (N); n° protóns = 7; A = 14	${}^{14}_{7}\text{N}$
Aluminio (Al); n° protóns = 13; n° neutróns = 14	${}^{27}_{13}\text{Al}$

## Actividade resolta

Complete a seguinte táboa:

	Nº de protóns	Nº de neutróns	Nº de electróns	Nº atómico (Z)	Nº másico (A)
${}^{35}_{17}\text{Cl}$	17	18	17	17	35
${}^{16}_8\text{O}$	8	8	8	8	16
${}^{17}_8\text{O}$	8	9	8	8	17
${}^{127}_{53}\text{I}$	53	74	53	53	127

## Actividades propostas

S6. Complete a seguinte táboa con datos de átomos neutros:

Átomo	Z	Nº protóns	Nº electróns	A	Nº neutróns
F	9				10
Co		27			28
Al	13			27	
Cl		17		36	
S			16		16
Na			11	23	

S7. Coñecemos os seguintes datos de catro átomos A, B, C e D:

- O átomo A ten 13 protóns e 15 neutróns.
  - O átomo B ten 12 protóns e 15 neutróns.
  - O átomo C ten 13 protóns e 14 neutróns.
  - O átomo D ten 12 protóns e 17 neutróns.
- a) Que átomos son do mesmo elemento?
- b) A e B son átomos iguais?
- c) B e D son átomos do mesmo elemento? Son átomos iguais?

S8. Un átomo de carbono ten 6 protóns e 6 neutróns. Indique o seu número atómico e o seu número másico.

S9. Un átomo de cloro ten 35 partículas no núcleo das que 18 son neutróns.

- d) a) Cantos electróns ten na codia?
- e) b) Como se reparten estes electróns nas diversas capas ou niveis?

S10. Como se reparten por niveis os 7 electróns dun átomo?

## 2.2.2 Isótopos. Radioactividade


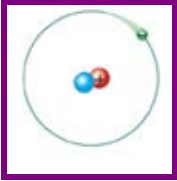
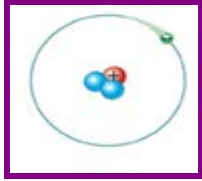
### Os isótopos

Como xa sabemos, todos os átomos dun mesmo elemento teñen o mesmo número de protóns, porén, a comezos do século XX descubriuse que non todos os átomos dun mesmo elemento teñen a mesma masa, é dicir, os átomos dun mesmo elemento non son todos iguais. Dito doutra forma, é posible atopar na natureza átomos dun mesmo elemento (mesmo número de protóns) con diferente número másico.

*O número de protóns é invariable para todos os átomos dun mesmo elemento, mentres que o número de neutróns pode variar duns a outros. Chamamos **isótopos** os átomos dun mesmo elemento que se **diferencian** no número **de neutróns**.*

Reparemos no seguinte exemplo 1: *isótopos do carbono*  $\rightarrow$   $^{12}_6\text{C}$  ;  $^{13}_6\text{C}$  ;  $^{14}_6\text{C}$ .

Os tres átomos teñen o mesmo número atómico ( $Z = 6$ ), o que nos indica que os tres teñen 6 protóns no seu núcleo e, por iso, que son átomos do mesmo elemento. Por outra banda, os tres átomos teñen diferente número másico (12, 13 e 14 respectivamente) ou, o que é o mesmo, teñen diferente número de neutróns.

Exemplo 2: isótopos do hidróxeno		
		
$^1_1\text{H} \rightarrow$ Hidróxeno	$^2_1\text{H} \rightarrow$ Deuterio	$^3_1\text{H} \rightarrow$ Tritio
1 protón, 0 neutróns, 1 electrón	1 protón, 1 neutrón, 1 electrón	1 protón, 2 neutróns, 1 electrón

### Actividade resolta

Os átomos  $^{234}_{92}\text{U}$ ,  $^{235}_{92}\text{U}$  e  $^{238}_{92}\text{U}$  son tres isótopos do uranio (U). Complete a seguinte táboa:

	Z	A	Nº protóns	Nº neutróns	Nº electróns
$^{234}_{92}\text{U}$	92	234	92	142	92
$^{235}_{92}\text{U}$	92	235	92	143	92
$^{238}_{92}\text{U}$	92	238	92	146	92

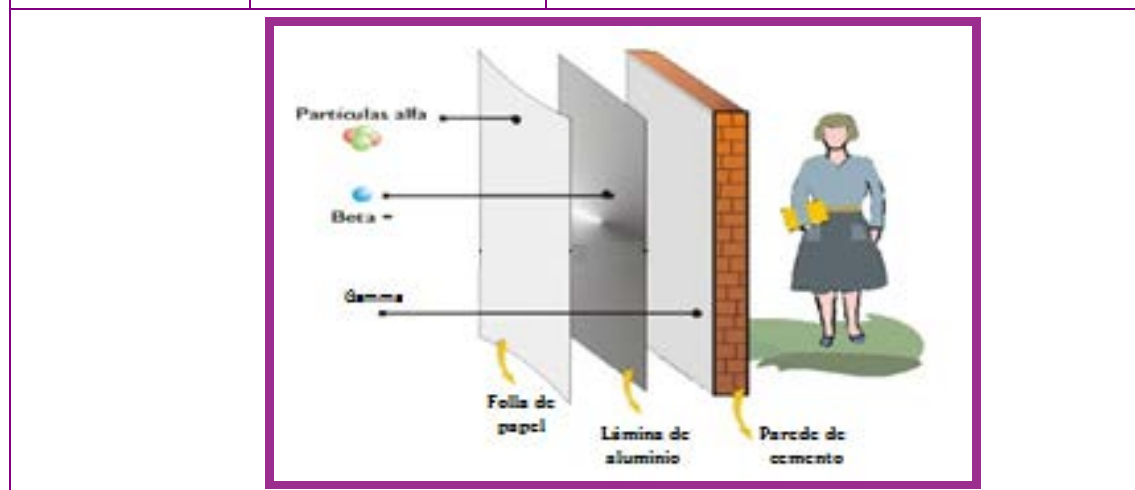
## Radioactividade

Dixemos no apartado anterior que existen elementos formados por diferentes isótopos. Os núcleos atómicos dalgúns isótopos son inestables e emiten *partículas radioactivas* de forma espontánea que saen directamente do núcleo destes átomos. Ao producirse a emisión destas partículas, estes núcleos transfórmanse en núcleos de átomos doutros elementos máis estables. Cando un núcleo emite radiacións dise que se *desintegra*.

O fenómeno da radioactividade foi descuberto a finais do século XIX e estudado por científicos ilustres como Henri Becquerel, Marie Curie, Irene Curie, E. Fermi ou Albert Einstein.

Existen tres tipos de partículas radioactivas o radiacións:

Tipo de radiación	Composición	Características
Alfa ( $\alpha$ )	2 prótons + 2 neutróns	De masa elevada. Percorren distancias pequenas no aire. Pouco poder de penetración. Pódense deter cunha simple folla de papel.
Beta ( $\beta$ )	1 electrón	Moi pouca masa. Percorren centímetros no aire. Maior poder de penetración que as partículas $\alpha$ . Detéñense cunha lámina de aluminio de pouco espesor.
Gamma ( $\gamma$ )	Ondas electromagnéticas	Proceden do reaxuste das partículas que forman un núcleo excitado. Sen masa. Son capaces de percorrer centos de metros no aire. Alta capacidade de penetración. Detéñense con paredes duns poucos centímetros de formigón ou chumbo.



A emisión de partículas radioactivas pode producirse de forma natural ou ser provocada artificialmente. Algúns materiais radioactivos teñen actividade durante miles de anos, como o  $^{238}\text{U}$ , e outros, tan só días.



## Aplicacións dos isótopos radioactivos

As radiacións teñen aplicacións en campos diversos:

- Restauración de obras de arte: irradiándoas, conséguese matar os parasitos.
- Eliminación de microorganismos en alimentos.
- En agricultura, esterilízanse insectos parasitos das plantas.
- En medicina, para detectar e curar enfermidades mediante a aplicación de pequenas cantidades de radiación controlada en zonas determinadas.
- Como fonte de enerxía, do que o exemplo máis claro é o das centrais nucleares, que xeran enerxía eléctrica mediante a transformación da enerxía obtida nos reactores nucleares.

## Residuos radioactivos

O problema principal das centrais nucleares é que os residuos que se xeran son radioactivos e esa radioactividade pode durar miles de anos. Tamén se consideran residuos radioactivos todos os obxectos que estiveran en contacto co material radioactivo e que puideran contaminarse.

Recollelos, transportalos e almacenalos de forma correcta é un deber importantísimo. Algúns residuos de **baixa actividade** elimínanse moi diluídos botándoos a atmosfera ou nas augas, en concentracións tan pequenas que non son daniñas e a lei permite. Os índices de radiación que dan estas verteduras son menores que os que adoitan dar moitas substancias naturais ou algúns obxectos de uso cotián como a televisión.

Os residuos de **media ou baixa actividade** introdúcense en colectores especiais que se almacenan durante un tempo en superficie ata que son levados a vertedoiros de seguridade.

Os almacéns definitivos para estes residuos son, en xeral, subterráneos, asegurando que non sufrirán filtracións de auga que puideran arrastrar isótopos radioactivos fóra do vertedoiro.

Os residuos de **alta actividade** son os máis difíciles de tratar. O volume de combustible gastado que queda nas centrais de enerxía nuclear normais pódese reducir moito se se volve utilizar en plantas especiais. Isto faise nalgúns casos, pero presenta a dificultade de que hai que transportar unha substancia moi perigosa desde as centrais normais ás especiais.

Os residuos que quedan son introducidos en colectores moi especiais capaces de resistir axentes moi corrosivos, o lume, terremotos, grandes colisións etc. Estes **colectores** almacenaríanse en vertedoiros definitivos que deben estar construídos a **gran profundidade**, en lugares moi estables xeoloxicamente e ben refrixerados

Estanse a estudar varios emprazamentos para este tipo de almacéns, pero no mundo aínda non existe ningún, polo que, de momento, a maioría dos residuos de alta actividade almacénanse en lugares provisionais ou nas piscinas da propia central.

### Actividades propostas

S11. Previra Dalton na súa teoría a existencia de isótopos?

S12. Que partículas atómicas achegan case a totalidade da masa dun átomo?

S13. Complete a seguinte frase:

*“Dous átomos son isótopos se teñen igual número ..... e diferente número ..... Polo tanto, teñen o mesmo número de ..... e diferente número de .....”*

S14. Indique se son verdadeiras ou falsas as seguintes afirmacións:

Afirmación	V/F
▪ Todos os átomos dun elemento químico teñen o mesmo número de protóns.	
▪ Todos os átomos dun elemento químico teñen o mesmo número de neutróns.	
▪ O número másico e o número atómico son sempre números naturais.	
▪ Dous átomos distintos poden ser átomos do mesmo elemento.	

S15. Pode un átomo de  $Z = 17$  ter como isótopo outro átomo que teña  $Z = 18$ ? Xustifique a súa resposta.

S16. Complete a seguinte táboa:

Isótopo	Elemento	Z	A	Nº protóns	Nº electróns	Nº neutróns
$^{12}_6C$						
$^{13}_6C$						
$^{16}_8O$						
$^{18}_8O$						
$^{25}_{12}Mg$						
$^{26}_{12}Mg$						
$^{235}_{92}U$						
$^{238}_{92}U$						

## 2.3 Masa atómica

Dado que a masa indica a cantidade de materia que ten un corpo, chamamos **masa atómica** a masa que posúe un determinado átomo. Como xa sabemos, todos os átomos dun mesmo elemento posúen o mesmo número de protóns, podendo variar o número de neutróns. Polo tanto, é conveniente distinguir os átomos non só polo número atómico e másico, senón tamén pola súa masa.

A maior parte da masa dun átomo atópase localizada no seu núcleo, xa que a masa dos electróns é moi pequena comparada coa dos protóns e neutróns. Canto maior sexa o número másico (A) dun átomo, maior será a súa masa. O primeiro problema co que nos atopamos é o de escoller a unidade de medida das masas dos átomos, pois o quilogramo (unidade de masa no S. I.) é unha unidade demasiado grande, e, polo tanto, moi incómoda, porque as masas dos átomos son pequenísimas. Vexamos os seguintes exemplos:

Átomo	Masa de 1 átomo (kg)
${}^{19}_9F$	$3,18 \cdot 10^{-26}$ kg
${}^{238}_{92}U$	$3,95 \cdot 10^{-25}$ kg

Masas das partículas elementais dun átomo			
	Protón	Neutrón	Electrón
Masa (kg)	$1,673 \cdot 10^{-27}$ kg	$1,675 \cdot 10^{-27}$ kg	$9,11 \cdot 10^{-31}$ kg

Para evitar traballar con números tan pequenos, escóllese unha unidade da orde da masa dos átomos. A unidade elixida é a **unidade de masa atómica (u ou uma)**, que é a doceava parte da masa do isótopo  ${}^{12}_6C$ . A equivalencia da uma co quilogramo vén dada por:

$$1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Polo tanto, para converter a masa dun átomo en uma, dividiremos a masa (en kg) entre o valor  $1,66 \cdot 10^{-27}$ .

Desta forma, ao utilizarmos esta unidade de medida teremos valores de masa de átomos moito máis pequenas e manexables. Vexamos as masas dos átomos dos exemplos anteriores expresadas, agora, en unidades de masa atómica:

Átomo	Masa de 1 átomo (uma)
${}^{19}_9F$	18,9984 u
${}^{238}_{92}U$	238,03 u

Masas das partículas elementais dun átomo (uma)			
	Protón	Neutrón	Electrón
Masa	1,00728 u	1,00867 u	0,00055 u

### Actividade resolta

Calcule a masa atómica aproximada, primeiro en uma e posteriormente en kg, dun átomo que ten 9 protóns e 10 neutróns.

A masa do átomo será a suma da masa dos protóns e neutróns presentes no seu núcleo, pois a masa dos electróns é moitísimo máis pequena e podémola desprezar, xa que logo:

$$\text{Masa atómica} = 9 \cdot (1,00728) + 10 \cdot (1,00867) = 19,15222 \text{ u}$$

Para converter a masa deste átomo en kg utilizaremos o factor de conversión:

$$\text{Masa atómica (kg)} = 19,15222 \text{ u} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{1 \text{ u}} = 3,179 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$$

### Actividade resolta

Calcule a masa atómica aproximada, expresada en uma, dun átomo de helio ( ${}^4_2\text{He}$ ).

O número atómico deste átomo é  $Z = 2$ , o que nos indica que no seu núcleo hai 2 protóns. Ademais, o seu número máscico é 4, que nos informa que ten 2 neutróns.

A masa do átomo será a suma da masa dos 2 protóns e os 2 neutróns presentes no seu núcleo:

$$\text{Masa atómica} = 2 \cdot (1,00728) + 2 \cdot (1,00867) = 2,01456 \text{ u} + 2,01734 \text{ u} = 4,0319 \text{ u}$$

Como se pode comprobar, o número máscico dá unha masa aproximada dos átomos en uma.

### Actividades propostas

S17. Calcule a masa dun átomo de ferro,  ${}^{56}_{26}\text{Fe}$ . Expréseo en u.

S18. Calcule a masa atómica, en kg, do átomo de carbono,  ${}^{12}_6\text{C}$ .

S19. Calcule a masa, en kg e en u, de 1 millón de átomos de cloro,  ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ .

## 2.4 Ións

Os átomos en estado normal son electricamente neutros, é dicir, teñen o mesmo número de protóns (carga positiva) que de electróns (carga negativa). Non obstante, en determinadas circunstancias algúns átomos poden perder ou gañar electróns para conseguir ser máis estables.

**Un ión é un átomo que perdeu ou gañou un ou máis electróns.**

Así, cando un átomo neutro gaña ou adquire un ou máis electróns, convértese nun átomo con carga negativa ou **anión**. Para representar un anión utilizaremos un signo negativo colocado na parte superior dereita do símbolo de dito átomo acompañado dun número que nos indicará o número de electróns que adquiriu.

Elemento neutro	Nº electróns gañados	Anión formado	Carga neta do anión
${}^{19}_9F$	1 electrón gañado	${}^{19}_9F^{-}$	(-1)
${}^{16}_8O$	2 electróns gañados	${}^{16}_8O^{-2}$	(-2)
${}^{14}_7N$	3 electróns gañados	${}^{14}_7N^{-3}$	(-3)

Cando un átomo neutro perde un ou máis electróns, convértese nun átomo con máis protóns que electróns, polo que terá carga positiva e denominámolo **catián**. Para representar un catión utilizaremos un signo positivo colocado na parte superior dereita do símbolo de dito átomo acompañado dun número que nos indicará o número de electróns que perdeu.

Elemento neutro	Nº electróns perdidos	Catián formado	Carga neta do catión
${}^{23}_{11}Na$	1 electrón perdido	${}^{23}_{11}Na^{+}$	(+1)
${}^{40}_{20}Ca$	2 electróns perdidos	${}^{40}_{20}Ca^{+2}$	(+2)
${}^{27}_{13}Al$	3 electróns perdidos	${}^{27}_{13}Al^{+3}$	(+3)

### Actividade resolta

Represente un átomo de oxíxeno neutro constituído por 8 protóns, 8 neutróns e 8 electróns. Posteriormente represente o ión negativo no que se converte ao “captar” 2 electróns.



## Actividades propostas

S20. Complete a seguinte táboa:

Átomo	Nº protóns	Nº electróns	Nº neutróns	Carga neta
${}^{14}_7\text{N}^{-3}$				
${}^{39}_{19}\text{K}$				
${}^{35}_{17}\text{Cl}^{-1}$				
${}^{24}_{12}\text{Mg}^{+2}$				

S21. Complete a seguinte táboa:

Elemento	Nº protóns	Nº electróns	Nº neutróns	Átomo
Sodio (Na)	11	10	12	${}^{23}_{11}\text{Na}^{+1}$
Sodio (Na)	11	11	12	
Calcio (Ca)	20	20	20	
Calcio (Ca)	20	18	20	
Iodo (I)	53	54	74	
Iodo (I)	53	53	73	

S22. Diga se é un ión e, en caso afirmativo, cantos electróns gañou ou perdeu.

Átomo	Elemento	Ión (si/non)	Gañou electróns	Perdeu electróns	Carga neta
${}^{14}_7\text{N}^{-3}$	Nitróxeno	Si	Si (3)	---	-3
${}^{39}_{19}\text{K}$	Potasio	Non	Non	Non	0
${}^{35}_{17}\text{Cl}^{-1}$					
${}^{24}_{12}\text{Mg}^{+2}$					
${}^{40}_{20}\text{Ca}$					
${}^{133}_{55}\text{Cs}^{+1}$					
${}^{56}_{28}\text{Fe}^{+2}$					

## 2.5 Configuración electrónica

Aprendemos que os átomos teñen un núcleo onde se atopan agrupados os protóns e os neutróns, tamén sabemos que os electróns están xirando arredor do núcleo en diferentes niveis ou capas e que o número máximo de electróns que pode haber nun nivel é  $2n^2$ , sendo  $n$  o número do nivel, é dicir:

Nivel	Nº electróns máximos que pode haber
1º	$2 \cdot (1)^2 = 2$ electróns
2º	$2 \cdot (2)^2 = 8$ electróns
3º	$2 \cdot (3)^2 = 18$ electróns
4º	$2 \cdot (4)^2 = 32$ electróns

Cada nivel divídese, á súa vez, en subniveis de enerxía chamados **orbitais**, da seguinte maneira:

- **1º Nivel:**

Ten un único subnivel (orbital **s**) onde caben un máximo de 2 electróns. Polo tanto, neste 1º nivel haberá un máximo de **2 electróns**.

- **2º Nivel:**

Ten dous subniveis (orbital **s** e orbital **p**). No orbital **s** introducíranse 2 electróns e no orbital **p** caben ata 6 electróns. Neste 2º nivel caben como máximo **8 electróns**.

- **3º Nivel:**

Ten tres subniveis (orbital **s**, orbital **p** e orbital **d**). No orbital **s** introducíranse 2 electróns, no orbital **p** colocáranse 6 electróns e no orbital **d** caben 10 electróns. Este 3º nivel pode conter un máximo de **18 electróns**.

- **4º Nivel:**

Ten catro subniveis (orbital **s**, orbital **p**, orbital **d** e orbital **f**). No orbital **s** introducíranse 2 electróns, no orbital **p** colocáranse 6 electróns, no orbital **d** caben 10 electróns e no orbital **f** caben 14 electróns. Este 4º nivel pode ter como máximo **32 electróns**.

E así seguiríamos cos niveis sucesivos: 5º nivel, 6º nivel etc.

	s	p	d	f	Electróns totais
1º nivel	1s (2 e-)				2 e-
2º nivel	2s (2 e-)	2p (6 e-)			8 e-
3º nivel	3s (2 e-)	3p (6 e-)	3d (10 e-)		18 e-
4º nivel	4s (2 e-)	4p (6 e-)	4d (10 e-)	4f (14 e-)	32 e-
5º nivel	5s (2 e-)	5p (6 e-)	...	...	...

Unha vez que sabemos os diferentes niveis onde se poden colocar os electróns arredor do núcleo, é imprescindible coñecer como van enchendo os electróns os diferentes subniveis á hora de formar o átomo.

Chamamos **configuración electrónica** dun átomo a distribución dos electróns, nos diferentes niveis e subniveis, arredor do núcleo.

A orde de enchido dos diferentes subniveis ou orbitais por parte dos electróns recóllese no diagrama de Möeller:

Diagrama de Möeller	Lembre
	<ul style="list-style-type: none"> <li>Os orbitais vanse enchendo na orde na que van aparecendo, seguindo as diagonais e comezando sempre polo 1s. Unha vez rematada unha frecha comezamos na seguinte.</li> <li>A orde de enchido é:  <math>1s^2 \rightarrow 2s^2 \rightarrow 2p^6 \rightarrow 3s^2 \rightarrow 3p^6 \rightarrow 4s^2 \rightarrow 3d^{10} \dots</math></li> <li>En cada orbital só pode haber un número máximo de electróns: s (2 e), p (6 e), d (10 e) e f (14 e).</li> </ul>

A última capa (ou nivel) ocupada polos electróns dun átomo denomínase **capa de valencia** e os electróns desa capa chámanse **electróns de valencia**.

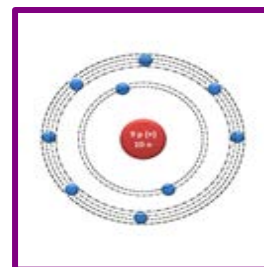
### Actividade resolta

Escriba a configuración electrónica dun átomo neutro de flúor,  ${}^{19}_9F$ , e indique o número de electróns que hai en cada nivel.

O primeiro que temos que saber é o número de electróns que ten un átomo de flúor. O número atómico é  $Z = 9$ , polo que ten 9 protóns e, ao tratarse dun átomo neutro, tamén terá 9 electróns.

Para escribir a súa configuración electrónica seguiremos o diagrama de Möeller, sabendo que temos que "colocar" 9 electróns:

- Os 2 primeiros electróns colócanse no orbital 1s.
- Quédannos por colocar 7 electróns.
- O seguinte orbital que atopamos, seguindo a frecha, é o 2s. Aquí caben outros 2 electróns.
- Quédannos 5 electróns por colocar.
- O seguinte orbital que atopamos é o 2p. Aquí caben ata 6 electróns, como só nos restan 5 electróns por colocar, situarémolos neste orbital. O orbital 2p non se enche por completo.
- Polo tanto, os 9 electróns que ten este átomo de flúor estarán xirando arredor do seu núcleo e distribuídos nos seguintes orbitais:  $1s^2 2s^2 2p^5$ . (O número de electróns é a suma dos superíndices:  $2 + 2 + 5 = 9$ ).



Os electróns do átomo neutro de flúor están xirando nos seguintes niveis: 1º nivel (2 e) e 2º nivel (7 e).



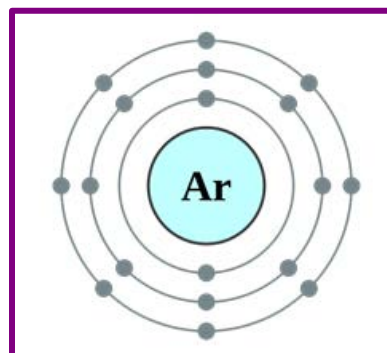
## Actividade resolta

Escriba a configuración electrónica dun átomo neutro de argon,  ${}_{18}^{40}\text{Ar}$ , e indique o número de electróns que hai en cada nivel.

O argon ten por número atómico  $Z = 18$ , polo que ten 18 protóns e, ao tratarse dun átomo neutro, tamén terá 18 electróns.

Temos que distribuír 18 electróns:

- Os 2 primeiros electróns colócanse no orbital 1s.
- Quédannos por colocar 16 electróns.
- O seguinte orbital que atopamos, seguindo a frecha, é o 2s. Aquí caben outros 2 electróns.
- Quédannos 14 electróns por colocar.
- O seguinte orbital que atopamos é o 2p. Aquí caben ata 6 electróns.
- Quédannos 8 electróns por colocar.
- O seguinte orbital que atopamos é o 3s. Aquí caben outros 2 electróns.
- Quédannos 6 electróns por colocar.
- O seguinte orbital que atopamos é o 3p. Aquí caben 6 electróns, xusto a cantidade que aínda nos falta, polo tanto, situarémolos neste orbital finalizando así o enchido.
- Finalmente, os 18 electróns que ten este átomo de argon estarán xirando arredor do seu núcleo e distribuídos nos seguintes orbitais:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ . (O número de electróns é a suma dos superíndices:  $2 + 2 + 6 + 2 + 6 = 18$ ).



Os electróns do átomo neutro de argon están xirando nos seguintes niveis: 1º nivel (2 e); 2º nivel (8 e); 3º nivel (8 e).

## Actividade resolta

Escriba a configuración electrónica dun átomo do ión sodio,  ${}_{11}^{23}\text{Na}^{+1}$ .

O ión  ${}_{11}^{23}\text{Na}^{+1}$  ten de número atómico  $Z = 11$ , polo que posúe 11 protóns; se fora neutro, tería 11 electróns, pero a súa carga neta (+1) indicanos que perdeu un electrón, polo que tan só ten 10 e.

Temos que distribuír 10 electróns:

- Os 2 primeiros electróns colócanse no orbital 1s.
- Quédannos por colocar 8 electróns.
- O seguinte orbital que atopamos, seguindo a frecha, é o 2s. Aquí caben outros 2 electróns.
- Quédannos 6 electróns por colocar.
- O seguinte orbital que atopamos é o 2p. Aquí caben 6 electróns, xusto a cantidade que aínda nos falta, polo tanto, situarémolos neste orbital finalizando así o enchido.
- Finalmente, a configuración electrónica deste átomo é:  $1s^2 2s^2 2p^6$ . (O número de electróns é a suma dos superíndices:  $2 + 2 + 6 = 10$ ).

Os electróns deste ión están xirando nos seguintes niveis: 1º nivel (2 e); 2º nivel (8 e).

## Actividades propostas

S23. Escriba a configuración electrónica de:

- a)  ${}_{6}^{12}\text{C}$  (carbono)
- b)  ${}_{26}^{56}\text{Fe}$  (ferro)
- c)  ${}_{12}^{24}\text{Mg}^{+2}$  (magnesio)
- d)  ${}_{16}^{32}\text{S}^{-2}$  (xofre)

S24. Dado o átomo de sodio,  ${}_{11}^{23}\text{Na}$  :

- a) Cal é o valor do seu número atómico? E do seu número másico?
- b) Como está formado o seu núcleo?
- c) Cantos electróns ten na súa codia?
- d) Escriba a súa configuración electrónica.
- e) Ten cheo o último orbital ocupado?
- f) Cantos electróns hai en cada nivel de enerxía?
- g) Debuxe este átomo.
- h) Cantos electróns de valencia posúe?

S25. De certo átomo, X, sabemos que é neutro, ten 19 neutróns e a súa configuración electrónica é  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . Responda as seguintes cuestións:

- a) Cantos electróns ten na codia?
- b) Canto vale Z? Canto vale A?
- c) Indique o número de electróns existente en cada nivel ocupado.
- d) Ten cheo o último orbital ocupado?
- e) Como está formado o seu núcleo?

## 2.6 Sistema periódico dos elementos químicos

### Breve introdución histórica

Os elementos químicos que hoxe coñecemos foron descubertos, gradualmente, ao longo da historia. Durante todo o século XIX foron moitos os químicos que intentaron realizar unha clasificación dos elementos coñecidos ata aquel momento baseándose nas similitudes das súas propiedades físicas e químicas. En 1829 aparece unha primeira clasificación onde algúns elementos se dispoñen en grupos de tres, chamados *tríades*, por ter propiedades químicas similares.

Anos máis tarde, faise pública unha nova clasificación dos elementos, esta vez en grupos de oito elementos e ordenados segundo as súas masas atómicas. Posteriormente, o químico ruso **Mendeleiev** dispuxo os elementos coñecidos en orde crecente das súas masas atómicas e atopou que aqueles que tiñan propiedades semellantes aparecían de forma periódica. Na táboa dos elementos proposta por Mendeleiev existían espazos baleiros onde deberían encaixar elementos ata o momento non coñecidos. Posteriormente, o descubrimento destes elementos demostrou a exactitude das súas predicións.

## 2.6.1 Sistema periódico actual

Na actualidade, os 118 elementos coñecidos ordénanse nunha táboa dividida en 7 filas horizontais (**períodos**) e 18 columnas verticais (**grupos**). Nela, os elementos están ordenados, tanto nas filas como nas columnas, de menor a maior número atómico, é dicir, nunha mesma fila, o átomo dun elemento ten un protón máis que o anterior.

En cada recadro da táboa periódica aparece o símbolo do elemento químico, o nome do elemento, o número atómico  $Z$  e a masa atómica en  $u$ ;  $1 u = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ .

### Grupos

Existen un total de 18 grupos. Os elementos que presentan propiedades análogas están colocados dentro do mesmo grupo (columna), teñen o mesmo número de electróns de valencia e, polo tanto, terán a mesma configuración electrónica no último nivel. Os elementos dos grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 e 18 reciben o nome de **elementos representativos** e son os máis abundantes no noso planeta:

- Grupo 1 (alcalinos): os elementos deste grupo teñen unha configuración electrónica acabada en  $ns^1$  ( $n$  indica o nivel). Así, se o elemento está na 1ª fila, terá unha configuración electrónica acabada en  $1s^1$ , se o elemento está na 2ª fila, terá unha configuración electrónica acabada en  $2s^1$ , na 3ª fila acabará en  $3s^1$  etc.
- Grupo 2 (*alcalinotérreos*): teñen unha configuración electrónica acabada en  $ns^2$ .
- Grupo 13 (*térreos*): acaban en  $np^1$ .
- Grupo 14 (*carbonoides*): acaban en  $np^2$ .
- Grupo 15 (*nitroxenoides*): acaban en  $np^3$ .
- Grupo 16 (*anfíxenos*): acaban en  $np^4$ .
- Grupo 17 (*halóxenos*): acaban en  $np^5$ .
- Grupo 18 (*gases nobres*): acaban en  $np^6$  (excepto o Helio,  $1s^2$ ).

### Períodos

A táboa está dividida en 7 filas ou períodos. Dentro dunha fila, á dereita de cada elemento está colocado o elemento que ten un protón máis no seu núcleo, é dicir, ten un número atómico superior nunha unidade ao anterior elemento. Para que o elemento dunha mesma fila teña propiedades semellantes foi necesario que os períodos sexan de diferentes lonxitudes, desta forma:

- Período 1º: dous elementos.
- Períodos 2º e 3º: oito elementos en cada un.
- Períodos 4º e 5º: dezoito elementos en cada un.
- Período 6º: trinta e dous elementos (18 + 14).
- Período 7º: incompleto.

Na páxina 46 desta unidade didáctica poderá atopar unha táboa periódica a maior tamaño.

#### Aplicacións prácticas dalgúns elementos da táboa periódica

<i>Hidróxeno</i> : combustible de propulsión de foguetes.	<i>Flúor</i> : pasta de dentes, polímeros de teflón.
<i>Lítio</i> : baterías eléctricas, esmaltes para cerámica, pirotecnia.	<i>Neon</i> : tubos incandescentes, pantallas de televisión.
<i>Boro</i> : vidros e esmaltes en utensilios de cocina.	<i>Sodio</i> : colorantes, deterxentes.
<i>Carbono</i> : materiais moi resistentes.	<i>Magnesio</i> : industria aeronáutica, construcións lixeiras.
<i>Nitróxeno</i> : fertilizantes, explosivos, colorantes.	<i>Aluminio</i> : fabricación de aeronaves, automóbiles, motores.
<i>Oxíxeno</i> : medicina, combustible de foguetes.	<i>Silicio</i> : industria electrónica, cemento, siliconas.
<i>Xofre</i> : explosivos, xabóns, deterxentes, plásticos.	<i>Cloro</i> : branqueador de materiais.
<i>Titanio</i> : próteses óseas, recubrimento de aeronaves espaciais.	<i>Uranio</i> : Combustible central nuclear.
<i>Xenon</i> : Tubos luminosos.	<i>Potasio</i> : refrixerante en centrais nucleares, fertilizante.

## Actividade resolta

Escriba o nome e o símbolo de:

▪ Dous gases nobres	Neon (Ne), helio (He)
▪ Un elemento térreo	Aluminio (Al)
▪ Tres alcalinotérreos	Berilio (Be), magnesio (Mg), calcio (Ca)
▪ Dous elementos anfixenos	Oxixeno (O), xofre (S)
▪ Dous elementos alcalinos	Sodio (Na), potasio (K)
▪ Un elemento halóxeno	Cloro (Cl)

## Actividade resolta

Relacione as diferentes configuracións electrónicas de certos elementos co nome do grupo ao que pertencen, colocando a letra elixida no lugar adecuado:

Letra	Configuración electrónica
A	$1s^2 2s^2 2p^6$
B	$1s^2 2s^1$
C	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
D	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

Letra	Nome grupo
D	Alcalinotérreos
C	Anfixenos
A	Gases nobres
B	Alcalinos

## Actividades propostas

S26. Dadas as diferentes configuracións electrónicas de certos elementos, escriba o número do grupo e período onde se localizan na táboa periódica e o seu número de electróns de valencia.

Configuración electrónica	Nº período	Nº grupo	Electróns de valencia
▪ $1s^2 2s^2$	2	2	2
▪ $1s^2 2s^2 2p^3$			
▪ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$			
▪ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$			
▪ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$			

S27. Consulte a táboa periódica. Que elemento está no 2º período e remata a súa configuración electrónica en  $p^3$ ?

S28. Consulte a táboa periódica. Que elemento halóxeno está no 2º período?

S29. Consulte a táboa periódica. Que gas nobre remata a súa configuración electrónica en  $1s^2$ ? E en  $4p^6$ ?

## 2.6.2 Gases nobres, metais, non metais e metaloides

Como xa vimos, en cada un dos grupos do sistema periódico sitúanse os elementos químicos con propiedades semellantes que dependen dos electróns de valencia. Os elementos, segundo as propiedades que presentan, adoitan clasificarse en: gases nobres, metais, metaloides e non metais.

### Gases nobres

Constitúen o grupo 18 do sistema periódico, é dicir, o grupo máis á dereita da táboa. Caracterízanse por que apenas se enlazan con outros átomos e, polo tanto, son gases monoatómicos, dun só átomo. Por que son tan pouco reactivos estes átomos? Por que apenas se combinan? A resposta a estas preguntas está na súa capa de valencia, pois todos eles teñen oito electróns na súa última capa, dous no orbital s e seis no orbital p, de forma que estes orbitais están completos ( $s^2 p^6$ ), coa excepción do helio que tan só ten dous electróns ( $1s^2$ ).

Penseuse, entón, que o obxectivo de todos os átomos era o de ser tan estable como calquera gas nobre e, para iso, debe intentar ter oito electróns na súa última capa (**regra do octeto**), pero como pode, un átomo que no ten oito electróns na súa última capa, conseguilos? A resposta é sinxela, cando un átomo ten menos de oito electróns na súa última capa, intentará enlazarse con outro átomo que lle poida “ceder ou compartir” eses electróns que lle faltan ata completar os oito. Pola contra, se o átomo en cuestión ten máis de oito electróns, intentará perder eses electróns que lle sobran enlazándose e cedéndollos a outro átomo que os necesite.

### Actividade resolta

Indique cantos electróns necesitan ou cantos lles sobran aos seguintes átomos para cumprir a regra do octeto:

Elemento (Z)	Electróns	Conf. electrónica	Electróns de valencia	Ceder / gañar
▪ Sodio ( $_{11}Na$ )	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	1	Quere ceder 1 e <sup>-</sup>
▪ Oxíxeno ( $_8O$ )	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	6	Quere gañar 2 e <sup>-</sup>
▪ Calcio ( $_{20}Ca$ )	20	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	2	Quere ceder 2 e <sup>-</sup>
▪ Cloro ( $_{17}Cl$ )	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	7	Quere gañar 1 e <sup>-</sup>
▪ Nitróxeno ( $_7N$ )	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	5	Quere gañar 3 e <sup>-</sup>
▪ Argon ( $_{18}Ar$ )	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	8	Estable

## Actividade resolta

Indique que configuracións electrónicas corresponden a gases nobres.

Configuración electrónica	Si / Non
$1s^2 2s^2 2p^6$	Si
$1s^2 2s^1$	Non

Configuración electrónica	Si / Non
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	Non
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	Si

## Metais

Os **elementos metálicos** ocupan a parte central e esquerda da táboa periódica. Os átomos destes elementos teñen tendencia a perder electróns da súa última capa (electróns de valencia) para, desta forma, conseguir unha configuración electrónica semellante aos gases nobres ( $s^2 p^6$ ) e ser máis estables.

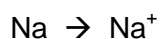
Cando un átomo metálico perde electróns da súa última capa, forma un ión positivo (+) que chamamos catión:

Vexamos uns exemplos:

- **Elemento: sodio** ( ${}^{23}_{11}\text{Na}$ )  $\rightarrow$   $\left\{ \begin{array}{l} \text{Núcleo formado por 11 protóns e 12 neutróns.} \\ \text{Codia formada por 11 electróns.} \end{array} \right.$

**Configuración electrónica do sodio:**  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

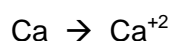
A súa tendencia é perder o último electrón, pois desa forma quedará cunha configuración electrónica de gas nobre (8 electróns de valencia:  $2s^2 2p^6$ ). Polo tanto, o ión máis probable que se formará é:



- **Elemento: calcio** ( ${}^{40}_{20}\text{Ca}$ )  $\rightarrow$   $\left\{ \begin{array}{l} \text{Núcleo formado por 20 protóns e 20 neutróns.} \\ \text{Codia formada por 20 electróns.} \end{array} \right.$

**Configuración electrónica do calcio:**  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

A súa tendencia é perder os 2 últimos electróns, pois desa forma quedará cunha configuración electrónica de gas nobre (8 electróns de valencia:  $3s^2 3p^6$ ). Polo tanto, o ión máis probable será:



Os elementos metálicos presentan as seguintes propiedades:

▪ <i>Son sólidos a temperatura ambiente.</i>
▪ <i>Teñen elevadas temperaturas de fusión e ebulición.</i>
▪ <i>Son bos condutores da calor e a electricidade.</i>
▪ <i>Son dúctiles e maleables (poden deformarse e obterse láminas delgadas).</i>
▪ <i>Teñen tendencia a perder electróns de valencia e forman ións positivos.</i>

## Non metais

Os **elementos non metálicos** ocupan a parte dereita da táboa periódica. Os átomos destes elementos teñen tendencia a captar electróns para, desta forma, completar a súa última capa.

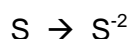
Cando un átomo non metálico capta electróns para encher a súa última capa, forma un ión negativo (-) que chamamos anión:

Vexamos uns exemplos:

- **Elemento: xofre** ( ${}^{32}_{16}\text{S}$ )  $\rightarrow$   $\left\{ \begin{array}{l} \text{Núcleo formado por 16 protóns e 16 neutróns.} \\ \text{Codia formada por 16 electróns.} \end{array} \right.$

**Configuración electrónica do xofre:**  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

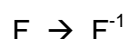
A súa tendencia é captar 2 electróns para completar a súa capa de valencia e conseguir unha configuración electrónica de gas nobre (8 electróns de valencia:  $3s^2 3p^6$ ). Polo tanto, o ión máis probable será:



- **Elemento: flúor** ( ${}^{19}_9\text{F}$ )  $\rightarrow$   $\left\{ \begin{array}{l} \text{Núcleo formado por 9 protóns e 10 neutróns.} \\ \text{Codia formada por 9 electróns.} \end{array} \right.$

**Configuración electrónica do flúor:**  $1s^2 2s^2 2p^5$

A súa tendencia é captar 1 electrón para completar a súa capa de valencia e conseguir unha configuración electrónica de gas nobre (8 electróns de valencia:  $2s^2 2p^6$ ). Polo tanto, o ión máis probable do flúor será:



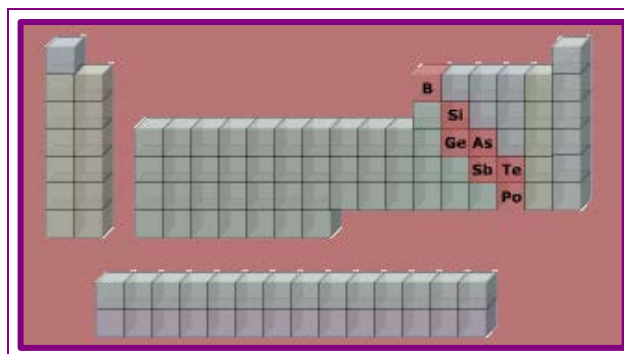


Os elementos non metálicos presentan as seguintes propiedades:

<ul style="list-style-type: none"><li>▪ <i>A maioría son gases a temperatura ambiente.</i></li></ul>
<ul style="list-style-type: none"><li>▪ <i>Teñen temperaturas de fusión e ebulición moi variadas.</i></li></ul>
<ul style="list-style-type: none"><li>▪ <i>Son malos condutores da calor e a electricidade.</i></li></ul>
<ul style="list-style-type: none"><li>▪ <i>Reaccionan entre si e cos metais.</i></li></ul>
<ul style="list-style-type: none"><li>▪ <i>Teñen tendencia a coller electróns de valencia e forman ións negativos.</i></li></ul>

### Metaloides

Os **metaloides** atópanse na fronteira entre os metais e os non metais, arredor da *escaleira*. As súas propiedades, intermedias entre os metais e os non metais, fanos importantísimos para a industria das telecomunicacións.



### Actividades propostas

S30. Busque o elemento número 17 da táboa periódica e responda as seguintes preguntas:

- a) Cal é o seu nome? E o seu símbolo?
- b) A que grupo pertence? A que período?
- c) É un gas nobre?
- d) É un metal, non metal ou metaloide?
- e) Escriba a súa configuración electrónica.
- f) Cantos electróns de valencia ten?
- g) Cal é o seu ión máis probable?

S31. Busque o elemento número 11 da táboa periódica e responda as seguintes preguntas:




- a) Cal é o seu nome? E o seu símbolo?
- b) A que grupo pertence? A que período?
- c) É un gas nobre?
- d) É un metal, non metal ou metaloide?
- e) Escriba a súa configuración electrónica.
- f) Cantos electróns de valencia ten?
- g) Cal é o seu ión máis probable?

S32. Cantos electróns debe ter un átomo na súa última capa (capa de valencia), para que no teña tendencia a perder nin a gañar outros electróns do exterior? Como se chama o grupo dos elementos que verifican esta condición?

S33. Utilice a táboa periódica e complete a seguinte táboa:

Número atómico	Elemento (símbolo)	Grupo / período	Configuración electrónica	Ión máis probable
4				
		15 / 2		
			$1s^2 2s^2 2p^6$	
	cripton (Kr)			
16				

S34. Indique que tipo de elementos se corresponde con cada cor colocando a letra elixida no lugar adecuado:

	A			Metais
	B			Gases nobres
	C			Non metais

S35. A configuración electrónica de certo elemento da táboa periódica é a seguinte:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ . Responda as seguintes preguntas utilizando a táboa periódica:

- a) De que elemento se trata? Cal é o seu símbolo?
- b) A que grupo e período pertence?
- c) É un gas nobre?
- d) É un metal, non metal, metaloide ou gas nobre?
- e) Cantos electróns de valencia ten?
- f) Cal é o seu ión máis probable?

## 2.7 Enlace químico

Un anaco de ferro, un vaso de auga ou un pouco de sal común pon de manifesto a existencia de unións entre os átomos dos diferentes elementos, estes únense mediante enlaces químicos formando elementos ou compostos cunha maior estabilidade, é dicir, cando dous ou máis átomos se unen, teñen máis estabilidade (menor enerxía) que por separado.

A maioría dos átomos tenden a unirse a outros átomos formando **moléculas** ou **redes cristalinas** (partículas ordenadas xeometricamente).

*Chamamos **enlace químico** as forzas que manteñen unidos os átomos, moléculas ou ións nas diferentes formas que teñen de agruparse.*

Cando explicamos os gases nobres vimos que estes elementos eran especialmente estables e que esta estabilidade viña dada pola súa configuración electrónica. Todos eles, agás o helio, posúen oito electróns na súa capa de valencia. Explicamos daquela que era fácil supoñer que o resto dos elementos, na procura dunha maior estabilidade, intentan ter oito electróns na súa capa de valencia e, para lograr este obxectivo, uns ceden os electróns que lles sobran (metais), outros captan electróns ata completar os oito na súa última capa etc.

Os átomos dos diferentes elementos poden unirse entre si mediante os seguintes tipos de enlaces: **enlace iónico**, **enlace covalente** e **enlace metálico**.


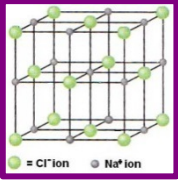

### 2.7.1 Enlace iónico

Este tipo de enlace fórmase cando átomos dun **metal** se unen con átomos dun **non metal**.

*Enlace iónico → metal + non metal*

Xa sabemos que, por unha banda, os átomos dos metais teñen tendencia a ceder electróns (formando ións positivos) e, por outra, os átomos dos non metais teñen tendencia a capturalos (formando ións negativos). Ao formárense ións de carga oposta, estes atráense por forzas eléctricas intensas quedando fortemente unidos. Ademais, o intercambio de electróns que se produce permite que, ao conseguiren o octeto electrónico, ambos os átomos gañen estabilidade.

En condicións ordinarias as substancias iónicas non forman moléculas. Na práctica, únense millóns e millóns de catións (+) e anións (-) formando unha estrutura ordenada que recibe o nome de **rede cristalina** ou **cristal iónico**.

		
Cristal microscópico, Na Cl	Modelo de esferas e varíñas, Na Cl	Cristal de halita, Na Cl

O cristal iónico é neutro e podémolo representar mediante unha fórmula que representa a proporción na que se atopan os átomos que o constitúen.

Vexamos un exemplo que nos axudará a comprender mellor este tipo de enlace:

- *Exemplo: unión de átomos de sodio (metal) con átomos de cloro (non metal):*

O átomo neutro de sodio,  ${}_{11}^{23}\text{Na}$ , ten 11 protóns, 11 electróns e 12 neutróns. A súa configuración electrónica é  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ . Ten un electrón de valencia e, polo tanto, a súa tendencia é a cedelo, converténdose nun ión positivo con oito electróns na súa última capa igual que o gas nobre máis próximo a el.

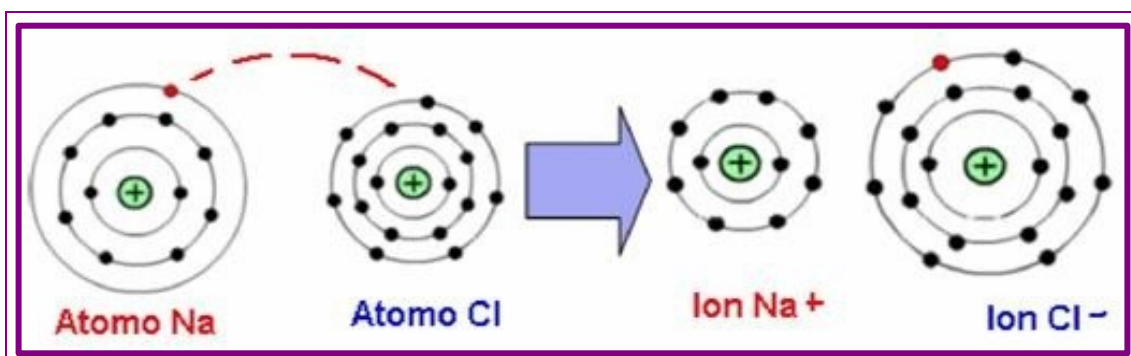


O átomo neutro de cloro,  ${}_{17}^{35}\text{Cl}$ , ten 17 protóns, 17 electróns e 18 neutróns. A súa configuración electrónica é  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . Ten sete electróns de valencia e, polo tanto, a súa tendencia é a captar un electrón, converténdose nun ión negativo con oito electróns na súa última capa.



Polo tanto, o electrón que necesita cada átomo de cloro, para completar a súa capa de valencia, cédello un átomo de sodio.

A fórmula do composto formado pola unión de átomos de cloro e sodio será, pois: **NaCl**.



## Actividade resolta

Indique se existirán ou non enlaces iónicos nas seguintes unións de átomos:

Unión	Enlace iónico (Si / Non)
Átomos de potasio (K) con átomos de flúor (F)	Si (Metal + Non metal)
Átomos de oxíxeno (O) con átomos de oxíxeno (O)	Non (Non metal + Non metal)
Átomos de ferro (Fe) con átomos de ferro (Fe)	Non (Metal + metal)
Átomos de calcio (Ca) con átomos de cloro (Cl)	Si (Metal + Non metal)

## Actividade resolta

Explique como se unen os átomos de magnesio e flúor. Cal é a fórmula do composto resultante?

Imos estudar a unión de átomos dun metal (Mg) con átomos dun non metal (F), polo que teremos un composto con enlaces iónicos, onde o elemento metálico cederá electróns e o elemento non metálico quererá captalos. Ao formárense ións de diferente signo, estes veranse unidos mediante forzas eléctricas moi intensas. Vexamos o proceso paso a paso:

- O átomo neutro de magnesio,  ${}^{24}_{12}\text{Mg}$ , ten 12 protóns, 12 electróns e 12 neutróns.

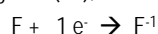
A súa configuración electrónica é  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ .

Ten **dous electróns de valencia** e, polo tanto, a súa tendencia é cedelos, converténdose nun ión positivo ( $\text{Mg}^{+2}$ ), con oito electróns na súa última capa igual que o neon, o gas nobre máis próximo a el.



- O átomo neutro de flúor,  ${}^{19}_9\text{F}$ , ten 9 protóns, 9 electróns e 10 neutróns.

A súa configuración electrónica é  $1s^2 2s^2 2p^5$ . Ten sete electróns de valencia e, polo tanto, cada átomo de flúor intentará captar un único electrón, converténdose nun ión negativo ( $\text{F}^{-1}$ ), con oito electróns na súa última capa.



Como cada átomo de magnesio cede 2 electróns e como cada átomo de flúor tan só capta un electrón, serán dous os átomos de flúor que poidan reenchear a súa capa de valencia (1 electrón cada un), resumindo:

- Cada átomo de magnesio cede 2 electróns e convértese nun catión ( $\text{Mg}^{+2}$ ).
- Un átomo de flúor capta un deses electróns e convértese nun anión ( $\text{F}^{-}$ ).
- Un segundo átomo de flúor colle o 2º electrón cedido polo magnesio e convértese noutro anión ( $\text{F}^{-}$ ).
- A fórmula do composto formado será: **Mg F<sub>2</sub>**.

## Propiedades dos compostos iónicos

- **Son sólidos a temperatura ambiente.** As forzas que manteñen unidos os ións son fortes, por este motivo, a temperatura ambiente o composto atópase en estado sólido.
- **Forman redes cristalinas altamente ordenadas.** Os anións e catións teñen posicións definidas no espazo, en función do tipo de rede cristalina que formen.

- **Non conducen a electricidade en estado sólido.** Debido a que os ións están fixos na rede cristalina, tan só poden vibrar lixeiramente, non poden desprazarse e, polo tanto, non poden transportar a corrente eléctrica.
- **Conducen a electricidade disolvidos ou fundidos.** Cando o composto iónico se dissolve ou se funde, a rede cristalina desfáise e os ións xa poden moverse libremente e transportar a corrente eléctrica.
- **Son fráxiles.** Un golpe pode facer vibrar a rede. Se unha lámina de ións se despraza e quedan enfrontados os ións do mesmo signo, nese momento haberá forzas eléctricas de repulsión entre os ións, rómpese a rede cristalina.
- **Teñen altas temperaturas de fusión e ebulición.** O enlace iónico prodúcese pola formación de ións de diferente signo que se atraen mediante forzas eléctricas moi intensas. Para poder realizar cambios de estado deberemos achegar moita enerxía, que poida vencer esas forzas. Así, o cloruro de sodio, NaCl, funde a 801 °C.
- **Solubilidad.** Son solubles en auga e pouco ou nada en disolventes orgánicos (gasolina, augarrás etc.). Así, por exemplo, o sal común (NaCl) disólvese ben en auga (ata 359 gramos en cada litro de auga), pouco en alcohol e practicamente nada en gasolina.

### Actividades propostas

- S36. Explique a formación do composto constituído por átomos de potasio ( $_{19}\text{K}$ ) e bromo ( $_{35}\text{Br}$ ).
- a) Escriba as súas configuracións electrónicas.
  - b) É a unión dun metal cun non metal?
  - c) Cantos electróns cede o potasio?
  - d) Cantos electróns capta o bromo?
  - e) Que ións se forman nesta unión?
  - f) Cal é a fórmula do composto resultante?
- S37. Dous átomos teñen por configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$  y  $1s^2 2s^2 2p^4$  respectivamente.
- a) Cal dos dous é un elemento metálico?
  - b) Existirá entre eles un enlace iónico? Por que?
  - c) De que elementos se trata? Que ións se formarán?
  - d) Cal é a fórmula do composto resultante?

- S38. Poden dous elementos iguais formar un enlace iónico? Por que?
- S39. Observe no laboratorio o aspecto que teñen, a simple vista, os seguintes compostos iónicos: NaCl, KCl, NaNO<sub>3</sub>, CuSO<sub>4</sub>.
- S40. Das seguintes substancias, indique cales presentan enlace iónico e cales non:

K I	N <sub>2</sub>	O <sub>2</sub>	Fe	P H <sub>3</sub>	CaI <sub>2</sub>

## 2.7.2 Enlace covalente

Este tipo de enlace fórmase cando átomos dun **non metal** se combinan consigo mesmo ou con átomos doutro **non metal**.

*Enlace covalente → non metal + non metal*

Cando se combinan entre si átomos de elementos non metálicos, atopámonos cunha nova situación, ningún deles vai ceder electróns, xa que todos teñen tendencia a gañalos. Polo tanto, a única solución que teñen dous ou máis átomos non metálicos para alcanzar a estrutura do gas nobre máis próximo é unirse **compartindo** os electróns necesarios para alcanzar o octeto.

**O enlace covalente é a unión de átomos de elementos non metais mediante a compartición de electróns.**

En moitas substancias covalentes os átomos únense dando lugar a **moléculas** constituídas por un número determinado de átomos. Unha molécula represéntase mediante unha fórmula con símbolos e subíndices que indican o tipo e o número de átomos que a forman.

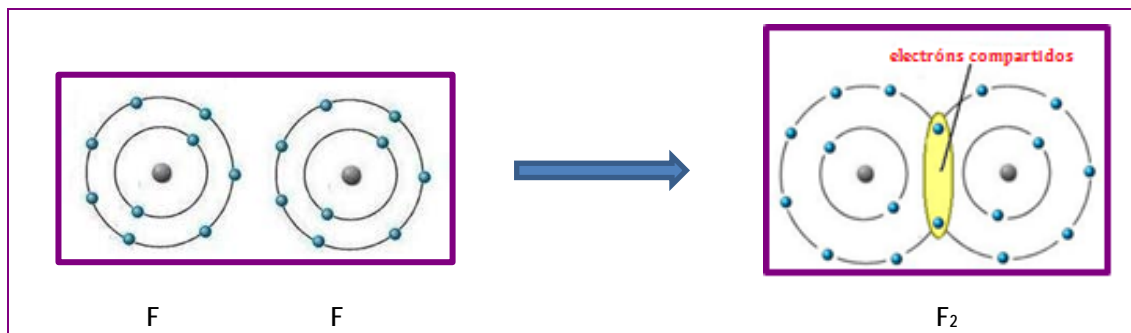
Vexamos os seguintes exemplos:

- *Exemplo 1: unión de dous átomos de flúor (non metal + non metal):*

Cando dous átomos de flúor, F, se achegan, quedan enlazados formando a molécula F<sub>2</sub>. Pero, que sucede realmente para que queden unidos eses dous átomos? Para responder a esta pregunta é necesario estudar a configuración electrónica do átomo de flúor.

Cada un dos dous átomos de flúor, <sup>19</sup>F, teñen 9 protóns, 9 electróns e 10 neutróns. A súa configuración electrónica é 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>5</sup>.

Teñen, polo tanto, sete electróns de valencia e ambos os átomos queren capturar un electrón para completar o octeto. Como ningún deles vai ceder un electrón ao outro átomo, a única solución para ambos é **compartir** un electrón cada un.

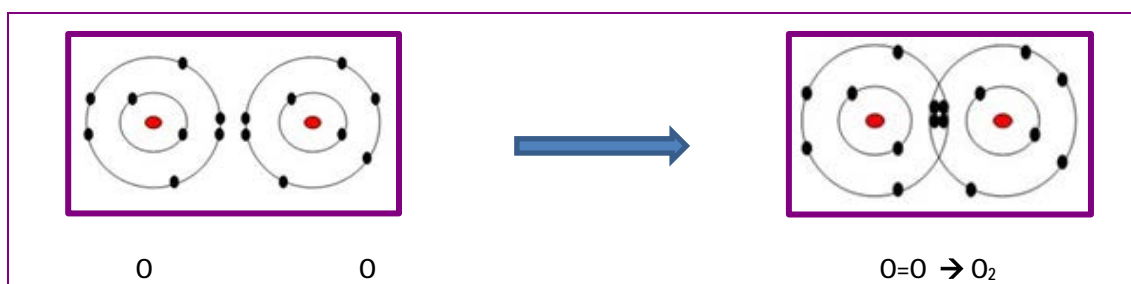


Desta forma, arredor de cada átomo de F móvense oito electróns (6 do propio átomo e 2 electróns compartidos), cumpríndose a regra do octeto. Cada par de electróns compartidos constitúe un “enlace covalente” que representaremos mediante un guión entre os símbolos dos átomos que comparten os electróns: **F-F → F<sub>2</sub>**.

- *Exemplo 2: unión de dous átomos de oxíxeno (non metal + non metal):*

O oxíxeno é un non metal cuxo número atómico é  $Z = 8$ . Cada un dos dous átomos de oxíxeno,  $^{16}_8\text{O}$ , teñen 8 protóns, 8 electróns e 8 neutróns. A súa configuración electrónica é  $1s^2 2s^2 2p^4$ .

Teñen, polo tanto, seis electróns de valencia e cada un dos dous átomos terá que compartir dous electróns para completar el octeto.



Catro electróns compartidos, ou o que é o mesmo, dous pares de electróns compartidos son dous enlaces covalentes, así que os átomos de oxíxeno están unidos por un **enlace covalente dobre**. **O=O → O<sub>2</sub>**.

Cando nun enlace covalente o número de electróns compartidos é de seis, é dicir, tres pares, o **enlace covalente é triple** (**N≡N → N<sub>2</sub>**).

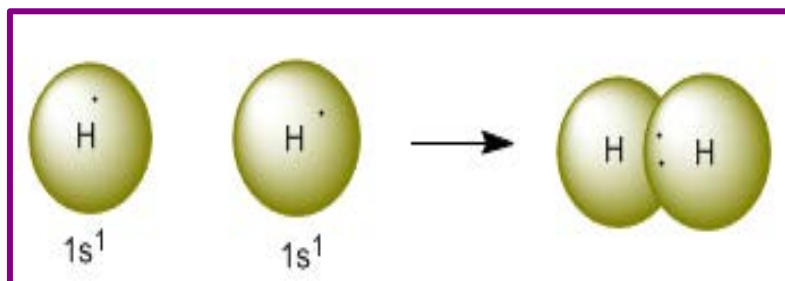


## Actividade resolta

Explique como se unen dous átomos de hidróxeno.

O átomo de hidróxeno ( $Z = 1$ ) ten a seguinte configuración electrónica:  $1s^1$ , polo tanto, ten tendencia a gañar un electrón (non metal) para ter unha configuración electrónica igual que o helio, o gas nobre máis próximo ( $1s^2$ ).

Como os dous átomos de hidróxeno teñen tendencia a captar un electrón e ningún deles vai ceder un electrón ao outro, a única solución para ambos é **compartir** un electrón cada un: H-H.



## Actividade resolta

Indique se existirán enlaces iónicos ou covalentes nos seguintes compostos:

Unión	Tipo de enlace
KCl	Iónico
CH <sub>4</sub>	Covalente
HBr	Covalente
CaO	Iónico

## Masa molecular

Dado que unha molécula está formada por un número determinado de átomos e dado que cada átomo ten unha determinada masa, é interesante definir a **masa molecular** ou masa dunha molécula como a suma das masas atómicas dos átomos que a constitúen.

## Actividade resolta

Calcule a masa molecular da auga, H<sub>2</sub>O. (Masas atómicas H = 1,00 u; O = 16,00 u).

Como a molécula de auga, H<sub>2</sub>O, está formada por dous átomos de hidróxeno e un átomo de oxíxeno, a súa masa molecular é:

$$\text{Masa molecular} = 2 \cdot (1,00) + 1 \cdot (16,00) = 18,00 \text{ u.}$$

## Diagramas de Lewis

O modelo utilizado para representar a formación de enlaces covalentes entre átomos non metálicos é a notación ou **diagramas de Lewis**, que consiste en representar os átomos mediante o seu símbolo rodeado por puntos ou asteriscos, que simbolizan os electróns da capa de valencia, agrupados por parellas.

Os diagramas de Lewis dos átomos de hidróxeno, carbono, oxíxeno e flúor serán:

Hidróxeno (Z = 1)	Carbono (Z = 6)	Oxíxeno (Z = 8)	Flúor (Z = 9)
$1s^1$	$1s^2 2s^2 2p^2$	$1s^2 2s^2 2p^4$	$1s^2 2s^2 2p^5$
H•	•C•	•O•	:F:

Os diagramas de Lewis das moléculas de F<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, H<sub>2</sub> e N<sub>2</sub> son:

F <sub>2</sub>	O <sub>2</sub>	H <sub>2</sub>	N <sub>2</sub>
•••• x x F x F x •••• x x	•••• O::O ••••	H•H	•••• x x N x N x •••• x x

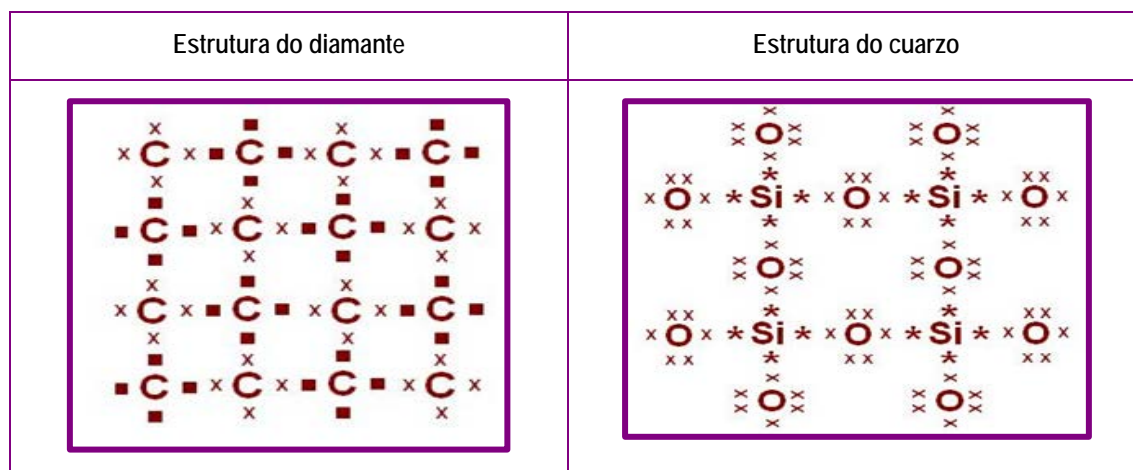
**A molécula de auga.** Cando se combinan entre si átomos de hidróxeno ( $1s^1$ ) e átomos de oxíxeno ( $1s^2 2s^2 2p^4$ ), por unha parte, o átomo de oxíxeno necesita dous electróns para completar o seu octeto, mentres que cada átomo de hidróxeno precisa un electrón máis. Ante esta situación, será necesario combinar un átomo de oxíxeno, que compartirá dous electróns, con dous átomos de hidróxeno, que compartirán un electrón cada un deles. A molécula de auga está formada por tres átomos: dous de hidróxeno e un de oxíxeno. A súa fórmula molecular é **H<sub>2</sub>O**.

Molécula de auga (H <sub>2</sub> O)		
H:O:H	ou ben	H-O-H

**A molécula de amoníaco.** Cando se combinan entre si átomos de hidróxeno ( $1s^1$ ) e átomos de nitróxeno ( $1s^2 2s^2 2p^3$ ), por unha parte, o átomo de nitróxeno necesita tres electróns para completar o seu octeto, mentres que cada átomo de hidróxeno precisa un electrón máis. Cada átomo de nitróxeno deberá combinarse con tres átomos de hidróxeno. O átomo de nitróxeno compartirá tres electróns, mentres que cada un dos tres átomos de hidróxeno achegara un electrón. A molécula de amoníaco está formada por catro átomos: tres de hidróxeno e un de nitróxeno. A súa fórmula molecular é **NH<sub>3</sub>**.

Molécula de amoníaco (NH <sub>3</sub> )		
H:N:H H	ou ben	H-N-H H

Nalgúns casos, cando certos elementos non metálicos comparten os seus electróns, non dan lugar á formación de moléculas, senón que forman estruturas xigantes de átomos que se ordenan formando **crístais atómicos covalentes**, como é o caso do carbono (diamante) ou do silicio (cuarzo):



### Propiedades dos compostos covalentes moleculares

As substancias covalentes que forman moléculas teñen as seguintes propiedades:

- **Son, a maioría, gases ou líquidos a temperatura ambiente.** As forzas que manteñen unidas as moléculas entre si son moi débiles ( $O_2$ ,  $H_2$ ,  $N_2$ , etc.) e, polo tanto, **teñen baixas temperaturas de fusión e ebulición.**
- **Son pouco solubles, en xeral, en auga (aínda que son bastante solubles en disolventes orgánicos como benceno ou gasolina).**
- **No conducen ben a electricidade.**

### Propiedades dos compostos que forman redes cristalinas covalentes

As propiedades deste tipo de crístais covalentes difiren notablemente das substancias covalentes que forman moléculas.

- **Son sólidos moi duros** (cuarzo, diamante etc.).
- **Teñen elevadas temperaturas de fusión** (o cuarzo,  $SiO_2$ , funde a  $1.610\text{ }^\circ\text{C}$ ).
- **Son insolubles en case todos os disolventes.**

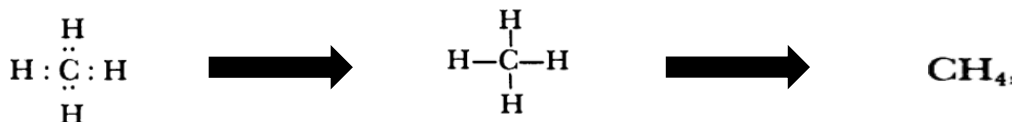
## Actividade resolta

Explique, mediante o diagrama de Lewis, a formación da molécula covalente de metano (CH<sub>4</sub>)

A configuración electrónica do átomo de carbono, Z = 6, é a seguinte:  $1s^2 2s^2 2p^2$

Na súa última capa ten 4 electróns, polo que necesita outros 4 electróns para completar o seu octeto.

O átomo de hidróxeno, Z = 1, ten unha configuración  $1s^1$ . Cada un dos átomos de hidróxeno pode compartir ese electrón co carbono, e o átomo de carbono, un con cada hidróxeno.



## Actividades propostas

S41. Represente, mediante o diagrama de Lewis, os enlaces formados nas seguintes moléculas:

- a) Br<sub>2</sub>.
- b) Cl<sub>2</sub>.
- c) F<sub>2</sub>O.
- d) C Cl<sub>4</sub>.
- e) N<sub>2</sub>.

S42. Dados os seguintes compostos químicos, indique cales son iónicos e cales covalentes:

Composto químico	K Cl	C H <sub>4</sub>	N <sub>2</sub>	Ca F <sub>2</sub>	Na Cl	Mg O	H <sub>2</sub> O
Tipo de enlace							

S43. Práctica de laboratorio. Propiedades das substancias covalentes: I<sub>2</sub>.

- a) Comprobe a solubilidade do I<sub>2</sub> en auga, alcohol e gasolina.
- b) Verifique que a temperatura de fusión do I<sub>2</sub> é de 114 °C.

S44. Calcule a masa molecular, en *uma*, da molécula de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. (Datos masas atómicas: H = 1,00 u; O = 16,00 u; S = 32,07 u).

S45. Calcule a masa molecular, en *uma* e en kg, da molécula de CH<sub>4</sub>. (Datos masas atómicas: C = 12,01 u; H = 1,00 u; 1 u = 1,66 · 10<sup>-27</sup> kg).

S46. Calcule a masa molecular, en *uma* e en kg, da molécula de H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> (Datos masas atómicas: C = 12,01 u; H = 1,00 u; O = 16,00 u; 1 u = 1,66 · 10<sup>-27</sup> kg).

### 2.7.3 Enlace metálico

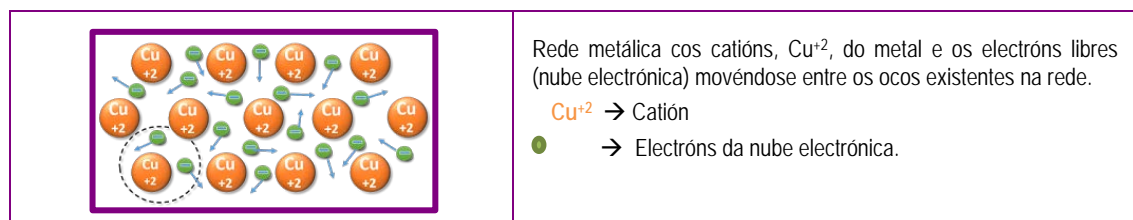
Este tipo de enlace fórmase cando átomos dun **metal** se unen entre si.

*Enlace metálico → metal + metal*

Cando observamos un anaco de cobre decatámonos de que está constituído polo mesmo tipo de átomos, neste caso de cobre (Cu).

Os átomos de cobre, o mesmo que os átomos de todos os elementos metálicos, teñen tendencia a ceder electróns para obter a configuración de gas nobre (regra do octeto), converténdose en ións positivos (no noso exemplo  $\text{Cu}^{+2}$ ). Estes catións resultantes ordénanse no espazo formando unha **rede metálica** fixa, entre os que se moven libremente os electróns de valencia desprendidos dos átomos formando unha **nube de electróns** que se desprazan a través de toda a rede.

O conxunto dos catións do metal queda unido mediante a nube de electróns con carga negativa que os envolve.

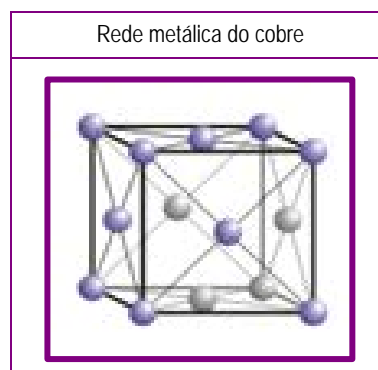


No enlace metálico, os átomos non forman moléculas, senón que todos os catións e a nube electrónica constitúen unha estrutura de multitude de átomos ordenados. Por iso, a fórmula dos metais é, sinxelamente, o símbolo dos átomos que o constitúen: Fe (ferro), Cu (cobre), Ag (prata) etc.

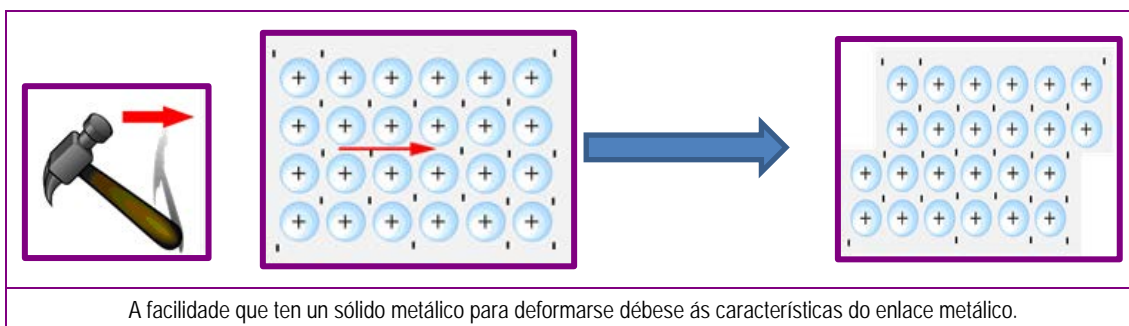
#### Propiedades das substancias metálicas

As substancias covalentes que forman moléculas teñen as seguintes propiedades:

- Son **sólidas a temperatura ambiente, aínda que unhas poucas**, como o mercurio (Hg), **son líquidas**.
- As súas **temperaturas de fusión e ebulición son elevadas**, debido a que a forza de atracción entre os catións da rede metálica e a nube electrónica é moi intensa.



- **Conducen ben a electricidade e a calor**, debido á mobilidade do conxunto de electróns que forman a nube electrónica.
- **Son maleables**, é dicir, poden deformarse e facer láminas. Esta propiedade que teñen os metais para deformárense sen que se produza a súa fractura débese ao feito de que toda deformación no metal implica un desprazamento dos ións positivos do cristal sen que a rede cristalina se altere, grazas á liberdade de movemento que posúen os electróns da nube electrónica.



- **Son dúctiles**, é dicir, poden ser transformados en fíos.
- **Disólvense ben con outros metais cando están fundidos**, formando aliaxes.
- **Son pouco solubles, en xeral, en auga (aínda que son bastante solubles en disolventes orgánicos como benceno ou gasolina).**

### Actividades propostas

S47. Explique coas súas propias palabras por que:

- a) Os metais son bos condutores da calor.
- b) Os metais son bos condutores da electricidade.
- c) Os metais son maleables e dúctiles.

S48. Relacione as diferentes substancias co seu tipo de enlace correspondente, colocando a letra escollida no lugar adecuado:

Letra	Substancia
A	Na Cl
B	Zn
C	Cl <sub>2</sub>

Letra	Enlace químico
	Iónico
	Covalente
	Metálico

S49. Clasifique as seguintes substancias polo tipo de enlace que presentan:

Substancia	Enlace químico
H <sub>2</sub> O	
I <sub>2</sub>	
Al	
Na Br	
C H <sub>4</sub>	
He	
N H <sub>3</sub>	

S50. O neon, argon, cripton, xenon e radon constitúen un grupo de elementos moi semellantes, en canto que moi dificilmente forman compostos. Explique esta similitude da súa inactividade química a partir das súas configuracións electrónicas.

S51. Indique se as seguintes afirmacións son verdadeiras ou falsas:

Afirmacións	V/F
Un sólido metálico está formado por ións negativos e unha nube de electróns.	
Un sólido metálico está formado por átomos neutros que comparten electróns.	
Un sólido metálico está formado por ións positivos e unha nube de electróns.	

## 2.8 Forzas intermoleculares

Como temos visto ao longo desta unidade didáctica, os átomos que forman unha molécula están unidos por enlaces entre eles, son os **enlaces intramoleculares**. Para que se produza un cambio químico, é necesario romper estes enlaces, que son os que determinan as propiedades químicas de cada tipo de substancia.

Pero, unha vez que se forman as moléculas e ións, é necesaria a existencia dos **enlaces intermoleculares**, que fan que as moléculas se atraian e se manteñan unidas. Estes enlaces son os que determinan as propiedades físicas das substancias, como o punto de fusión, punto de ebulición, solubilidade etc.

**As forzas intermoleculares son as forzas de atracción entre as moléculas das substancias covalentes.** Estas forzas están presentes nas substancias covalentes en estado sólido ou líquido.

Os puntos de fusión e ebulición das substancias covalentes proporcionan unha boa información sobre a magnitude das forzas intermoleculares. Así, canto menor sexan os puntos de fusión e ebulición dunha determinada substancia, menor serán as forzas que manteñen unidas a súas moléculas.

As forzas intermoleculares, máis débiles que as forzas intramoleculares, poden ser de dous tipos:

- **Forzas de Van der Waals.**
- **Enlaces ou pontes de hidróxeno.**

# Táboa Periódica dos Elementos

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 <b>H</b> Hidróxeno 1.008	2 <b>He</b> Helio 4.003	3 <b>Li</b> Litio 6.941	4 <b>Be</b> Berilio 9.012	5 <b>B</b> Boro 10.811	6 <b>C</b> Carbono 12.011	7 <b>N</b> Nitróxeno 14.007	8 <b>O</b> Oxíxeno 15.999	9 <b>F</b> Flúor 18.998	10 <b>Ne</b> Neón 20.180	11 <b>Na</b> Sodio 22.990	12 <b>Mg</b> Magnésio 24.305	13 <b>Al</b> Aluminio 26.982	14 <b>Si</b> Silicio 28.086	15 <b>P</b> Fósforo 30.974	16 <b>S</b> Azufre 32.066	17 <b>Cl</b> Cloro 35.453	18 <b>Ar</b> Argón 39.948
19 <b>K</b> Potasio 39.098	20 <b>Ca</b> Calcio 40.078	21 <b>Sc</b> Escandio 44.956	22 <b>Ti</b> Titánio 47.867	23 <b>V</b> Vanadio 50.942	24 <b>Cr</b> Cromo 51.996	25 <b>Mn</b> Manganeso 54.938	26 <b>Fe</b> Ferro 55.845	27 <b>Co</b> Cobalto 58.933	28 <b>Ni</b> Níquel 58.693	29 <b>Cu</b> Cobre 63.546	30 <b>Zn</b> Zinc 65.38	31 <b>Ga</b> Galio 69.723	32 <b>Ge</b> Germanio 72.631	33 <b>As</b> Arsénico 74.922	34 <b>Se</b> Selénio 78.971	35 <b>Br</b> Bromo 79.904	36 <b>Kr</b> Kriptón 84.798
37 <b>Rb</b> Rubidio 84.468	38 <b>Sr</b> Estroncio 87.62	39 <b>Y</b> Itrio 88.906	40 <b>Zr</b> Zircónio 91.224	41 <b>Nb</b> Niobio 92.906	42 <b>Mo</b> Molibdeno 95.95	43 <b>Tc</b> Tecnecio 98.907	44 <b>Ru</b> Rutenio 101.07	45 <b>Rh</b> Rodio 102.906	46 <b>Pd</b> Paladio 106.42	47 <b>Ag</b> Prata 107.868	48 <b>Cd</b> Cadmio 112.414	49 <b>In</b> Indio 114.818	50 <b>Sn</b> Estanho 118.711	51 <b>Sb</b> Antimonio 121.760	52 <b>Te</b> Telurio 127.6	53 <b>I</b> Iodo 126.904	54 <b>Xe</b> Xenón 131.294
55 <b>Cs</b> Cesio 132.905	56 <b>Ba</b> Bario 137.328	57-71 Lantánidos	72 <b>Hf</b> Hafnio 178.49	73 <b>Ta</b> Tantalio 180.948	74 <b>W</b> Volfrámio 183.84	75 <b>Re</b> Reniio 186.207	76 <b>Os</b> Osmio 190.23	77 <b>Ir</b> Iridio 192.217	78 <b>Pt</b> Platina 195.085	79 <b>Au</b> Ouro 196.967	80 <b>Hg</b> Mercurio 200.592	81 <b>Tl</b> Talio 204.383	82 <b>Pb</b> Plomo 207.2	83 <b>Bi</b> Bismuto 208.980	84 <b>Po</b> Polonio [208.982]	85 <b>At</b> Astato 209.987	86 <b>Rn</b> Radón 222.018
87 <b>Fr</b> Francio 223.020	88 <b>Ra</b> Radio 226.025	89-103 Actínidos	104 <b>Rf</b> Rutherfordio [261]	105 <b>Db</b> Dubnio [262]	106 <b>Sg</b> Seaborgio [263]	107 <b>Bh</b> Bohrio [264]	108 <b>Hs</b> Hastio [269]	109 <b>Mt</b> Meitnerio [268]	110 <b>Ds</b> Darmstadtio [269]	111 <b>Rg</b> Roentgenio [272]	112 <b>Cn</b> Copernicium [277]	113 <b>Uut</b> Ununtrio [289]	114 <b>Fl</b> Flerovio [289]	115 <b>Uup</b> Ununpentio [289]	116 <b>Lv</b> Livermorio [293]	117 <b>Uus</b> Ununseptio [293]	118 <b>Uuo</b> Ununoctio [294]

57 <b>La</b> Lantano 138.905	58 <b>Ce</b> Cerio 140.116	59 <b>Pr</b> Praseodímio 140.908	60 <b>Nd</b> Neodímio 144.243	61 <b>Pm</b> Prometio [144.913]	62 <b>Sm</b> Samario 150.36	63 <b>Eu</b> Europio 151.964	64 <b>Gd</b> Gadolínio 157.25	65 <b>Tb</b> Terbio 158.925	66 <b>Dy</b> Disprósio 162.500	67 <b>Ho</b> Holmio 164.930	68 <b>Er</b> Erbio 167.259	69 <b>Tm</b> Talio 168.934	70 <b>Yb</b> Itrio 173.055	71 <b>Lu</b> Lutécio 174.967
89 <b>Ac</b> Actínio 227.028	90 <b>Th</b> Torio 232.038	91 <b>Pa</b> Protactínio 231.036	92 <b>U</b> Uranio 238.029	93 <b>Np</b> Neptunio 237.048	94 <b>Pu</b> Plutónio 244.064	95 <b>Am</b> Americio 243.061	96 <b>Cm</b> Curio 247.070	97 <b>Bk</b> Berkelio 247.070	98 <b>Cf</b> Californio 251.080	99 <b>Es</b> Einsteinio [254]	100 <b>Fm</b> Fermio 257.095	101 <b>Md</b> Mendelevio 258.1	102 <b>No</b> Nobelio 259.101	103 <b>Lr</b> Lawrencio [262]



### 3. Actividades finais

---

#### 3.1 Estrutura atómica da materia. Modelos atómicos

S52. Marque a resposta correcta: "O primeiro modelo atómico foi ideado por..."

- a) Demócrito.
- b) Aristóteles.
- c) Dalton.
- d) Da Vinci

S53. Enuncie os postulados da teoría atómica de Dalton.

S54. Describa un átomo de oxíxeno segundo o modelo de Thomson e segundo o modelo de Rutherford.

Modelo de Thomson	Modelo de Rutherford

S55. Relacione as diferentes afirmacións co modelo atómico correspondente, colocando a letra escollida no lugar adecuado:

Letra	Afirmación
A	O átomo é unha esfera compacta.
B	O núcleo é moi pequeno en comparación co tamaño do átomo.
C	Os electróns atópanse incrustados.

Letra	Modelo atómico
	Thomson
	Rutherford
	Dalton

S56. Sinale as semellanzas e diferenzas entre:

	Semellanzas	Diferenzas
▪ Electrón - protón		
▪ Protón - neutrón		
▪ Electrón - neutrón		

S57. Busque e corrixa o erro nas seguintes afirmacións:

- a) O electrón é unha partícula cuxa masa é moi pequena e ten carga eléctrica positiva.
- b) Un protón ten unha masa moito maior có neutrón.
- c) Un neutrón ten unha masa aproximadamente igual cá do electrón.
- d) O neutrón ten a mesma carga có electrón, pero de signo contrario.
- e) Os electróns e protóns repélense porque a súas cargas son de signo oposto.

S58. Complete a seguinte táboa cos valores correspondentes:

	Masa	Carga
Electrón		
Protón		
Neutrón		

## 3.2 Número atómico, número másico e isótopos

S59. Complete a seguinte táboa

	Protóns	Neutróns	electróns	Z	A
${}_{92}^{235}\text{U}$					
${}_{7}^{15}\text{N}$					
${}_{2}^{4}\text{He}$					

S60. Un átomo neutro ten 39 protóns e 50 neutróns no seu núcleo. Cantos electróns ten? Como se distribúen os electróns en cada nivel? Que número atómico e número másico corresponden a este átomo?

S61. Cantos electróns caben no 2º nivel de enerxía dun átomo?

S62. Escriba un isótopo do  ${}_{20}^{40}\text{Ca}$ . Cantos protóns, electróns e neutróns ten o átomo dado e o isótopo que escribiu?

S63. Dados os seguintes átomos: boro ( ${}_{5}^{11}\text{B}$ ), sodio ( ${}_{11}^{23}\text{Na}$ ) e boro ( ${}_{5}^{10}\text{B}$ ), responda:

- a) Cales son os seus valores de Z e A? Cantos electróns ten cada átomo?
- b) Cales destes átomos son isótopos? En que se diferencian?

S64. Complete a seguinte táboa:

Protóns	Neutróns	Electróns	Z	A
30				66
			9	19
	21		19	
18	22			

S65. Un átomo ten  $A = 28$  e sabemos que ten 14 protóns. Calcule o seu número de neutróns e indique o seu número atómico. Represente de forma abreviada e escriba un posible isótopo seu.

S66. Pode ser o número atómico dun átomo maior que su número másico? Razoe a súa resposta.

S67. Un átomo neutro de calcio ten 20 neutróns e 20 electróns, responda as seguintes cuestións:

- a) Cantos protóns ten? Cal é o seu número atómico?
- b) Cal é o seu número másico?
- c) Como se distribúen os electróns nos diferentes niveis?
- d) Represente de forma abreviada.
- e) Escriba un isótopo.

### 3.3 Masa atómica, ións e configuración electrónica

S68. Calcule a masa aproximada, expresada en u, dun átomo de  ${}^{14}_7\text{N}$ .

S69. Calcule a masa aproximada dun átomo de  ${}^{27}_{13}\text{Al}$  :

- a) En u.
- b) En kg.

S70. Escriba a configuración electrónica dun átomo de potasio,  ${}^{39}_{19}\text{K}$ , e indique o número de electróns que hai en cada nivel de enerxía.

S71. Un átomo neutro ten a seguinte configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ . Indique:

- a) Indique o número de protóns que posúe este átomo.
- b) Escriba o seu número atómico.
- c) Indique o número de electróns de valencia que posúe.

S72. Complete a seguinte táboa:

Átomo	Z	A	Nº protóns	Nº electróns	Nº neutróns	Carga neta
${}_{53}^{127}\text{I}^{-1}$						
${}_{19}^{39}\text{K}^{+1}$						
${}_{15}^{31}\text{P}$						

S73. Escriba a configuración electrónica dos seguintes átomos:

Átomo	Configuración electrónica
${}_{18}\text{Ar}$	
${}_{17}\text{Cl}^{-1}$	
${}_{8}\text{O}^{-2}$	
${}_{12}\text{Mg}^{+2}$	
${}_{15}\text{P}$	

S74. Indique a opción correcta: Un átomo de oxíxeno ten 8 protóns, 10 neutróns e 10 electróns é un...

- a) Catión con carga +2.
- b) Catión con carga +1.
- c) Aniión con carga -1.
- d) Aniión con carga -2.

S75. Escriba a configuración electrónica dos seguintes ións indicando se gañaron ou perderon electróns e se son catións ou aniións.

Átomo	Configuración electrónica	Gaña / Perde	Catiión / Aniión
${}_{16}\text{S}^{-2}$			
${}_{15}\text{P}^{-3}$			
${}_{20}\text{Ca}^{+2}$			
${}_{37}\text{Rb}^{+1}$			

S76. Escriba a configuración electrónica do bario, Z = 56, e explique cal será o seu ión máis probable.

S77. Escriba a configuración electrónica dos seguintes átomos e indique cal será o ión máis probable de cada un deles.

Átomo	Configuración electrónica	ión máis probable
${}_{18}\text{Ar}$		
${}_{3}\text{Li}$		
${}_{16}\text{S}$		
${}_{20}\text{Ca}$		
${}_{9}\text{F}$		

S78. Complete a seguinte táboa:

Átomo	Símbolo	Nº protóns	Nº neutróns	Nº electróns	Z	A	Carga neta
	Fe		30			56	+2
${}_{12}^{25}\text{Mg}^{+2}$							
	Se		46	36		80	
		7	7	10			

### 3.4 Táboa periódica

S79. Certo átomo ten 35 protóns no seu núcleo, responda (utilizando a táboa periódica) as seguintes preguntas:

- a) Cal é o seu nome? E o seu símbolo?
- b) A que grupo pertence? A que período?
- c) É un gas nobre?
- d) É un metal, non metal ou metaloide?
- e) Escriba a súa configuración electrónica.
- f) Cantos electróns de valencia ten?
- g) Cal é o seu ión máis probable?

S80. A configuración electrónica dun determinado átomo neutro é  $1s^2 2s^2$ . Responda as seguintes preguntas Consulte a táboa periódica:

- a) De que elemento se trata? Cal é o seu símbolo?
- b) A que grupo e período pertence?
- c) É un gas nobre?
- d) É un metal, non metal, metaloide ou gas nobre?
- e) Cantos electróns de valencia ten?
- f) Cal é o seu ión máis probable?

S81. Un determinado átomo ten unha configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6$ . Responda as seguintes preguntas Consulte a táboa periódica:

- a) De que elemento se trata? Cal é o seu símbolo?
- b) A que grupo e período pertence?
- c) É un gas nobre?
- d) Formará algún ión?

S82. Indique se as seguintes configuracións electrónicas corresponden a metais, non metais ou gases nobres:

Configuración electrónica	Metal / non metal / gas nobre
$1s^2$	
$1s^2 2s^1$	
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	

Configuración electrónica	Metal / non metal / gas nobre
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	
$1s^2 2s^2 2p^3$	
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	

S83. Escriba o nome do grupo ao que pertencen os seguintes elementos:

Elemento	Grupo
Potasio (K)	
Bromo (Br)	
Iodo (I)	
Estroncio (Sr)	

Elemento	Grupo
Sodio (Na)	
Argon (Ar)	
Nitróxeno (N)	
Helio (He)	

S84. Consulte a táboa periódica. Cal é o gas nobre pertencente ao 3º período?

S85. Utilice a táboa periódica. Cite 2 elementos alcalinos.

S86. Consulte a táboa periódica e cite 3 elementos metaloides.

### 3.5 Enlace químico

S87. Explique a formación, mediante o enlace iónico, do composto  $\text{Na}_2\text{O}$ . (Datos: Na ( $Z = 11$ ); O ( $Z = 8$ )).

- a) Escriba as súas configuracións electrónicas.
- b) É a unión dun metal cun non metal?
- c) Cantos electróns cede o sodio?
- d) Cantos electróns capta o oxíxeno?
- e) Que ións se forman nesta unión?
- f) Cal é a fórmula do composto resultante?

S88. Complete a seguinte frase:

*“A configuración electrónica dos átomos de magnesio, Mg ( $Z = 12$ ), é ..... e a dos átomos de cloro, Cl ( $Z = 17$ ), é..... Polo tanto, os átomos de magnesio tratan de perder .... electróns mentres que os átomos de cloro tratan de gañar .... electrón. A fórmula da substancia formada será ..... O enlace entre os dous ións formados é de tipo .....*”

S89. Represente os diagramas de Lewis das seguintes moléculas:

HCl	
$\text{SH}_2$	
$\text{PH}_3$	

S90. Busque na táboa periódica información sobre o átomo de iodo e responda:

- a) Escriba o valor do seu número atómico e másico.
- b) Que partículas forman o seu núcleo?
- c) Cantos electróns ten na súa codia?
- d) Cal é o ión máis probable que formará?
- e) Que tipo de enlace existirá entre dous átomos de iodo?
- f) Represente o diagrama de Lewis desta unión.

S91. Na molécula de oxíxeno,  $\text{O}_2$ , Cantos pares de electróns comparten os 2 átomos implicados no enlace? De que tipo é o enlace que forman?

S92. Calcule a masa molecular, en uma e en kg, das seguintes moléculas (utilice a táboa periódica para ver a masa atómica de cada un dos átomos):

Molécula	Masa molecular (u)	Masa molecular (kg)
$\text{Na}_2\text{SO}_4$		
$\text{HNO}_3$		
$\text{CO}_2$		

S93. Indique o tipo de enlace tendo en conta as propiedades das substancias:

Propiedade	Tipo de enlace
É condutor da corrente eléctrica e non soluble en auga.	
Son gases ou líquidos a temperatura ambiente e disólvense en disolventes orgánicos.	
O seu punto de fusión é moi elevado e é insoluble.	
Son condutores da electricidade cando están disolvidos ou fundidos.	

S94. Os alumnos da EPA de Pontevedra están experimentando no laboratorio con tres substancias descoñecidas A, B e C. Pode indicarlles de que tipo de compostos se trata: iónicos, covalentes moleculares, covalentes atómicos ou metais?

Propiedade	Tipo de enlace
A substancia A ten aspecto cristalino e disólvese en auga.	
A substancia B é un líquido que ten un punto de ebulición de 56 °C.	
A substancia C é un sólido brillante que conduce moi ben a electricidade.	

S95. Indique o tipo de enlace nos seguintes compostos:

Composto	Tipo de enlace
$\text{Na}_2\text{S}$	
$\text{KI}$	
$\text{SiH}_4$	
$\text{Fe}$	
$\text{SrCl}_2$	

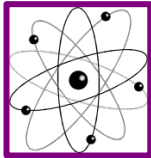
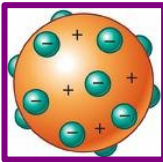
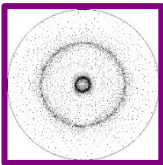



# 4. Solucionario

## 4.1 Solucións das actividades propostas

S1. *Aproximadamente 2.500 anos.*

S2.

Letra	Debuxo	Letra	Modelo
A		A	Modelo de Rutherford
B		C	Modelo de orbitais
C		D	Modelo de Dalton
D		B	Modelo de Thomson

S3. *No século XX.*

S4.

Protón	Neutrón	Electrón
2°	3°	1°

S5.

▪ 1° nivel	$2 \cdot n^2 \rightarrow 2 \cdot 1^2 = 2 \cdot 1 = 2$
▪ 2° nivel	$2 \cdot n^2 \rightarrow 2 \cdot 2^2 = 2 \cdot 4 = 8$

S6.

Átomo	Z	Nº protóns	Nº electróns	A	Nº neutróns
F	9	9	9	19	10
Co	27	27	27	55	28
Al	13	13	13	27	14
Cl	17	17	17	36	19
S	16	16	16	32	16
Na	11	11	11	23	12

S7. a) Os átomos A e C son átomos do mesmo elemento. Os átomos B e D son átomos do mesmo elemento.

b) Non.

c) Os átomos B e D son átomos do mesmo elemento por teren o mesmo número de protóns no núcleo, pero non son átomos iguais, porque teñen diferente número de neutróns nos seus respectivos núcleos; son polo tanto isótopos.

S8. a) Número atómico:  $Z = 6$ . b) Número másico:  $A = 12$ .

S9. a) 18 neutróns; 17 protóns; 17 electróns por ser un átomo neutro. b) 1º nivel  $\rightarrow$  2 electróns; 2º nivel  $\rightarrow$  8 electróns; 3º nivel  $\rightarrow$  7 electróns.

S10. 1º nivel  $\rightarrow$  2 electróns; 2º nivel  $\rightarrow$  5 electróns.

S11. Non.

S12. Os protóns e os neutróns.

S13. “Dous átomos son isótopos se teñen igual número atómico e diferente número másico, polo tanto, teñen o mesmo número de protóns e diferente número de neutróns”.

S14.

Afirmación	V/F
▪ Todos os átomos dun elemento químico teñen o mesmo número de protóns.	V
▪ Todos os átomos dun elemento químico teñen o mesmo número de neutróns.	F
▪ O número másico e o atómico son sempre números naturais.	V
▪ Dous átomos distintos poden ser átomos do mesmo elemento.	V

S15. *Non. Para que dous átomos sexan isótopos deben ter o mesmo número atómico e diferente número másico. No exemplo deste exercicio non se cumpre a 1ª das condicións.*

S16.

Isótopo	Elemento	Z	A	Nº protóns	Nº electróns	Nº neutróns
$^{12}_6\text{C}$	Carbono	6	12	6	6	6
$^{13}_6\text{C}$	Carbono	6	13	6	6	7
$^{16}_8\text{O}$	Oxíxeno	8	16	8	8	8
$^{18}_8\text{O}$	Oxíxeno	8	18	8	8	10
$^{25}_{12}\text{Mg}$	Magnesio	12	25	12	12	13
$^{26}_{12}\text{Mg}$	Magnesio	12	26	12	12	14
$^{235}_{92}\text{U}$	Uranio	92	235	92	92	143
$^{238}_{92}\text{U}$	Uranio	92	238	92	92	146

S17. *56,44938 u.*

S18.  *$2,00788 \cdot 10^{-26}$  kg.*

S19.  *$35.279.820$  u;  $5,85645 \cdot 10^{-20}$  kg*

S20.

Átomo	Nº protóns	Nº electróns	Nº neutróns	Carga neta
$^{14}_7\text{N}^{-3}$	7	10	7	-3
$^{39}_{19}\text{K}$	19	19	20	0
$^{35}_{17}\text{Cl}^{-1}$	17	18	18	-1
$^{24}_{12}\text{Mg}^{+2}$	12	10	12	+2

S21.

Elemento	Nº protóns	Nº electróns	Nº neutróns	Átomo
Sodio (Na)	11	10	12	$^{23}_{11}\text{Na}^{+1}$
Sodio (Na)	11	11	12	$^{23}_{11}\text{Na}$
Calcio (Ca)	20	20	20	$^{40}_{20}\text{Ca}$
Calcio (Ca)	20	18	20	$^{40}_{20}\text{Ca}^{+2}$
Iodo (I)	53	54	74	$^{127}_{53}\text{I}^{-1}$
Iodo (I)	53	53	73	$^{126}_{53}\text{I}$

S22.

Átomo	Elemento	Ión (si/non)	Gañou electróns	Perdeu electróns	Carga neta
${}^{14}_7\text{N}^{-3}$	Nitróxeno	Si	Si (3)	Non	-3
${}^{39}_{19}\text{K}$	Potasio	Non	Non	Non	0
${}^{35}_{17}\text{Cl}^{-1}$	Cloro	Si	Si (1)	Non	-1
${}^{24}_{12}\text{Mg}^{+2}$	Magnesio	Si	Non	Si (2)	+2
${}^{40}_{20}\text{Ca}$	Calcio	Non	Non	Non	0
${}^{133}_{55}\text{Cs}^{+1}$	Cesio	Si	Non	Si (1)	+1
${}^{56}_{26}\text{Fe}^{+2}$	Ferro	Si	Non	Si (2)	+2

S23. a) 6 protóns, 6 electróns  $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^2$ ; b) 26 protóns, 26 electróns  $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ . c) 12 protóns, 10 electróns  $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6$ . d) 16 protóns, 18 electróns  $\rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

S24. a)  $Z = 11$ ;  $A = 23$ . b) Constituído por 11 protóns e 12 neutróns. c) 11 electróns. d)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ . e) Non. f) 1º nivel (2 electróns); 2º nivel (8 electróns); 3º nivel (1 electrón). g) Debuxo. h) 1 electrón de valencia.

S25. a) 17 electróns. b)  $Z = 17$ ;  $A = 36$ . c) 1º nivel (2 electróns); 2º nivel (8 electróns); 3º nivel (7 electróns). d) Non. e) Constituído por 17 protóns e 19 neutróns.

S26.

Configuración electrónica	Nº Período	Nº Grupo	Electróns de valencia
▪ $1s^2 2s^2$	2	2	2
▪ $1s^2 2s^2 2p^3$	2	15	5
▪ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	4	1	1
▪ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$	4	17	7
▪ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	3	18	8

S27. Nitróxeno (N).

S28. Flúor (F).

S29. Helio (He); cripton (Kr).

S30. a) Cloro; Cl. b) Halóxenos (grupo 17); 3º período. c) Non. d) Non metal. e)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . f) 7 electróns de valencia. g) Cl-1.

S31. a) Sodio; Na. b) Alcalinos (grupo 1); 3º período. c) Non. d) Metal. e)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ . f) 1 electrón de valencia. g)  $Na^{+1}$ .

S32. Debe ter 8 electróns; gases nobres.

S33.

Número atómico	Elemento (símbolo)	Grupo / período	Configuración electrónica	Ión máis probable
4	Berilio (Be)	2 / 2	$1s^2 2s^2$	$Be^{+2}$
7	Nitróxeno (N)	15 / 2	$1s^2 2s^2 2p^3$	$N^{-3}$
10	Neon (Ne)	18 / 2	$1s^2 2s^2 2p^6$	---
36	Cripton (Kr)	18 / 4	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$	---
16	Xofre (S)	16 / 3	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$S^{-2}$

S34. A → gases nobres; B → non metais; C → metais.

S35. a) Potasio; K. b) Alcalinos (grupo 1); 4º período. c) Non. d) Metal. e) 1 electrón de valencia. f)  $K^{+1}$

S36. a) Potasio →  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ ; bromo →  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ . b) Si. c) Cede 1 electrón. d) Capta 1 electrón. e)  $K^{+1}$  y  $Br^{-1}$  f) K Br. g) Enlace iónico.

S37. a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$  → metal;  $1s^2 2s^2 2p^4$  → non metal. b) Si, existirá un enlace iónico entre eles por ser un enlace entre un metal e un non metal. c) Magnesio (Mg) e oxíxeno (O);  $Mg^{+2}$  e  $O^{-2}$ . d) Mg O (óxido de magnesio).

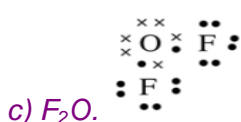
S38. Non. Para formarse un enlace iónico debe haber un átomo que ceda electróns (metal) e outro átomo que capte electróns (non metal).

S39. Experiencia de laboratorio.

S40.

K I	$N_2$	$O_2$	Fe	$PH_3$	$CaI_2$
Si	Non	Non	Non	Non	Si

S41. a)  $Br_2$ .  $:\ddot{Br} \cdot + \cdot \ddot{Br} : \rightarrow :\ddot{Br} : \ddot{Br} :$  b)  $Cl_2$ .  $:\ddot{Cl} \cdot + \cdot \ddot{Cl} : \rightarrow :\ddot{Cl} : \ddot{Cl} :$



e)  $N_2$ .  $\cdot \ddot{N} : + : \ddot{N} \cdot \rightarrow : N \equiv N :$

S42.

Composto químico	K Cl	C H <sub>4</sub>	N <sub>2</sub>	Ca F <sub>2</sub>	Na Cl	Mg O	H <sub>2</sub> O
Tipo de enlace	Iónico	Covalente	Covalente	Iónico	Iónico	Iónico	Covalente

S43. *Experiencia de laboratorio.*

S44. *98,07 u.*

S45. *16,01 u; 2,657 · 10<sup>-26</sup> kg.*

S46. *62,01 u; 1,0293 · 10<sup>-25</sup> kg.*

S47. *Teoría.*

S48.

Letra	Substancia
A	Na Cl
B	Zn
C	Cl <sub>2</sub>

Letra	Enlace químico
A	Iónico
C	Covalente
B	Metálico

S49.

Substancia	Enlace químico
H <sub>2</sub> O	Covalente
I <sub>2</sub>	Covalente
Al	Metálico
Na Br	Iónico
C H <sub>4</sub>	Covalente
He	Gas noble
N H <sub>3</sub>	Covalente

S50. *Todos eles teñen 8 electróns de valencia, a súa configuración electrónica é ns<sup>2</sup> np<sup>6</sup> e verifican a regra do octeto.*

S51.

Afirmacións	V/F
Un sólido metálico está formado por ións negativos e unha nube de electróns.	F
Un sólido metálico está formado por átomos neutros que comparten electróns.	F
Un sólido metálico está formado por ións positivos e unha nube de electróns.	V

## 4.2 Solucións das actividades finais

S52. *c.*

S53. *Teoría.*

S54.

Modelo de Thomson	Modelo de Rutherford
Esfera maciza cargada positivamente con 8 electróns (carga negativa) incrustados nela.	Átomo formado por un núcleo con 8 protóns e a maior parte da masa do átomo e, na codia, 8 electróns xirando arredor do núcleo.

S55.

Letra	Afirmación
A	O átomo é unha esfera compacta.
B	O núcleo é moi pequeno en comparación co tamaño do átomo.
C	Os electróns atópanse incrustados.

Letra	Modelo atómico
C	Thomson
B	Rutherford
A	Dalton

S56.

	Semellanzas	Diferenzas
▪ Electrón - protón	Mesma carga, pero de signos contrarios.	Masas moi diferentes.
▪ Protón - neutrón	Masa moi parecida.	Un ten carga positiva e o outro non ten carga.
▪ Electrón - neutrón	Ningunha.	Masas e cargas diferentes.

S57. *a) O electrón é unha partícula cuxa masa é moi pequena e ten carga eléctrica negativa.*

*b) Un protón ten unha masa moito maior có electrón.*

*c) Un neutrón ten unha masa aproximadamente igual cá do protón.*

*d) O protón ten a mesma carga có electrón, pero de signo contrario.*

*e) Os electróns e os protóns atraense porque a súas cargas son de signo oposto.*

S58.

	Masa	Carga
Electrón	$9,11 \cdot 10^{-31}$ kg	$-1,6 \cdot 10^{-19}$ C.
Protón	$1,673 \cdot 10^{-27}$ kg	$+1,6 \cdot 10^{-19}$ C.
Neutrón	$1,675 \cdot 10^{-27}$ kg	---

S59.

	Protóns	Neutróns	electróns	Z	A
${}^{235}_{92}\text{U}$	92	143	92	92	235
${}^{15}_7\text{N}$	7	8	7	7	15
${}^4_2\text{He}$	2	2	2	2	4

S60. 39 electróns; 1º nivel (2 electróns); 2º nivel (8 electróns); 3º nivel (18 electróns); 4º nivel (9 electróns); 5º nivel (2 electróns). Z = 39; A = 89.

S61.  $2 \cdot n^2 \rightarrow 8$  electróns.

S62. Un isótopo pode ser o átomo:  ${}^{41}_{20}\text{Ca}$ .  ${}^{40}_{20}\text{Ca} \rightarrow 20$  protóns, 20 electróns e 20 neutróns.  ${}^{41}_{20}\text{Ca} \rightarrow 20$  protóns, 20 electróns e 21 neutróns.

S63. Boro  $\rightarrow Z = 5$ ; A = 11; sodio  $\rightarrow Z = 11$ ; A = 23; boro  $\rightarrow Z = 5$ ; A = 10. Boro  $\rightarrow 5$  electróns; sodio  $\rightarrow 11$  electróns; boro  $\rightarrow 5$  electróns. Os 2 átomos de boro son isótopos. Teñen o mesmo número de protóns, pero teñen diferente número de neutróns.

S64.

Protóns	Neutróns	Electróns	Z	A
30	36	30	30	66
9	10	9	9	19
19	21	19	19	40
18	22	18	18	40

S65. 14 neutróns; Z = 14;  ${}^{28}_{14}\text{Si}$ ;  ${}^{29}_{14}\text{Si}$ .

S66. Non, porque o número másico dun átomo é a suma do número atómico máis o número de neutróns que ten ese átomo no seu núcleo.

S67. a) 20 protóns; Z = 20. b) A = 40. c) 1º nivel (2 electróns); 2º nivel (8 electróns); 3º nivel (8 electróns); 4º nivel (2 electróns). d)  ${}^{40}_{20}\text{Ca}$ . e)  ${}^{42}_{20}\text{Ca}$ .

S68. 14,11165 u.

S69. a) 27,21602 u. b)  $4,5178 \cdot 10^{-26}$  kg.



S70. a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$  . b) 1º nivel (2 electróns); 2º nivel (8 electróns); 3º nivel (8 electróns); 4º nivel (1 electróns).

S71. a) 14 protóns. b)  $Z = 14$ . c) 4 electróns de valencia.

S72.

Átomo	Z	A	Nº protóns	Nº electróns	Nº neutróns	Carga neta
${}_{53}^{127}\text{I}^{-1}$	53	127	53	54	74	-1
${}_{19}^{39}\text{K}^{+1}$	19	39	19	18	20	+1
${}_{15}^{31}\text{P}$	15	31	15	15	16	0

S73.

Átomo	Configuración electrónica
${}_{18}\text{Ar}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
${}_{17}\text{Cl}^{-1}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
${}_{8}\text{O}^{-2}$	$1s^2 2s^2 2p^6$
${}_{12}\text{Mg}^{+2}$	$1s^2 2s^2 2p^6$
${}_{15}\text{P}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

S74. d) Anión con carga -2.

S75.

Átomo	Configuración electrónica	Gaña / Perde	Catión / Anión
${}_{16}\text{S}^{-2}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	Gaña 2 e-	Anión
${}_{15}\text{P}^{-3}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	Gaña 3 e-	Anión
${}_{20}\text{Ca}^{+2}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	Perde 2 e-	Catión
${}_{37}\text{Rb}^{+1}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$	Perde 1 e-	Catión

S76.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$ ;  $\text{Ba}^{+2}$ .

S77.

Átomo	Configuración electrónica	Ión más probable
${}_{18}\text{Ar}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	---
${}_{3}\text{Li}$	$1s^2 2s^1$	$\text{Li}^{+1}$
${}_{16}\text{S}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$\text{S}^{-2}$
${}_{20}\text{Ca}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	$\text{Ca}^{+2}$
${}_{9}\text{F}$	$1s^2 2s^2 2p^5$	$\text{F}^{-1}$

S78.

Átomo	Símbolo	Nº protóns	Nº neutróns	Nº electróns	Z	A	Carga neta
${}^{56}_{26}\text{Fe}^{+2}$	Fe	26	30	24	26	56	+2
${}^{25}_{12}\text{Mg}^{+2}$	Mg	12	13	10	12	25	+2
${}^{80}_{34}\text{Se}^{-2}$	Se	34	46	36	34	80	-2
${}^{14}_{7}\text{N}^{-3}$	N	7	7	10	7	14	-3

S79. a) Bromo; Br. b) Halóxenos (grupo 17); 4º período. c) Non. d) Non metal. e)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ . f) 7 electróns de valencia. g) Br-1.

S80. a) Berilio; Be. b) Alcalinotérreos (grupo 2); 2º período. c) Non. d) Metal. e) 2 electróns de valencia. f) Be+2.

S81. a) Neon; Ne. b) Gases nobres (grupo 18); 2º período. c) Si. d) Non ten tendencia a formar ións porque xa ten o seu octeto completo.

S82.

Configuración electrónica	Metal / non metal / gas nobre
$1s^2$	Gas nobre
$1s^2 2s^1$	Metal
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	Non metal
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	Metal

Configuración electrónica	Metal / non metal / gas nobre
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	Metal
$1s^2 2s^2 2p^3$	Non metal
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	Metal
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	Gas nobre

S83.

Elemento	Grupo
Potasio (K)	Alcalinos
Bromo (Br)	Halóxenos
Iodo (I)	Halóxenos
Estroncio (Sr)	Alcalinotérreos

Elemento	Grupo
Sodio (Na)	Alcalinos
Argon (Ar)	Gases nobres
Nitróxeno (N)	Nitroxenoides
Helio (He)	Gases nobres

S84. Argon (Ar).

S85. Litio e sodio.

S86. Xermanio, arsénico e polonio.

S87. a) Na:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ; O:  $1s^2 2s^2 2p^4$ . b) Si. Sodio (metal) + Oxíxeno (non metal). c) Cada átomo de sodio cede 1 electrón. d) Cada átomo de oxíxeno gaña 2 electróns. e)  $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+$ ;  $\text{O} \rightarrow \text{O}^{2-}$ . f)  $\text{Na}_2\text{O}$ .

S88.  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ .  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . 2. 1.  $Mg Cl_2$ . Enlace iónico.

S89.

HCl	$H \times \overset{\circ}{\underset{\circ}{Cl}}$
SH <sub>2</sub>	$H : \overset{\circ}{\underset{\circ}{S}} : H$
PH <sub>3</sub>	$H : \overset{\circ}{\underset{\circ}{P}} : H$ $\quad \quad \quad \underset{\circ}{H}$

S90. a)  $Z = 53$ ;  $A = 127$ . b) 53 protóns e 74 neutróns. c) 53 electróns. d)  $I \rightarrow I-1$ . e)



S91. a) 2 pares de electróns (dobre enlace). Cada átomo achega 2 electróns ao enlace. b) Enlace covalente.

S92.

Molécula	Masa molecular (u)	Masa molecular (kg)
Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	142,07	$2,358 \cdot 10^{-25}$
HNO <sub>3</sub>	63,01	$1,046 \cdot 10^{-25}$
CO <sub>2</sub>	44,01	$7,306 \cdot 10^{-26}$

S93.

Propiedade	Tipo de enlace
É condutor da corrente eléctrica e non soluble en auga.	Metálico
Son gases ou líquidos a temperatura ambiente e disólvense en disolventes orgánicos.	Covalente
O seu punto de fusión é moi elevado e é insoluble.	Metálico
Son condutores da electricidade cando están disolvidos ou fundidos.	Iónico

S94.

Propiedade	Tipo de enlace
A substancia A ten aspecto cristalino e disólvese en auga.	Iónico
A substancia B é un líquido que ten un punto de ebulición de 56 °C.	Covalente
A substancia C é un sólido brillante que conduce moi ben a electricidade.	Metálico

S95.

Composto	Tipo de enlace
Na <sub>2</sub> S	Iónico
KI	Iónico
Si H <sub>4</sub>	Covalente
Fe	Metálico
Sr Cl <sub>2</sub>	Iónico

## 5. Glosario

A	▪ <b>Actividade radioactiva</b>	Número de partículas emitidas por unha substancia radioactiva por unidade de tempo.
	▪ <b>Amoniaco</b>	Gas incoloro, composto de hidróxeno e nitróxeno, $\text{NH}_3$ . Soluble en auga; emprégase na fabricación de fertilizantes e produtos de limpeza.
D	▪ <b>Ductilidade</b>	Propiedade dos metais para se transformaren en filamentos sen romper.
E	▪ <b>Esterilización</b>	Proceso polo cal se erradican os microorganismos dunha determinada superficie ou instrumento.
	▪ <b>Electrización</b>	Efecto de gañar ou perder cargas eléctricas, normalmente electróns, por fricción, por contacto e por indución.
F	▪ <b>Forza electrostática</b>	Forza de interacción entre dúas cargas en repouso. Pode ser atractiva ou repulsiva.
H	▪ <b>Sistema homoxéneo</b>	Sistema no cal non se distinguen os seus compoñentes e cuxa composición é uniforme.
I	▪ <b>Isótopo</b>	Átomos dun mesmo elemento cuxos núcleos teñen unha cantidade diferente de neutróns.
M	▪ <b>Microorganismo</b>	Organismos, formas de vida ou seres vivos unicelulares, na súa maioría, ou mesmo pluricelulares, moi pequenos, que só poden ser divisados por medio dun microscopio.
	▪ <b>Maleabilidade</b>	Propiedade dos metais para transformárense en láminas sen romper.
	▪ <b>Modelo científico</b>	Proceso destinado a explicar fenómenos, establecer relacións entre os feitos e enunciar leis que expliquen os fenómenos físicos.
	▪ <b>Metodoloxía</b>	Conxunto de pautas e accións orientadas á solución dun problema ou cuestión.
N	▪ <b>Número atómico</b>	Número de protóns existentes no núcleo dun átomo. Representase por Z.
	▪ <b>Número másico</b>	Número de protóns máis neutróns existentes no núcleo dun átomo. Representase pola letra A.
O	▪ <b>Octeto</b>	Conxunto de oito personas, animais ou cousas de características semellantes ou cunha función común.
	▪ <b>Orbital</b>	Rexión do espazo onde a probabilidade de atopar o electrón xirando arredor do núcleo é máxima.
P	▪ <b>Parasito</b>	Ser vivo que se alimenta das substancias que elabora outro ser vivo de distinta especie, vivindo no seu interior ou superficie, co que pode causarlle algún dano ou enfermidade.
	▪ <b>Periódico</b>	Que se repite a intervalos de tempo iguais.
R	▪ <b>Reactor nuclear</b>	Instalación capaz de iniciar, controlar e manter as reaccións nucleares.
T	▪ <b>Teoría</b>	Conxunto organizado de ideas, regras e principios que explican un fenómeno, deducidos a partir da observación, a experiencia ou o razoamento lóxico.

## 6. Bibliografía e recursos

---

### Bibliografía

- *Os materiais terrestres. 1º Natureza.* Educación secundaria a distancia para persoas adultas. Xunta de Galicia (2004).
- *Física e química 3º ESO. Ed. Santillana.*
- *Física e química 3º ESO. Ed. Xerais.*
- *Física e química 3º ESO. Ed. SM (2002).*
- *Ciencias da natureza 1º ESO. Ed. Casals. Atmos (2003).*
- *Unidades didácticas para a educación secundaria a distancia de adultos. Ámbito científico tecnolóxico. Consellería de Educación e Ordenación Universitaria.*
- *Unidades didácticas para la educación de persoas adultas da Junta de Extremadura.*
- *Unidades didácticas para a educación de persoas adultas da Junta de Castilla y León.*

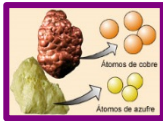
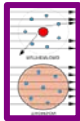
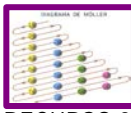



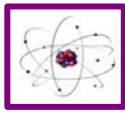
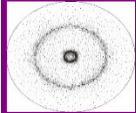
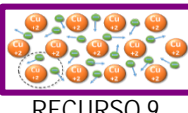

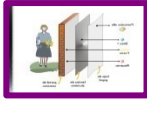

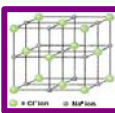

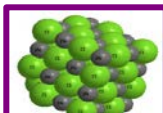



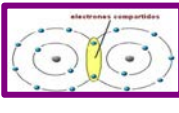
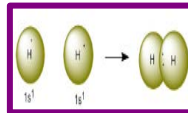
### Enlaces de Internet

- <http://www.cidead.es/recursos/recursos.htm>
- <http://www.hiciencias.wikispaces.com>
- <http://www.quimizienca.es>
- <http://www.fisicayquimicaenflash.es>
- <http://www.cidead.cnice.mec.es/>
- [http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/index\\_biogeo.htm/](http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/index_biogeo.htm/)
- <http://www.edu.xunta.gal/portal/ea/materiais-didacticos/>
- <https://www.educacion.navarra.es/>
- [http://www.quimicaweb.net/grupo\\_trabajo\\_fyq3/tema2/index2.htm/](http://www.quimicaweb.net/grupo_trabajo_fyq3/tema2/index2.htm/)
- <http://www.areaciencias.com/tutoriales/>
- <http://www.educamix.com/>
- <http://www.educa.jccm.es/es/estperadult/estudiar/>

- <http://www.educa.jcyl.es/adultos/es/materiales-recursos/ensenanza-secundaria-personas-adultas/ambito-cientifico-tecnologico/>
- <http://www.educarex.es/caracteristicas-regimen-distanciamodalidad-semipresencial.htm/>

# 7. Anexo. Licenza de recursos

## Licenzas de recursos utilizadas nesta unidade didáctica

RECURSO (1)	DATOS DO RECURSO (1)	RECURSO (2)	DATOS DO RECURSO (2)
 RECURSO 1	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="http://concurso.cnice.mec.es/cnic2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/atoms/mod_dalton.htm">http://concurso.cnice.mec.es/cnic2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/atoms/mod_dalton.htm</a></li> </ul>	 RECURSO 2	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="https://es.wikipedia.org/wiki/Teor%C3%ADa_at%C3%B3mica">https://es.wikipedia.org/wiki/Teor%C3%ADa_at%C3%B3mica</a></li> </ul>
 RECURSO 3	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="http://noemichumanialamateria10a.blogspot.com.es/2015_12_01_archive.html">http://noemichumanialamateria10a.blogspot.com.es/2015_12_01_archive.html</a></li> </ul>	 RECURSO 4	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/3esofisicaquimica/3quincena5/3q5_contidos_1a1.htm">http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/3esofisicaquimica/3quincena5/3q5_contidos_1a1.htm</a></li> </ul>
 RECURSO 5	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="http://www.dissenart.com/ilustracion/los4elementos.html">http://www.dissenart.com/ilustracion/los4elementos.html</a></li> </ul>	 RECURSO 6	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="http://percyingenieriactiva.blogspot.com.es/2010/04/isotopos-modelos-atomicos.html">http://percyingenieriactiva.blogspot.com.es/2010/04/isotopos-modelos-atomicos.html</a></li> </ul>
 RECURSO 7	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="https://sites.google.com/site/fyqsi/testrabajo/home/trabajo">https://sites.google.com/site/fyqsi/testrabajo/home/trabajo</a></li> </ul>	 RECURSO 8	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="https://www.emaze.com/@ALROTCOO/Modelo-at%C3%B3mico-actual">https://www.emaze.com/@ALROTCOO/Modelo-at%C3%B3mico-actual</a></li> </ul>
 RECURSO 9	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="http://www.quimicas.net/2015/05/exemplos-de-enlace-quimico.html">http://www.quimicas.net/2015/05/exemplos-de-enlace-quimico.html</a></li> </ul>	 RECURSO 10	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="https://sites.google.com/site/quimica1obach/introduccion/modelo-atmico-de-rutherford">https://sites.google.com/site/quimica1obach/introduccion/modelo-atmico-de-rutherford</a></li> </ul>
 RECURSO 11	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="http://emilyjazzm.blogspot.com.es">http://emilyjazzm.blogspot.com.es</a></li> </ul>	 RECURSO 12	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="http://www.monografias.com/trabajos103/modelos-atomicos-y-estructura-atmica/modelos-atomicos-y-estructura-atmica.shtml">http://www.monografias.com/trabajos103/modelos-atomicos-y-estructura-atmica/modelos-atomicos-y-estructura-atmica.shtml</a></li> </ul>
 RECURSO 13	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="http://genesis.uag.mx/edmedia/material/qino/T6.cfm">http://genesis.uag.mx/edmedia/material/qino/T6.cfm</a></li> </ul>	 RECURSO 14	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="http://ericardenasharo.blogspot.com.es/2015/05/cuarta-clase.html">http://ericardenasharo.blogspot.com.es/2015/05/cuarta-clase.html</a></li> </ul>
 RECURSO 15	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="http://www.quimicafisica.com/compostos-ionicos-y-moleculares.html">http://www.quimicafisica.com/compostos-ionicos-y-moleculares.html</a></li> </ul>	 RECURSO 16	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="http://nosotrosyciencia.blogspot.com.es/2011/10/familias-de-elementos-quimicos.html">http://nosotrosyciencia.blogspot.com.es/2011/10/familias-de-elementos-quimicos.html</a></li> </ul>
 RECURSO 17	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="https://ahombrosdegigantescienciaytecnologia.wordpress.com/2015/08/13/">https://ahombrosdegigantescienciaytecnologia.wordpress.com/2015/08/13/</a></li> </ul>	 RECURSO 18	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="http://mundomineral.blogspot.com.es/2012/01/halita.html">http://mundomineral.blogspot.com.es/2012/01/halita.html</a></li> </ul>
 RECURSO 19	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="http://educativa.catedu.es/44700165/aula/archivos/repositorio/500/529/html/Unidade_01/pagina_23.html">http://educativa.catedu.es/44700165/aula/archivos/repositorio/500/529/html/Unidade_01/pagina_23.html</a></li> </ul>	 RECURSO 20	<ul style="list-style-type: none"> <li>Procedencia: <a href="http://102veronicaruiz.blogspot.com.es/2014/08/enlace-quimico.html">http://102veronicaruiz.blogspot.com.es/2014/08/enlace-quimico.html</a></li> </ul>