

As substancias químicas

- 1.-As substancias puras: Elementos e compostos.
- 2.-Os elementos químicos. Abondancia relativa dos elementos químicos na Terra.
- 3.-O Sistema Periódico.
 - Antecedentes históricos
 - O Sistema Periódico actual
 - O Sistema Periódico e a configuración electrónica
- 4.-O enlace químico
 - Unión entre átomos.
 - Electróns de valencia e regra do octeto
 - Enlace iónico
 - Enlace covalente
- 5.-Formula química
- 6.-Masa atómica, masa molecular e masa unidade formula

As substancias puras

- Chamamos **substancia pura** a aquela que non pode ser descomposta en outras máis simples por métodos físicos.
- Por exemplo, a auga pura non pode ser descomposta por métodos físicos.
- Isto tamén acontece co cobre ou o ferro ou co xofre ou co sulfato de cobre (II).



Sulfato de cobre (II)



Cobre



Ferro



Xofre

- Entre as substancias puras distinguimos entre as **substancias elementais** que estan formadas por átomos dun mesmo elemento químico (por exemplo o ferro ou o cobre) e os **compostos químicos** que estan formados por átomos de diferentes elementos (por exemplo a auga ou o sulfato de cobre (II)).
- As **substancias elementais** ou **elementos químicos**, non poden ser descompostas en substancias máis simples por métodos químicos.
- Os **compostos químicos** si poden ser descompostos en substancias máis simples (os diferentes elementos que os forman) por métodos químicos.

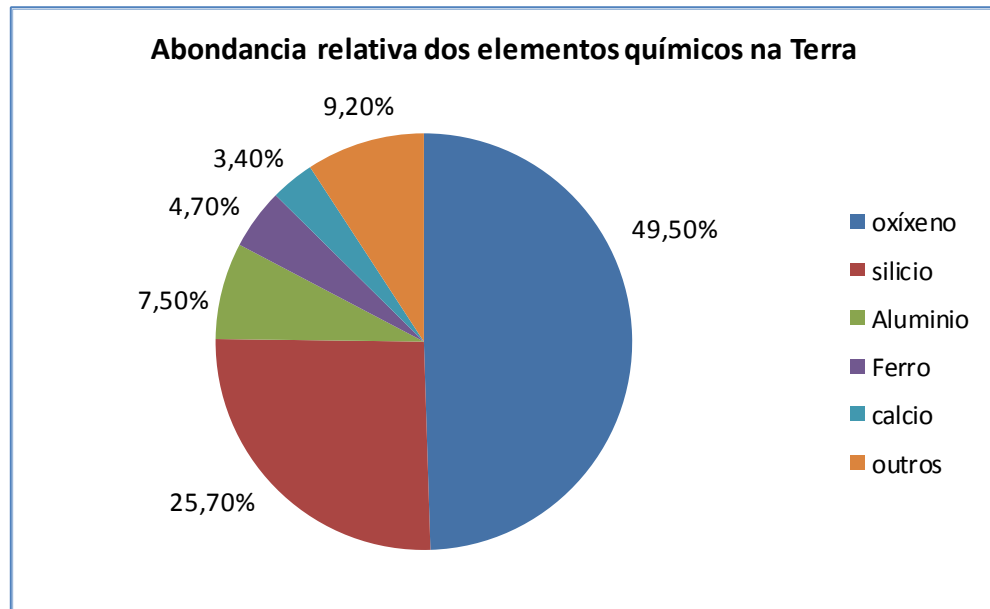
Os elementos químicos e a súa abondancia relativa

- Un **elemento químico** é o conxunto de todos os átomos que teñen o mesmo número atómico (Z).
- Xa vimos no tema anterior que se identifican por medio símbolos acompañados polo número atómico (Z) e polo número másico (A).
- O 99,7% do noso planeta está constituído por 12 elementos químicos. Os máis importantes son os indicados na taboa e no gráfico.

número másico → A
número atómico → Z

X

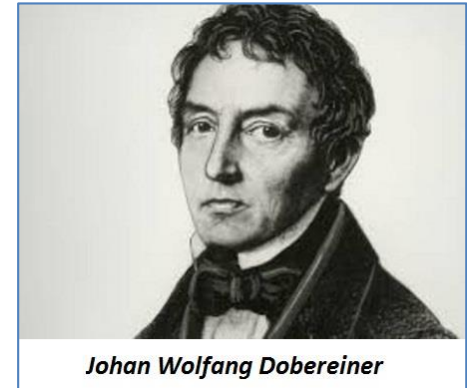
Elemento	% en masa
oxíxeno	49,50%
silicio	25,70%
Aluminio	7,50%
Ferro	4,70%
calcio	3,40%
outros	9,20%
	100,00%



O Sistema Periódico: antecedentes históricos

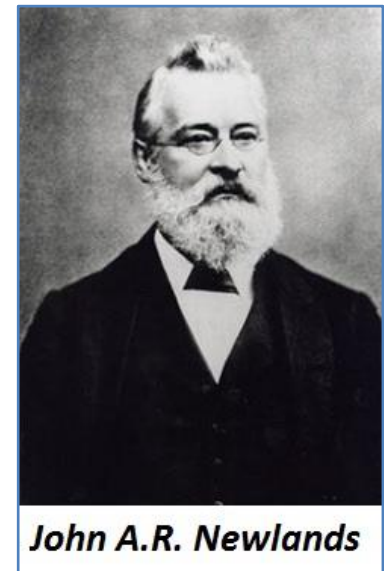
- A mediados do século XIX xa era coñecido un grupo importante de elementos químicos e moitas das súas propiedades.
- En 1817 **Johan Wolfgang Dobereiner** (1780-1849) observou que había dous grupos de tres elementos cada un que presentaban propiedades ben diferenciadas .

1ª Triada	Cloro	Bromo	Iodo
2ª Triada	Calcio	Estroncio	Bario



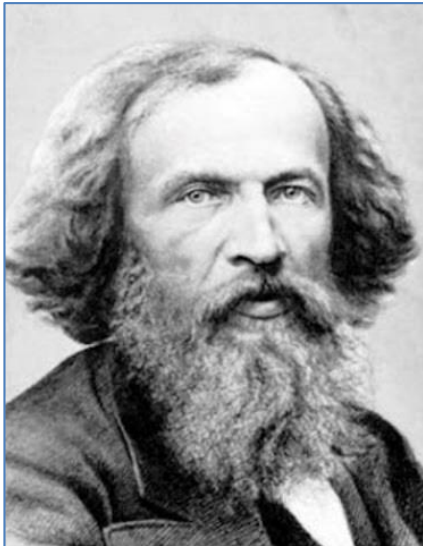
- Posteriormente en 1864 **John Alexander Reina Newlands** (1837-1898) organizou os elementos coñecidos en grupos de 8 elementos, ordenando-os por masa atómica crecente.

No.	No.	No.	No.	No.	No.	No.	No.	No.
H 1	F 8	Cl 15	Co & Ni 22	Br 29	Pd 36	I 42	Pt & Ir 50	
Li 2	Na 9	K 16	Cu 23	Rb 30	Ag 37	Cs 44	Os 51	
G 3	Mg 10	Ca 17	Zn 24	Sr 31	Cd 38	Ba & V 45	Hg 52	
Bo 4	Al 11	Cr 19	Y 25	Ce & La 33	U 40	Ta 46	Tl 53	
C 5	Si 12	Ti 18	In 26	Zr 32	Sn 39	W 47	Pb 54	
N 6	P 13	Mn 20	As 27	Di & Mo 34	Sb 41	Nb 48	Bi 55	
O 7	S 14	Fe 21	Se 28	Ro & Ru 35	Te 43	Au 49	Th 56	



O Sistema Periódico

- O Sistema Periódico actual débese ao traballo de dous grandes científicos:



Dimitri Ivanovich Mendeléeiev
(1834-1907)

ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ.
ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ.

	Ti = 50	Zr = 90	? = 180.
	V = 51	Nb = 94	Ta = 182.
	Cr = 52	Mo = 96	W = 186.
	Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4
	Fe = 56	Rn = 104,4	Ir = 198.
	Ni = 59	Pi = 106,8	O = 199.
H = 1	Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200.
Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112
B = 11	Al = 27,4	? = 68	Ur = 116 Au = 197?
C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118
N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122 Bi = 210?
O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128?
F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	I = 127
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4 Cs = 133 Tl = 204.
		Ca = 40	Sr = 87,6 Ba = 137 Pb = 207.
		? = 45	Ce = 92
		?Er = 56	La = 94
		?Yt = 60	Di = 95
		?In = 75,6	Th = 118?

Д. Менделѣевъ



Julius Lothar Meyer
(1830-1895)

- A súa clasificación baseaba-se en:
 1. Ordear os elementos en orde crecente de masa atómica.
 2. Agrupar aos elementos en función das súas propiedades.

O Sistema Periódico

- Atualmente os elementos ordenam-se seguindo o **número atômico**, é dizer, segundo o número de prótons que teña un átomo.
- Os elementos distribúen-se en 7 filas horizontais denominadas **períodos**, e 18 columnas denominadas **grupos** ou **familias**.

Metais Semimetais Non metais Gases nobres

1	2										13	14	15	16	17	18	
1 1,008 H HIDRÓXENO											5 10,811 B BORO	6 12,011 C CARBONO	7 14,007 N NITRÓXENO	8 15,999 O OXÍXENO	9 18,998 F FLUOR	10 20,183 Ne NEÓN	
3 6,938 Li LITIO	4 9,012 Be BERILIO											13 26,981 Al ALUMÍNIO	14 28,086 Si SILICIO	15 30,97 P FÓSFORO	16 32,064 S AZUFRE	17 35,453 Cl CLORO	18 39,95 Ar ARGÓN
11 22,99 Na SODIO	12 24,305 Mg MAGNESIO	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	31 69,72 Ga GALIO	32 72,59 Ge GERMANIO	33 74,922 As ARSENICO	34 78,96 Se SELENO	35 79,909 Br BROMO	36 83,80 Kr KRIFÓN
19 39,102 K POTASIO	20 40,08 Ca CALCIO	21 44,956 Sc ESCANDIO	22 47,90 Ti TITANIO	23 50,942 V VANADIO	24 51,996 Cr CROMO	25 54,938 Mn MANGANESO	26 55,847 Fe HIERRO	27 58,933 Co COBALTO	28 58,71 Ni NÍQUEL	29 63,54 Cu COBRE	30 65,37 Zn ZINCO	49 114,82 In INDIO	50 118,69 Sn ESTANHO	51 121,75 Sb ANTIMÓNIO	52 127,6 Te TELURO	53 126,90 I IODO	54 131,30 Xe XENÓN
37 85,47 Rb RUBÍDIO	38 87,62 Sr ESTRONCIO	39 88,905 Y ITRIO	40 91,224 Zr CIRCONIO	41 92,906 Nb NIOBIO	42 95,94 Mo MOLIBDENO	43 (98) Tc TECNICIO	44 101,07 Ru RUTENIO	45 102,90 Rh RÓDIO	46 106,4 Pd PALADIO	47 107,07 Ag PLATA	48 112,4 Cd CADMIO	81 204,37 Tl TALIO	82 207,19 Pb PLOMBO	83 208,9 Bi BISMUTO	84 (210) Po POLÓNIO	85 (210) At ASTATO	86 (222) Rn RADÓN
55 132,9 Cs CESIO	56 137,34 Ba BARIO	57 138,91 La LANTANIO	72 178,49 Hf HAFNIO	73 180,95 Ta TÁNTALO	74 183,85 W WOLFRAMIO	75 186,2 Re RENIO	76 190,2 Os OSMIO	77 192,2 Ir IRIDIO	78 195,09 Pt PLATINO	79 196,97 Au ORO	80 200,59 Hg MERCURIO	113 (284) Uut UNUNTRIO	114 (289) Fl FLEROVIO	115 (288) Uup UNUNPENTIO	116 (283) Lv LIVERMÓRDO	117 (294) Uus UNUNSEPTIO	118 (294) Uuo UNUNOCTIO
87 (223) Fr FRANCIO	88 (226) Ra RADIO	89 (227) Ac ACTÍNIO	104 (265) Rf RIFERFÓRDO	105 (268) Db DUBNIO	106 (271) Sg SEABÓRGO	107 (270) Bh BOHRIO	108 (277) Hs HASSIO	109 (276) Mt MITHENIO	110 (281) Ds DARMSTADIO	111 (280) Rg ROENTGENIO	112 (285) Cn COOPERNIO	113 (284) Uut UNUNTRIO	114 (289) Fl FLEROVIO	115 (288) Uup UNUNPENTIO	116 (283) Lv LIVERMÓRDO	117 (294) Uus UNUNSEPTIO	118 (294) Uuo UNUNOCTIO
Lantánidos			58 140,12 Ce CERIO	59 140,91 Pr PRASÓDIO	60 144,24 Nd NEODÍMIO	61 (147) Pm PROMETIO	62 150,35 Sm SAMARIO	63 151,96 Eu EUROPIO	64 157,25 Gd GADOLÍNIO	65 158,93 Tb TERBIO	66 162,5 Dy DISPRÓDIO	67 164,93 Ho HOLMIO	68 167,26 Er ERBIO	69 168,93 Tm TULIO	70 173,04 Yb YTERBIO	71 174,97 Lu LUTECIO	
Actínidos			90 232,04 Th TORIO	91 (231) Pa PROTACTÍNIO	92 (238,03) U URANIO	93 (237) Np NEPTÓNIO	94 (244) Pu PLUTÓNIO	95 (243) Am AMERICIO	96 (247) Cm CURCIO	97 (247) Bk BERKELIO	98 (251) Cf CALIFORNIO	99 (252) Es EINSTEINIO	100 (257) Fm FERMIO	101 (258) Md MENDELEVIO	102 (259) No NOBELIO	103 (262) Lr LAURENCIO	

O Sistema Periódico e a configuración electrónica

- Os elementos que están no mesmo período presentan o mesmo número de niveis de enerxía.
- Os elementos que están no mesmo grupo ou familia, presentan o mesmo número de electróns na capa máis externa chamados electróns de valencia.

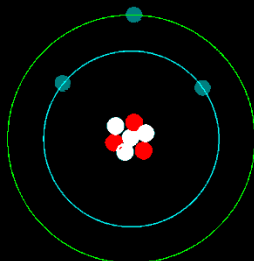
Grupo 1
1 electrón de valencia

Grupo 17
7 electróns de valencia

Período 2
2 niveis de enerxía

Litio

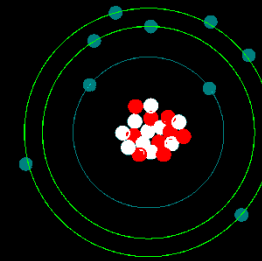
${}^7_3\text{Li}$ 3 protóns
4 neutróns
3 electróns



$1s^2$
 $2s^1$

Fluor

${}^{19}_9\text{F}$ 9 protóns
10 neutróns
9 electróns

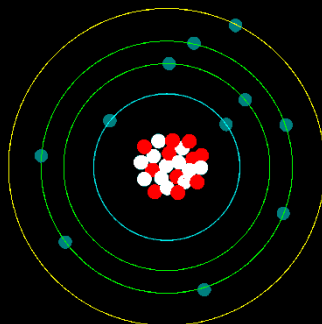


$1s^2$
 $2s^2 2p^5$

Período 3
3 niveis de enerxía

Sodio

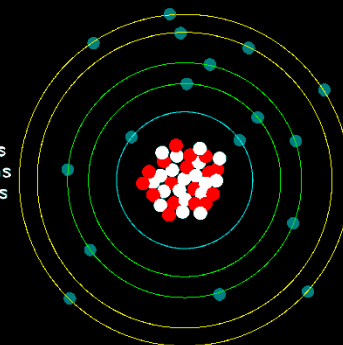
${}^{23}_{11}\text{Na}$ 11 protóns
12 neutróns
11 electróns



$1s^2$
 $2s^2 2p^6$
 $3s^1$

Cloro

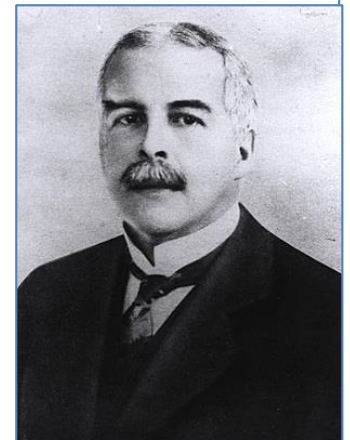
${}^{35}_{17}\text{Cl}$ 17 protóns
18 neutróns
17 electróns



$1s^2$
 $2s^2 2p^6$
 $3s^2 3p^5$

Enlace químico: unión entre átomos

- Na natureza , agás os gases nobres, todas as substancias coñecidas estan formando **agregados atómicos**.
- Cháma-se **enlace químico** á **forza de atracción** que mantén unidos, de xeito máis ou menos estable, a dous ou máis átomos.
- A unión pode ser entre **átomos da mesma especie** (por exemplo O_2 , N_2 , Cl_2 ...) ou entre **átomos de distintas especies** (H_2O , CO , CO_2 , NO , SO_2 , SO_3
- Os átomos únense entre si para acadar un estado de maior estabilidade. Os únicos átomos que son estables aillados son os dos gases nobres.
- Os gases nobres son estables porque a súa configuración electrónica con 8 electróns na capa de valencia é moi estable. A este enunciado chamábase **regra do octeto** e foi proposto por Lewis .
- **Os átomos establecen enlaces para completar 8 electróns na capa máis externa, a chamada capa de valencia (regra do octeto)**
Poden acadar ese obxectivo:
 1. **Gañando electróns** e convertíndo-se en **anións**
 2. **Perdendo electróns** e convertíndo-se en **cacións**
 3. **Compartillando electróns** con outros átomos.



Gilbert Newton Lewis
(1875-1946)

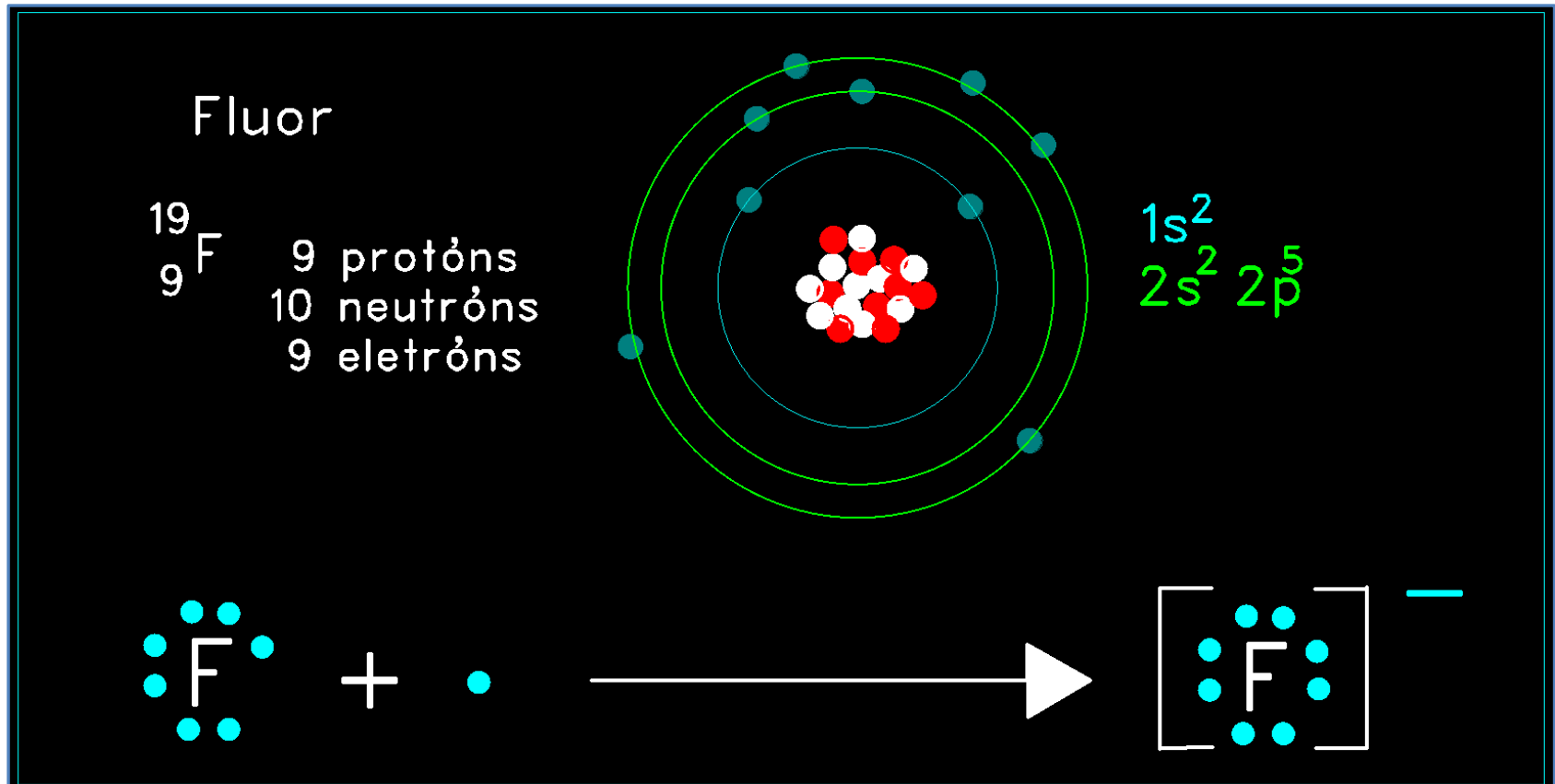
Enlace químico: unión entre átomos e electróns de valencia

- Xa vimos antes que os elementos de cada grupo ou familia teñen o mesmo número de electróns de valencia.
- Estes electróns de valencia van a determinar os enlaces de cada átomo e polo tanto a súa química.
- En cada enlace **os átomos tenden a completar o octete** (8 electróns na capa máis externa) **cedendo electróns** polo tanto convertíndo-se nun ión positivo (**cación**), ou **gañando electróns** e atuando enton como un ión negativo (**anión**) ou **compartillando electróns**.
- Os átomos dos elementos máis próximos ao grupo dos gases nobres, ceden ou gañan electróns con facilidade para acadar o número de electróns do gas nobre máis cercano.

Grupo	Número de electróns de valencia	Ceden ou gañan	Carga do ión
1	1	ceden	+1
2	2	ceden	+2
13	3	ceden	+3
16	6	gañan	-2
17	7	gañan	-1

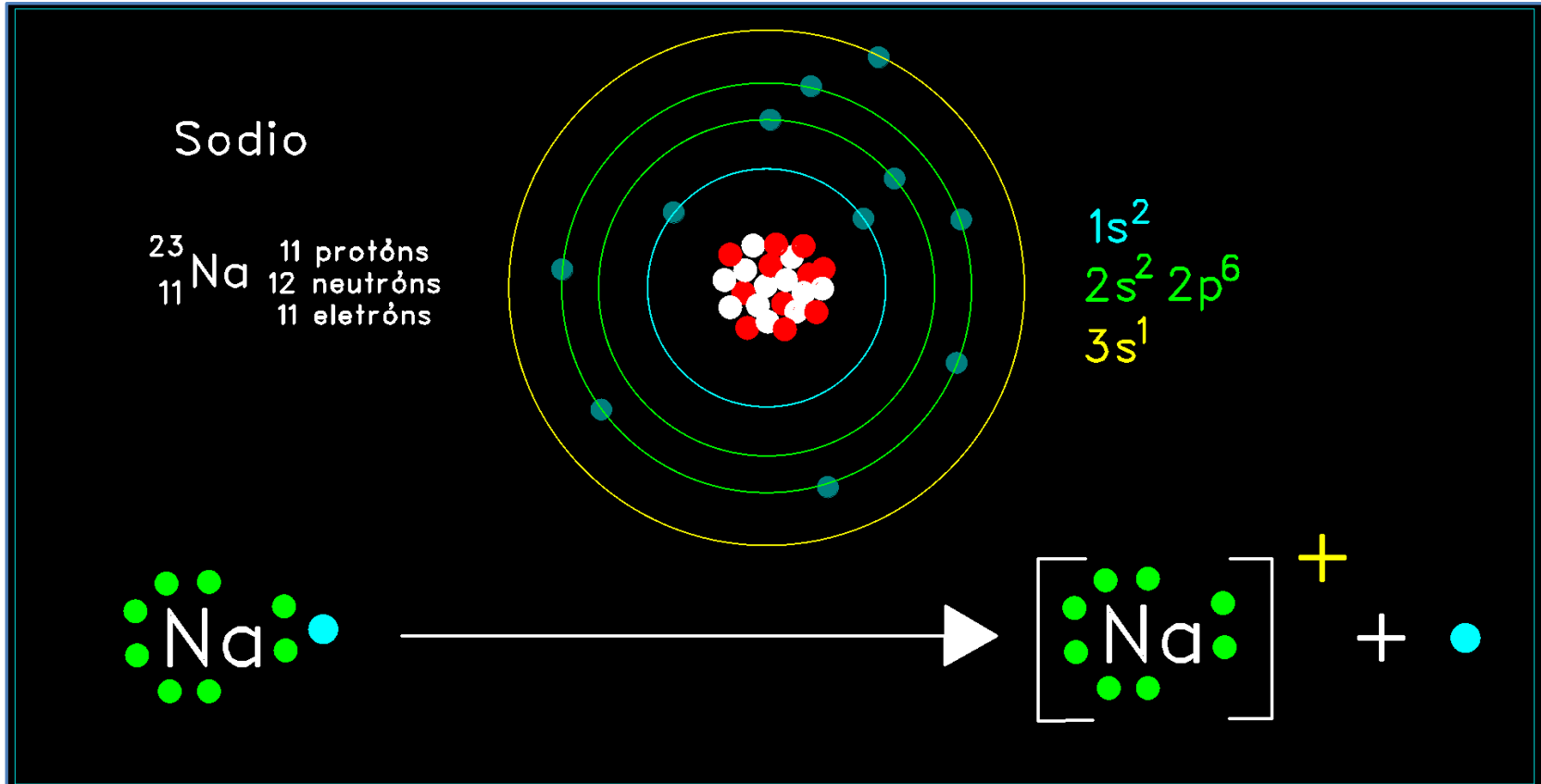
Enlace químico e regra do otete

- Iremos representar os intercambios de electróns máis probables de átomos representativos que xa temos visto, mais agora usaremos as chamadas **estruturas de Lewis**.
- Comezamos co fluor: o fluor ten 7 electróns na capa de valencia polo tanto, para completar o otete, tende a gañar 1 electrón quedando con carga negativa (**anión**)



Enlace químico e regra do otete

- Imos ver agora o caso do sodio que está no grupo 1: o sodio ten tendencia a perder ese derradeiro electrón máis externo e dese xeito conquire a estrutura do otete quedando cargado positivamente (*cación*)

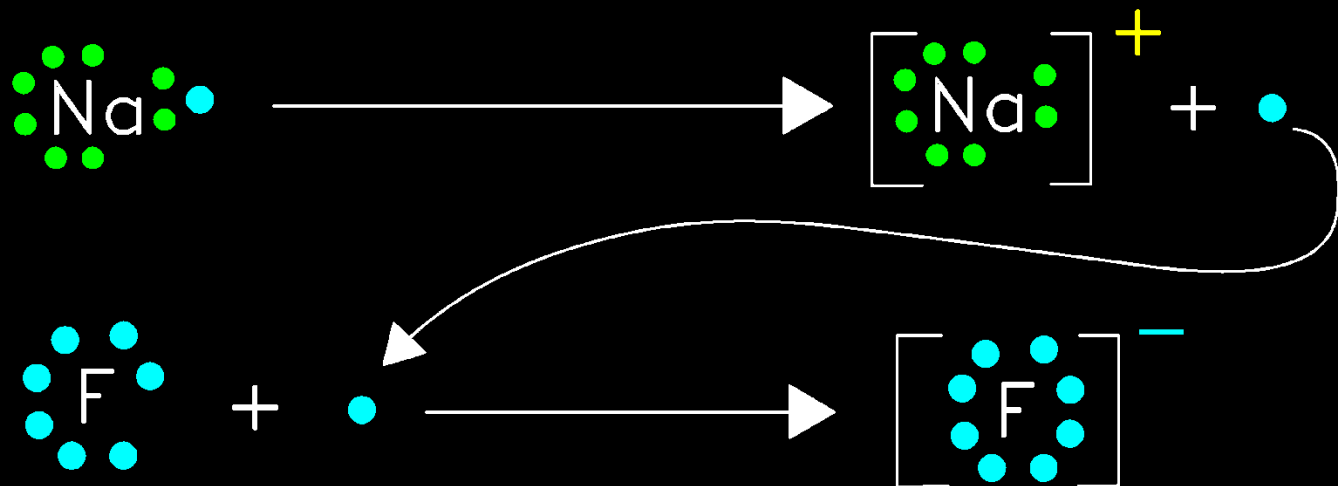


- Observa** : fluor e sodio acaban tendo a mesma configuración electrónica o fluor gañando 1 electrón e sodio cedendo-o.

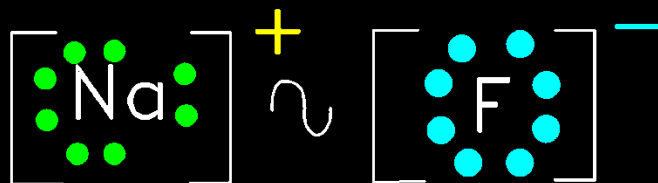
Completando o octeto: o enlace iónico

- Cando un átomo perde un electrón ou máis fica cargado positivamente, é un **cación**.
- Cando un átomo adquire un electrón fica cargado negativamente, é un **anión**.
- Como as cargas de distinto signo atraen-se entre sí, cación e anión únense:

1) O electrón cedido polo sodio, resulta capturado polo fluor



2) O cación e o anión formados, unen-se pola forza eléctrica



Este tipo de unión recibe o nome de ENLACE IÓNICO

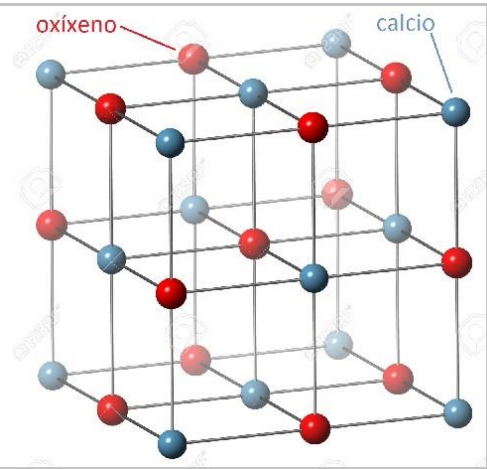
O enlace iónico forma redes cristalinas

Os compostos iónicos presentan as seguintes características:

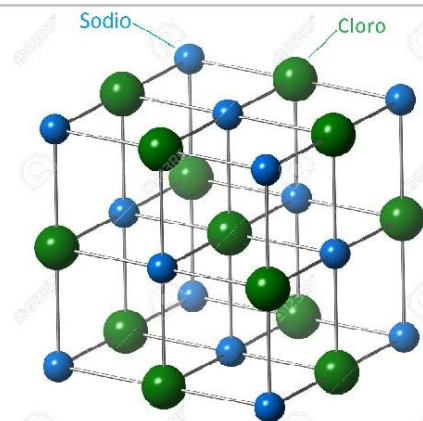
- 1.-Son sólidos e cristalinos.
- 2.-Son duros, con punto de fusión e ebulición altos.
- 3.-Son solubeis en auga.
- 4.-En disolución acuosa, conducen a corrente eléctrica.



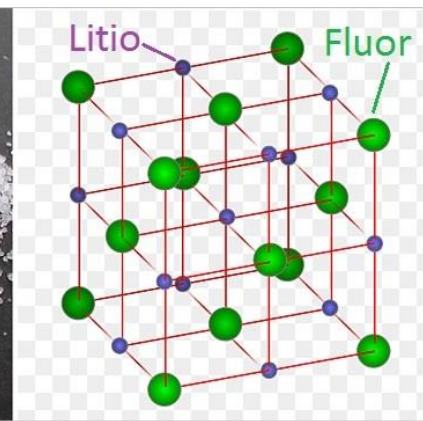
Óxido de calcio



Cloruro de sodio



Fluoruro de litio



O enlace covalente forma moléculas

Os compostos covalentes presentan as seguintes características:

- 1.-Os compostos covalentes **están constituídos por moléculas**. As moléculas son agregados atómicos de elementos de carácter non metálico, que teñen entidade propia.
- 2.-Os compostos covalentes son gases, líquidos e sólidos brandos. Teñen puntos de fusión e ebulición baixos.

Gases:

- Hidróxeno (H_2), oxíxeno (O_2), nitróxeno (N_2), cloro (Cl_2)
- Dióxido de carbono (CO_2), monóxido de carbono (CO), dióxido de xofre (SO_2), trióxido de xofre (SO_3), dióxido de nitróxeno (NO_2)
- Cloruro de hidróxeno (HCl), amoníaco (NH_3), metano (CH_4)

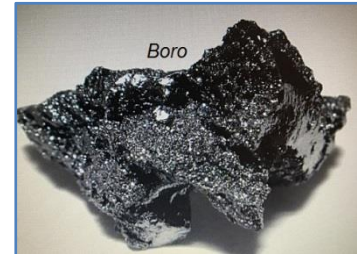


Líquidos:

Auga (H_2O), tetracloruro de carbono (Cl_4C), acetona, etanol,

Sólidos:

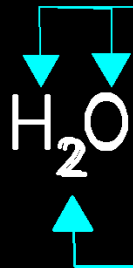
Boro, carbono, fósforo, arsénico, xofre,....



Formulas químicas

- Unha formula química expresa a composición cualitativa e cuantitativa dunha substancia pura dada por medio de símbolos químicos e subíndices numéricos.

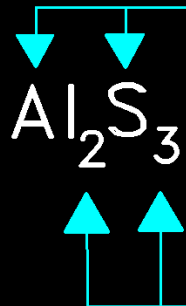
Formula química dunha substancia molecular (covalente)



Información cualitativa: os símbolos indican os elementos diferentes presentes na molécula

Información cuantitativa: os subíndices informan do número de átomos de cada elemento. Se é un, non se pon.

Formula química dunha substancia iónica



Información cualitativa: os símbolos indican os elementos diferentes presentes no cristal

Información cuantitativa: os subíndices informan da proporción na que están presentes os elementos. Neste caso 2 catións de aluminio por cada 3 anións de xofre.

Masa atómica promedio

- Xa vimos no tema anterior que a masa dos átomos expresa-se en **unidades de masa unificada (u)** e xa vimos que **$1u=1,661.10^{-27} \text{ kg}$** .
- Tamén vimos que moitos átomos presentan **isótopos** e polo tanto para determinar a masa dun átomo temos que calcular unha **masa promedio** que poida ser representativa de todos os isótopos do elemento.
- Por exemplo, o magnesio presenta 3 isótopos:
- Para calcular a masa promedio:

$$M_p = \frac{23,985 \cdot 78,99 + 24,986 \cdot 10 + 25,986 \cdot 11,01}{100} = 24,305 \text{ u}$$

Isótopos do magnesio		
Isótopo	Masa atómica (u)	Abondancia (%)
Mg-24	23,985	78,99%
Mg-25	24,986	10,00%
Mg-26	25,986	11,01%

- A masa atómica promedio dun elemento con varios isótopos, é a media ponderada das masas dos mesmos isótopos, de acordo coa abondancia

Masa molecular e masa da unidade formula

- A masa das substancias formadas por moléculas denomina-se **masa molecular**.
- **Masa molecular** dunha substancia pura é a masa da súa molécula que obtemos sumando as masas atómicas dos átomos que a compoñen.
- Por exemplo, imos calcular a masa molecular do dióxido de carbono (CO₂)

$$M_{\text{molecular}} = 1 \cdot M_{\text{atómica do carbono}} + 2 \cdot M_{\text{atómica do oxíxeno}}$$

Agora buscamos as masas atómicas no Sistema Periódico e completamos o cálculo.

$$M_{\text{molecular}} = \quad = \quad u$$

- Para as substancias iónicas, que non forman moléculas, definimos **masa de unidade formula** como a suma das masas dos átomos que se representan na formula da substancia.
- Por exemplo para calcular a masa da unidade formula do cloruro de aluminio (AlCl₃):

$$M_{\text{unidade formula}} = 1 \cdot M_{\text{atómica do aluminio}} + 3 \cdot M_{\text{atómica do cloro}}$$

Agora buscamos as masas atómicas no Sistema Periódico e completamos:

$$M_{\text{unidade formula}} = \quad = \quad u$$