



Universidad
Politécnica
de Cartagena

DEPARTAMENTO DE
INGENIERÍA QUÍMICA Y
AMBIENTAL

www.upct.es



Universidad
Politécnica
de Cartagena

ESTRUCTURA DE LA MATERIA Y SISTEMA PERIÓDICO

Dr. Juan Ignacio Moreno Sánchez

✉ JuanI.Moreno@upct.es

☎ 968325556



Índice

1. Estructura de la Materia

- 1.1. Teoría atómica de Dalton
- 1.2. Estructura del átomo
- 1.3. Modelo atómico de la mecánica ondulatoria
 - 1.3.1. Principio de De Broglie
 - 1.3.2. Principio de incertidumbre de Heisenberg
 - 1.3.3. Modelo atómico de Schrödinger
 - 1.3.4. Significado de los números cuánticos

2. Sistema Periódico

- 2.1. Clasificación de los átomos: Intentos históricos.
- 2.2. Criterio de clasificación en función de la estructura electrónica de los átomos.
- 2.3. Análisis del Sistema Periódico
- 2.4. Algunas propiedades periódicas
 - 2.4.1. Radio atómico y volumen atómico
 - 2.4.2. Energía de ionización
 - 2.4.3. Afinidad electrónica
 - 2.4.4. Electronegatividad
 - 2.4.5. Carácter metálico y no metálico



ESTRUCTURA DE LA MATERIA

Teoría atómica de Dalton

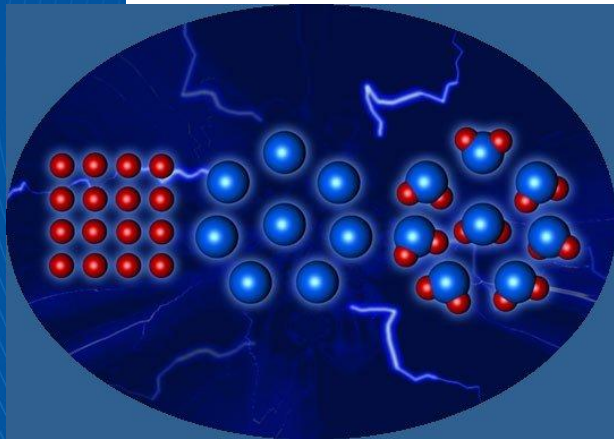


John Dalton

Dalton publicó en 1808 su Teoría Atómica que podemos resumir:

La materia está formada por partículas muy pequeñas, llamadas átomos, que son indivisibles e indestructibles.

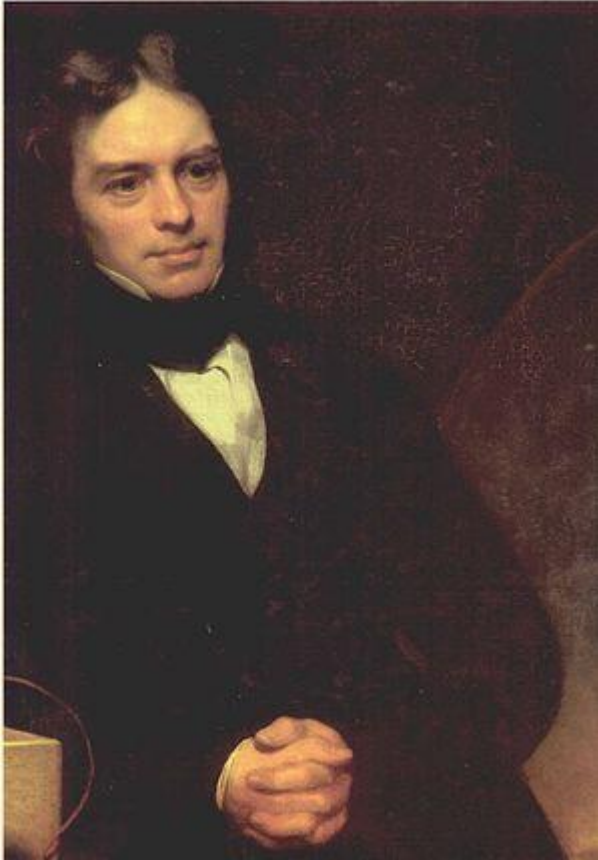
Todos los átomos de un mismo elemento tienen la misma masa atómica.



Los átomos se combinan entre sí en relaciones sencillas para formar compuestos.

Los compuestos están formados por átomos diferentes. Las propiedades del compuesto dependen del número y de la clase de átomos que tenga.

ESTRUCTURA DEL ÁTOMO



Michael Faraday
1791-1867

El conocimiento de la estructura atómica se basa también en los trabajos de Michael Faraday sobre el paso de la electricidad a través de disoluciones, así como en otros experimentos realizados a finales del siglo XIX y principios del siglo XX.



ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

- Cada átomo está formado por tres partículas subatómicas principales: hay un **núcleo** central con **protones** (carga positiva) y **neutrones** (eléctricamente neutros) rodeado de una **corteza con capas de electrones** (de carga negativa y masa muy pequeña).

- En un átomo aislado hay siempre el mismo número de protones que de electrones, puesto que la materia es eléctricamente neutra.

- El núcleo supone casi toda la masa el átomo, pero es muy pequeño en comparación con el tamaño total

PARTÍCULAS FUNDAMENTALES

Partícula	Carga	Masa
PROTÓN p^+	+1 unidad electrostática de carga = $1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	1 unidad atómica de masa (u.m.a.) = $1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
NEUTRON n	0 no tiene carga eléctrica, es neutro	1 unidad atómica de masa (u.m.a.) = $1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
ELECTRÓN e^-	-1 unidad electrostática de carga = $-1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	Muy pequeña y por tanto despreciable comparada con la de p^+ y n $1/1840 \text{ umas}$

$${}^1_1 p$$
$${}^1_0 n$$
$${}^0_{-1} e$$



ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

NÚMERO ATÓMICO (Z) al número de protones que tiene un átomo. Coincide con el número de electrones si el átomo está neutro. Todos los átomos de un mismo elemento tienen el mismo número de protones, por lo tanto, tienen el mismo número atómico.

NÚMERO MÁSICO (A) a la suma de los protones y los neutrones que tiene un átomo. Es el número entero más próximo a la masa del átomo medida en unidades de masa atómica (la masa de la Tabla periódica redondeada).



ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

Un átomo se representa por:

Su símbolo = una letra mayúscula o dos letras, la primera mayúscula que derivan de su nombre. Ca , H , Li, S, He....

Su número atómico (Z) que se escribe abajo a la izquierda.

Su número másico (A) que se escribe arriba a la izquierda.





ISÓTOPOS

ISÓTOPOS son átomos de un mismo elemento que se diferencian en el número de neutrones. Tienen por tanto el mismo número atómico (Z) pero diferente número másico (A).

Por
ejemplo:



Cuando un elemento está formado por varios isótopos, su masa atómica se establece como una media ponderada de las masas de sus isótopos



IONES

IONES son átomos o grupos de átomos que poseen carga eléctrica porque han ganado o perdido electrones.

Pueden ser:

CATIONES si poseen carga positiva y, por tanto, se han perdido electrones.

ANIONES si poseen carga negativa y, por tanto, se han ganado electrones.



MODELO ATÓMICO DE LA MECÁNICA ONDULATORIA.

La **mecánica cuántica** surge ante la imposibilidad de dar una explicación satisfactoria, con los modelos de la Mecánica clásica, a los espectros de átomos con más de un electrón.

Se fundamenta en dos hipótesis

1) La dualidad onda corpúsculo

De Broglie sugirió que un electrón puede mostrar propiedades de onda. La longitud de onda asociada a una partícula de masa m y velocidad v , viene dada por

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

donde h es la constante de Planck, 6.626×10^{-34} J.s

Davisson y Germer (1927) demostraron la difracción de los electrones (“partículas”) de la misma manera que lo hace la luz, es decir, se comportan y son ondas en ciertas circunstancias.

2) Principio de incertidumbre de Heisenberg (1927)

Del mismo modo que para medir un espesor hay que utilizar una regla graduada en unidades más pequeñas que el propio espesor, para ver el electrón habrá que emplear luz de longitud de onda menor que su tamaño. Al proyectar luz, algún fotón componente chocaría con el electrón.

Heisenberg propuso **la imposibilidad de conocer con precisión, y simultáneamente, la posición y la velocidad de una partícula.** Se trata al electrón como una onda y se intenta determinar la probabilidad de encontrarlo en un punto determinado del espacio. El error que se comete al medir la posición y la cantidad de movimiento de un electrón, están relacionadas por:

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{2\pi}$$



Modelo atómico de Schrödinger (1927)



Erwin Schrödinger
(1887 – 1961)

La Mecánica Ondulatoria establece como primer postulado lo siguiente:

“El estado de un sistema físico viene dado por una función matemática, llamada función de estado, que debe ser uniforme, continua y de cuadrado integrable”

Si se acepta que cada partícula lleva asociada una onda, debe haber una ecuación que describa esta onda. Dicha ecuación debe ser del tipo de las funciones matemáticas que describen movimientos ondulatorios. La función de estado de la onda, ψ , es tal que:

$$\psi = f(x, y, z, t)$$



Modelo atómico de Schrödinger (1927)

El segundo postulado de la mecánica ondulatoria establece lo siguiente:

“A cada observable del sistema corresponde un operador matemático aplicable a la función de estado o ecuación de onda”.

Se entiende por observable del sistema a todo aspecto del mismo susceptible de ser medido, p. ej., la posición, el momento angular o la energía.

Entre estos operadores existe el hamiltoniano, H , dado por:

$$H = -\frac{h^2}{8\pi^2 m} \left(\frac{\partial^2}{\partial x^2} + \frac{\partial^2}{\partial y^2} + \frac{\partial^2}{\partial z^2} \right) + V = -\frac{h^2}{8\pi^2 m} \nabla^2 + V$$

Consta de dos partes, una opera sobre la energía cinética y otra sobre la potencial.



Modelo atómico de Schrödinger (1927)

El operador hamiltoniano aplicado a una función de onda nos permite calcular el observable energía. Según Schrödinger el estado de un electrón puede ser descrito por una función, ψ , tal que al aplicarle el operador H , resultaría:

$$-\frac{h^2}{8\pi^2 m} \left(\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} \right) + V(\psi) = E(\psi)$$

o bien:

$$\left(\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} \right) = -\frac{h^2}{8\pi^2 m} (E - V)(\psi)$$

$$\nabla^2 \psi + \frac{h^2}{8\pi^2 m} (E - V)(\psi) = 0$$

Cuyas soluciones permiten determinar la forma del orbital



Modelo atómico de Schrödinger (1927)

ψ , no tiene significado físico real, pero su cuadrado, $(\psi)^2$ es la **densidad de probabilidad electrónica**, representa la probabilidad de encontrar un electrón de una determinada energía en un espacio dado; es decir, la probabilidad de encontrar al electrón en un volumen elemental, $dx \cdot dy \cdot dz$, alrededor de un punto (x, y, z) es igual a $(\psi)^2$ por el volumen diferencial:

$$P(x, y, z) = \psi^2 dx \cdot dy \cdot dz$$

$$\int \psi^2 dx \cdot dy \cdot dz = 1 = \text{certeza}$$

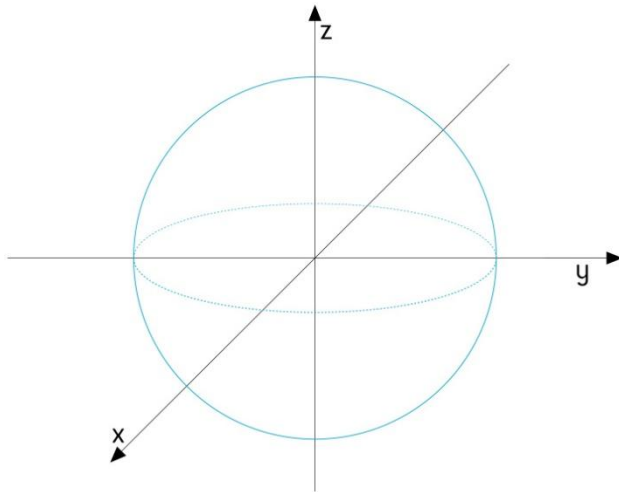
Por eso debe ser integrable, uniforme y continua.

Integrando la expresión en todo el espacio tendremos la certeza de encontrar al electrón.



ORBITAL

Un orbital atómico es un estado del electrón y se define como la región del espacio donde La probabilidad de encontrar al electrón dentro de la región dibujada es del 90%.



La función de onda no permite saber en qué punto del espacio se encuentra el electrón en cada momento, pero sí la probabilidad de encontrarlo en una región determinada

Mientras que en el modelo de Bohr cada nivel corresponde a una única órbita, ahora puede haber varios orbitales correspondientes a un mismo nivel energético

En el átomo de hidrógeno hay n^2 orbitales en el nivel de energía n -ésimo. Al valor n se le denomina **número cuántico principal**



Modelo atómico de Schrödinger :resumen

La variación del modelo de Schrödinger con respecto al modelo corregido de Bohr es notable y sustancial. Ya no se habla de electrón como partícula sino como una nube electrónica más o menos dispersa.

No se habla de órbitas fijas, sino de orbitales o zonas de probabilidad.

Ya no se habla de la velocidad del electrón como partícula, sino más bien desplazamientos internos de la nube de carga, nube que se concentra más en unos puntos que en otros dentro del orbital.



ORBITALES Y NÚMEROS CUÁNTICOS

Los números cuánticos, n , l , m son condiciones matemáticas que se exigen para que tenga solución la ecuación de Schrödinger.

1. **Número cuántico principal, n :** su valor determina la energía del electrón, tamaño y su cercanía al núcleo. Puede tomar cualquier valor entero de 1 a ∞ .
2. **Número cuántico secundario o azimutal, l :** su valor determina la forma del orbital y el momento angular del electrón. Puede valer desde 0 a $n-1$. El valor de l se designa con las letras: 0(*s*), 1(*p*), 2 (*d*), 3(*f*).
3. **Número cuántico magnético, m :** determina la orientación del orbital en el espacio. Toma los valores comprendidos entre $-l$ y $+l$.
4. **Número cuántico de spin, s o m_s :** Introducido por Dirac, matemáticamente y sin ningún significado físico, para completar la teoría de Schrödinger. Toma los valores $+1/2$ y $-1/2$



ORBITALES Y NÚMEROS CUÁNTICOS

	n	l	m	s
$1s$	1	0	0	$\pm 1/2$
$2s$	2	0	0	$\pm 1/2$
$2p$	2	1	-1,0,1	$\pm 1/2$
$3s$	3	0	0	$\pm 1/2$
$3p$	3	1	-1,0,1	$\pm 1/2$
$3d$	3	2	-2,-1,0,1,2	$\pm 1/2$
$4s$	4	0	0	$\pm 1/2$
$4p$	4	1	-1,0,1	$\pm 1/2$
$4d$	4	2	-2,-1,0,1,2	$\pm 1/2$
$4f$	4	3	-3,-2,-1,0,1,2,3	$\pm 1/2$



MODELO ACTUAL

El átomo está formado por un núcleo donde se encuentran los neutrones y los protones .

ORBITAL: ZONA DEL ESPACIO EN TORNO AL NÚCLEO DONDE LA POSIBILIDAD DE ENCONTRAR AL ELECTRÓN ES MÁXIMA

Los electrones se “sitúan” en orbitales, los cuales tienen capacidad para “alojar” dos de ellos:

- 1ª capa: 1 orb. “s” (2 e⁻)
- 2ª capa: 1 orb. “s” (2 e⁻) + 3 orb. “p” (6 e⁻)
- 3ª capa: 1 orb. “s” (2 e⁻) + 3 orb. “p” (6 e⁻)
5 orb. “d” (10 e⁻)
- 4ª capa: 1 orb. “s” (2 e⁻) + 3 orb. “p” (6 e⁻)
5 orb. “d” (10 e⁻) + 7 orb. “f” (14 e⁻)
- Y así sucesivamente...

s²

p⁶

d¹⁰

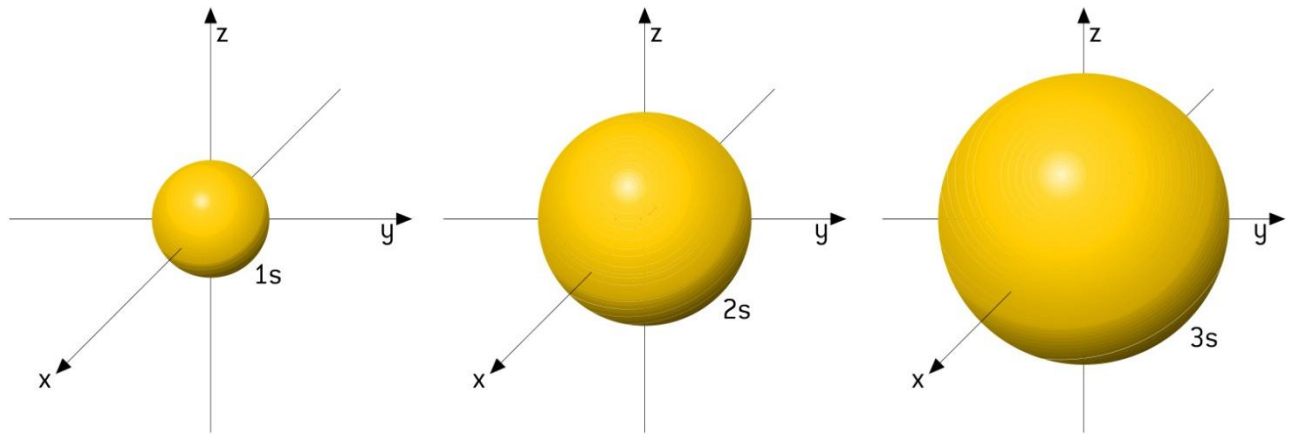
f¹⁴



LA FORMA DE LOS ORBITALES

- **Orbitales s** ($l=0$)

- tienen forma esférica
- la probabilidad de encontrar al electrón es la misma en todas las direcciones radiales
- la distancia media del electrón al núcleo sigue el orden $3s > 2s > 1s$





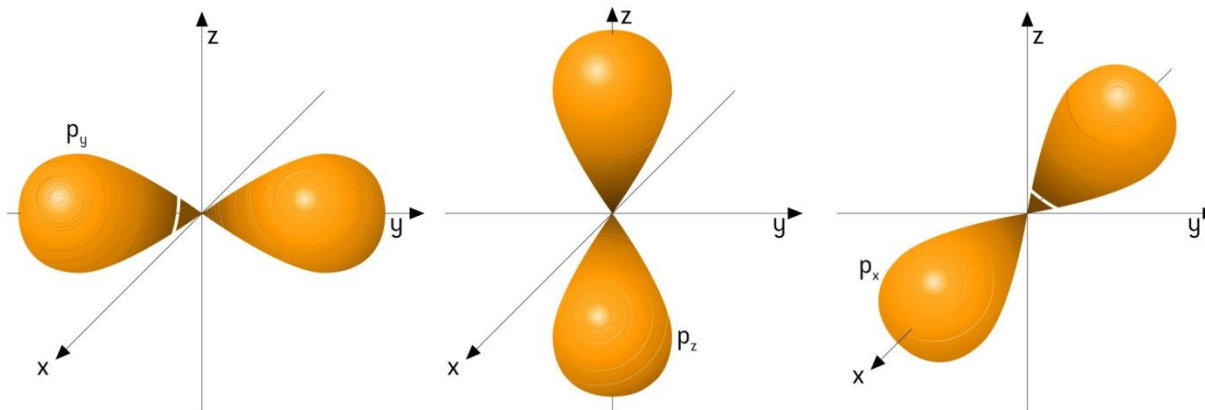
LA FORMA DE LOS ORBITALES

- **Orbitales p** ($l=1$)

- tienen forma de elipsoides de revolución y se diferencian sólo en la orientación en el espacio

- un electrón que se encuentre en un orbital p_x pasa la mayor parte del tiempo en las proximidades del eje X. Análogamente ocurren con p_y y p_z

- los tres orbitales np tienen igual forma y tamaño

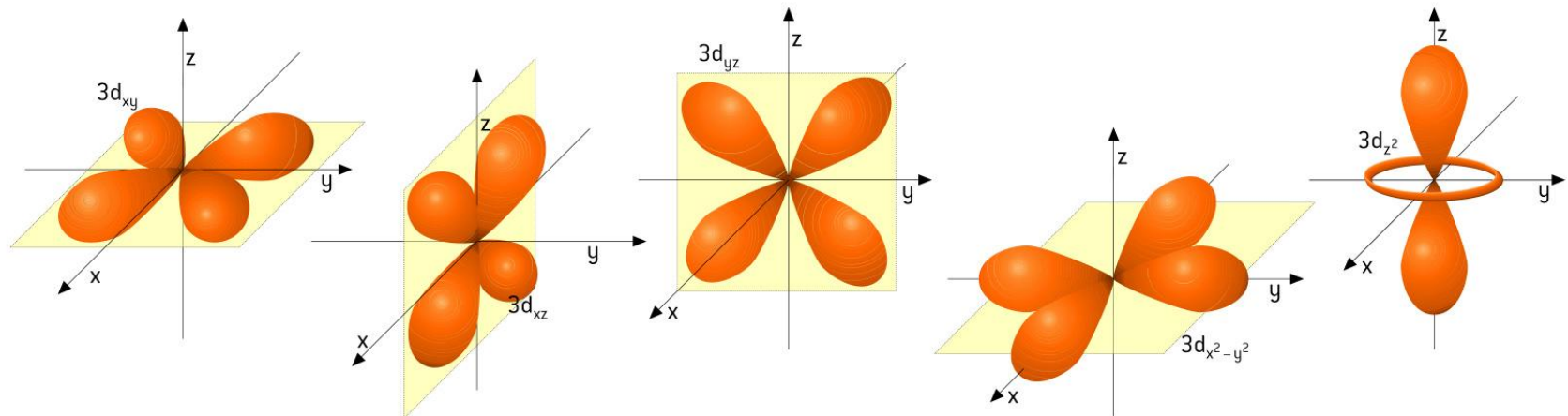




LA FORMA DE LOS ORBITALES

• Orbitales d ($l=2$)

- tienen forma de elipsoides de revolución
- tienen direcciones y tamaños distintos a los p



El valor de n afecta al tamaño del orbital, pero no a su forma. Cuanto mayor sea el valor de n , más grande es el orbital



LA ENERGÍA DE LOS ORBITALES.

La **energía de un orbital** depende de los valores de los números cuánticos principal y secundario pero no del magnético, por tanto todos los orbitales de un mismo subnivel tienen la misma energía

Conforme se van llenando de electrones, la repulsión entre éstos modifica la energía de los orbitales y todos disminuyen su energía (se estabilizan) al aumentar Z , pero unos más que otros, y esto origina que su orden energético no sea constante



LA ENERGÍA DE LOS ORBITALES.

Regla de llenado de Hund: la energía de un orbital en orden a su llenado es tanto menor cuanto más pequeña sea la suma $(n+l)$. Cuando hay varios orbitales con igual valor de $n+l$, tiene mayor energía aquel que tenga mayor valor de n .



COLOCACIÓN DE LOS ELECTRONES EN UN DIAGRAMA DE ENERGÍA

Se siguen los siguientes principios:

- **Principio de mínima energía (aufbau)**
- **Principio de máxima multiplicidad (regla de Hund)**
- Una vez colocados se cumple el **principio de exclusión de Pauli**.



COLOCACIÓN DE LOS ELECTRONES EN UN DIAGRAMA DE ENERGÍA

Principio de mínima energía (aufbau)

- Se rellenan primero los niveles con menor energía.

Principio de máxima multiplicidad (regla de Hund)

Cuando un nivel electrónico tenga varios orbitales con la misma energía, los electrones se van colocando lo más **desapareados** posible en ese nivel electrónico.

Principio de exclusión de Pauli.

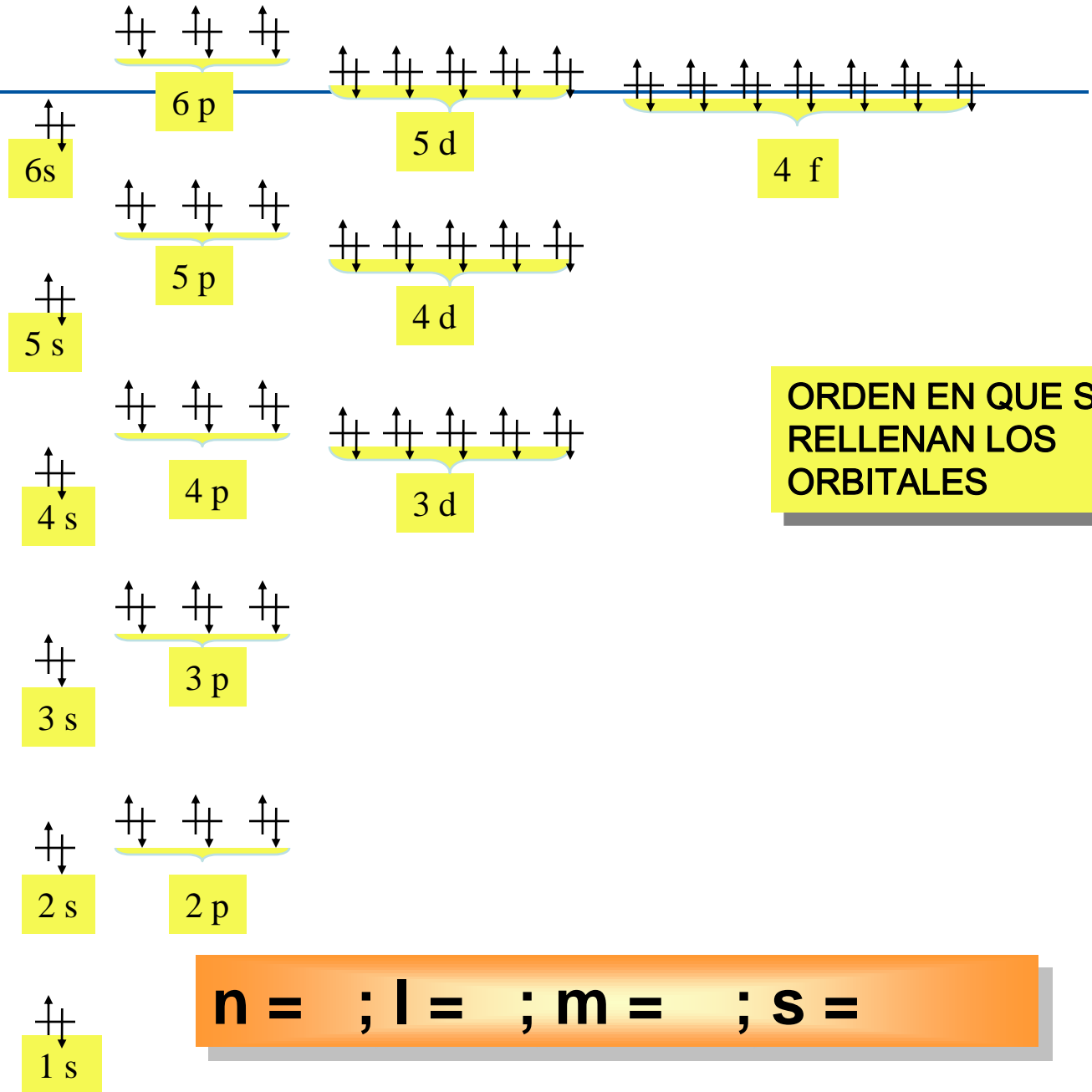
“No puede haber dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales en un mismo átomo”



Elemento	Orbitales						Configuración electrónica
	1s	2s	2p _x	2p _y	2p _z	3s	
H	↑						1s ¹
He	↑↓						1s ²
Li	↑↓	↑					1s ² 2s ¹
Be	↑↓	↑↓					1s ² 2s ²
B	↑↓	↑↓	↑				1s ² 2s ² 2p ¹
C	↑↓	↑↓	↑	↑			1s ² 2s ² 2p ²
N	↑↓	↑↓	↑	↑	↑		1s ² 2s ² 2p ³
O	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑		1s ² 2s ² 2p ⁴
F	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑		1s ² 2s ² 2p ⁵
Ne	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓		1s ² 2s ² 2p ⁶
Na	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹

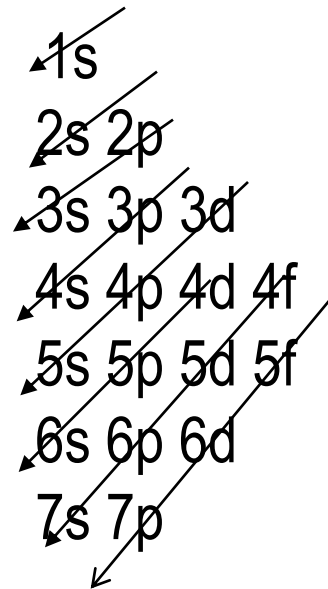


Energía





Se llama **CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA** de un átomo a la **distribución de sus electrones en los diferentes orbitales** , teniendo en cuenta que se van llenando en orden creciente de energía y situando 2 electrones como máximo en cada orbital.



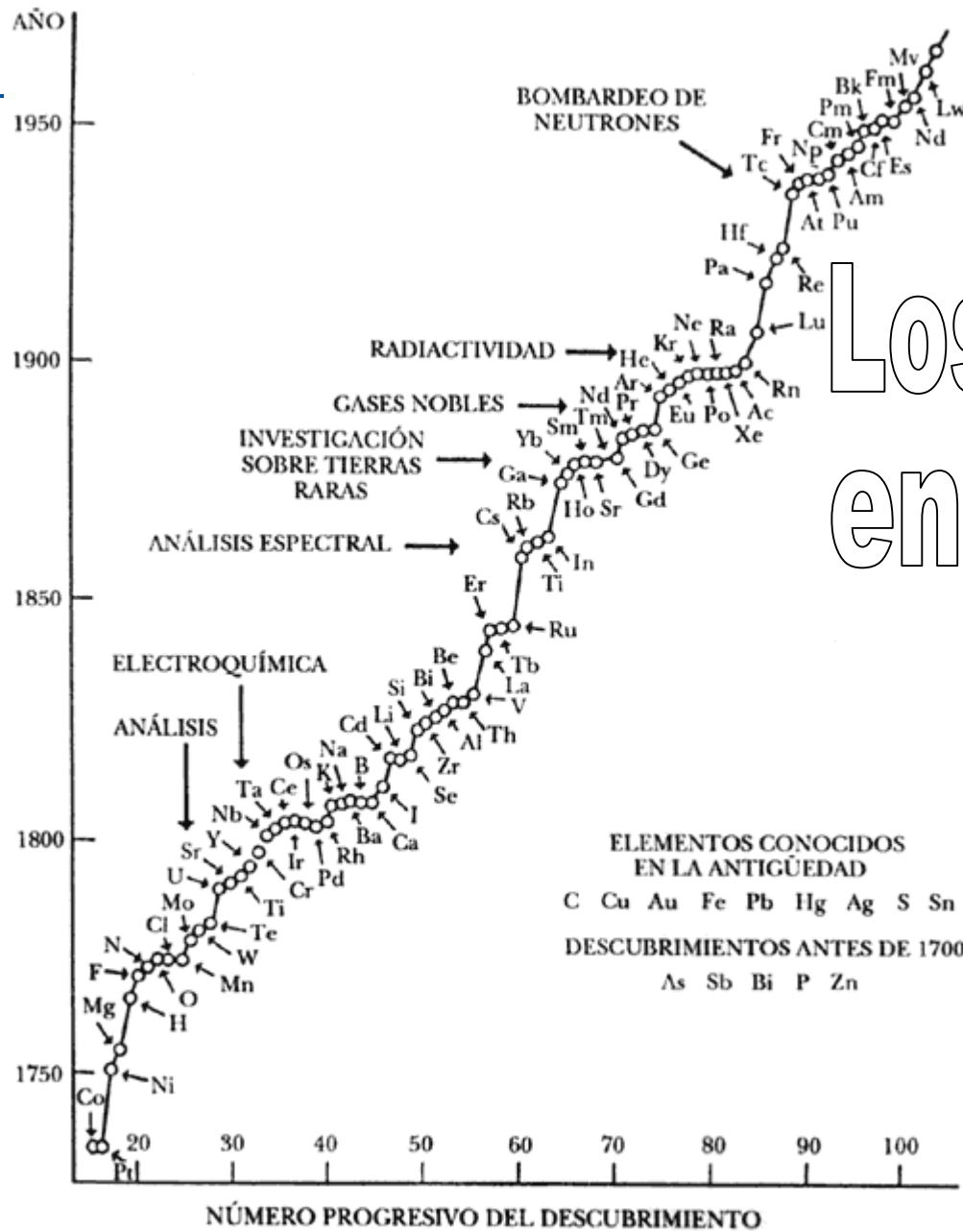


LA TABLA PERIÓDICA SE ORDENA SEGÚN EL NÚMERO ATÓMICO, que es el número de protones y coincide con el de electrones cuando el átomo es neutro.

La tabla periódica queda ordenada según las configuraciones electrónicas de los diferentes elementos.



SISTEMA PERIÓDICO



Los elementos en la Historia



Döbereiner

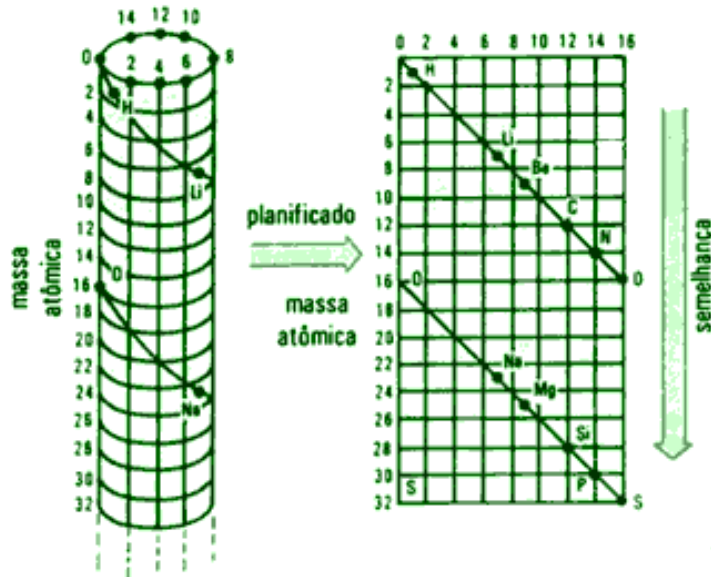
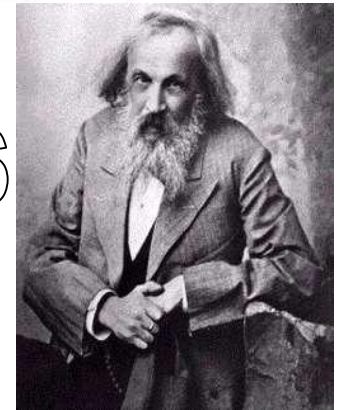
1780 - 1849

Triadas de Döbereiner					
Lítio	LiCl LiOH	Calcio	CaCl ₂ CaSO ₄	Azufre	H ₂ S SO ₂
Sódio	NaCl NaOH	Estroncio	SrCl ₂ SrSO ₄	Selenio	H ₂ Se SeO ₂
Potásio	KCl KOH	Bário	BaCl ₂ BaSO ₄	Telúrio	H ₂ Te TeO ₂

H 1	Li 7	Be 9	B 11	C 12	N 14	O 16
F 19	Na 23	Mg 24	Al 27	Si 28	P 31	S 32
Cl 35	K 39	Ca 40	Cr 52	Ti 48	Mn 55	Fe 56

Newlands

1837 - 1898

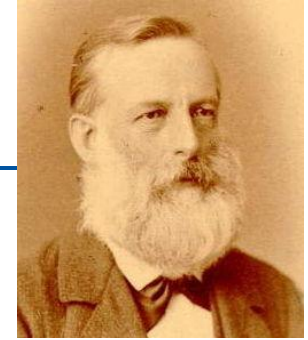


Chancourtois

1820 - 1886



Meyer

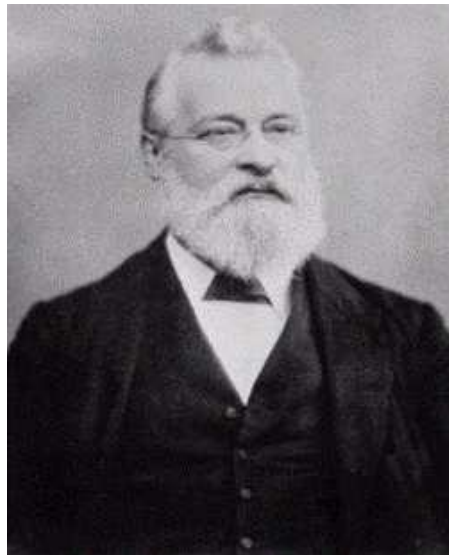


1830 - 1895

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 ₃	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		

Mendeleiev

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RH ₄ RO ₃	RH ₃ R ₂ O ₅	RH ₂ RO ₃	RH R ₂ O ₇	RO ₄
H							
Li	Be	B	C	N	O	F	
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	
K	Ca		Ti	V	Cr	Mn	Fe Co Ni
Cu	Zn			As	Se	Br	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo		Ru Rh Pd
Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W		Os Ir
Au	Hg	Tl	Pb	Bi			Pt



Grupo									
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	0
Periodo Serie									
1 1	1 H								2 He
2 2	3 Li	4 Be	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F		10 Ne
3 3	11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl		18 Ar
4	4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe 27 Co 28 Ni
	5	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	6	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru 45 Rh 46 Pd
	7	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	8	55 Cs	56 Ba	57-71 S. Lántánida*	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os 77 Ir 78 Pt
	9	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	10	87 Fr	88 Ra	89 S. Actínida**	104 Rf	105 Ha			

* 57 La | 58 Ce | 59 Pr | 60 Nd | 61 Pm | 62 Sm | 63 Eu | 64 Gd | 65 Tb | 66 Dy | 67 Ho | 68 Er | 69 Tm | 70 Yb | 71 Lu
 ** 89 Ac | 90 Th | 91 Pa | 92 U | 93 Np | 94 Pu | 95 Am | 96 Cm | 97 Bk | 98 Cf | 99 Es | 100 Fm | 101 Md | 102 | 103 Lw

1834 - 1907



Tabla corta de Mendeleiev-Meyer

						H	He										
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne										
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar										
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni								
	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr									
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo		Ru	Rh	Pd								
	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe									
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt								
	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn									
Fr	Ra	Ac															

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Th	Pa	U											

Figura 5. Tabla periódica corta de los años treinta.

	1	GRUPO										18	
1	1 H	2	13	14	15	16	17						2 He
2	3 Li	4 Be	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne					
3	11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar					
4	19 K	20 Ca	Metales de transición		31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr			
5	37 Rb	38 Sr			49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe			
6	55 Cs	56 Ba			81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn			
7	87 Fr	88 Ra											



A lo largo de la historia, los químicos han intentado ordenar los elementos de forma agrupada, de tal manera que aquellos que posean propiedades similares estén juntos. El resultado final el **sistema periódico**

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

Tabla larga-actual



GRUPOS

PERÍODOS

Capacidad	Configuración electrónica	Grupo																		
		s ¹	s ²	d ¹	d ²	d ³	d ⁴	d ⁵	d ⁶	d ⁷	d ⁸	d ⁹	d ¹⁰	p ¹	p ²	p ³	p ⁴	p ⁵	p ⁶	
Orbitales	Periodo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	1	11	12	13	14	15	16	17	18	
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 47,90 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 Cripton	
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 97,91 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	72 Hf 178,49 Hafnio	73 Ta 180,95 Tántalo	74 W 183,85 Wolframio	75 Re 186,21 Renio	76 Os 190,2 Osmio	77 Ir 192,22 Iridio	78 Pt 195,09 Platino	79 Au 196,97 Oro	80 Hg 200,59 Mercurio	81 Tl 204,37 Talio	82 Pb 207,2 Plomo	83 Bi 208,98 Bismuto	84 Po [209] Polonio	85 At [210] Astatina	86 Rn [222] Radón	
32	7s5f6d7p	87 Fr [223] Francio	88 Ra [226] Hidrógeno	89 Ac [227] Actinio	104 Rf [261] Rutherfordio	105 Db [262] Dubnio	106 Sg [263] Seaborgio	107 Bh [264] Hidrógeno	108 Hs [265] Hassio	109 Mt [268] Meitnerio	110 Uun [269] Ununnilio	111 Uuu [272] Ununonio	112 Uub [277] Ununbium							
																				Metales ↔ No metales
	Configuración electrónica	f ¹	f ²	f ³	f ⁴	f ⁵	f ⁶	f ⁷	f ⁸	f ⁹	f ¹⁰	f ¹¹	f ¹²	f ¹³	f ¹⁴					
	Lantánidos	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 Disprosio	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					
	Actinidos	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] Curio	97 Bk [247] Berquelio	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

Tabla larga-actual

PERÍODO	CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA	NÚMERO DE ELEMENTOS
1º	1s	2
2º	2s 2p	8
3º	3s 3p	8
4º	4s (3d) 4p	18
5º	5s (4d) 5p	18
6º	6s (4f) (5d) 6p	32
7º	7s (5f) (6d) 7p	32




ESPECIES CON CARGA ELÉCTRICA. IONES.

Si gana electrones, hay exceso de éstos, el ion será **negativo** y se denomina **anión**

Si pierde electrones, hay defecto de éstos, el ión será **positivo** y se denomina **catión**

Los elementos químicos se pueden clasificar, según su facilidad para perder o ganar electrones

Tipo de elemento	Ejemplo	Facilidad para formar iones
Metales	Li, Be, Re, Ag	Forman fácilmente iones positivos
No metales	O, F, I, P	Forman fácilmente iones negativos
Semimetales	Si, Ge	Forman con dificultad iones positivos
Gases nobles	He, Ne, Ar	No forman iones



Los elementos de un mismo grupo, tienen propiedades químicas semejantes, ya que tienen el mismo número de electrones en su capa de valencia (última capa electrónica) y están distribuidos en orbitales del mismo tipo

Por ejemplo, los elementos del grupo 17:

Elemento	Configuración electrónica	Configuración más externa
Flúor	$1s^2 2s^2 2p^5$	$ns^2 np^5$
Cloro	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	
Bromo	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$	
Yodo	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$	

Estos hechos sugieren que las propiedades químicas de un elemento están relacionadas con la configuración electrónica de su capa de valencia



Se distinguen varios bloques caracterizados por una configuración electrónica típica de la capa de valencia

A) Elementos representativos

- Su electrón diferenciador se aloja en un orbital **s** o un orbital **p**
- La configuración electrónica de su capa de valencia es:
 $n s^x$ ($x = 1, 2$) o $n s^2 n p^x$ ($x = 1, 2, \dots, 6$)
- Los elementos representativos constituyen los grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 y 18 del sistema periódico



B) Metales de transición

- Su electrón diferenciador se aloja en un orbital **d**
- La configuración electrónica de su capa de valencia es:
 $(n-1) d^x n s^2$ ($x= 1, 2, \dots, 10$)
- Los metales de transición constituyen los grupos del 3 al 12 del sistema periódico

C) Metales de transición interna

- Su electrón diferenciador se aloja en un orbital **f**
- La configuración electrónica de su capa de valencia es:
 $(n-2) f^x (n-1) d^0 n s^2$ ($x= 1, 2, \dots, 14$)

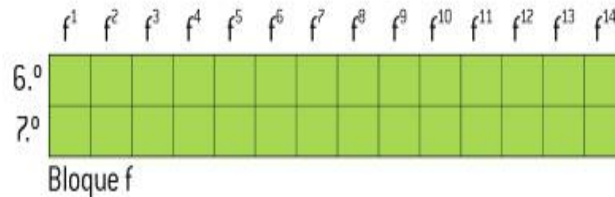
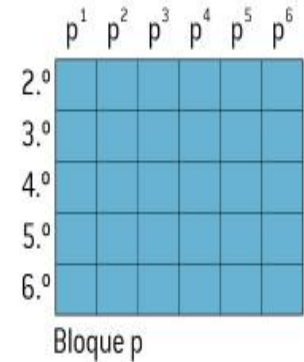
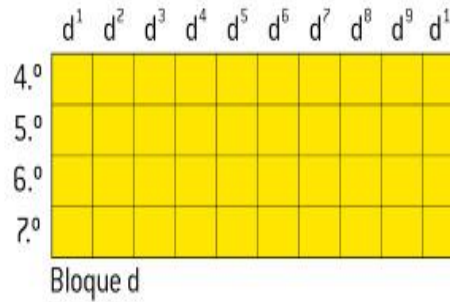
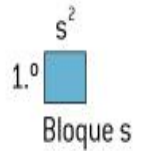
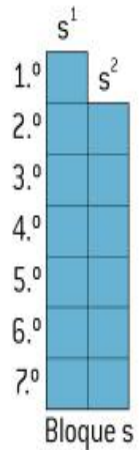


Excepciones

- El hidrógeno de configuración $1s^1$ no tiene un sitio definido dentro de los bloques
- Por su comportamiento químico diferente, los elementos del grupo 12 (Zn, Cd, Hg), cuya capa de valencia tiene una configuración $(n-1) d^{10} n s^2$, no se consideran elementos de transición debido a su comportamiento químico



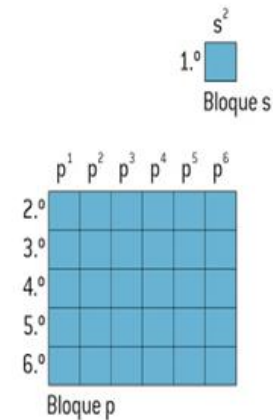
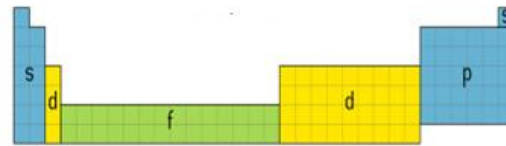
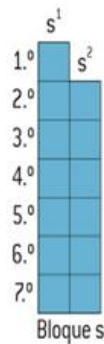
Los bloques del Sistema Periódico se ubican de la siguiente forma:



- Elementos representativos
- Metales de transición
- Metales de transición interna



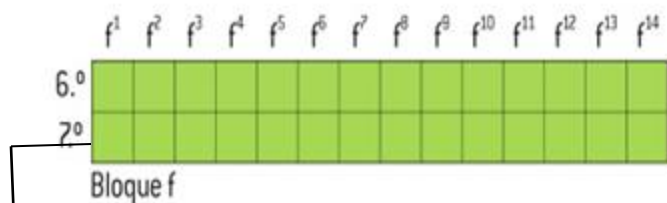
Bloques s y p



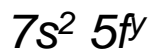
- 1ª Columna = alcalinos, última capa ns^1
- 2ª Columna = alcalino-térreos, última capa ns^2
- 3ª Columna = térreos, última capa ns^2p^1
- 4ª Columna = carbonoideos, última capa ns^2np^2
- 5ª Columna = nitrogenoideos, última capa ns^2np^3
- 6ª Columna = anfígenos, última capa ns^2np^4
- 7ª Columna = halógenos, última capa ns^2np^5
- 8ª Columna = gases nobles, última capa ns^2np^6 , excepto He ns^2



Bloques d y f



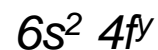
Actínidos



$$y = 1 \text{ a } 14$$

Deberían incluirse en la casilla del Ac (89)

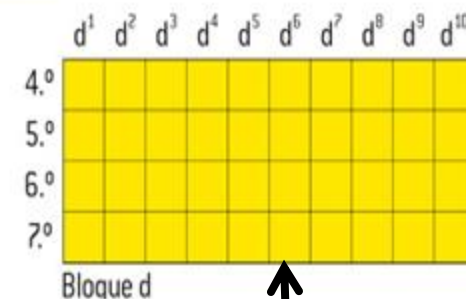
Lantánidos



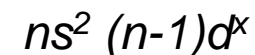
$$y = 1 \text{ a } 14$$

Deberían

incluirse en la casilla del La (57)



Elementos de transición



$$n = 4, 5 \text{ ó } 6$$

$$d = 1 \text{ a } 10$$



RESUMEN

1. Todos los elementos de un mismo período tienen el mismo número de niveles o capas, que coincide con el número del período al que pertenecen.
2. Cada elemento de un período se distingue del anterior por una unidad en el número atómico, su “**electrón diferenciador**”.
3. Algunos de los elementos químicos son artificiales, se han obtenido mediante reacciones nucleares a partir del uranio.
4. Casi todos los elementos se presentan en estado sólido en condiciones normales ambientales. En estas condiciones son gases los gases nobles, N, O, F, Cl e H. Son líquidos Br y Hg. Por encima de 32 °C, Ga y Cs.



EL TAMAÑO ATÓMICO.

Los átomos e iones no tienen un tamaño definido, pues sus orbitales no ocupan una región del espacio con límites determinados. Sin embargo, se acepta un tamaño de orbitales que incluya el 90% de la probabilidad de encontrar al electrón en su interior, y una forma esférica para todo el átomo.

Los radios de los átomos varían en función de que se encuentren en estado gaseoso o unidos mediante enlaces iónico, covalente o metálico



EL TAMAÑO ATÓMICO.

A continuación se muestra con el tamaño relativo de los átomos de los elementos representativos. Los radios están expresados en *nm* ($1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$)

1	2	13	14	15	16	17
H 0,037						
Li 0,152	Be 0,112	B 0,098	C 0,091	N 0,092	O 0,073	F 0,072
Na 0,186	Mg 0,160	Al 0,143	Si 0,132	P 0,128	S 0,127	Cl 0,099
K 0,227	Ca 0,197	Ga 0,141	Ge 0,137	As 0,139	Se 0,140	Br 0,114
Rb 0,248	Sr 0,215	In 0,166	Sn 0,162	Sb 0,159	Te 0,142	I 0,132
Cs 0,265	Ba 0,222	Tl 0,171	Pb 0,175	Bi 0,170		

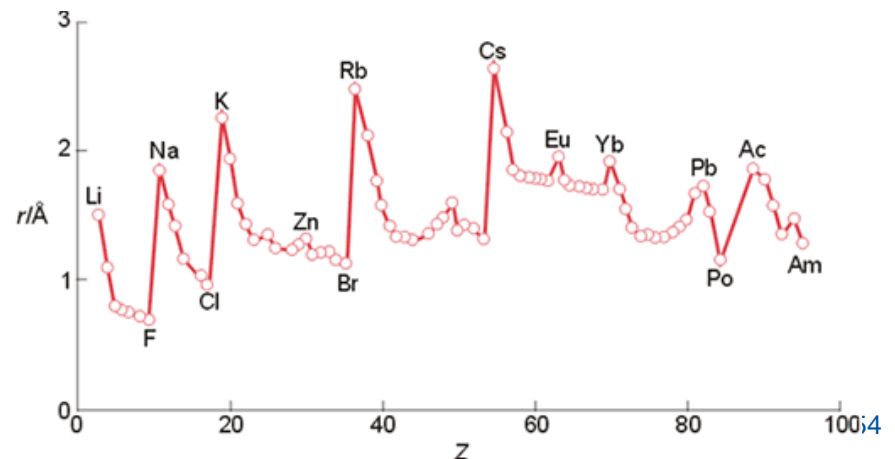
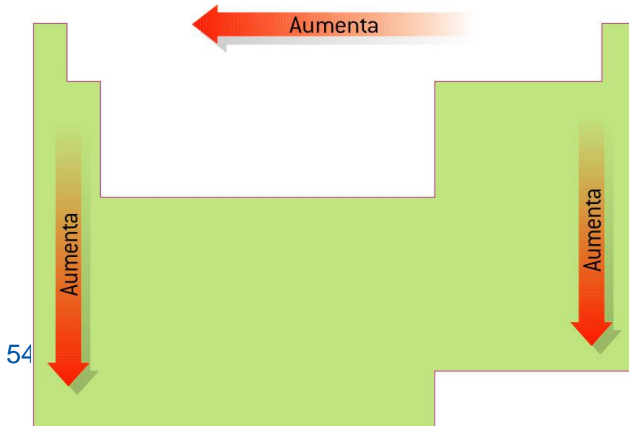


- **En un grupo:** el tamaño atómico **aumenta al descender en un grupo**

- * **Efecto de contracción:** Al avanzar en el periodo aumenta el número atómico y, por tanto, la carga nuclear. Los electrones son atraídos con más fuerza y por consiguiente disminuye el tamaño

- ** **Efecto de apantallamiento:** Al descender en el grupo, aumentan el número de capas electrónicas, con lo que el tamaño aumenta.

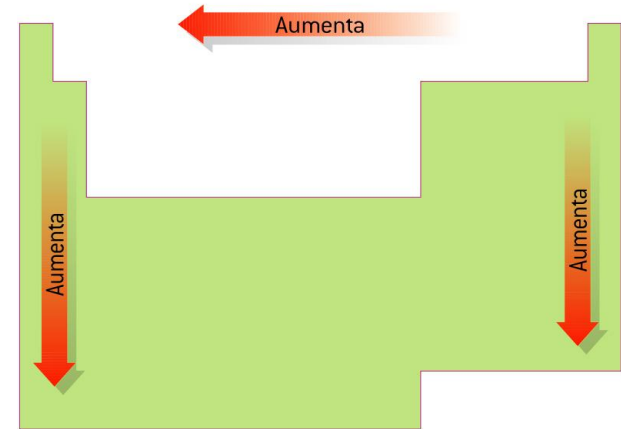
Este factor prevalece sobre el anterior



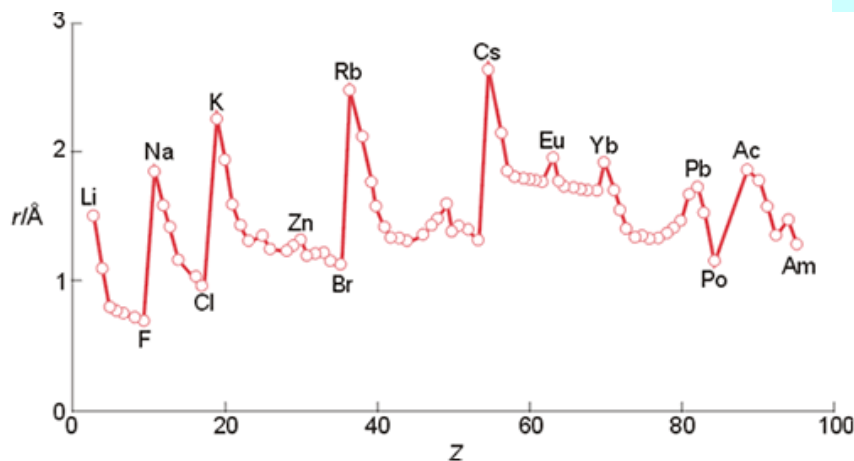


- **En un período:** el tamaño atómico **disminuye al avanzar en un período**

- * Al aumentar el número de electrones en la misma capa y aumentar la carga nuclear (efecto de apantallamiento) los electrones se acercan más al núcleo

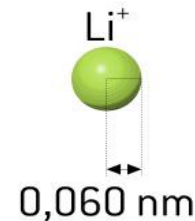


Dentro de cada período, los átomos de los metales alcalinos son los más grandes. Los de menor volumen son los de transición y los del grupo





- **En iones positivos (cationes):** el tamaño del catión es **más pequeño** que el del átomo neutro ya que al perder electrones de la capa más externa, los que quedan son atraídos por el núcleo con más fuerza por la carga positiva del núcleo





- **En iones negativos (aniones):** el tamaño del anión es **más grande** que el del átomo neutro. Un ión negativo se forma cuando el átomo gana electrones. Estos electrones aumentan las fuerzas de repulsión existentes entre ellos





ENERGÍA DE IONIZACIÓN.

La **primera energía de ionización (EI)** es la energía necesaria para arrancar el electrón más externo de un átomo en estado gaseoso en su estado fundamental



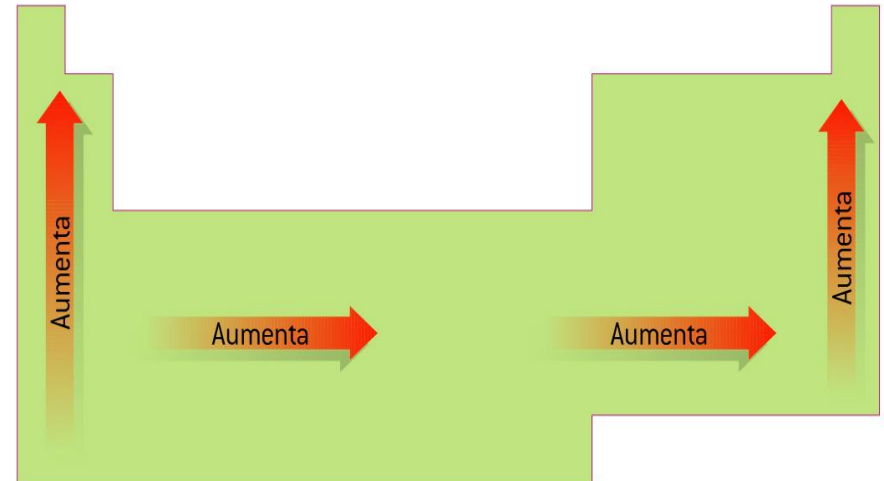
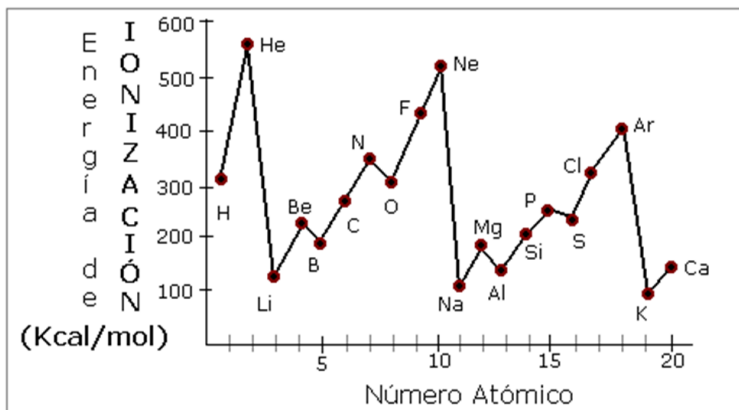
La **segunda energía de ionización** es la energía necesaria para arrancar el siguiente electrón del ión monopositivo formado:





ENERGÍA DE IONIZACIÓN

La energía de ionización **disminuye al descender en un grupo** ya que la carga nuclear aumenta y también aumenta el número de capas electrónicas, por lo que el electrón a separar que está en el nivel energético más externo, sufre menos la atracción de la carga nuclear (por estar **más apantallado**) y necesita menos energía para ser separado del átomo

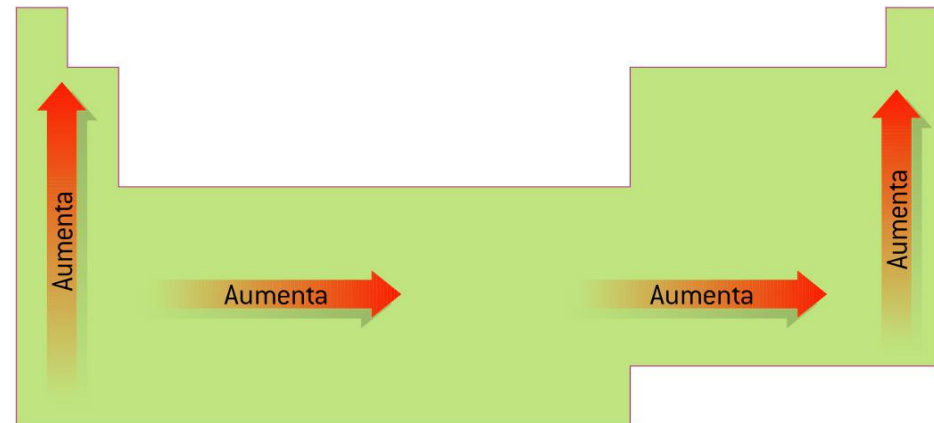
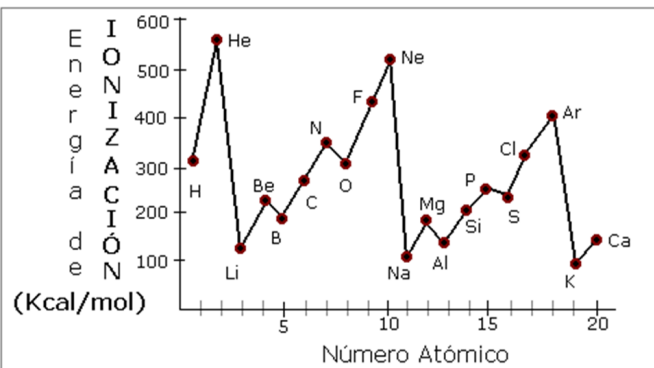




ENERGÍA DE IONIZACIÓN

La energía de ionización **crece al avanzar en un período** ya que al avanzar en un período, disminuye el tamaño atómico y aumenta la carga positiva del núcleo. Así, los electrones al estar atraídos cada vez con más fuerza, cuesta más arrancarlos

Excepciones: las anomalías que se observan tienen que ver con la gran estabilidad que poseen los átomos con orbitales semiocupados u ocupados, debido a que los electrones son más difíciles de extraer.





AFINIDAD ELECTRÓNICA.

Afinidad electrónica es la **energía puesta en juego que acompaña al proceso de adición de un electrón a un átomo gaseoso (AE)**. Los valores de la afinidad electrónica se consideran, normalmente, para 1 mol de átomos

Aplicando el convenio de termodinámica de signos, un ejemplo sería:

$F(g) + e^- \rightarrow F^-(g) + 328 \text{ KJ / mol}$ se desprende energía $\Rightarrow AE < 0$ (**$AE = -328 \text{ KJ / mol}$**)

$Be(g) + e^- + 240 \text{ KJ / mol} \rightarrow Be^-(g)$ se absorbe energía $\Rightarrow AE > 0$ (**$AE = +240 \text{ KJ / mol}$**)

La mayoría de los átomos neutros, al adicionar un electrón, desprenden energía, siendo los halógenos los que más desprenden y los alcalinotérreos los que absorben más energía



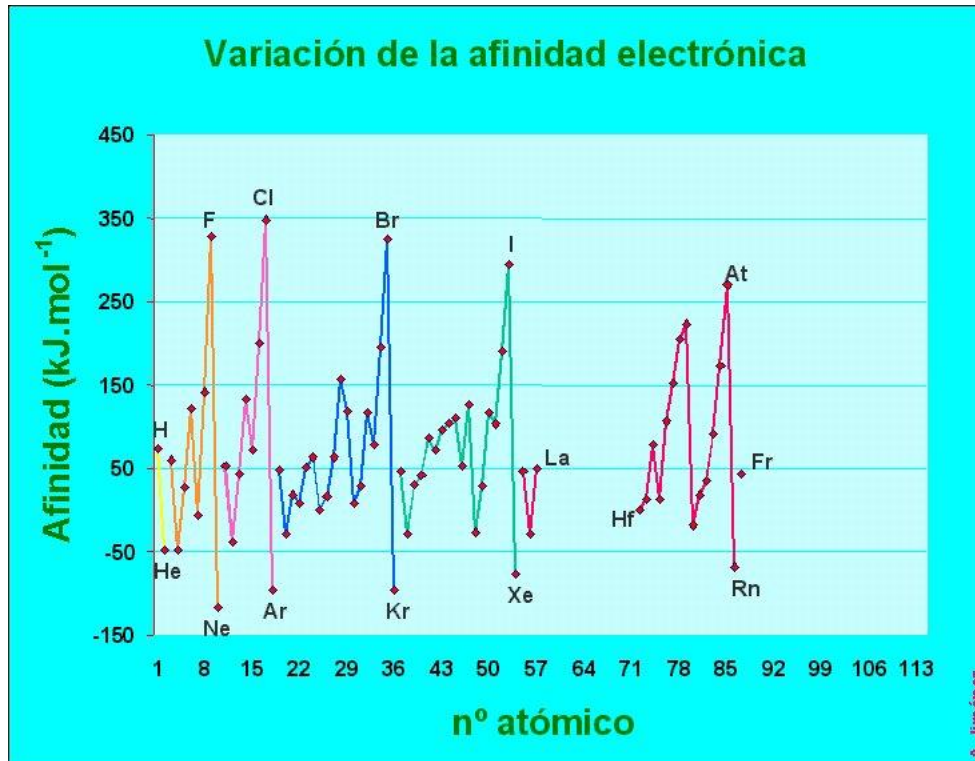
AFINIDAD ELECTRÓNICA.

La variación de la afinidad electrónica es similar a la de la energía de ionización, sin embargo hay algunas excepciones y la afinidad electrónica de algunos elementos se desconoce

La afinidad electrónica está relacionada con el **carácter oxidante** de un elemento. **Cuanto 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



AFINIDAD ELECTRÓNICA.





ELECTRONEGATIVIDAD.

La **electronegatividad** es la tendencia que tienen los átomos de un elemento a atraer hacia sí los electrones cuando se combinan con átomos de otro elemento. Por tanto **es una propiedad de los átomos enlazados**

La determinación de la electronegatividad se hace conforme a dos escalas:

Escala de Mulliken: Considera la electronegatividad como una propiedad de los átomos aislados, su valor es: $EN = \frac{AE + EI}{2}$

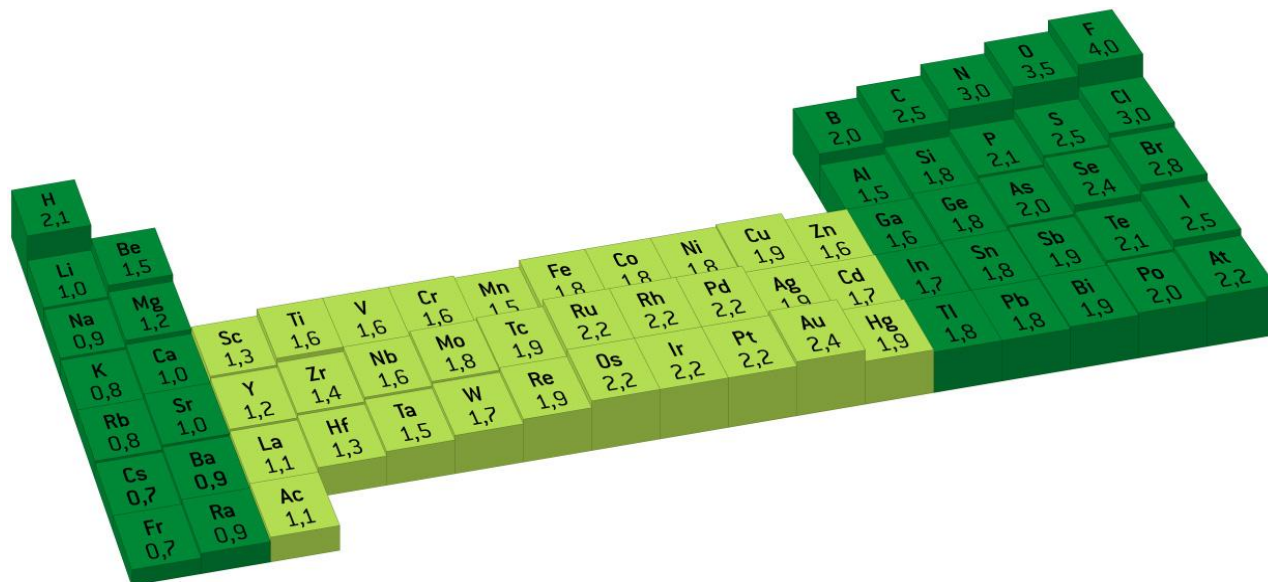
Escala de Pauling: Se expresa en unidades arbitrarias: al flúor, se le asigna el valor más alto, por ser el elemento más electronegativo, tiene un valor de 4 y al cesio, que es el menos electronegativo se le asigna el valor de 0,7



ELECTRONEGATIVIDAD.

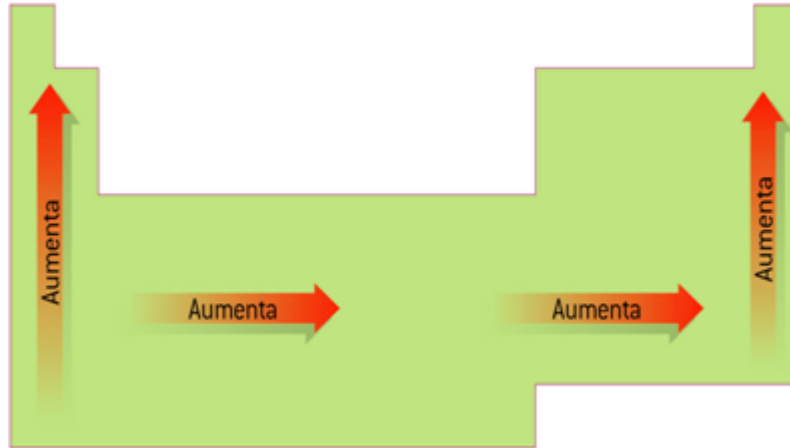
La electronegatividad **aumenta** con el número atómico **en un período** y **disminuye en un grupo**.

El valor máximo será el del grupo 17 y el valor nulo es el de los gases nobles

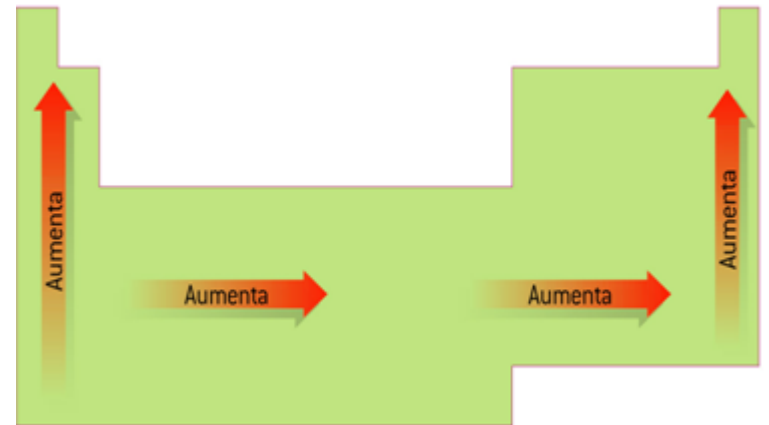




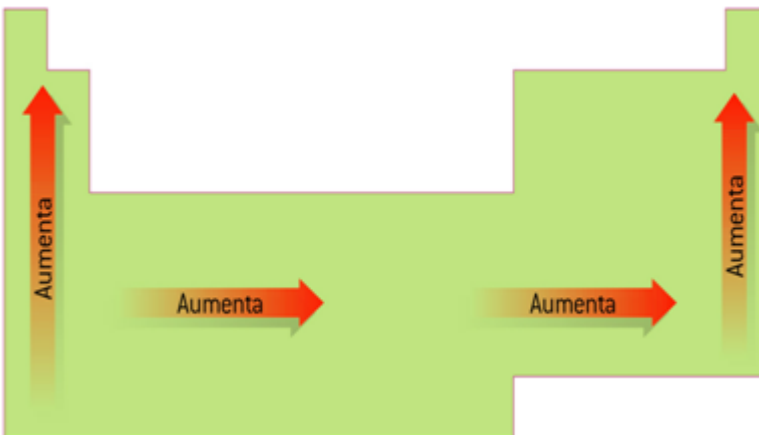
Potencial de ionización



Electronegatividad



Afinidad electrónica





CARÁCTER METÁLICO.

Según el carácter metálico podemos considerar los elementos como:

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



CARÁCTER METÁLICO.

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:

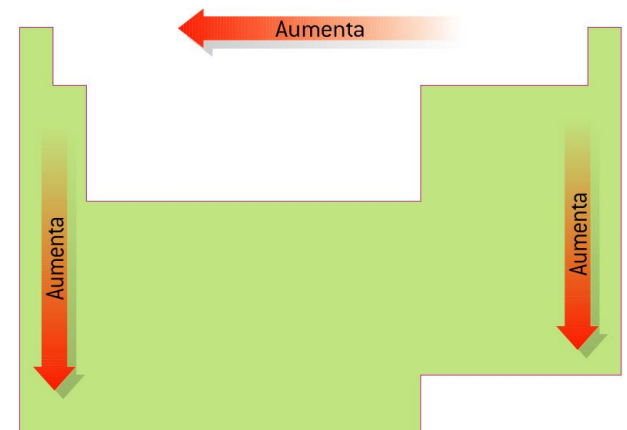
- Poseen **propiedades intermedias** entre los metales y los no metales (Si, Ge)



CARÁCTER METÁLICO.

Alto en elementos que:

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

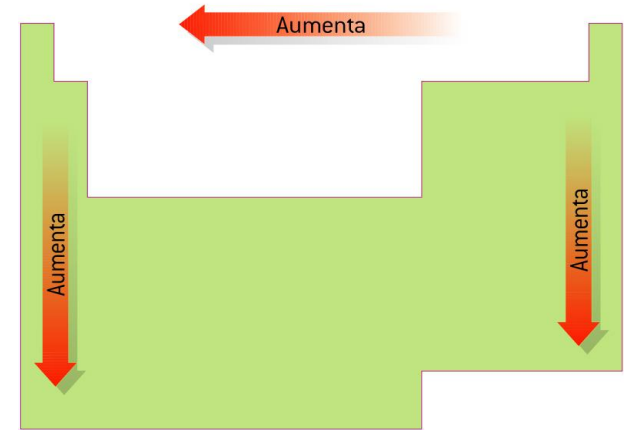




CARÁCTER METÁLICO.

Bajo en elementos que:

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





REACTIVIDAD.

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
- 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



LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS VARÍAN DE LA SIGUIENTE MANERA:

