

BACHILLERATO

FÍSICA Y QUÍMICA

V. SISTEMA PERIÓDICO

Metals: Metales
Semimetals: Semimetálicos
Non-metals: No metales
Inert: Inertes

Periodo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Grupo	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
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	Uuq	Uub							
Lantánidos 6	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu				
Actínidos 7	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr				



R. Artacho

Dpto. de Física y
Química



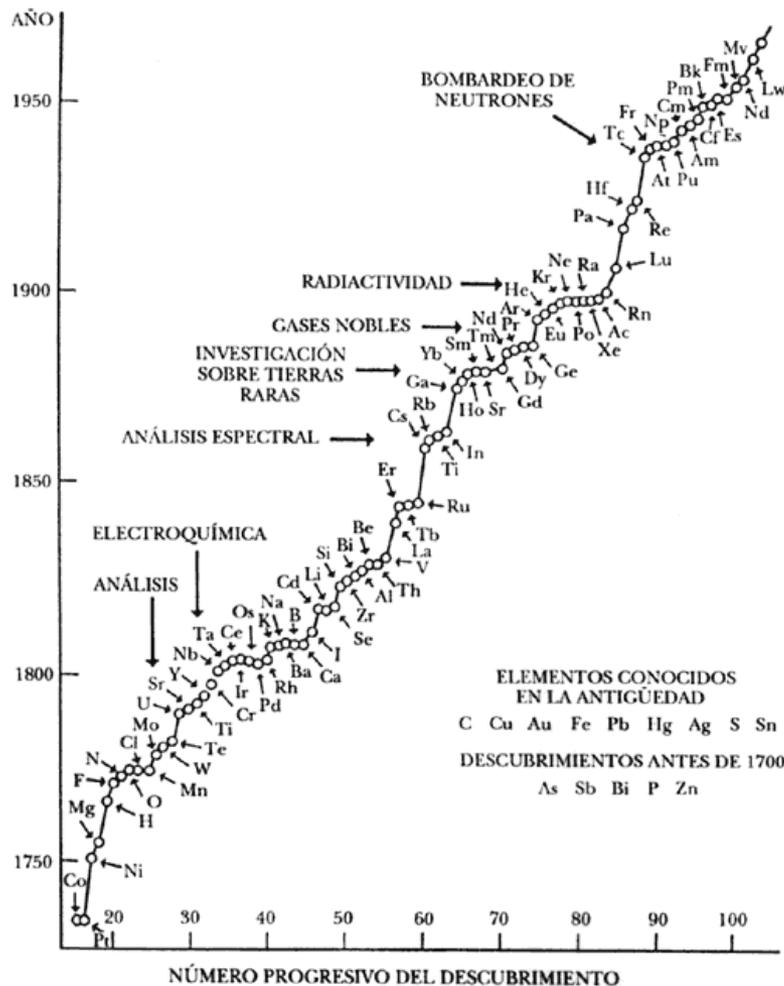
Índice

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

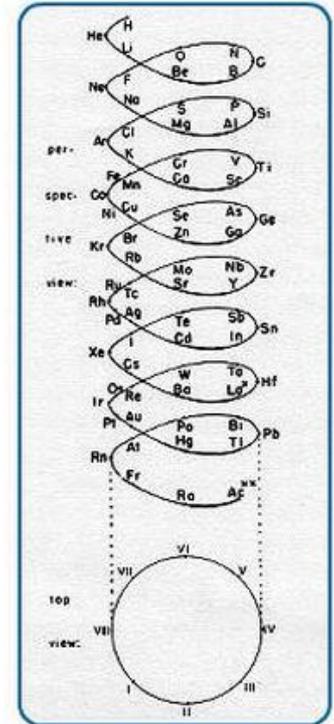
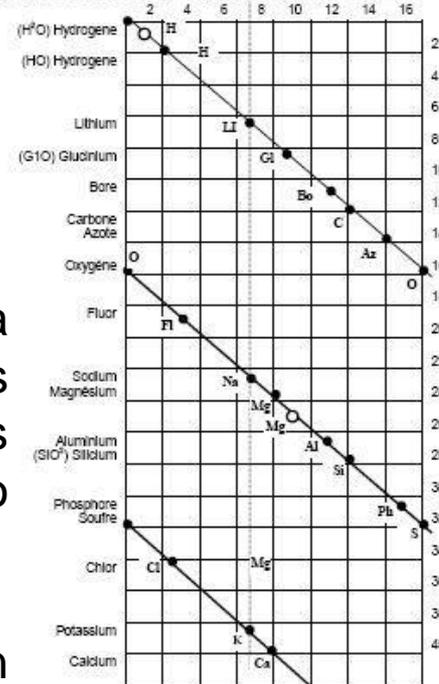
1.1. Historia



**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 El Sistema Periódico

1.1. Historia



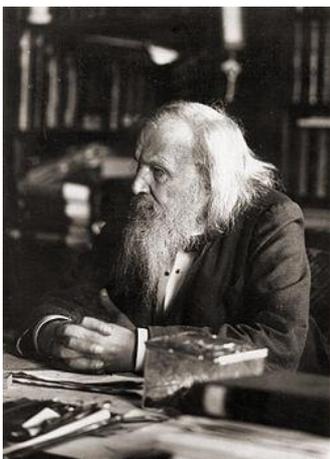
**Newland
(1837-1898)**

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	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	

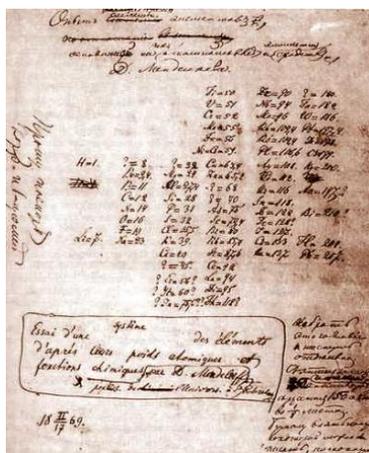
- ➔ En 1864, comunicó al Royal College of Chemistry (Real Colegio de Química) su observación de que al ordenar los elementos en orden creciente de sus pesos atómicos, el octavo elemento a partir de cualquier otro tenía unas propiedades muy similares al primero.
- ➔ El nombre de **octavas** se basa en 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 ₂ O	Group II — RO	Group III — R ₂ O ₃	Group IV RH ₄ RO ₂	Group V RH ₃ R ₂ O ₅	Group VI RH ₂ RO ₃	Group VII RH R ₂ O ₇	Group VIII — RO ₄
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 transuránidos 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)

Se denominan

GRUPOS

a las columnas de la tabla

PERÍODOS

a las filas de la tabla

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



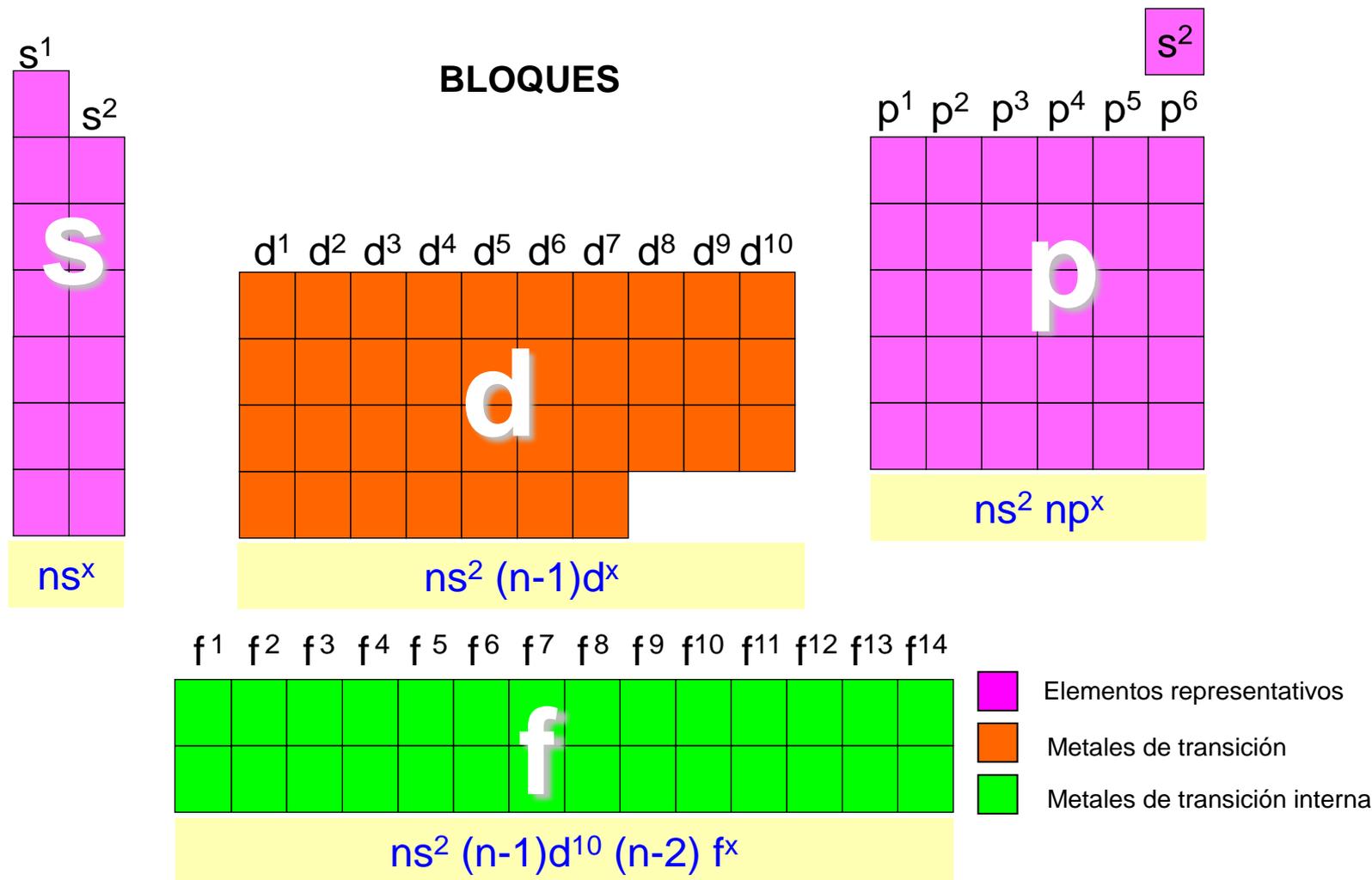
1.3. Periodicidad y configuración electrónica

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, **s²p⁶** (**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.



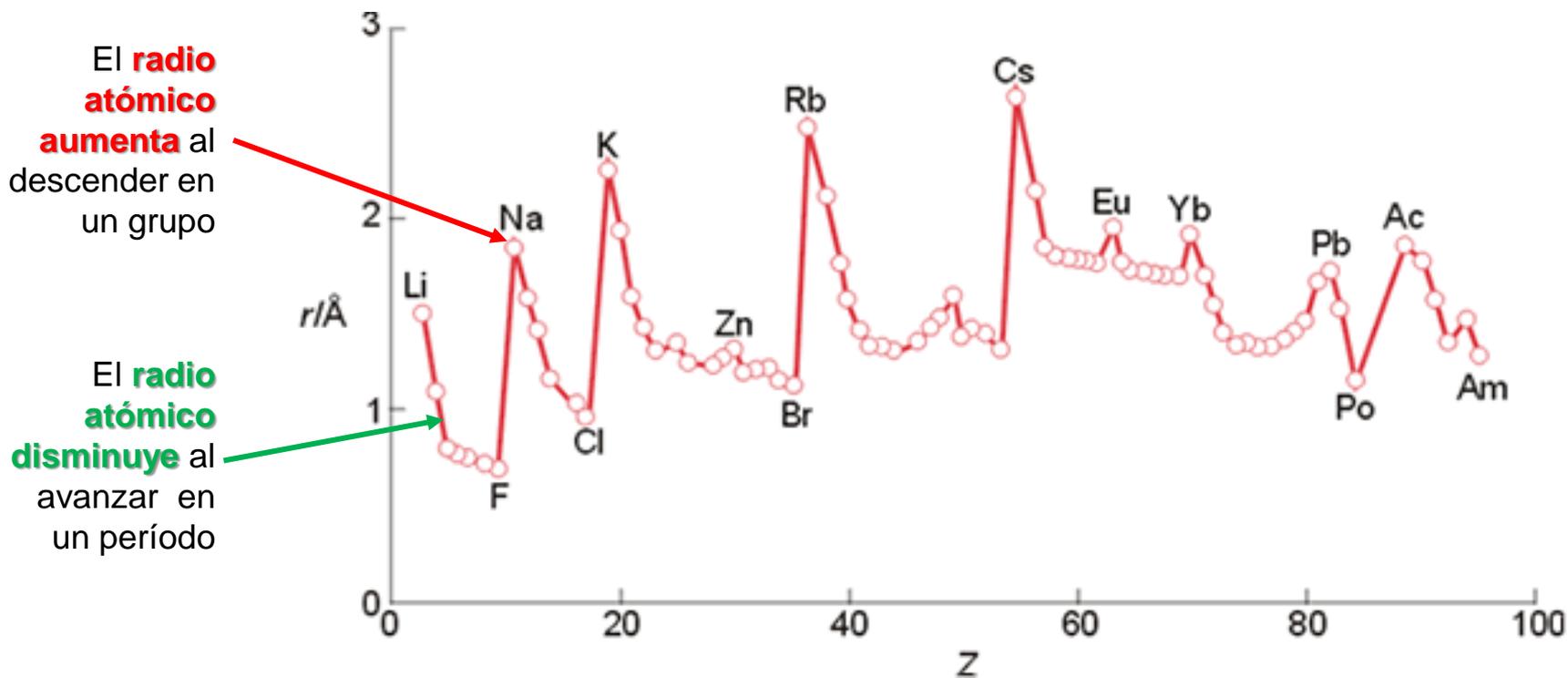
EJERCICIO 2

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.

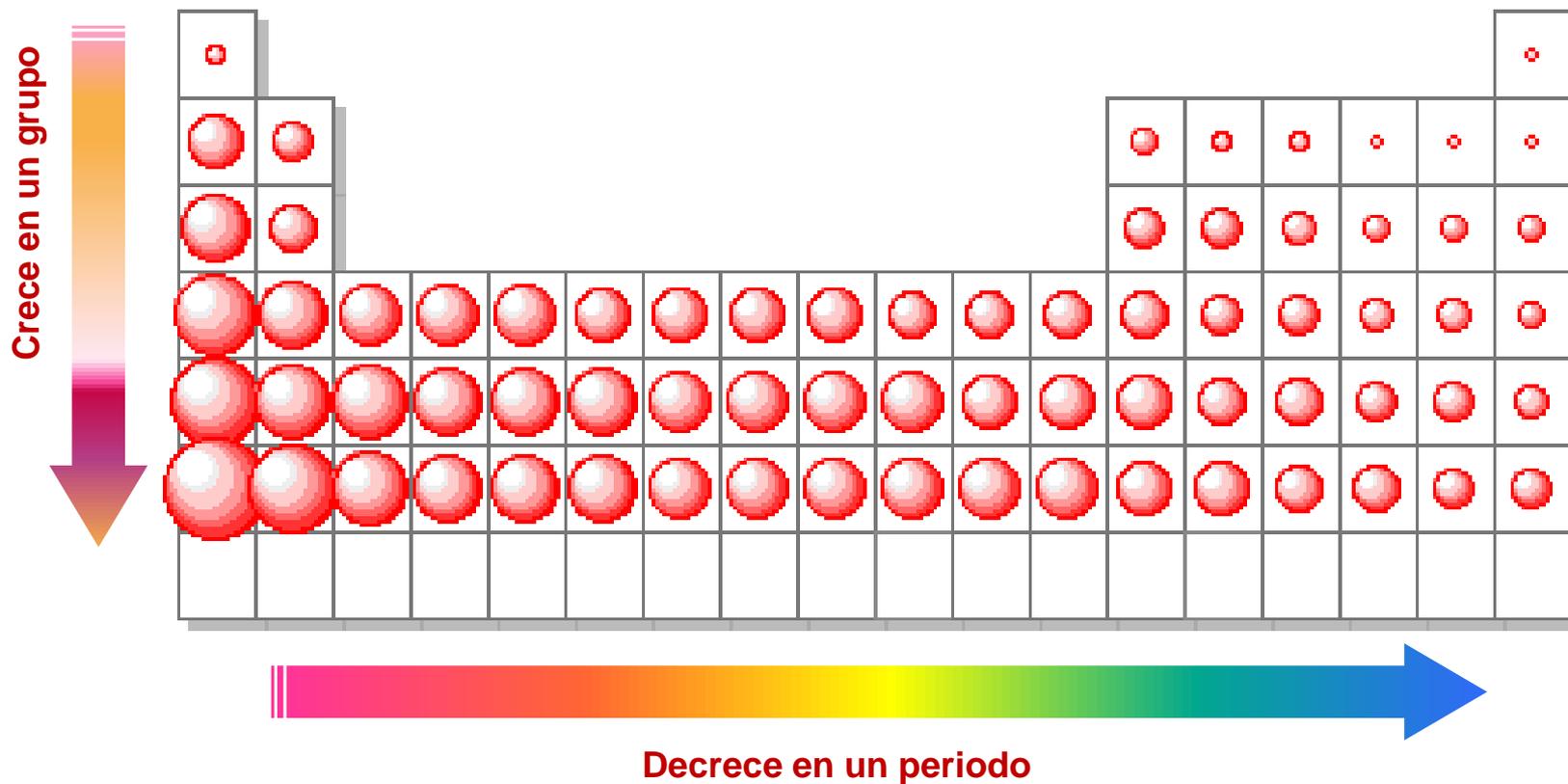
EJERCICIO 3

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

2.1. El radio atómico

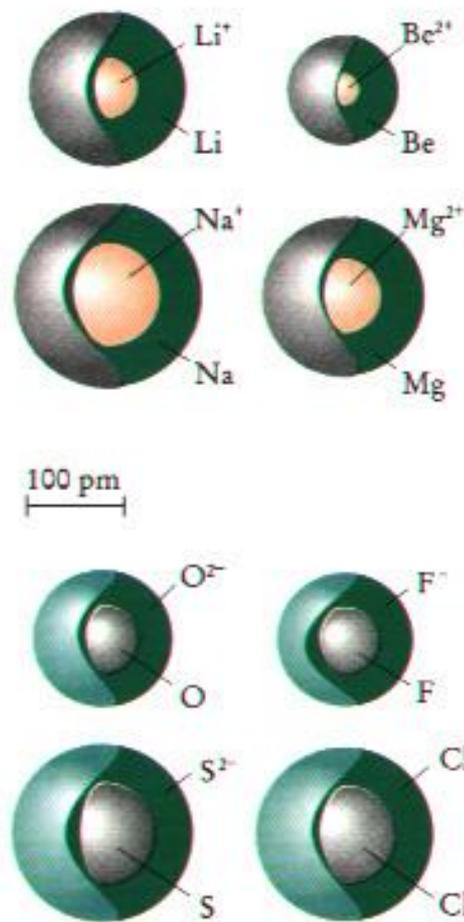


2.1. El radio atómico



2 Propiedades periódicas

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.

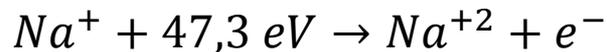


2.3. Energía de ionización

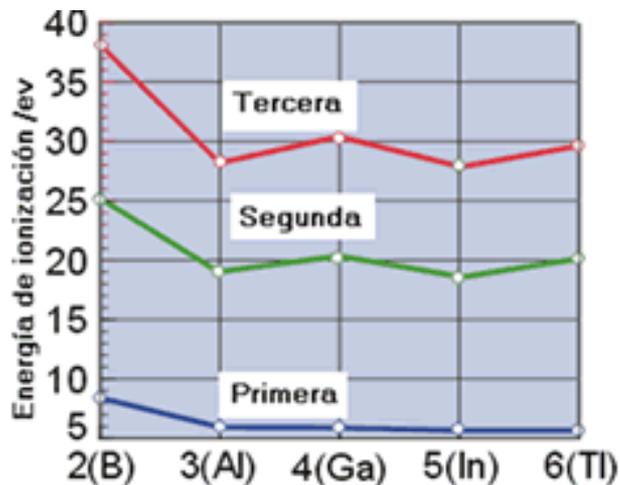
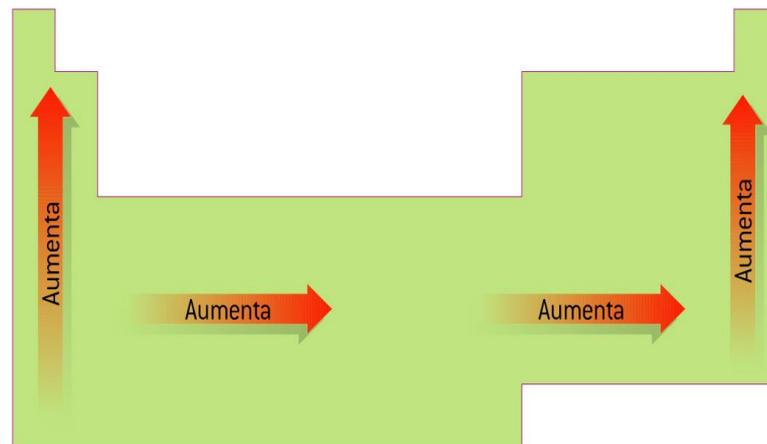
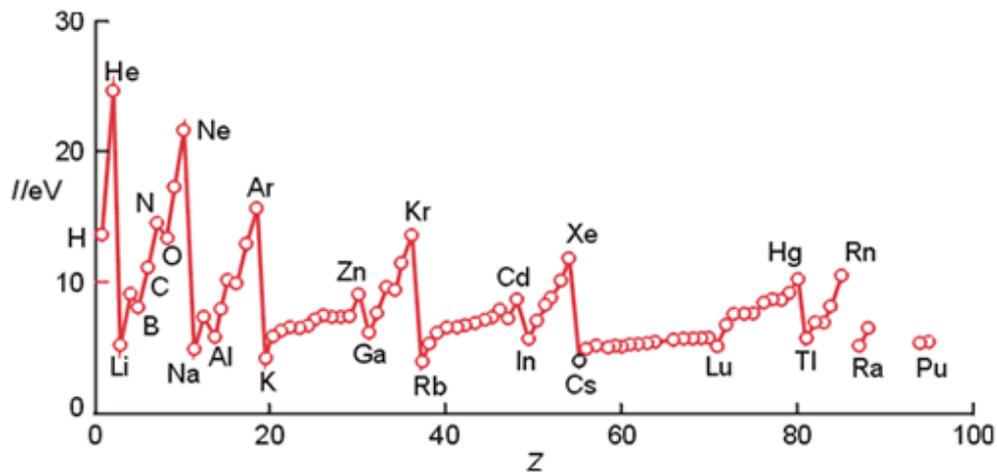
- ☞ La **primera energía de ionización** (E_{I_1}) es la energía necesaria que hay que suministrar para arrancar el electrón más externo de un átomo aislado de un elemento en estado gaseoso para dar lugar a un ion positivo o catión. Se mide en KJ/mol o eV/átomo.



- ☞ 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?

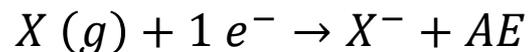
EJERCICIO 6

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

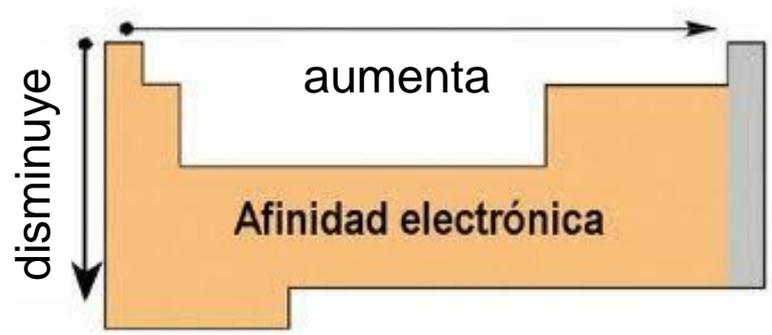
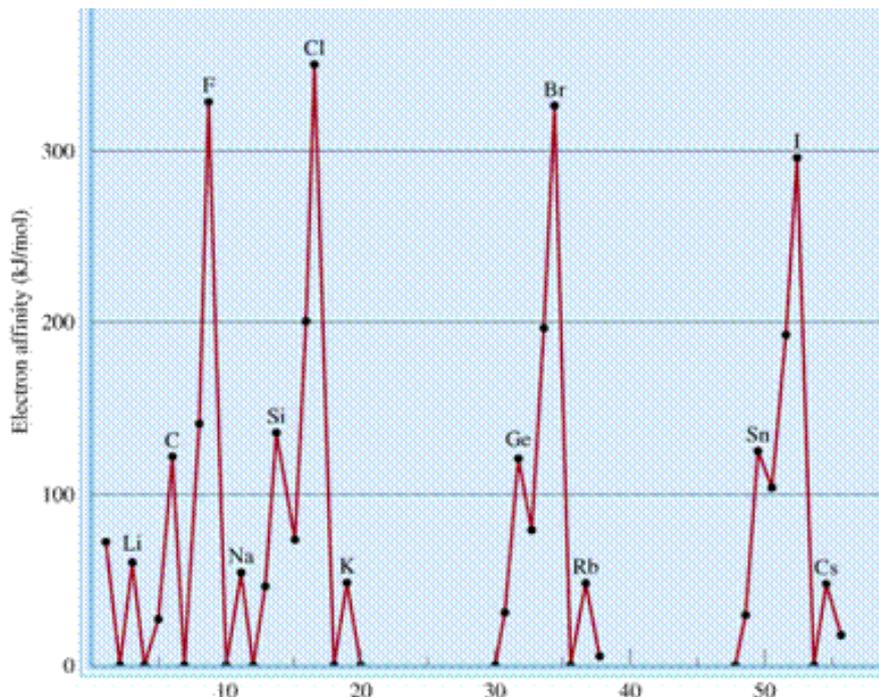
Se denomina **afinidad electrónica** a la variación de energía que se produce cuando se añade un electrón a un átomo neutro de un elemento en fase gaseosa para dar lugar a un ion negativo gaseoso. Se mide en KJ/mol o eV/átomo.



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

☞ La afinidad electrónica disminuye al aumentar el número atómico



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.

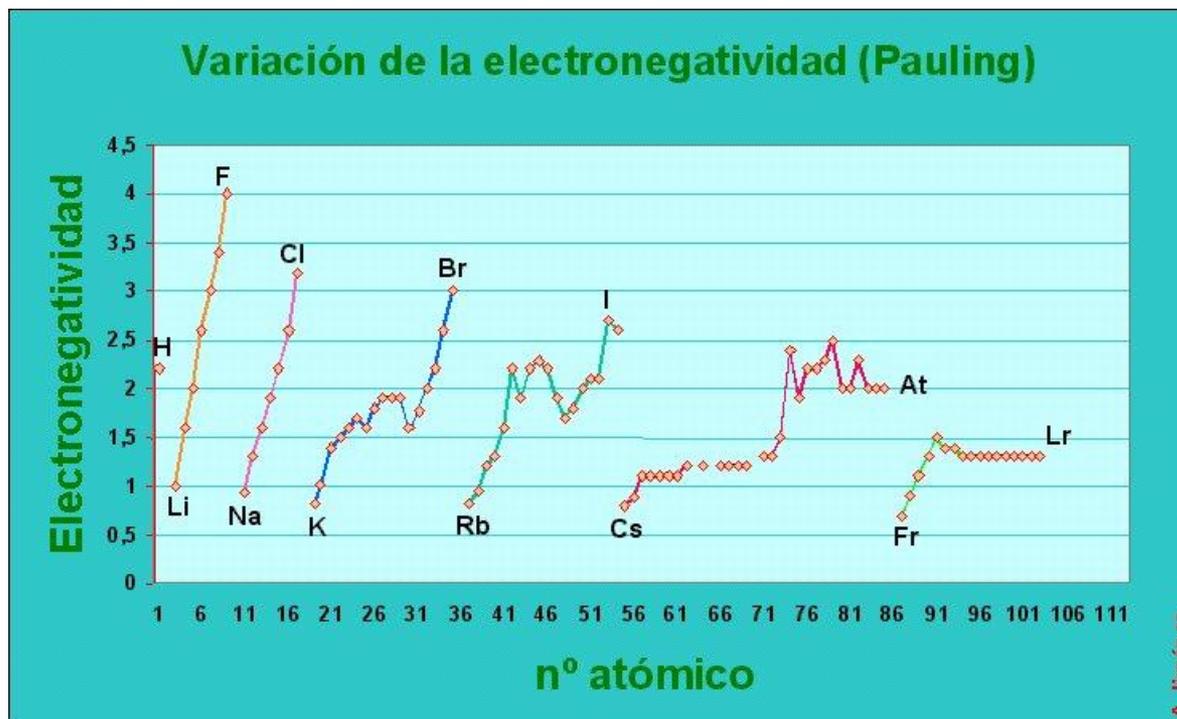
Para determinar la electronegatividad se usan dos escalas:

- ➔ **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.

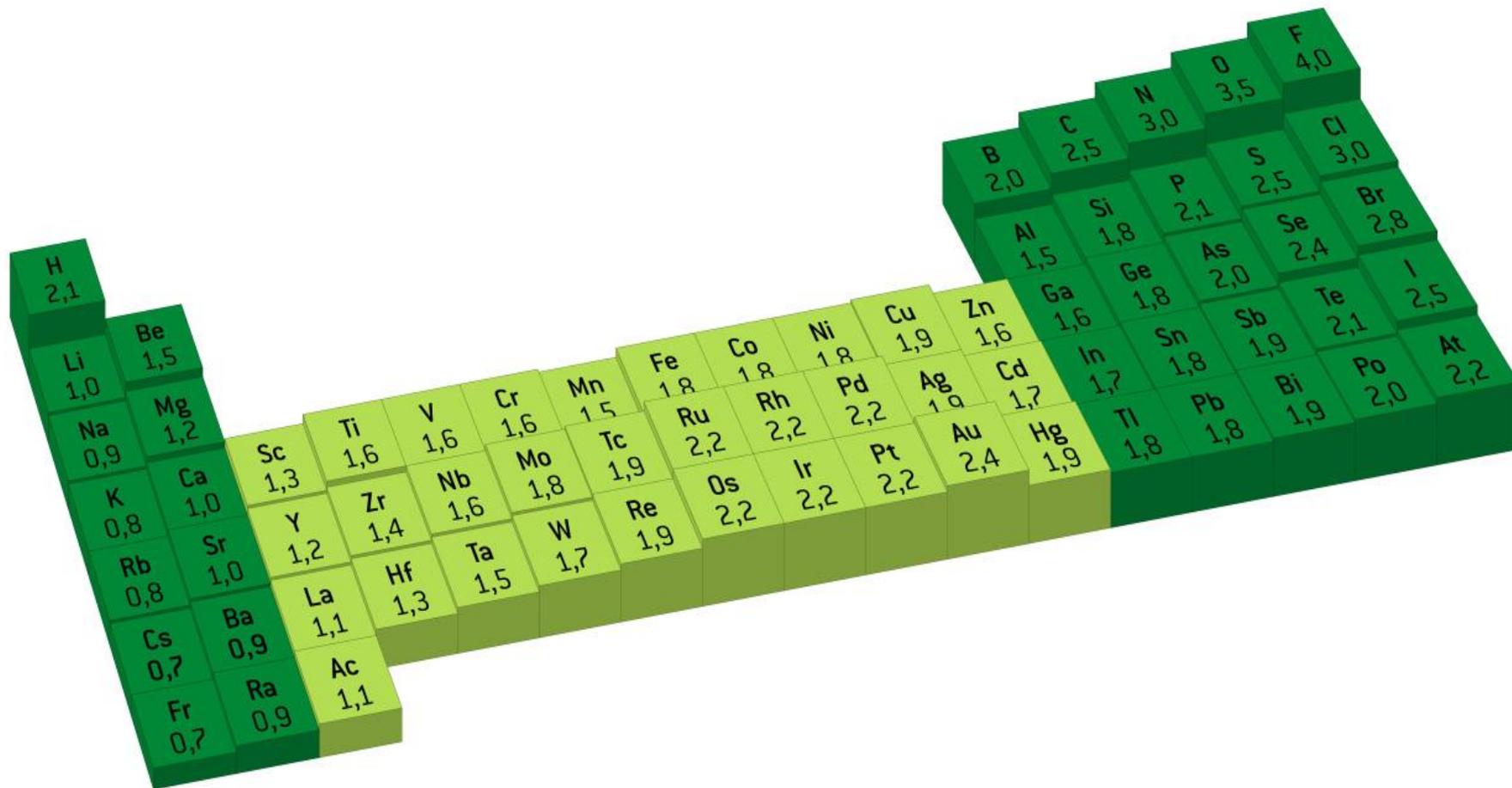
2.5. Electronegatividad



- ☞ 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

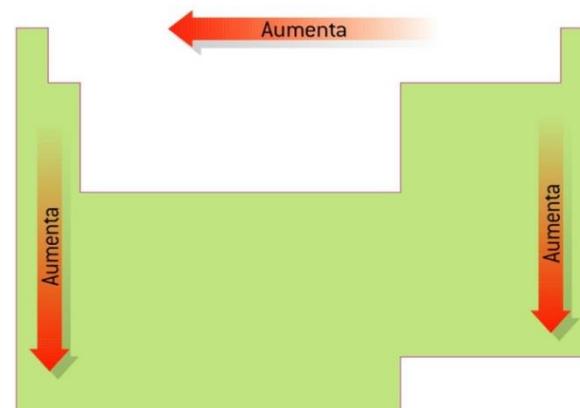
CARÁCTER METÁLICO.

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

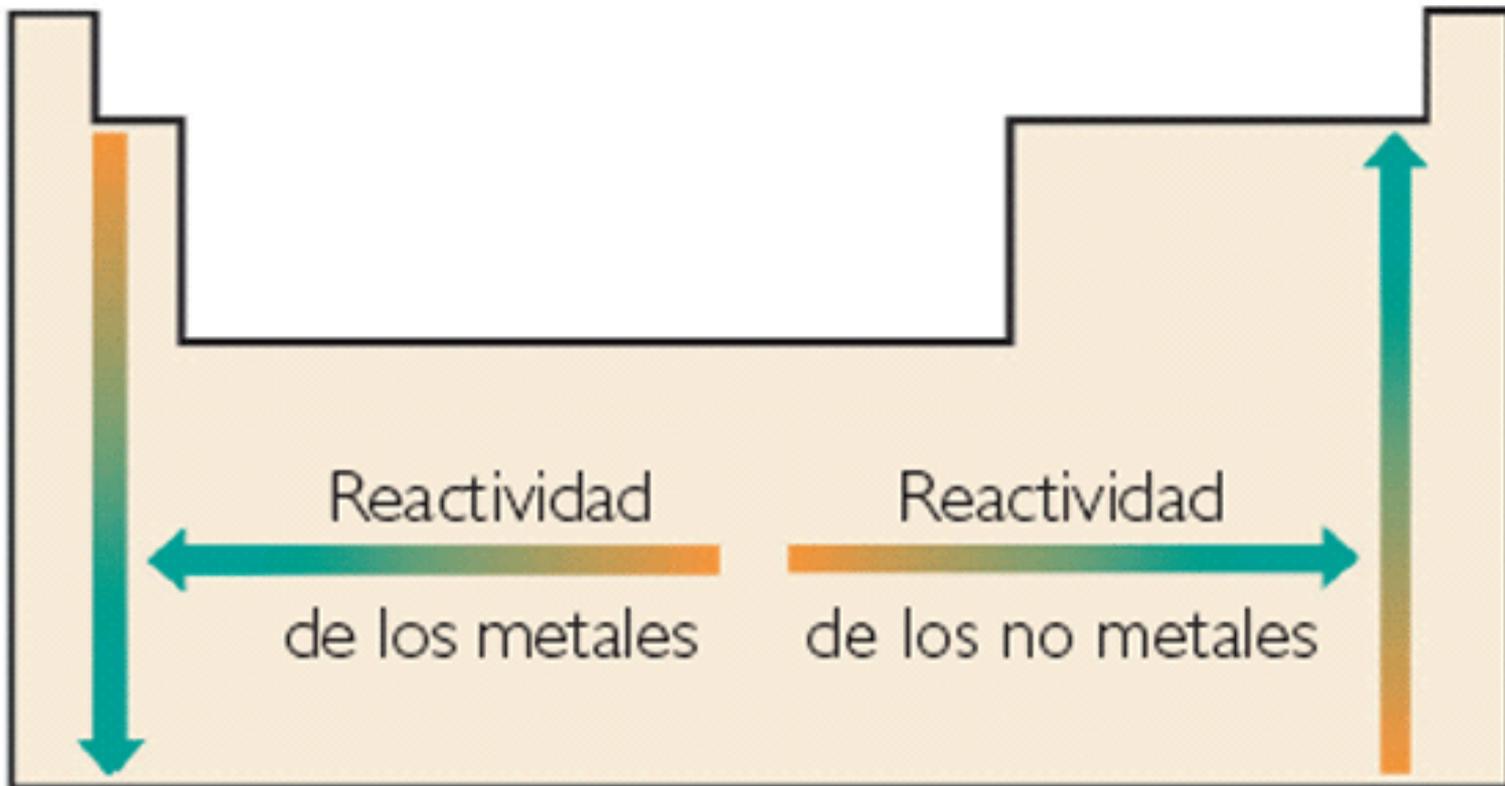
☞ **Los no metales reaccionan ganando electrones**, así cuanto mayor sea su afinidad electrónica serán más reactivos. La reactividad:

- 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.

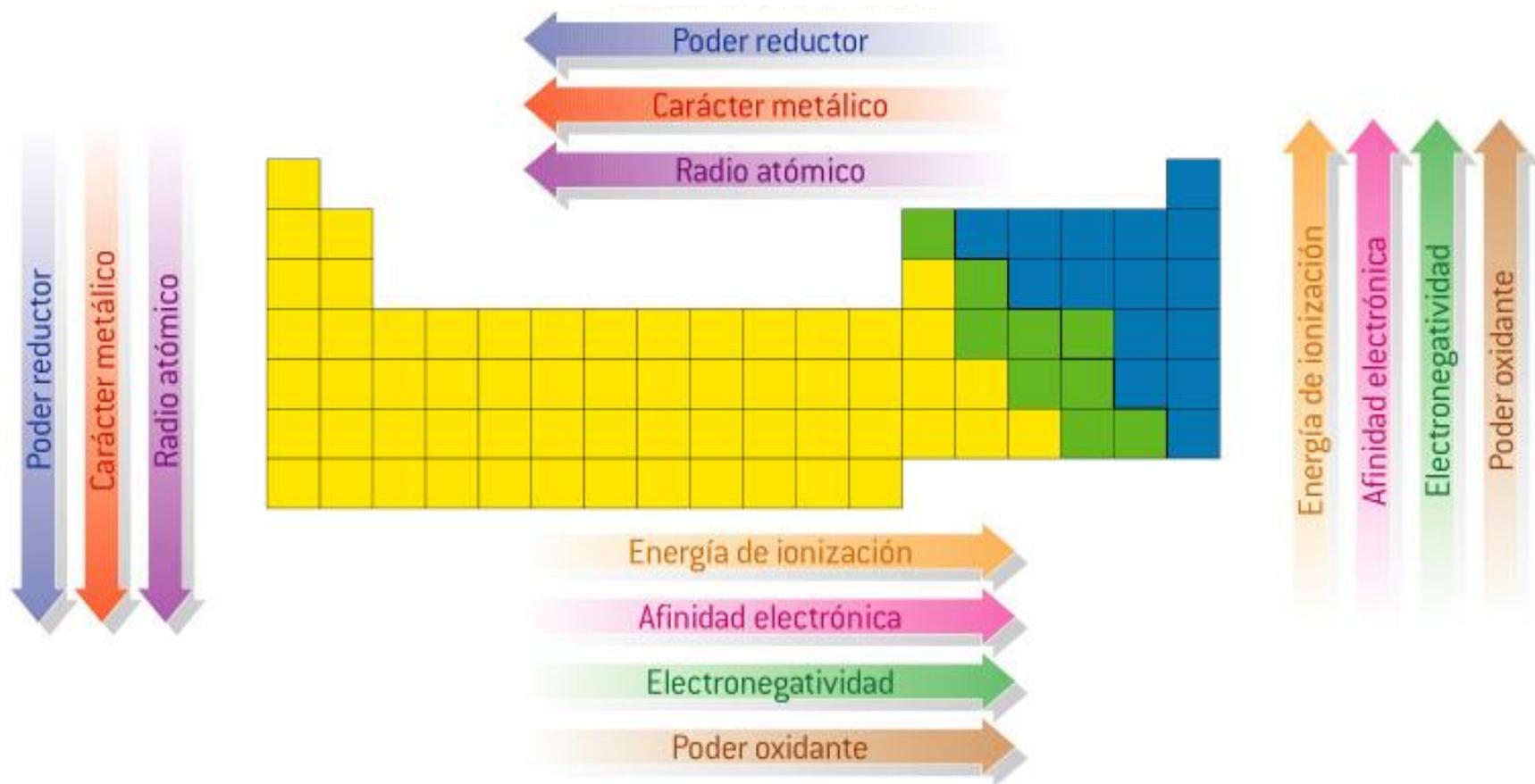
EJERCICIO 10

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



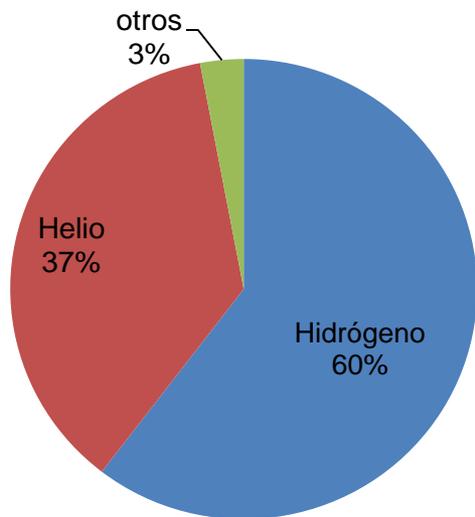


EJERCICIO 11

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

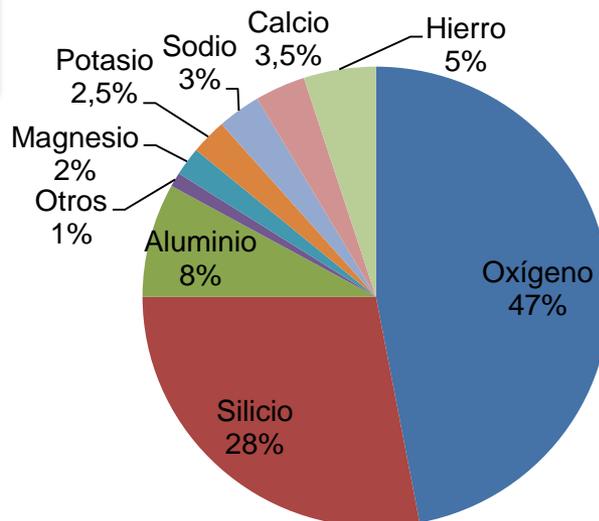
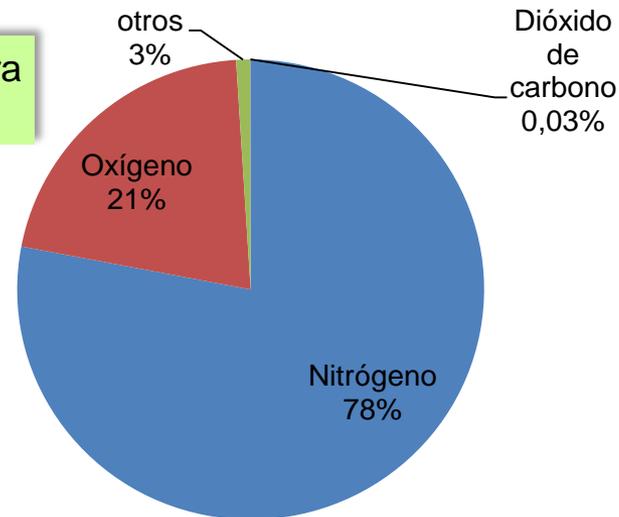


3 Abundancia de los elementos



Abundancia en el universo (en masa)

Abundancia en la atmósfera (en volumen)



Abundancia en la corteza terrestre (en masa)