

# BACHILLERATO

## FÍSICA Y QUÍMICA

### V. SISTEMA PERIÓDICO

Periodic table of elements with color-coded groups and state indicators. The table is organized into groups (I A to VII A) and periods (1 to 7). Elements are color-coded by group: Group 1 (yellow), Group 2 (orange), Groups 3-10 (green), Group 11 (light blue), Group 12 (dark blue), Groups 13-16 (purple), Group 17 (red), and Group 18 (pink). A legend indicates the physical states: Solid (white), Liquid (light blue), Gas (yellow), and Volatile (dark blue). The legend also identifies the categories: Metals (green), Semimetals (orange), Non-metals (yellow), and Inert (pink).

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	I A	II A	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII	IX	X	IB	IIB	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub						
Lantánidos 6	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu					
Actinidos 7	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr				



R. Artacho

Dpto. de Física y  
Química



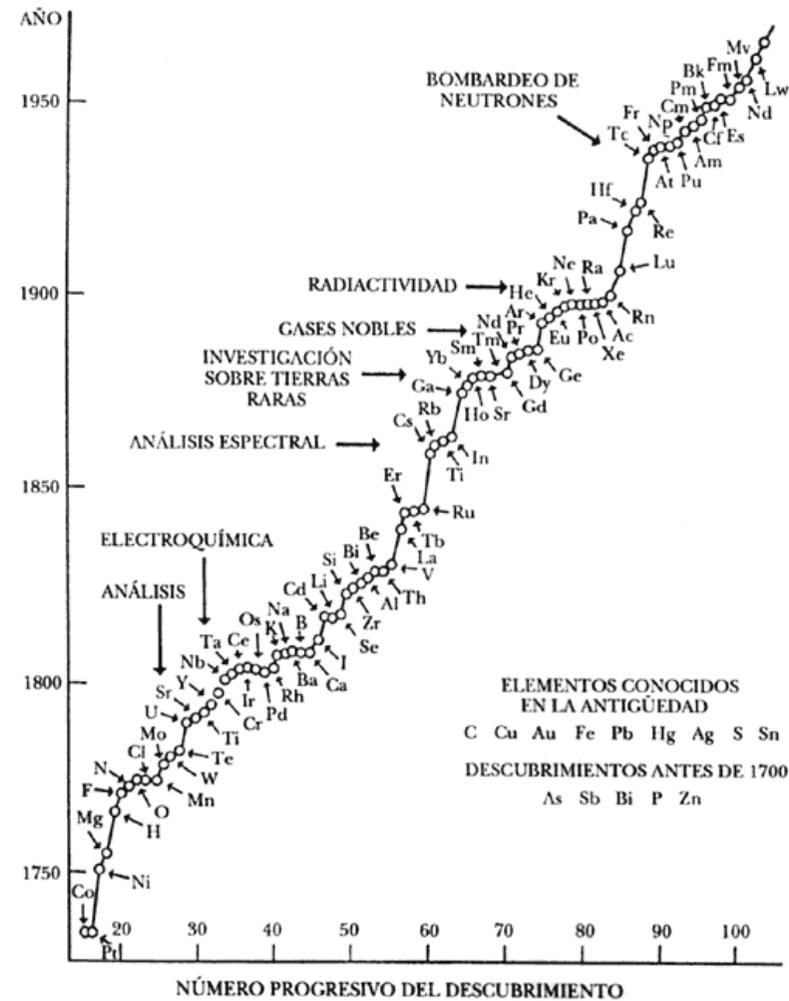
Índice

1. El sistema periódico
2. Propiedades periódicas
3. Abundancia e importancia de los elementos en la naturaleza



## 1 El Sistema Periódico

### 1.1. Historia





## 1.1. Historia



**Döbereiner  
(1780-1849)**

- ➔ Hizo uno de los primeros intentos de agrupar los elementos de propiedades análogas, señaló que en ciertos grupos de 3 elementos había un cierto parecido, de ahí el nombre **Triadas**.
- ➔ Explicaba que el peso atómico promedio de los pesos de los elementos extremos, es parecido al peso atómico del elemento de en medio.

<u>Litio</u>	LiCl LiOH	<u>Calcio</u>	CaCl <sub>2</sub> CaSO <sub>4</sub>	<u>Azufre</u>	H <sub>2</sub> S SO <sub>2</sub>
<u>Sodio</u>	NaCl NaOH	<u>Estroncio</u>	SrCl <sub>2</sub> SrSO <sub>4</sub>	<u>Selenio</u>	H <sub>2</sub> Se SeO <sub>2</sub>
<u>Potasio</u>	KCl KOH	<u>Bario</u>	BaCl <sub>2</sub> BaSO <sub>4</sub>	<u>Teluro</u>	H <sub>2</sub> Te TeO <sub>2</sub>



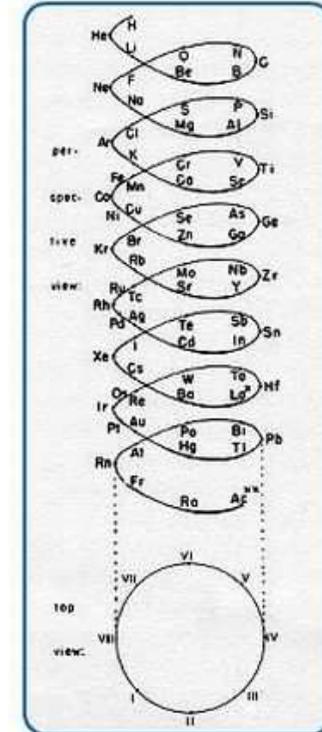
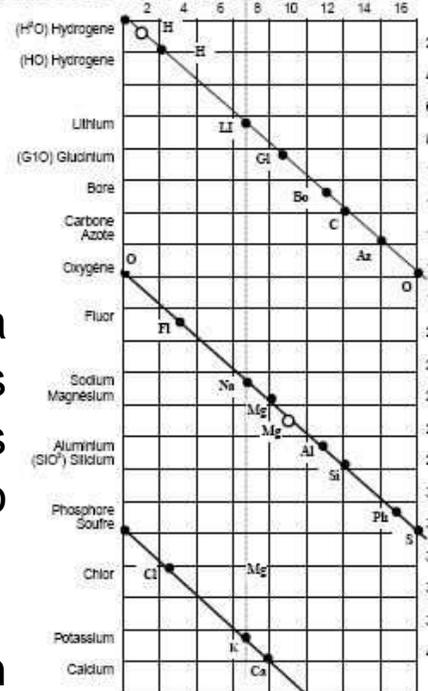
### 1.1. Historia



**Chancourtois  
(1820-1886)**

- ➔ Construyó una hélice de papel, en la que estaban ordenados por pesos atómicos (masa atómica) los elementos conocidos, arrollada sobre un cilindro vertical.
- ➔ Los elementos similares estaban prácticamente sobre la misma generatriz, lo que indicaba una cierta periodicidad, pero su diagrama pareció muy complicado y recibió poca atención.

ESQUISSE DE LA VIS TELLURIQUE





## 1.1. Historia



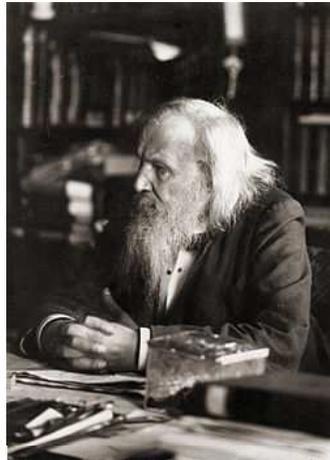
**Newland  
(1837-1898)**

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	Ca 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	To 43	Au 49	Th 56	

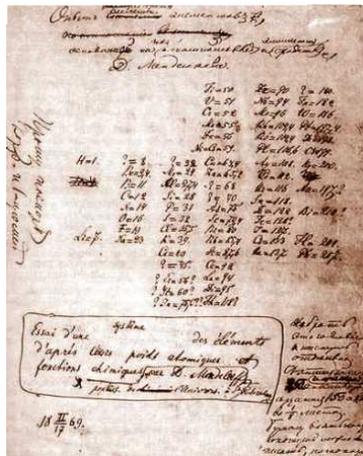
- En 1864, comunicó al Royal College of Chemistry (Real Colegio de Química) su observación de que al ordenar los elementos en orden creciente de sus pesos atómicos, el octavo elemento a partir de cualquier otro tenía unas propiedades muy similares al primero.
- El nombre de **octavas** se basa en la intención de Newlands de relacionar estas propiedades con la que existe en la escala de las notas musicales, por lo que dio a su descubrimiento el nombre de ley de las octavas.



### 1.1. Historia



**Mendeléeiev  
(1834-1907)**



- En 1869, **Mendeléeiev** utilizó el orden creciente de las masas atómicas pero dejó huecos que corresponderían a elementos desconocidos entonces y que se descubrirían más tarde.
- Los agrupó por sus **propiedades químicas**, la más destacada era la **valencia**.

Row	Group I — R <sub>2</sub> O	Group II — RO	Group III — R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Group IV RH <sub>4</sub> RO <sub>2</sub>	Group V RH <sub>3</sub> R <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Group VI RH <sub>2</sub> RO <sub>3</sub>	Group VII RH R <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Group VIII — RO <sub>4</sub>
1	H = 1							
2	Li = 7	Be = 9.4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
3	Na = 23	Mg = 24	Al = 27.3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35.5	
4	K = 39	Ca = 40	— = 44	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56, Co = 59, Ni = 59, Cu = 63
5	(Cu = 63)	Zn = 65	— = 68	— = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	
6	Rb = 85	Sr = 87	?Yt = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	— = 100	Ru = 104, Rh = 104, Pd = 106, Ag = 108
7	(Ag = 108)	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 125	I = 127	
8	Cs = 133	Ba = 137	?Di = 138	?Ce = 140				
9								
10			?Er = 178	?La = 180	Ta = 182	W = 184		Os = 195, Ir = 197, Pt = 198, Au = 199
11	(Au = 199)	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	Bi = 208			
12				Th = 231		U = 240		



## 1.2. El Sistema Periódico actual



- ➔ En 1914 **Moseley** encontró una relación entre la frecuencia de las rayas espectrales y el **número atómico** de un elemento y demostró que es el número atómico (y no la masa atómica) el que responde a las propiedades químicas de los elementos.

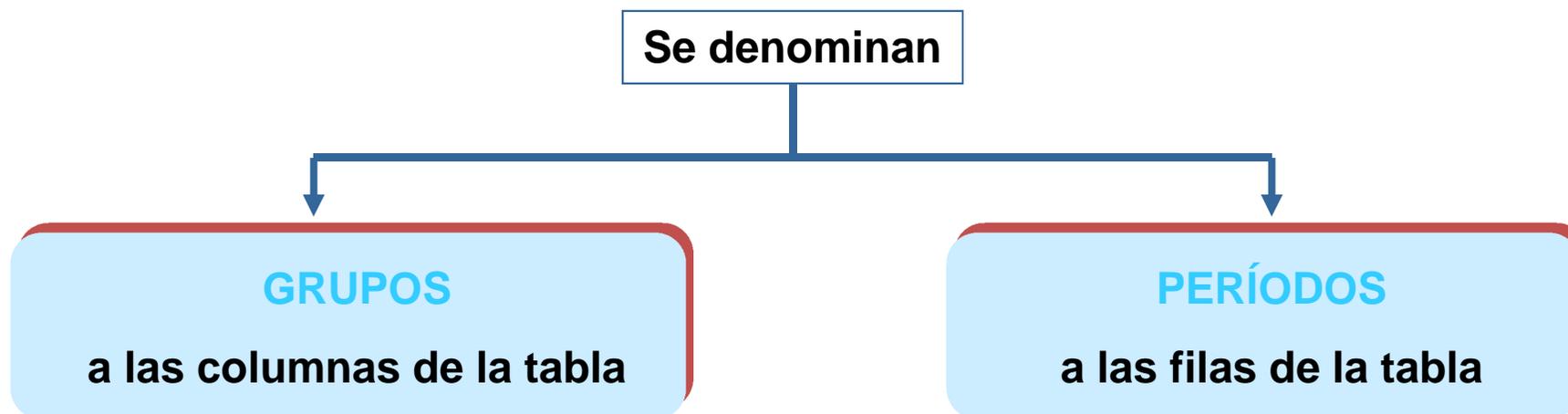
- ➔ **Seaborg** descubrió el plutonio (Pu) y obtuvo todos los elementos transuránicos hasta el 102 (actínidos), que comparó con los lantánidos del período anterior de la tabla.





## 1.2. El Sistema Periódico actual

Los elementos están colocados por orden creciente de su número atómico ( $Z$ )



La utilidad del sistema periódico reside en que los elementos de un mismo grupo poseen propiedades químicas similares



### 1.2. El Sistema Periódico actual

		GRUPOS																		
Capacidad	Configuración electrónica	s <sup>1</sup>	s <sup>2</sup>	d <sup>1</sup>	d <sup>2</sup>	d <sup>3</sup>	d <sup>4</sup>	d <sup>5</sup>	d <sup>6</sup>	d <sup>7</sup>	d <sup>8</sup>	d <sup>9</sup>	d <sup>10</sup>	p <sup>1</sup>	p <sup>2</sup>	p <sup>3</sup>	p <sup>4</sup>	p <sup>5</sup>	p <sup>6</sup>	
	Orbitales	1	2	3	4	5	6	7	8	9	1	11	12	13	14	15	16	17	18	
PERÍODOS	2	1s																		2 He 4,003 Helio
	8	2s2p	3 Li 6,94 Litio	4 Be 9,01 Berilio											5 B 10,81 Boro	6 C 12,01 Carbono	7 N 14,01 Nitrógeno	8 O 16,00 Oxígeno	9 F 18,99 Flúor	10 Ne 20,18 Neón
	8	3s3p	11 Na 22,99 Sodio	12 Mg 24,31 Magnesio											13 Al 26,98 Aluminio	14 Si 28,09 Silicio	15 P 30,97 Fósforo	16 S 32,07 Azufre	17 Cl 34,45 Cloro	18 Ar 39,95 Argón
	18	4s3d4p	19 K 39,10 Potasio	20 Ca 40,08 Calcio	21 Sc 44,96 Escandio	22 Ti 47,88 Titanio	23 V 50,94 Vanadio	24 Cr 52,00 Cromo	25 Mn 54,94 Manganeso	26 Fe 55,85 Hierro	27 Co 58,93 Cobalto	28 Ni 58,70 Níquel	29 Cu 63,55 Cobre	30 Zn 65,38 Zinc	31 Ga 69,72 Galio	32 Ge 72,59 Germanio	33 As 74,92 Arsénico	34 Se 78,96 Selenio	35 Br 79,90 Bromo	36 Kr 83,80 Criptón
	18	5s4d5p	37 Rb 85,47 Rubidio	38 Sr 87,62 Estroncio	39 Y 88,91 Itrio	40 Zr 91,22 Zirconio	41 Nb 92,91 Niobio	42 Mo 95,94 Molibdeno	43 Tc [97] Tecnecio	44 Ru 101,07 Rutenio	45 Rh 102,91 Rodio	46 Pd 106,4 Paladio	47 Ag 107,87 Plata	48 Cd 112,40 Cadmio	49 In 114,82 Indio	50 Sn 118,69 Estaño	51 Sb 121,75 Antimonio	52 Te 127,60 Teluro	53 I 126,90 Yodo	54 Xe 131,30 Xenón
	32	6s4f5d6p	55 Cs 132,91 Cesio	56 Ba 137,33 Bario	57 La 138,91 Lantano	58 Ce 140,12 Cerio	59 Pr 140,91 Praseodimio	60 Nd 144,24 Neodimio	61 Pm [145] Promecio	62 Sm 150,35 Samario	63 Eu 151,96 Europio	64 Gd 157,25 Gadolinio	65 Tb 158,93 Terbio	66 Dy 162,50 Disproscio	67 Ho 164,93 Holmio	68 Er 167,26 Erbio	69 Tm 168,93 Tulio	70 Yb 173,04 Iterbio	71 Lu 174,97 Lutecio	
	32	7s5f6d7p	87 Fr [223] Francio	88 Ra [226] Rádium	89 Ac [227] Actinio	104 Rf [261] Rutherfordio	105 Db [262] Dubnio	106 Sg [263] Seaborgio	107 Bh [264] Bohrio	108 Hs [265] Hassio	109 Mt [268] Meitnerio	110 Uun [269] Ununnilio	111 Uuu [272] Unununio	112 Uub [277] Ununbium						
	Configuración electrónica	f <sup>1</sup>	f <sup>2</sup>	f <sup>3</sup>	f <sup>4</sup>	f <sup>5</sup>	f <sup>6</sup>	f <sup>7</sup>	f <sup>8</sup>	f <sup>9</sup>	f <sup>10</sup>	f <sup>11</sup>	f <sup>12</sup>	f <sup>13</sup>	f <sup>14</sup>					
	Lantni dos	58 Ce 140,12 Cerio	59 Pr 140,91 Praseodimio	60 Nd 144,24 Neodimio	61 Pm [145] Promecio	62 Sm 150,35 Samario	63 Eu 151,96 Europio	64 Gd 157,25 Gadolinio	65 Tb 158,93 Terbio	66 Dy 162,50 Disproscio	67 Ho 164,93 Holmio	68 Er 167,26 Erbio	69 Tm 168,93 Tulio	70 Yb 173,04 Iterbio	71 Lu 174,97 Lutecio					
	Actnidos 7	90 Th 232,04 Torio	91 Pa [231] Protactinio	92 U 238,03 Uranio	93 Np [237] Neptunio	94 Pu [244] Plutonio	95 Am [243] Americio	96 Cm [247] Curcio	97 Bk [247] Berquellio	98 Cf [251] Californio	99 Es [254] Einstenio	100 Fm [257] Fermio	101 Md [258] Mendelevio	102 No [259] Nobelio	103 Lr [260] Laurencio					

Número atómico → 1  
Masa atómica\* → 1,008  
Nombre → Hidrógeno

Simbolo → H

- Negro - sólido
- Azul - líquido
- Rojo - gas
- Violeta - artificial

\* Un número entre paréntesis indica el número de masa atómica del isótopo conocido de vida media más larga.

- Metales
- Semimetales
- No metales
- Gases nobles

Metales ↔ No metales



### 1.3. Periodicidad y configuración electrónica

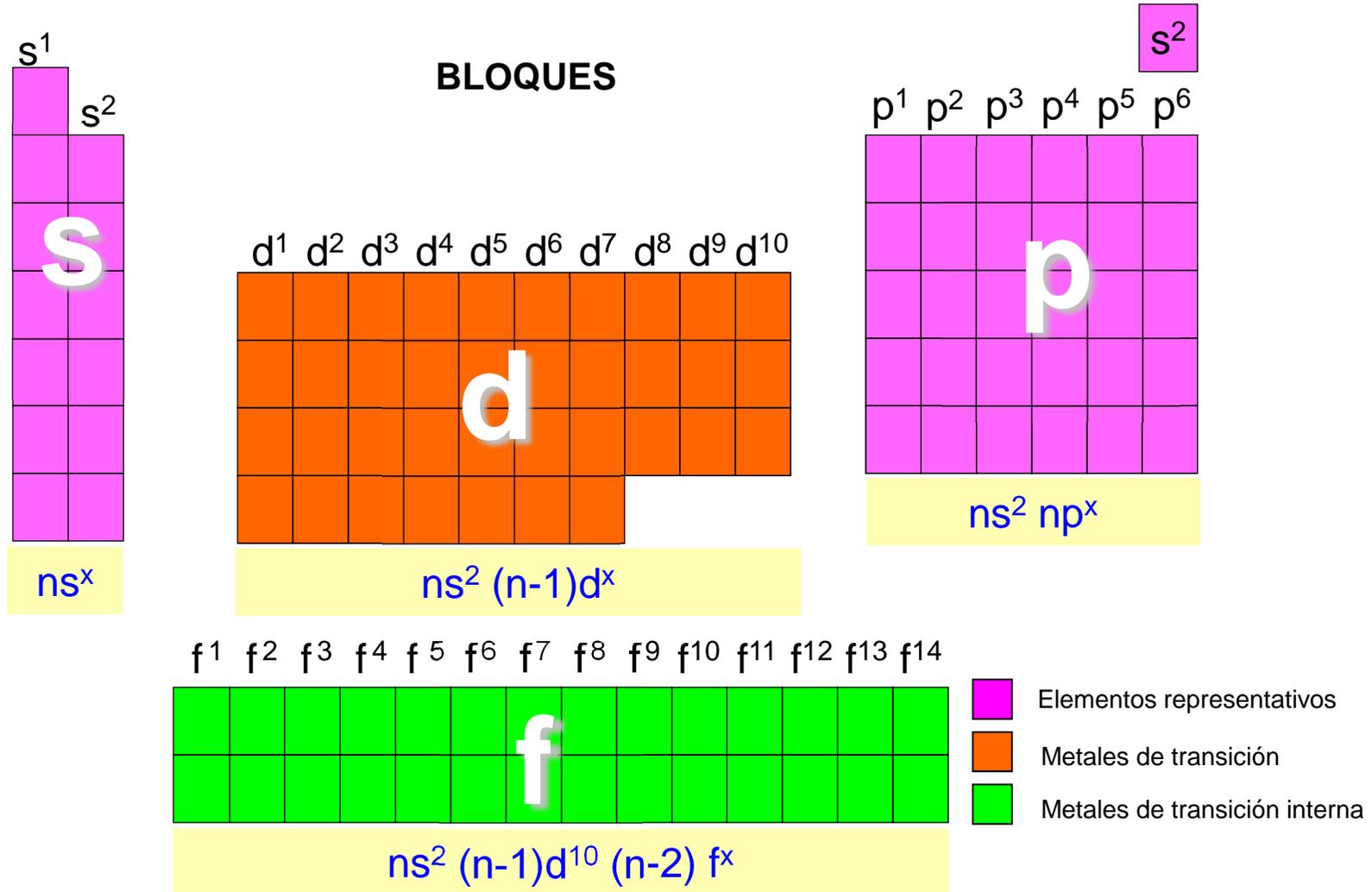
#### Grupo 1: ALCALINOS

Elemento	Configuración electrónica	Configuración más externa
Litio	$1s^2 2s^1$	$ns^1$
Sodio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	
Potasio	$1s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	
Rubidio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$	
Cesio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$	

- ➔ Todos los elementos de un mismo **grupo** tienen en su capa de valencia el mismo número de electrones en orbitales del mismo tipo.
- ➔ Las propiedades químicas de un elemento están relacionadas con la configuración electrónica de su capa más externa



### 1.3. Periodicidad y configuración electrónica





## EJERCICIO 1

Los compuestos de Europio ( $Z = 63$ ) se utilizan en las pantallas de TV para producir el color rojo. Teniendo en cuenta su posición en la tabla, escribe la configuración electrónica de Eu e indica a qué bloque y período pertenece.



### 1.3. Periodicidad y configuración electrónica

#### Valencia de un elemento

- ➡ El nivel electrónico más externo de un átomo es el **nivel de valencia**.
- ➡ El comportamiento químico de un elemento lo determinan fundamentalmente los electrones de valencia.
- ➡ Los átomos alcanzan una distribución electrónica estable con los orbitales **s** y **p** del nivel de valencia llenos, **s<sup>2</sup>p<sup>6</sup>** (**regla del octeto**).
- ➡ La capacidad de combinación que tienen los átomos se denomina **valencia** y se define como “**el número de átomos de hidrógeno que pueden unirse o ser sustituidos por un átomo del correspondiente elemento**”.
- ➡ La valencia de un elemento viene determinada por sus disposición electrónica.



## EJERCICIO 2

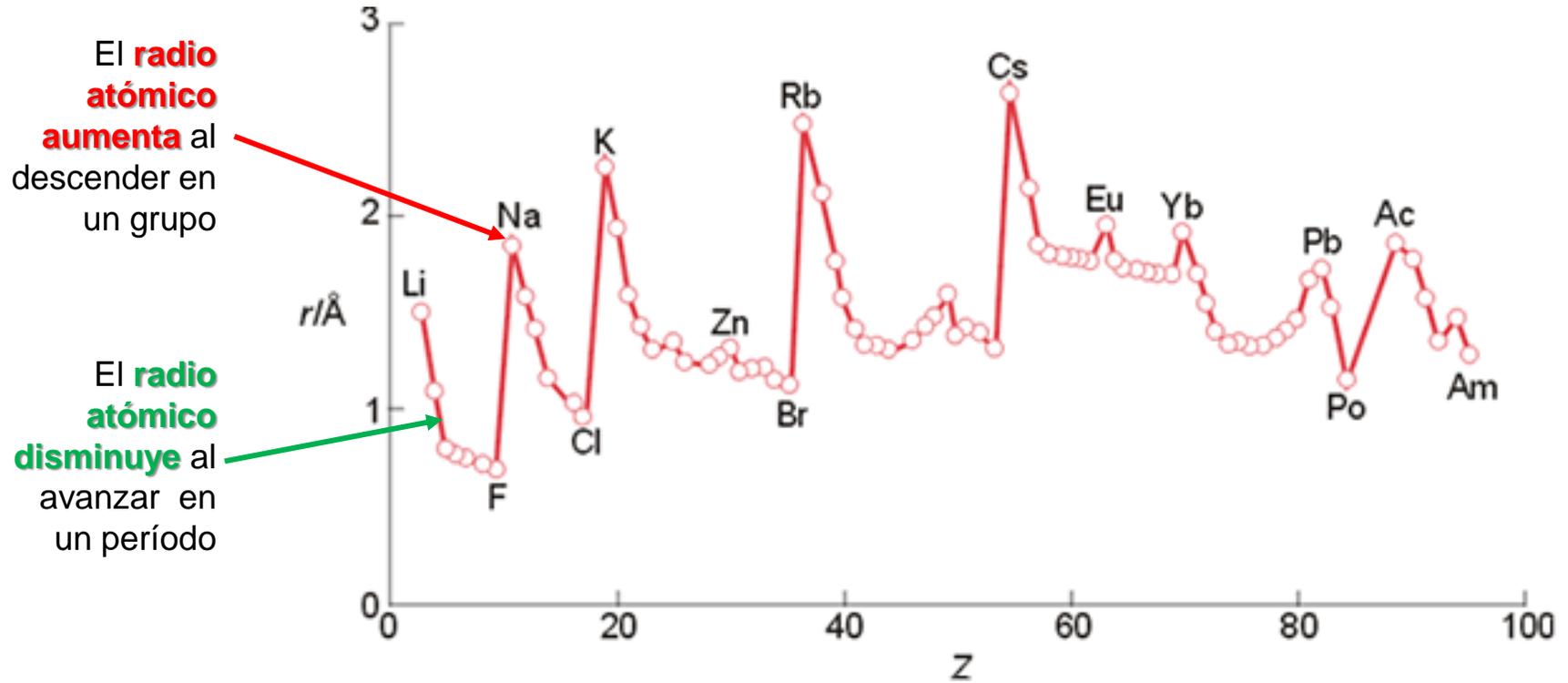
Atendiendo a su colocación en el sistema periódico, escribe la configuración electrónica de los elementos alcalinos, Li, Na, K, Rb y Cs. Indica los electrones de valencia que posee cada uno de ellos.

## EJERCICIO 3

Indica la valencia iónica del Ca, el Cs, el B y el N.

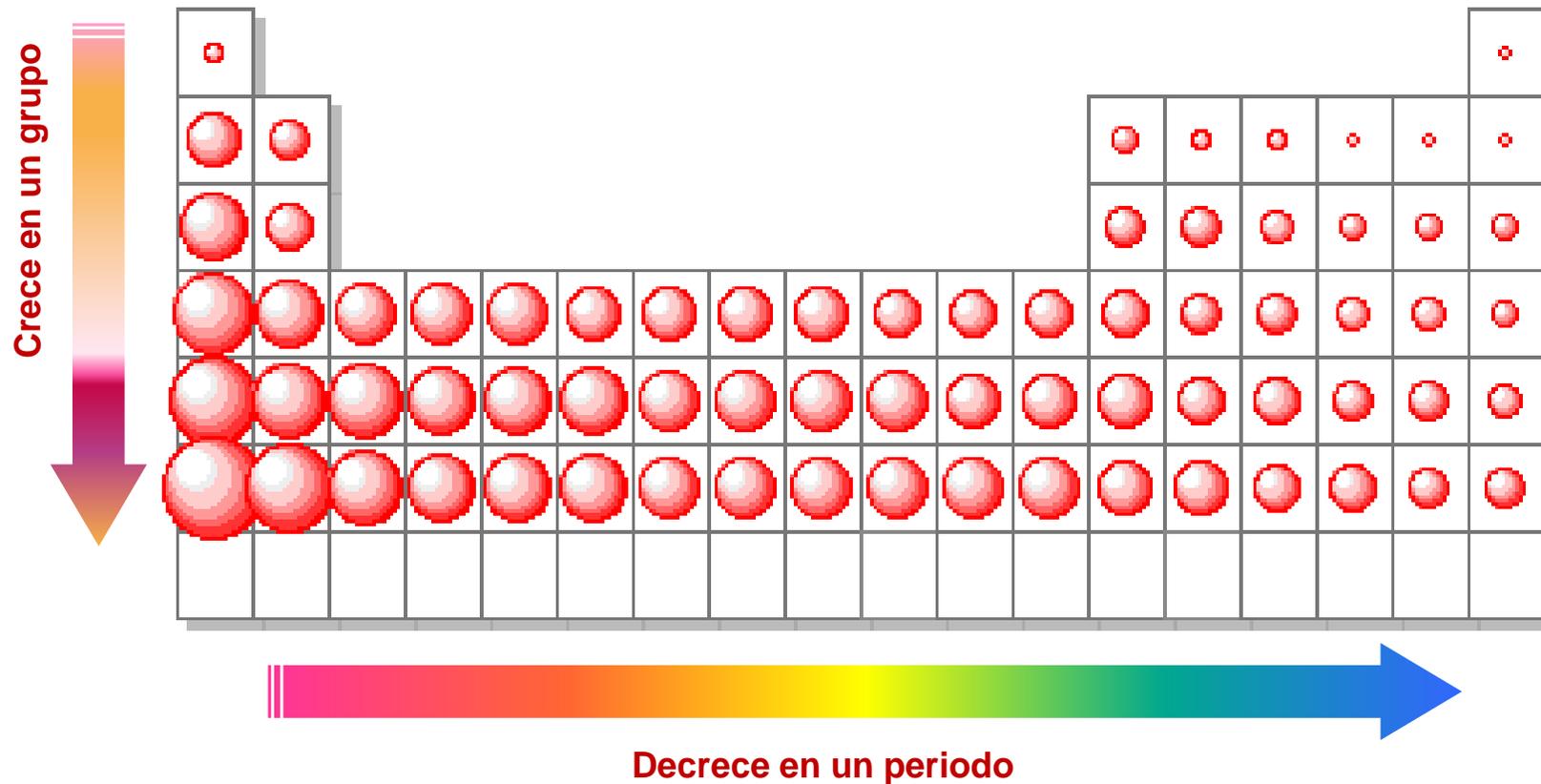


### 2.1. El radio atómico



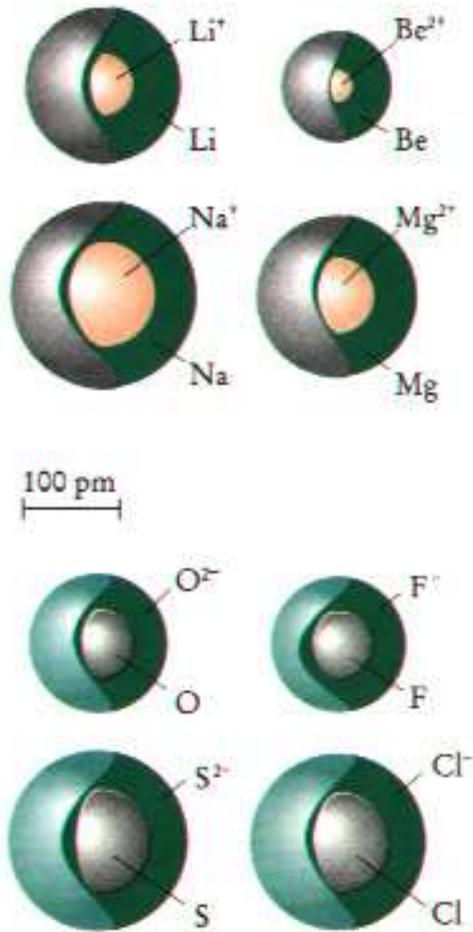


### 2.1. El radio atómico





## 2.2. El radio iónico



- Los **iones positivos sencillos (cationes)** son siempre más pequeños que los átomos de los que derivan y, al aumentar la carga positiva, su tamaño disminuye.
- Los **iones negativos sencillos (aniones)** son siempre mayores que los átomos de los que derivan. El tamaño aumenta con la carga negativa.
- Dentro de un grupo, las diferencias entre los radios atómicos e iónicos son muy parecidas.

Los **radios iónicos**, en general, **aumentan al descender por un grupo** y **disminuyen a lo largo de un periodo**.



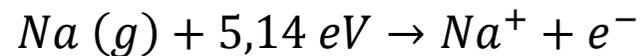
## EJERCICIO 4

Utilizando la tabla periódica, predice cuál de los tres átomos siguientes tiene mayor tamaño: Sc, Ba o Se.



### 2.3. Energía de ionización

- La **primera energía de ionización** ( $E_{I_1}$ ) es la energía necesaria que hay que suministrar para arrancar el electrón más externo de un átomo aislado de un elemento en estado gaseoso para dar lugar a un ion positivo o catión. Se mide en KJ/mol o eV/átomo.

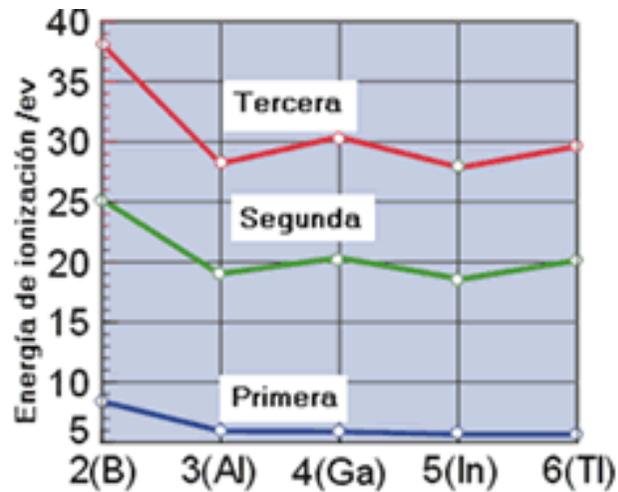
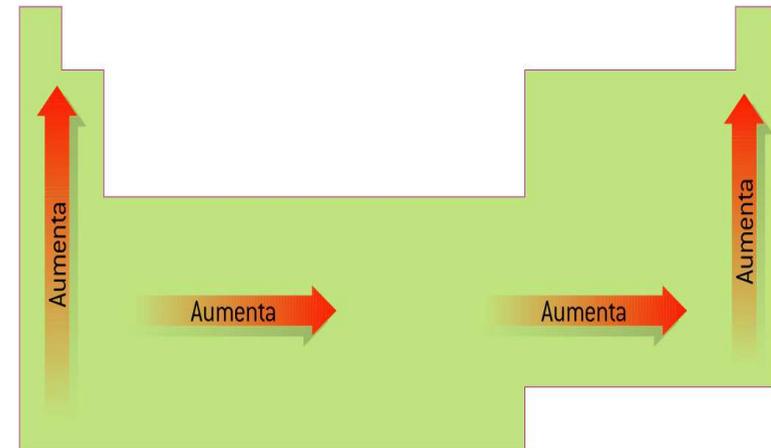
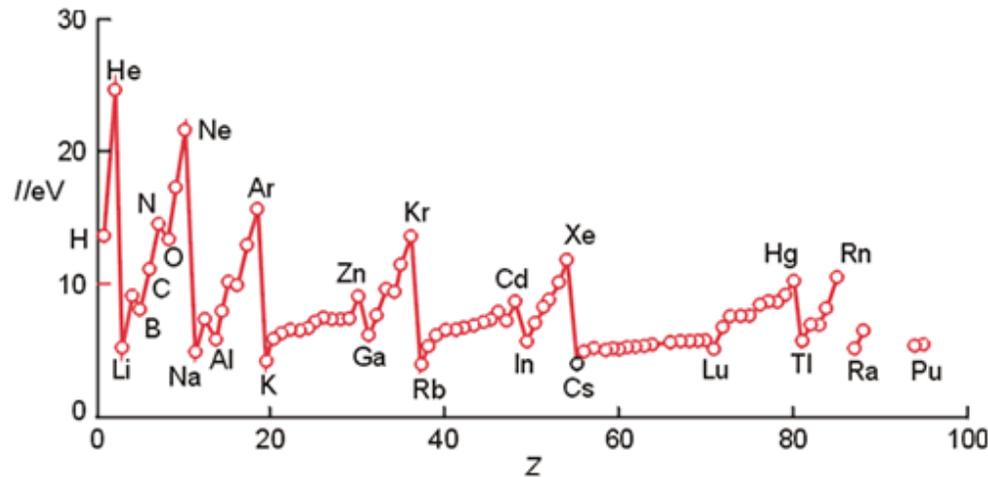


- La **segunda energía de ionización** ( $E_{I_2}$ ) es la energía necesaria que hay que suministrar para arrancar el siguiente electrón del ion monopositivo formado anteriormente.





### 2.3. Energía de ionización



Las energías de ionización sucesivas siempre van en aumento.



### EJERCICIO 5

Responde a las siguientes preguntas relativas a la energía de ionización:

- ¿Por qué al grupo de los metales alcalinos le corresponden las menores  $EI_1$ ?
- ¿Por qué al grupo de los gases nobles le corresponden las mayores  $EI_1$ ?
- ¿Por qué el berilio tiene una  $EI_1$  superior a la del boro si este último está colocado a su derecha?
- ¿Por qué el rubidio tiene una  $EI_1$  inferior a la del litio?
- ¿Por qué el galio tiene una  $EI_1$  menor que el calcio?

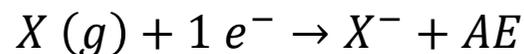
### EJERCICIO 6

Utilizando solamente la tabla periódica, escribe los elementos siguientes por orden creciente de su primera energía de ionización: Ar, Se y S.



## 2.4. Afinidad electrónica

Se denomina **afinidad electrónica** a la variación de energía que se produce cuando se añade un electrón a un átomo neutro de un elemento en fase gaseosa para dar lugar a un ion negativo gaseoso. Se mide en KJ/mol o eV/átomo.

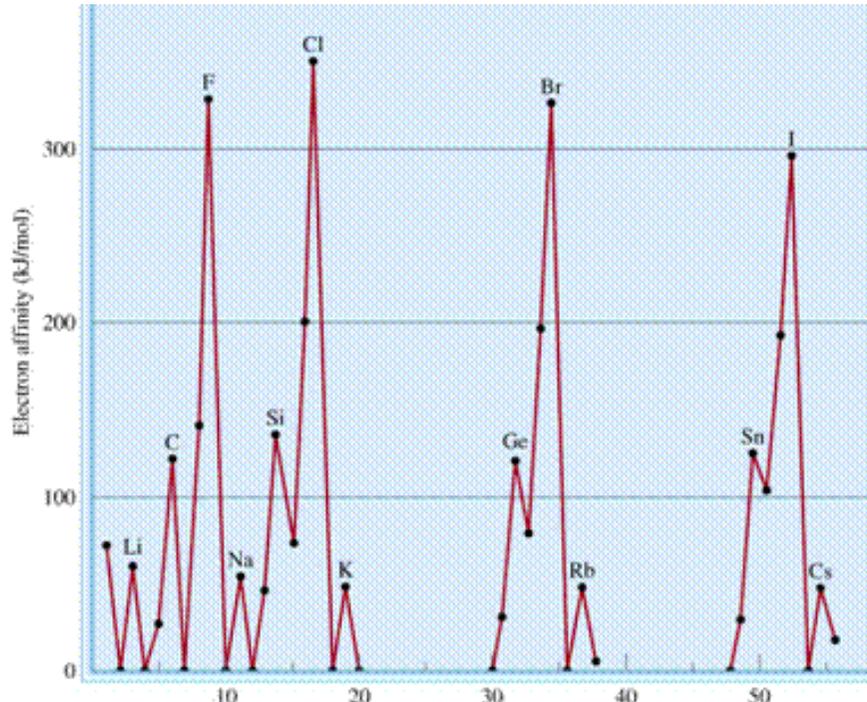


- ☞ La captura de un electrón extra por parte de un átomo neutro para formar un ion negativo gaseoso es un proceso:
- ▶ Energéticamente favorable si la AE es negativa.
  - ▶ Energéticamente desfavorable si la AE es positiva.

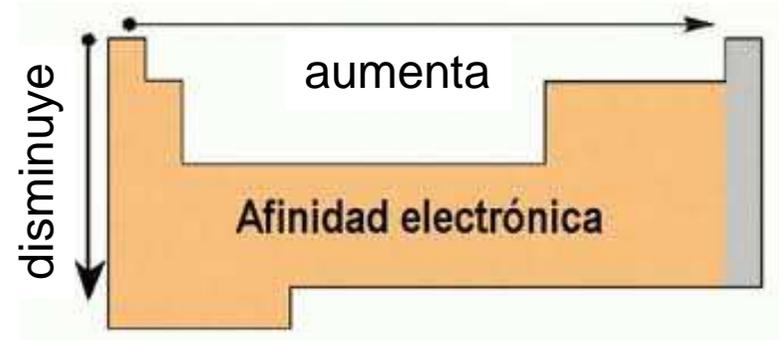
La afinidad electrónica está relacionada con el **carácter oxidante** de un elemento. **Cuanta mayor energía desprenda un elemento al ganar un electrón, mayor será su carácter oxidante.** Así, los halógenos tienen un elevado carácter oxidante, al contrario de los alcalinotérreos que carecen de carácter oxidante



## 2.4. Afinidad electrónica



☞ La afinidad electrónica disminuye al aumentar el número atómico



- ☞ La afinidad electrónica crece a lo largo de un período.
- ☞ Los gases nobles no tienen tendencia a captar o ceder electrones.



## 2.5. Electronegatividad

- ☞ La **electronegatividad** de un elemento mide la tendencia que tiene uno de sus átomos a atraer hacia sí el par de electrones de enlace con otro átomo.

Para determinar la electronegatividad se usan dos escalas:

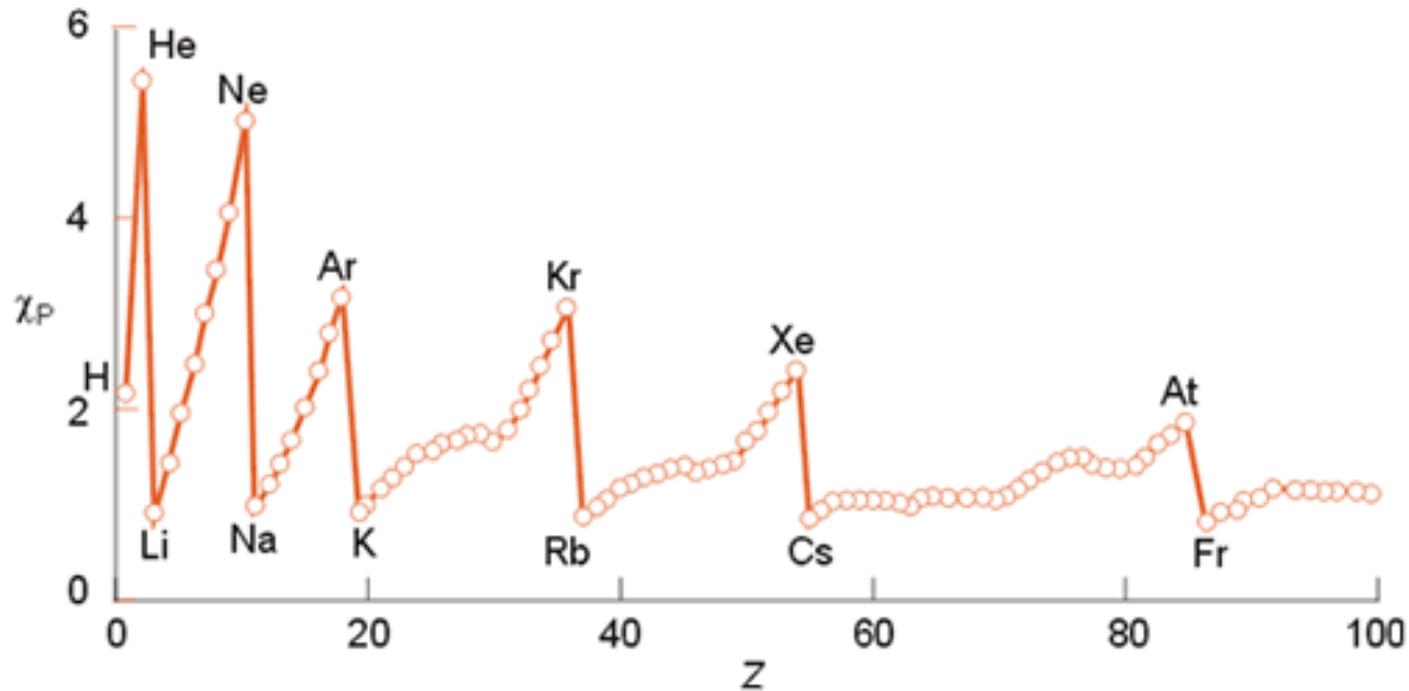
- ☞ **Escala de Mulliken**: Considera la electronegatividad como una propiedad de los átomos aislados, su valor es:

$$EN = \frac{AE + EI}{2}$$

- ☞ **Escala de Pauling**: Se expresa en unidades arbitrarias: al flúor, se le asigna el valor más alto, por ser el más electronegativo, tiene un valor de 4 y al cesio, que es el menos electronegativo se le asigna el valor de 0,7.



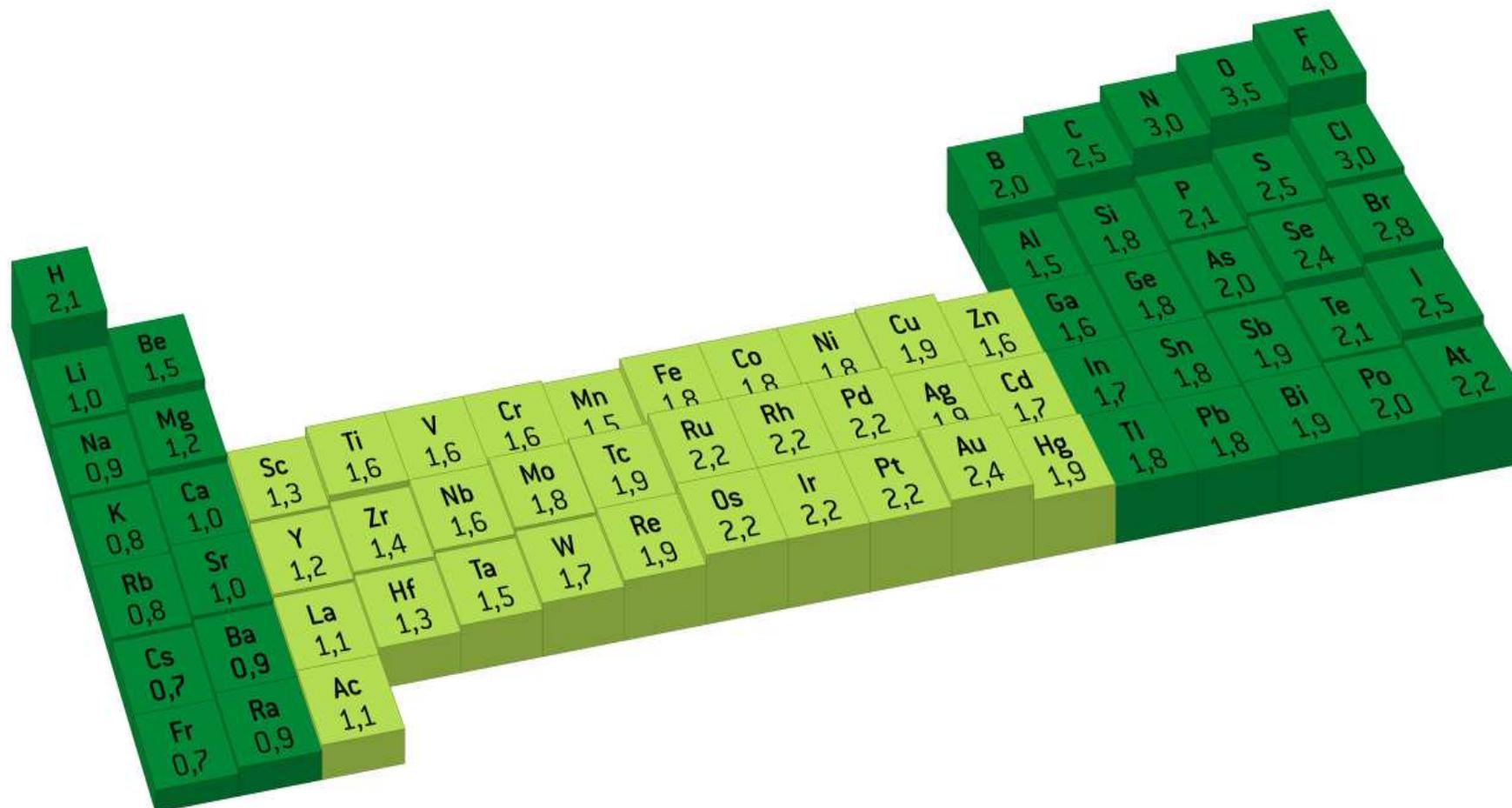
## 2.5. Electronegatividad



- ☞ La electronegatividad disminuye al descender en un grupo.
- ☞ La electronegatividad aumenta de izquierda a derecha en un período.
- ☞ La electronegatividad de los gases nobles es prácticamente 0.



## 2.5. Electronegatividad





### EJERCICIO 7

Ordena, según los valores crecientes de la electronegatividad, los siguientes elementos: Be, N y Ca.

### EJERCICIO 8

Ordena de mayor a menor electronegatividad los elementos de números atómicos 1, 6, 9, 19 y 55. A la vista de la ordenación, ¿quiénes son más electronegativos, los metales o los no metales?



## 2.6. Carácter metálico y no metálico: Reactividad

### Metales:

- Pierden fácilmente **electrones** para formar cationes
- Bajas energías de ionización
- Bajas afinidades electrónicas
- Bajas electronegatividades
- Forman compuestos con los no metales, pero no con los metales

### No Metales:

- **Ganan** fácilmente **electrones** para formar aniones
- Elevadas energías de ionización
- Elevadas afinidades electrónicas
- Elevadas electronegatividades
- Forman compuestos con los metales, y otros con los no metales

### Semimetales o metaloides:

- Poseen **propiedades intermedias** entre los metales y los no metales (Si, Ge)



## 2.6. Carácter metálico y no metálico: Reactividad

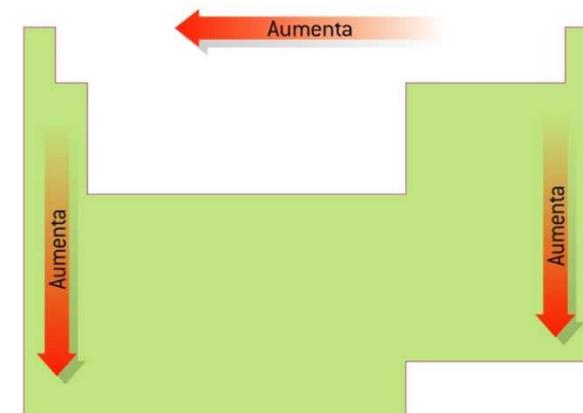
### CARÁCTER METÁLICO.

**Alto en elementos que:**

- Pierden fácilmente electrones para formar cationes.
- Bajas energías de ionización
- Bajas afinidades electrónicas
- Bajas electronegatividades

**Bajo en elementos que:**

- Ganan fácilmente electrones para formar aniones
- Elevadas energías de ionización
- Elevadas afinidades electrónicas
- Elevadas electronegatividades





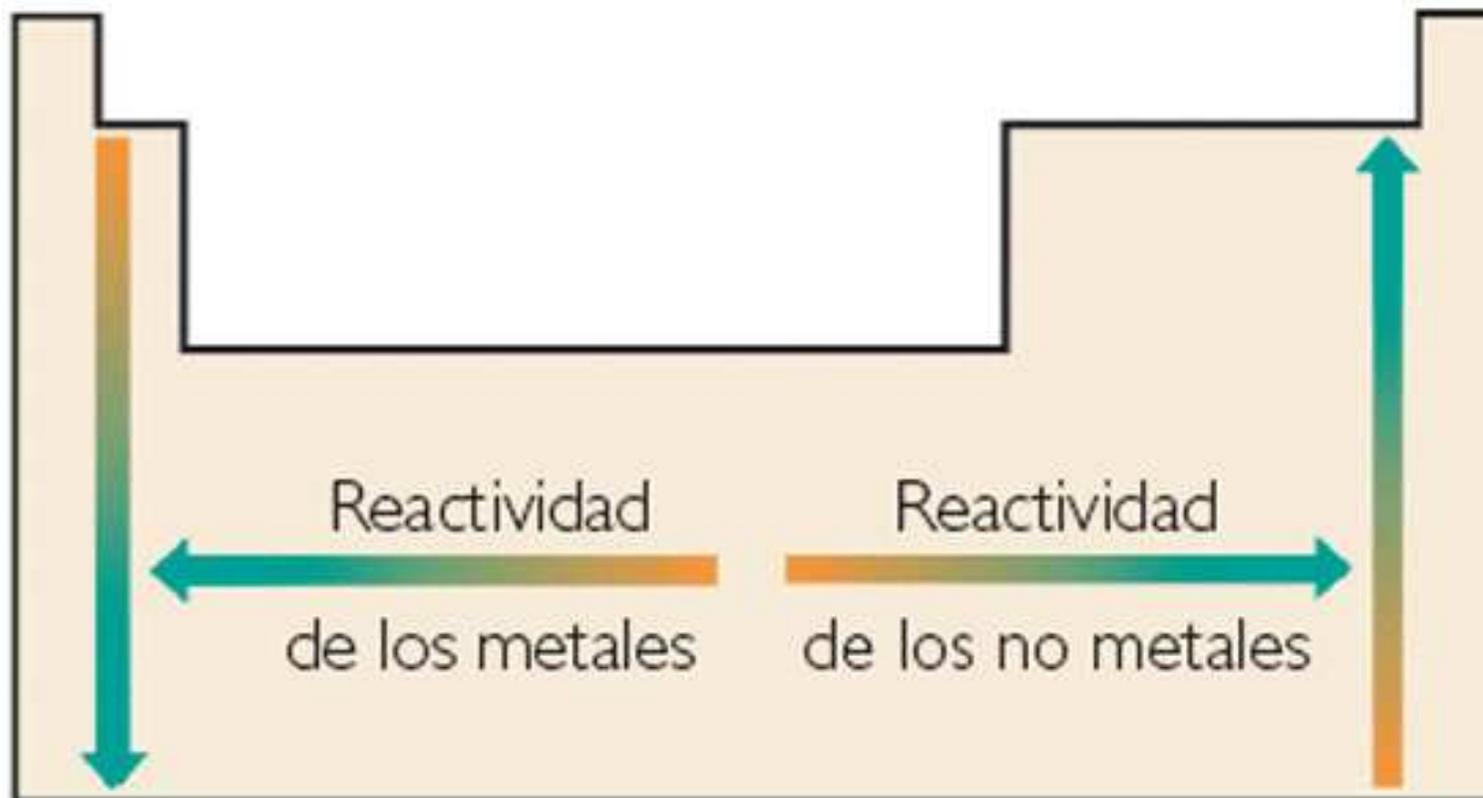
## 2.6. Carácter metálico y no metálico: Reactividad

**Reactividad** es la tendencia de un elemento a combinarse con otros.

- ☞ **Los metales reaccionan perdiendo electrones**, así cuanto menor sea su energía de ionización serán más reactivos. La reactividad:
  - Disminuye al avanzar en un período
  - Aumenta al descender en el grupo
  
- ☞ **Los no metales reaccionan ganando electrones**, así cuanto mayor sea su afinidad electrónica serán más reactivos. La reactividad:
  - Aumenta al avanzar en un período
  - Aumenta al ascender en el grupo
  
- ☞ **En los gases nobles la reactividad es casi nula o muy baja**, debido a que poseen configuraciones electrónicas muy estables



## 2.6. Carácter metálico y no metálico: Reactividad





### EJERCICIO 9

El Sc es un metal muy poco conocido, aunque es mucho más abundante que el oro, la plata o incluso el mercurio. Teniendo en cuenta su posición en la tabla periódica, compara la reactividad del Sc con la del Cu.

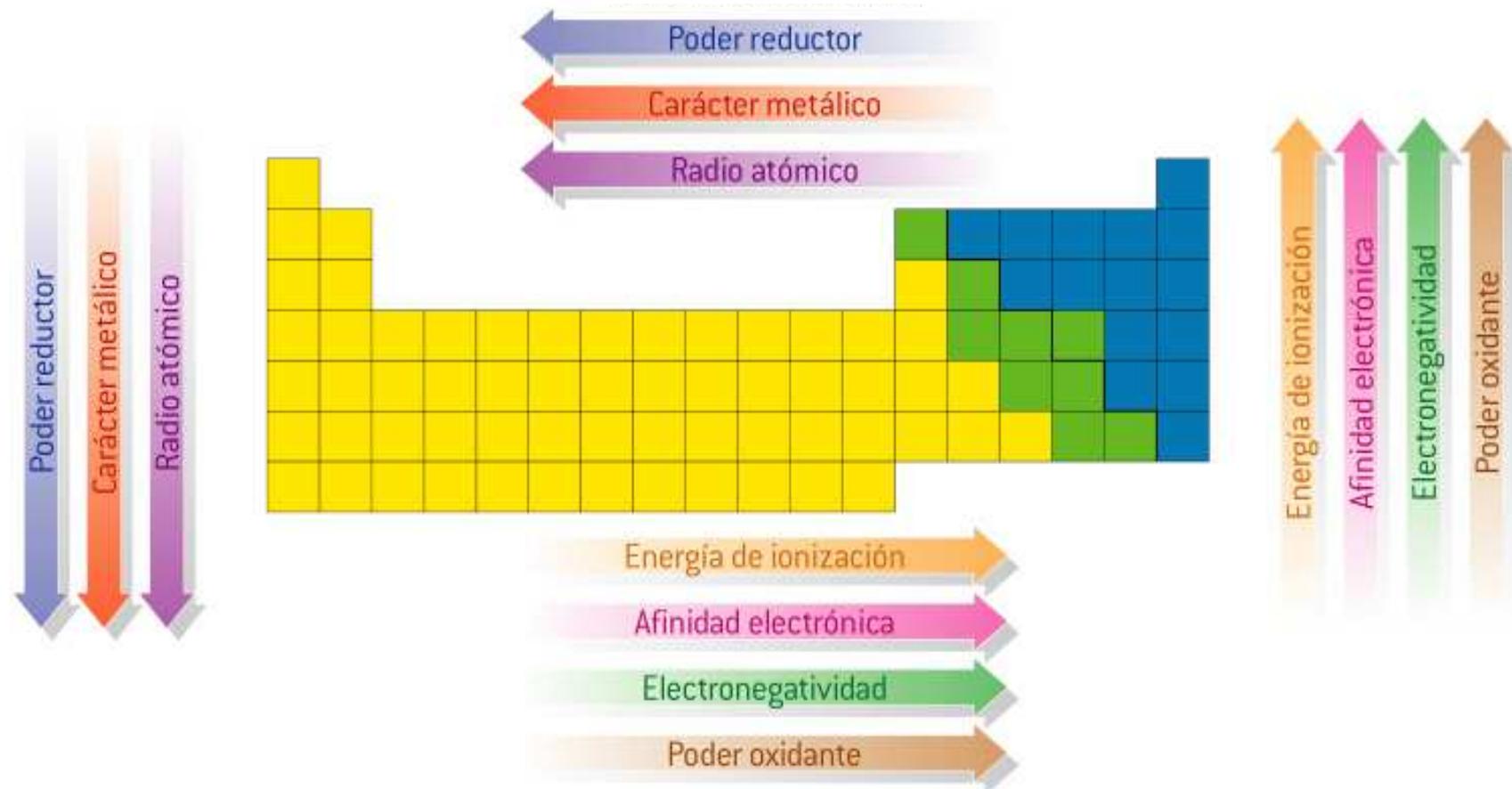
### EJERCICIO 10

Sabiendo que las energías de ionización del Li, el Cs, el Si y el S, en kJ/mol, son, respectivamente, 520, 376, 786 y 1 000:

- Ordénalos, de mayor a menor, según su carácter metálico.
- Ordénalos, de mayor a menor, según su carácter no metálico.



## 2.6. Resumen de las propiedades periódicas



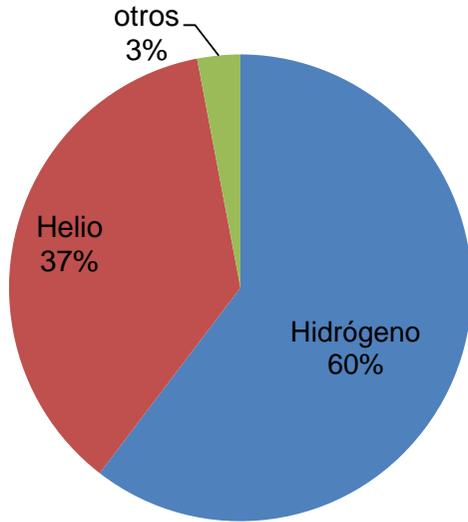


## EJERCICIO 11

Ordena los siguientes elementos por orden creciente de cada una de las propiedades periódicas: Li, Sr, Mo, Os, Al, Se y Br.

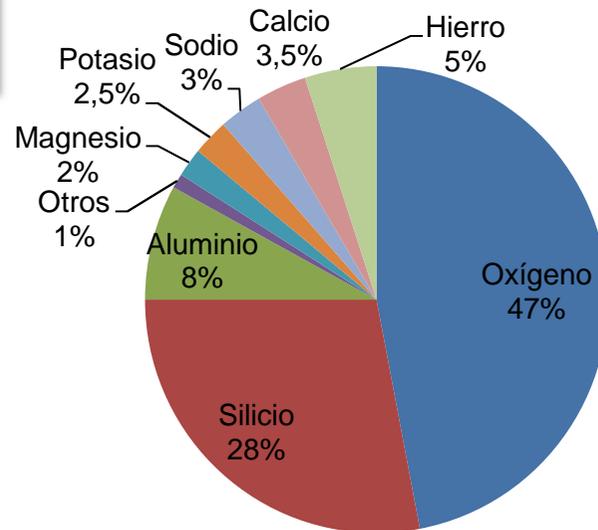
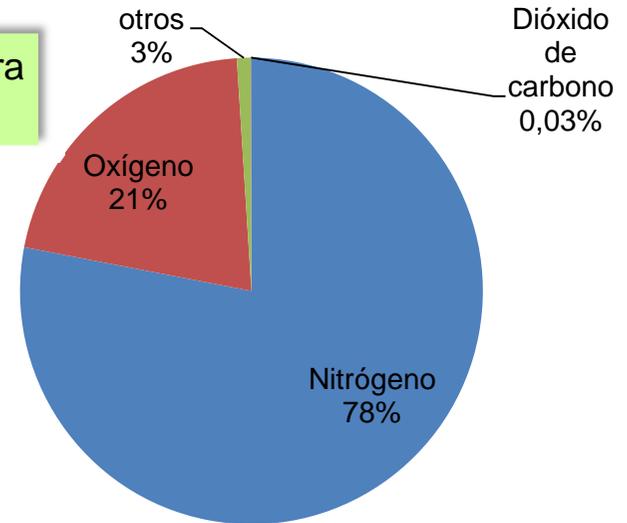


## 3 Abundancia de los elementos



Abundancia en el universo (en masa)

Abundancia en la atmósfera (en volumen)



Abundancia en la corteza terrestre (en masa)