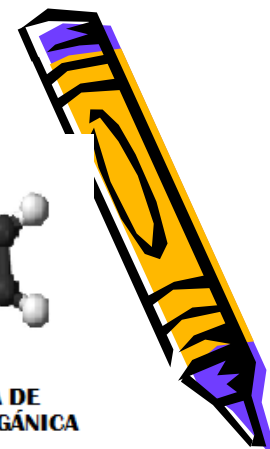




República Bolivariana de Venezuela
Ministerio del Poder Popular para la Educación
U.E. Colegio "Santo Tomás de Villanueva"
Departamento de Ciencias
Cátedra: Química Orgánica
5° Año



Protones Electrones

Tema II: Estructura atómica y tabla periódica

Neutrones

A diagram of an atom with a central nucleus containing red and blue spheres (protons and neutrons) and several grey spheres (electrons) orbiting in elliptical paths. Labels 'Protones', 'Electrones', and 'Neutrones' point to their respective parts.

Prof. Luis E. Aguilar R.



A yellow diamond-shaped background. At the top left, a red crayon is shown with a red squiggly line extending from its tip. At the bottom right, a blue crayon is shown with a blue squiggly line extending from its tip. The text 'Teoría Atómica' is centered in the middle of the diamond.

Teoría Atómica

Teoría Atómica

¿Constitución de la materia?

Modelos

Demócrito y Leucipo

Dalton

Thomson

Rutherford - Bohr

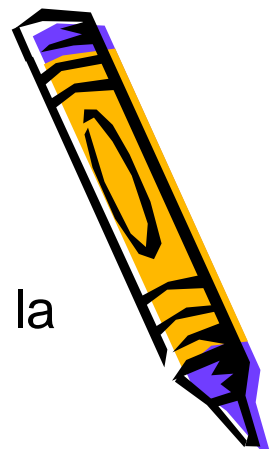
Mecano cuántico

Conceptos

Estructura Atómica

Tipos de átomos

ÁTOMO



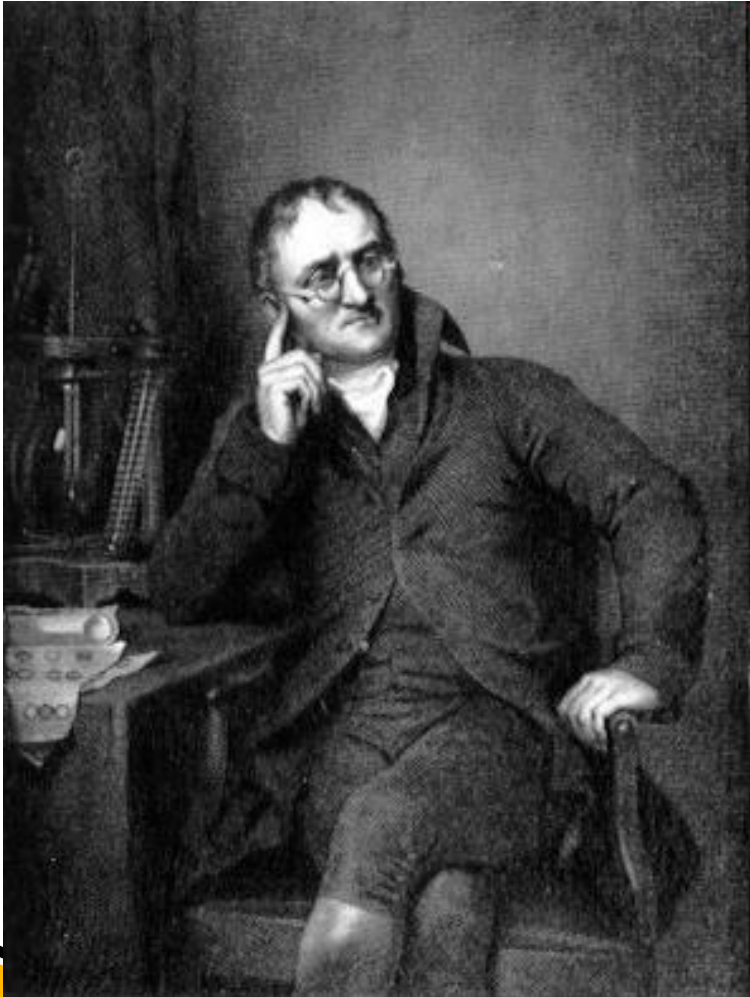
Demócrito y Leucipo



- A través de un pensamiento filosófico, 450 AC en la Grecia antigua, fundan la escuela atomista.
- Ellos sugirieron que, al dividir cualquier sustancias, se debería llegar a la unidad mínima constituyente e indivisible, el **"ÁTOMO"** (del griego *a= sin y tomo= división*), común para toda la materia. Éste fue el primer modelo atómico propuesto.



Modelo atómico de Dalton

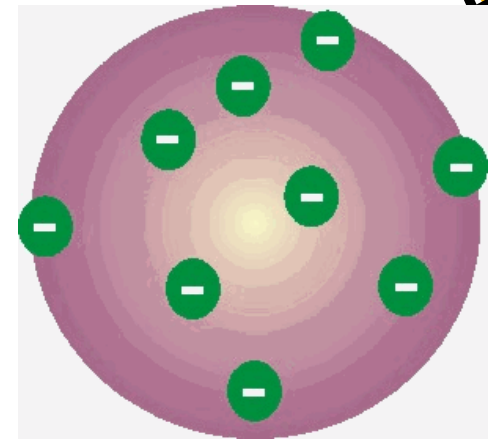
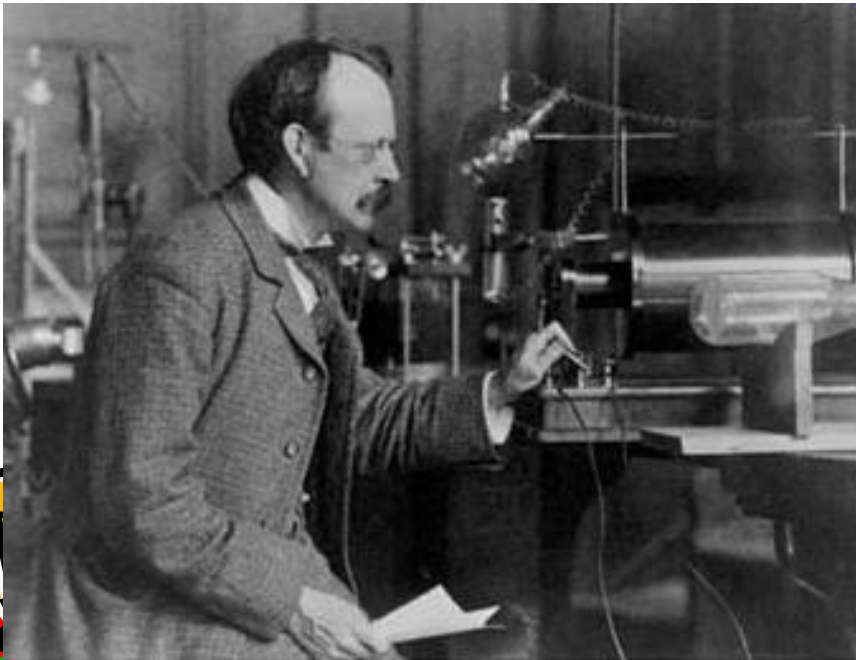


- Representa al átomo como un esfera compacta indivisible e indestructible.

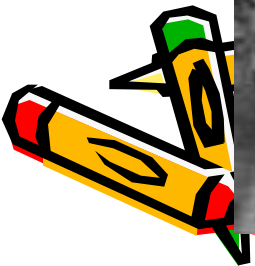
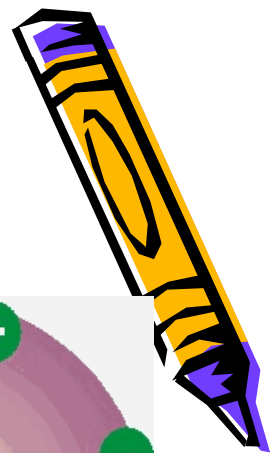


Modelo atómico de Thomson

- Átomo esfera homogénea de electricidad positiva. Los electrones están incrustados en ella.
- Su modelo atómico lo asemeja a un *budín de pasas*.

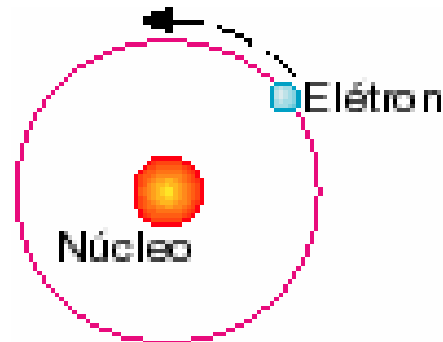
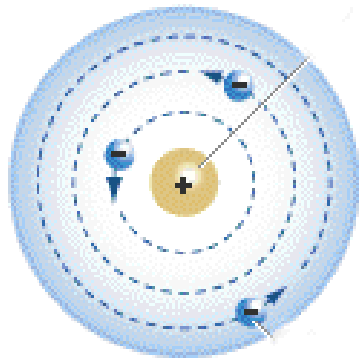
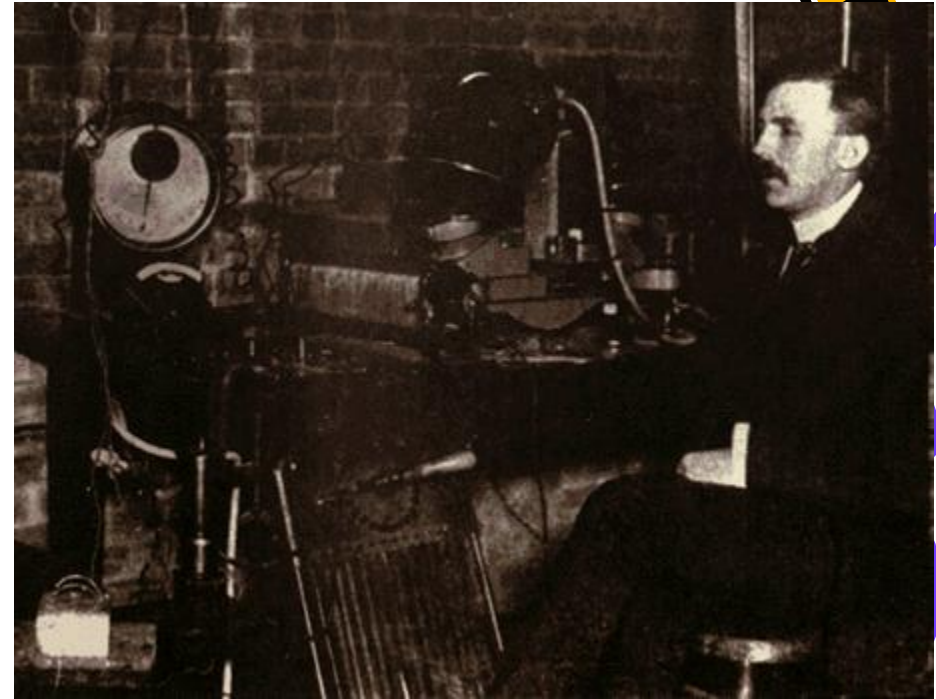


Átomo estacionario



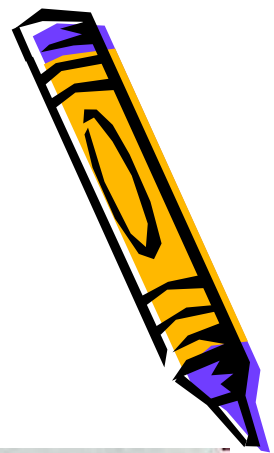
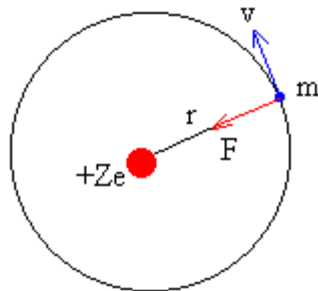
Modelo atómico de Rutherford

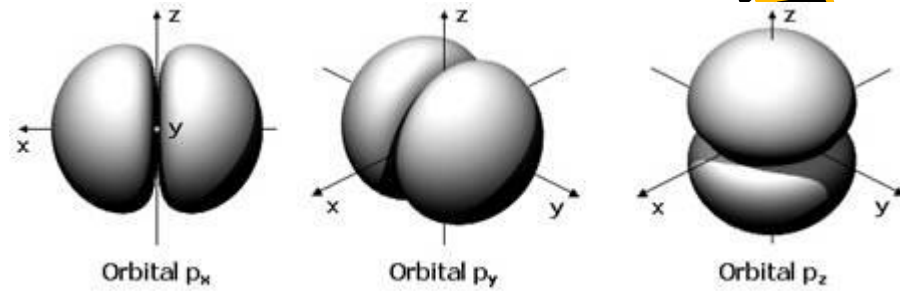
- El átomo está constituido por un **núcleo central** que es la región donde se encuentran las cargas positivas (protones), y alrededor se encuentra el electrón girando en órbitas circulares.



Modelo atómico de Bohr

- En 1913 Niels Bohr discípulo de Rutherford propone un nuevo modelo para el átomo de Hidrógeno aplicando acertadamente la Teoría Cuántica de la radiación de Planck.



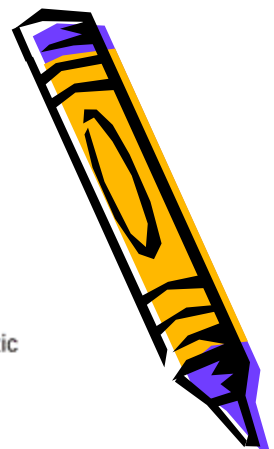
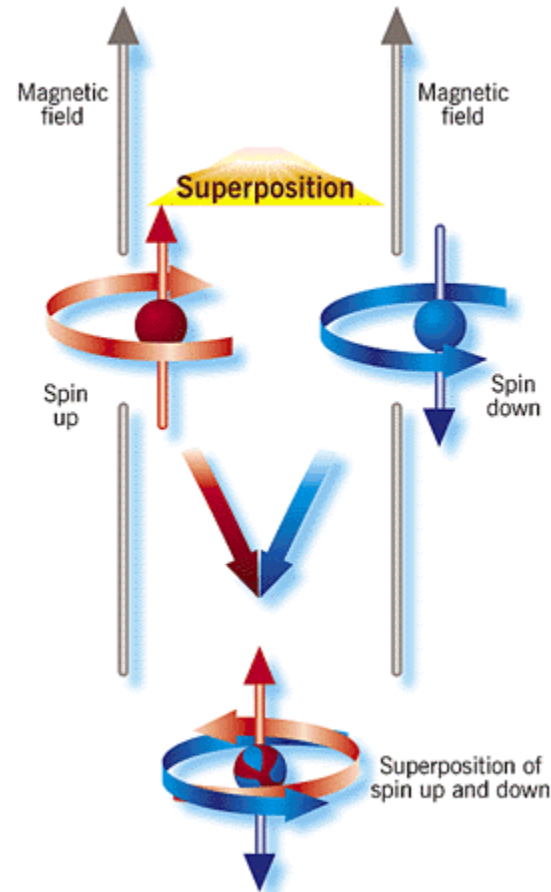


- Heisenberg decía que es imposible saber con exactitud la posición y la velocidad de un electrón en un momento dado (Principio de incertidumbre), por lo que se describieron unas "regiones estadísticas de mayor probabilidad electrónica" -rempe- que definían la posible posición de un electrón en determinado momento. Estas regiones también se conocen como orbitales atómicos y presentan algunos subniveles. La posición de un electrón puede definirse por 4 números cuánticos: n , l , m y s .



- **n**: es el número cuántico principal y describe el nivel energético en el que está un electrón dado.
- **l**: es el número cuántico del momento angular; hace referencia al subnivel energético y a la forma del orbital.
- **m**: es el número cuántico magnético y describe la orientación del orbital en el espacio.
- **s**: es el número cuántico del espín electrónico y corresponde al giro del electrón.

Según el Principio de exclusión de Pauli, dos electrones no pueden tener los mismos números cuánticos



NÚMEROS CUÁNTICOS



- n , principal, se refiere a la energía de las órbitas, o los niveles energéticos y al tamaño de órbita
- l , orbital, se refiere a un subnivel energético, cuando hablamos de una órbita específica
- m_l , magnético, se refiere a la orientación del orbital
- m_s , spin, se refiere al movimiento de rotación del electrón



NÚMEROS CUÁNTICOS

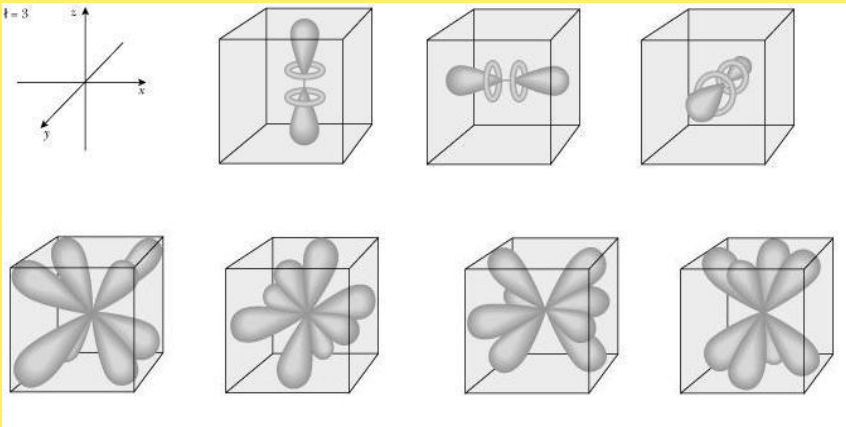
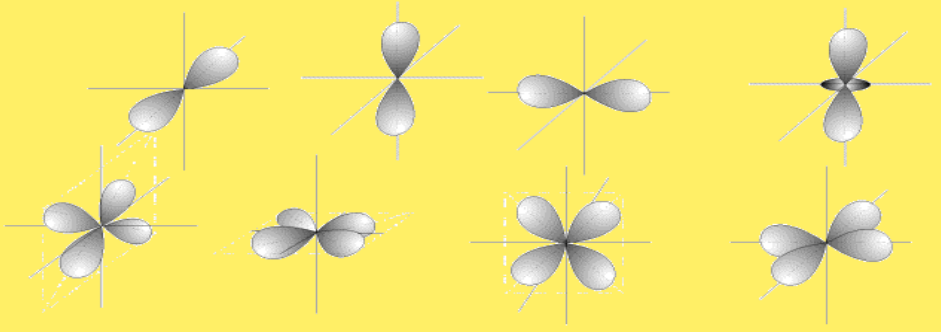
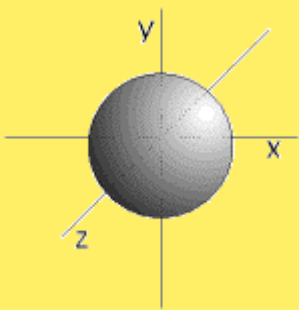


n	l	m_l	m_s	CAPACIDAD ELECTRÓNICA DEL SUBNIVEL	CAPACIDAD ELECTRÓNICA DEL NIVEL DE ENERGÍA
1 (K)	0 (1s)	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	2	2
2 (L)	0 (2s)	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	2	8
	1 (2p)	-1, 0, +1	$\pm\frac{1}{2}$ para cada valor de m_l	6	
3 (M)	0 (3s)	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	2	18
	1 (3p)	-1, 0, +1	$\pm\frac{1}{2}$ para cada valor de m_l	6	
	2 (3d)	-2, -1, 0, +1, +2	$\pm\frac{1}{2}$ para cada valor de m_l	10	
4 (N)	0 (4s)	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	2	32
	1 (4p)	-1, 0, +1	$\pm\frac{1}{2}$ para cada valor de m_l	6	
	2 (4d)	-2, -1, 0, +1, +2	$\pm\frac{1}{2}$ para cada valor de m_l	10	
	3 (4f)	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	$\pm\frac{1}{2}$ para cada valor de m_l	14	

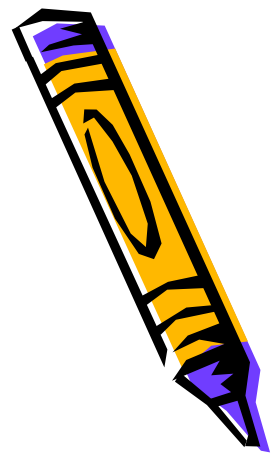


	<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	<i>s</i>
<i>1s</i>	1	0	0	$\pm 1/2$
<i>2s</i>	2	0	0	$\pm 1/2$
<i>2p</i>	2	1	-1,0,1	$\pm 1/2$
<i>3s</i>	3	0	0	$\pm 1/2$
<i>3p</i>	3	1	-1,0,1	$\pm 1/2$
<i>3d</i>	3	2	-2,-1,0,1,2	$\pm 1/2$
<i>4s</i>	4	0	0	$\pm 1/2$
<i>4p</i>	4	1	-1,0,1	$\pm 1/2$
<i>4d</i>	4	2	-2,-1,0,1,2	$\pm 1/2$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

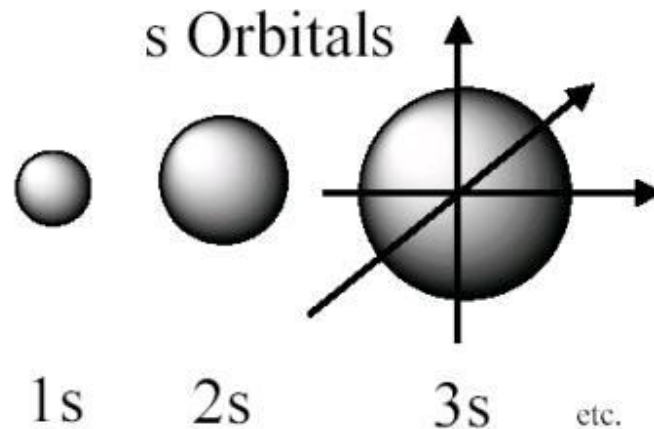
$n = 1, 2, \dots, \infty$
 $l = 0, 1, \dots, (n - 1)$
 $m_l = 0, \pm 1, \dots, \pm l$
 $s = \pm 1/2$
 $m_s = \pm 1/2$



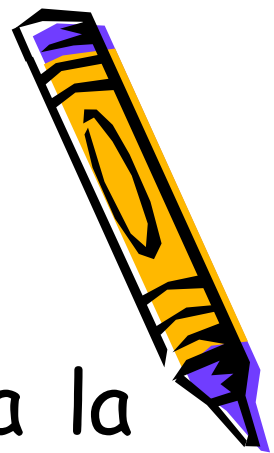
Teoría Mecano Cuántica



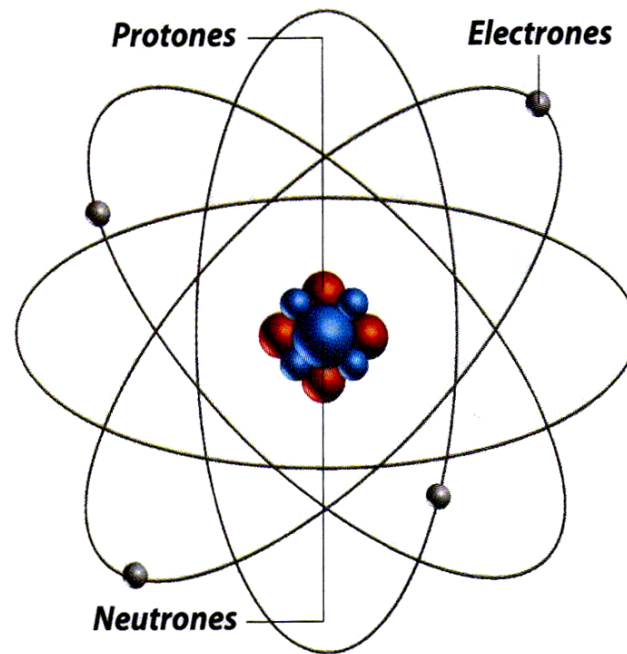
- Es un modelo **matemático probabilístico**.
- Está basado en los principios de Louis de Broglie, Werner Heisenberg y Erwin Schrodinger.
- Establece el concepto **"orbital"**.



Estructura Atómica



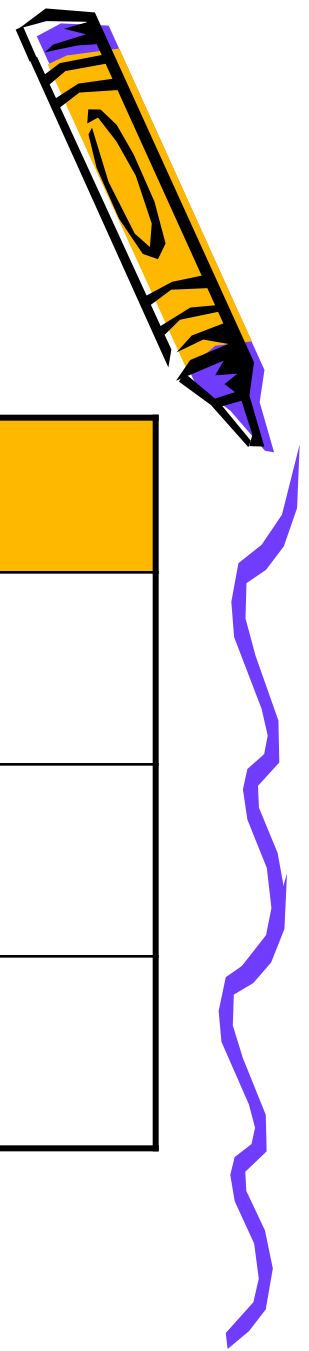
- El **ÁTOMO** unidad básica de toda la materia.



El átomo se compone básicamente de neutrones, protones y electrones; estas partículas se llaman partículas subatómicas.



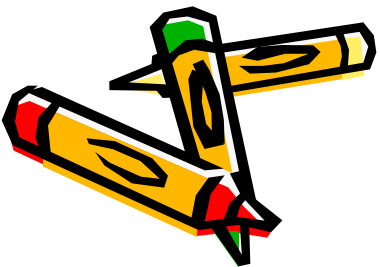
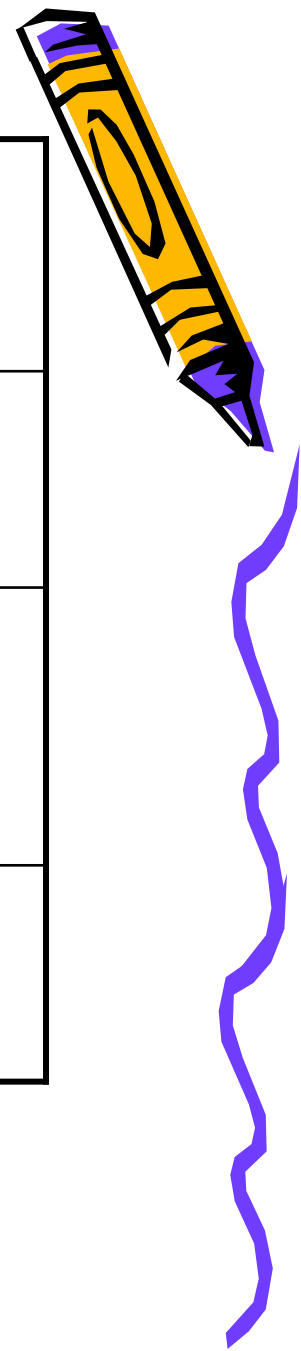
Partículas subatómicas



Partícula	Carga	Masa
Protón (p^+)	+1	1
Neutrón (n)	0	1
Electrón (e^-)	-1	1/1840



Partícula	Masa (g)	Carga coulombs	Carga unitaria
Electrón	$9.1 \times 10^{-28} \text{ g}$	-1.6022×10^{-19}	- 1
Protón	$1.67 \times 10^{-24} \text{ g}$	$+1.6022 \times 10^{-19}$	+ 1
Neutrón	$1.675 \times 10^{-24} \text{ g}$	0	0



Conceptos



- *Número atómico (Z)*: Indica el n° de protones del núcleo

$$Z = p^+$$

Átomo neutro $p^+ = e^-$

$$Z = p^+ = e^-$$



Nº Protones 11

$_{11}\text{Na}$:

Nº Electrones 11

$_{19}\text{K}$:

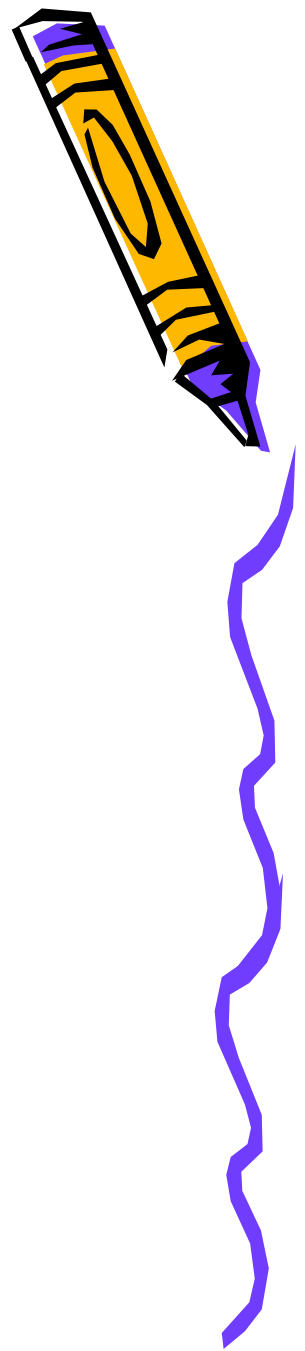
Nº Protones 19

Nº Electrones 19

$_{17}\text{Cl}$:

Nº Protones 17

Nº Electrones 17



- *Número másico (A)*: Es la suma entre los protones y neutrones.

$$A = p^+ + n^0$$

Como $Z = p^+$ se cumple $A = Z + n^0$

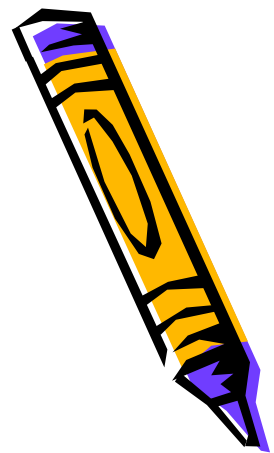
Despejando los $p^+ + n^0$ tenemos

$$p^+ = A - n^0$$

$$n^0 = A - p^+$$



Representación del átomo de un elemento



- $A = N^{\circ}$ másico
- $Z = N^{\circ}$ atómico
- $X =$ Carga iónica
- $Y =$ Atlomicidad

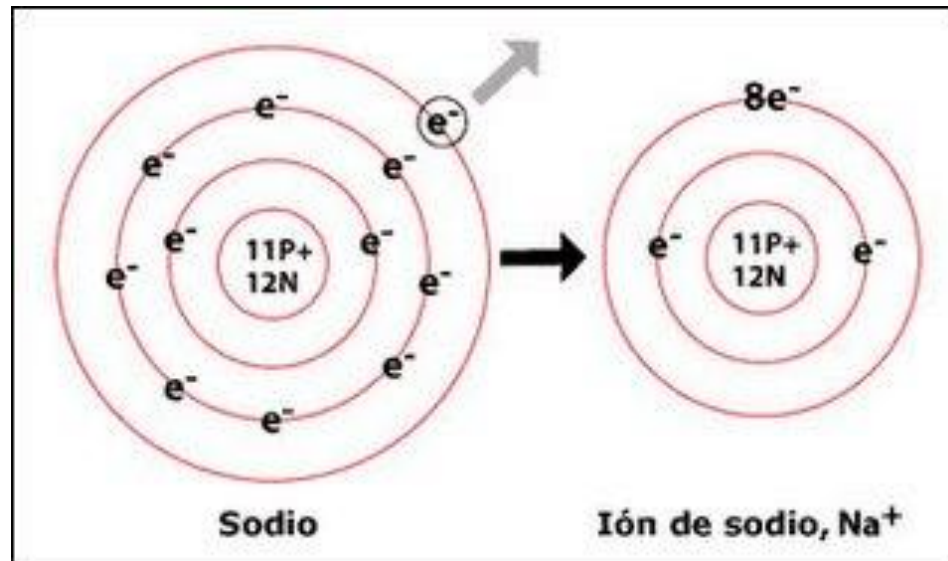


Iones



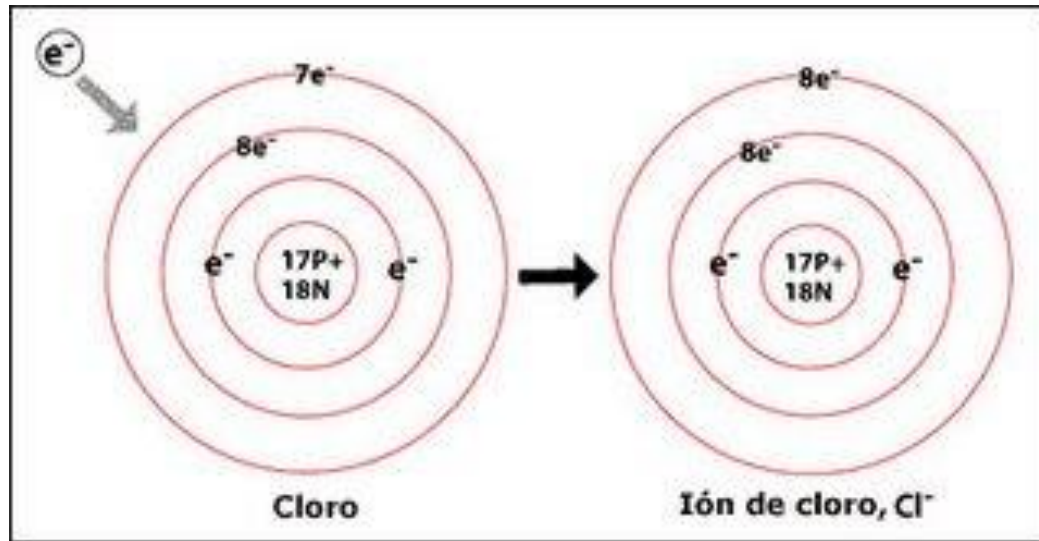
- *Cación:* - pierden electrones
- Tienen Carga positiva

Ej: ${}_{11}\text{Na}^+$



- *Anión:* - Ganan electrones
- Tienen carga negativa

Ej: ${}_{17}\text{Cl}^-$



Determinación de partículas atómicas



79

Br⁻

35

Protones	Neutrones	Electrones
35	44	36

24

Mg²⁺

12

Protones	Neutrones	Electrones
12	12	10

48

Ti

22

Protones	Neutrones	Electrones
22	26	22



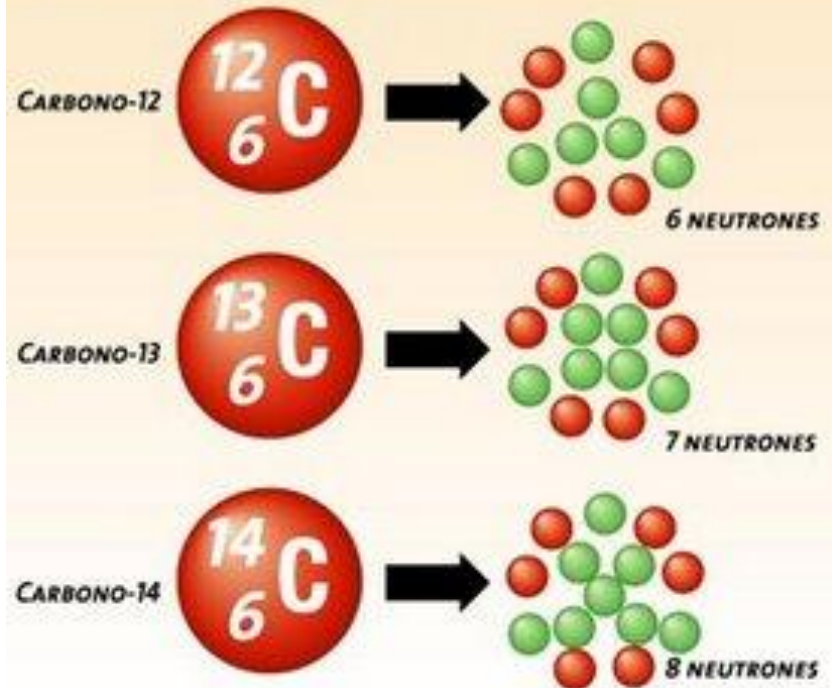
Tipos de átomos

- *Isótopos:*
 - Átomos de un mismo elemento
 - Tienen $Z =$ y $A \neq$

Los isótopos

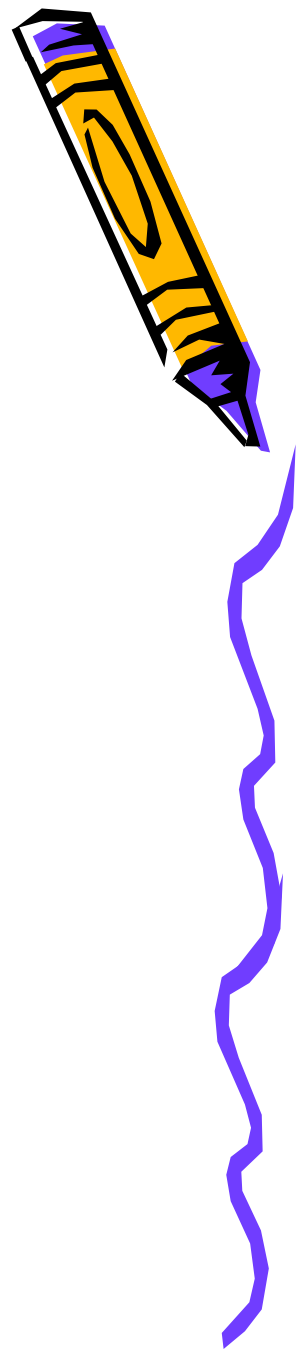
Los átomos de un mismo elemento con diferente masa se conocen como isótopos. Estos se distinguen escribiendo el número de masa junto al nombre o símbolo del elemento.

En este caso se representan los tres isótopos del carbono:



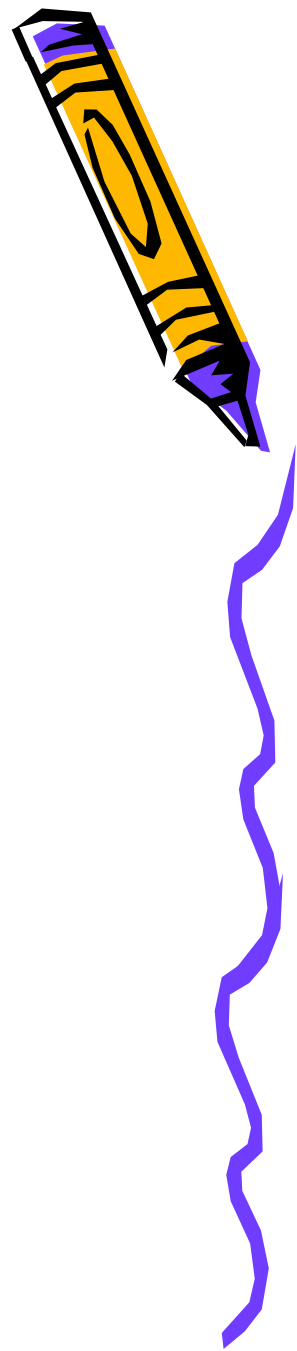
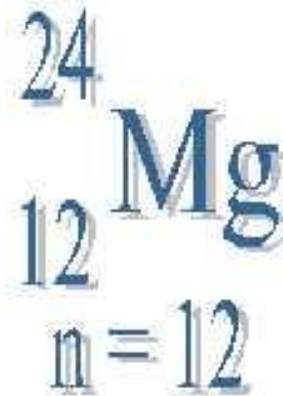
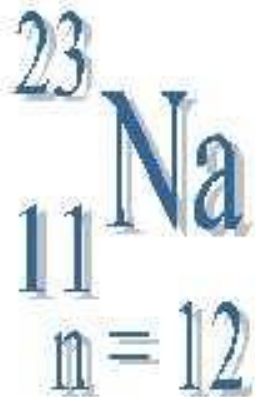
- *Isóbaros:*

- Átomos de distintos elementos
- Tienen $= A$ y $\neq Z$



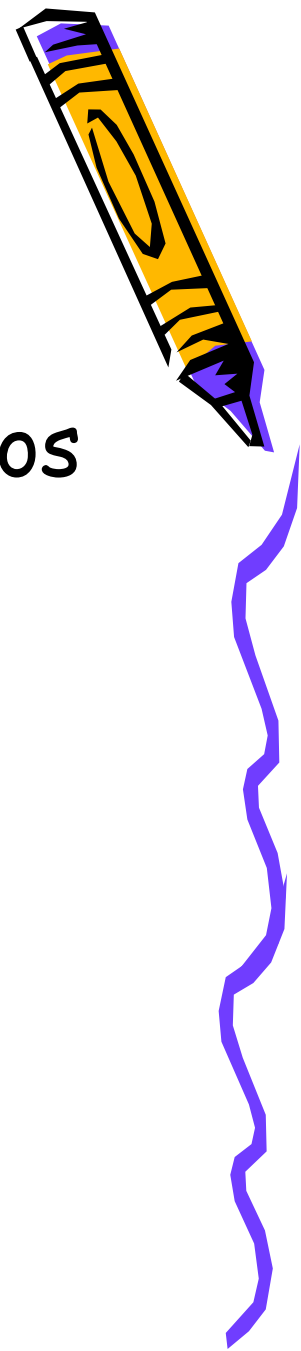
• *Isótonos:*

- Átomos de distintos elementos
- Tienen n , $\neq Z$ y $\neq A$

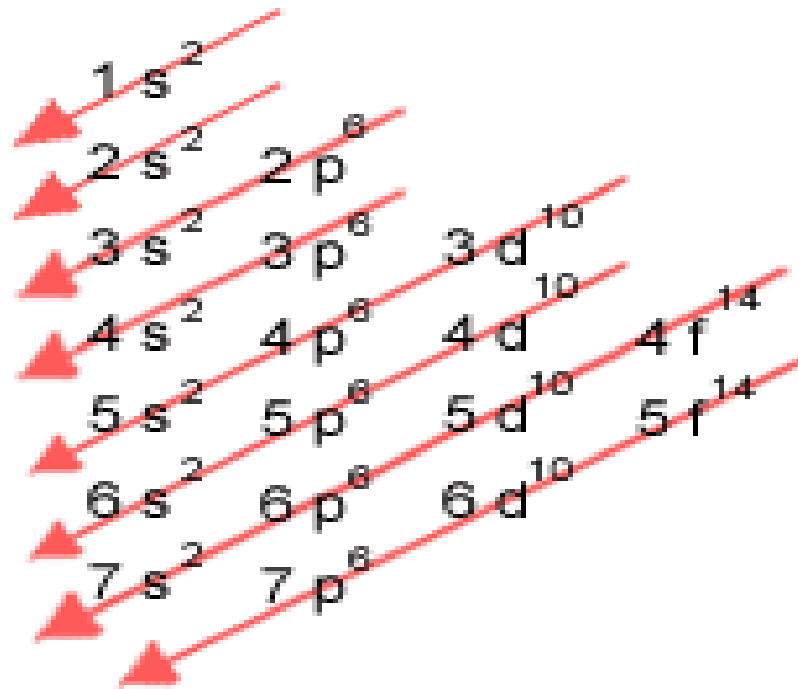


Isoelectrónicos

- Son átomos que tienen igual número de electrones.
- Ejemplo



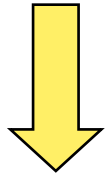
- Existe un orden en que se llenan los orbitales y está descrito en la tabla siguiente:



MODELO MECANOCUÁNTICO DE ÁTOMO

Cubierta electrónica

Núcleo

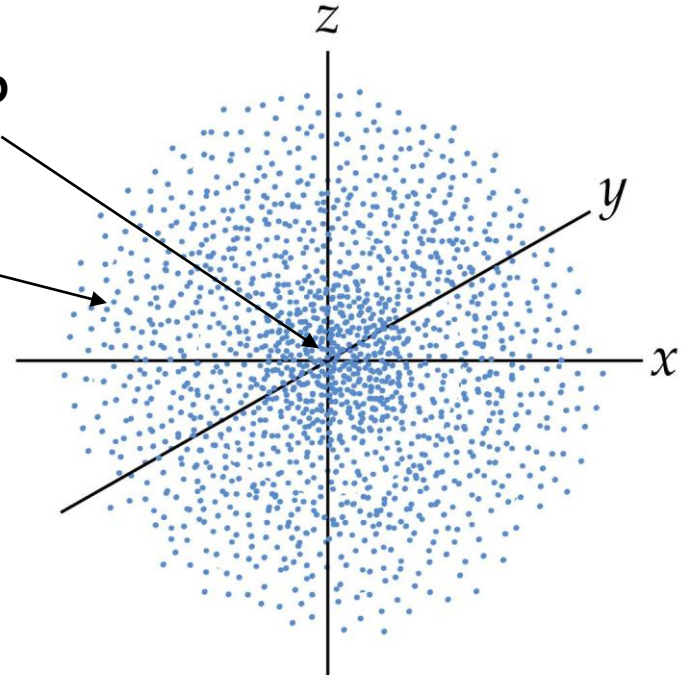


ORBITALES



Carácter ondulatorio de los electrones

Principio de Incertidumbre de Heisenberg



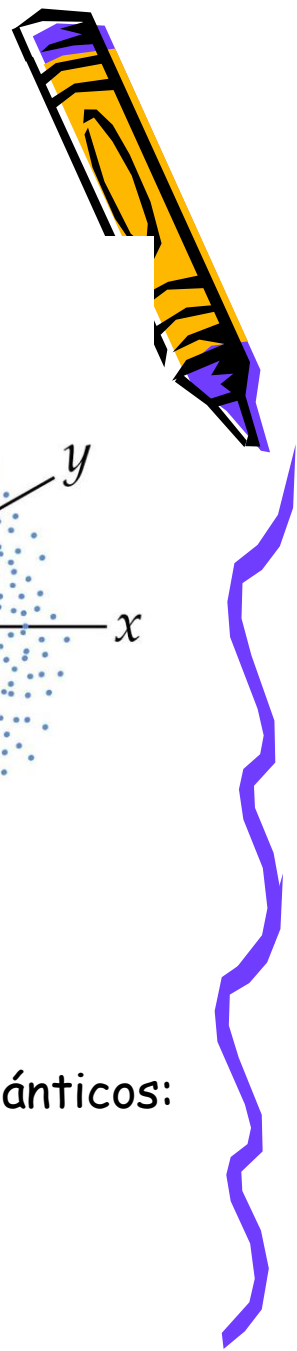
(a)

Caracterizados por números cuánticos:

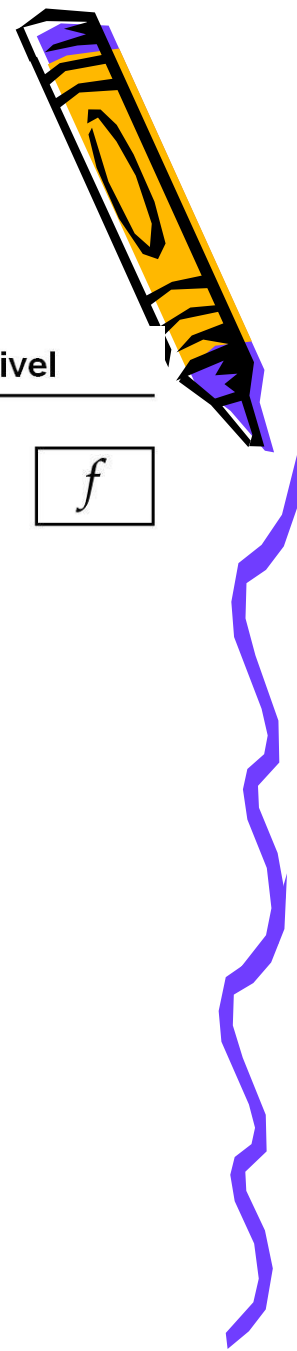
n : número cuántico principal

l : número cuántico secundario

m : número cuántico magnético



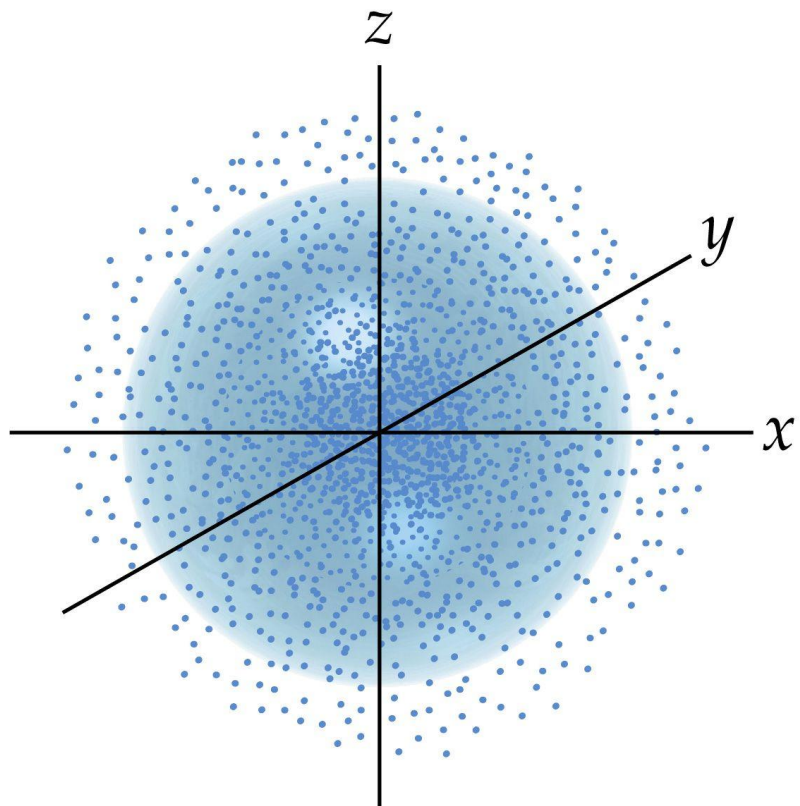
NIVELES Y SUBNIVELES EN LA CUBIERTA ELECTRÓNICA



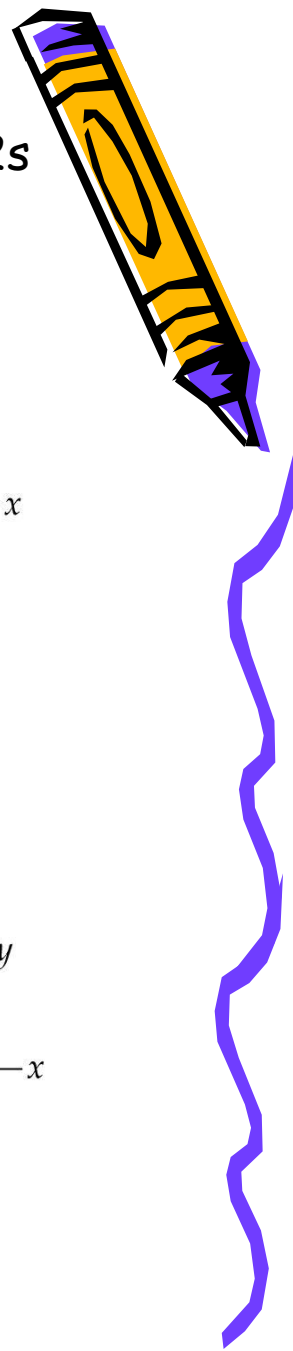
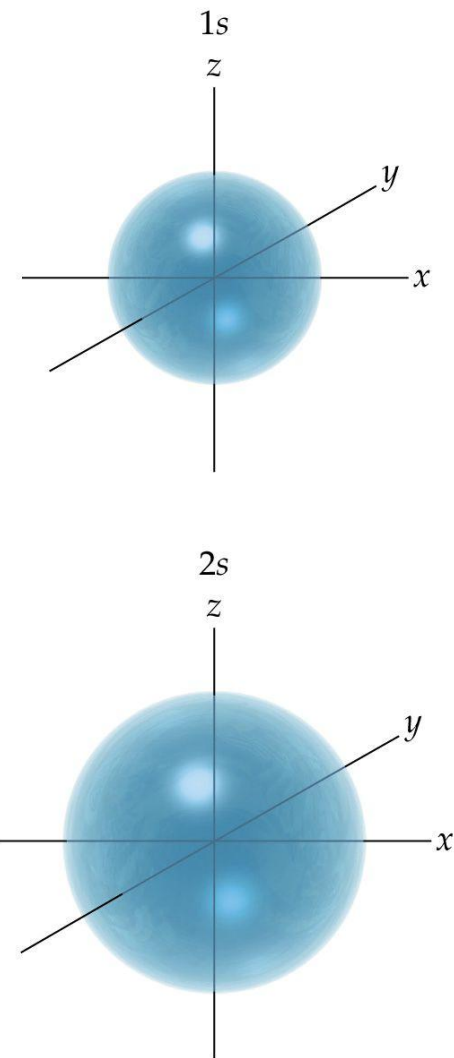
<u>NIVEL</u>	<u>nº de subniveles</u>	<u>Letra que especifica el subnivel</u>			
$n = 4$	4	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>f</i>
$n = 3$	3	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	
$n = 2$	2	<i>s</i>	<i>p</i>		
$n = 1$	1	<i>s</i>			



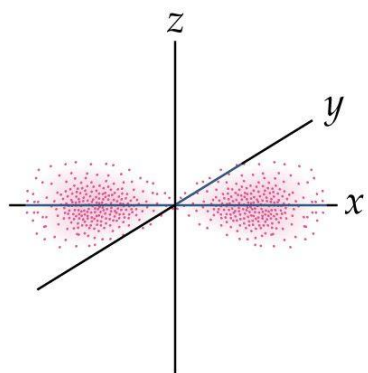
ORBITAL s



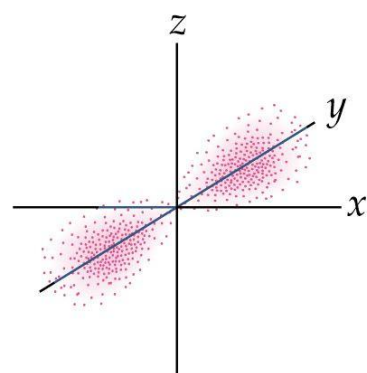
ORBITALES $1s$ y $2s$



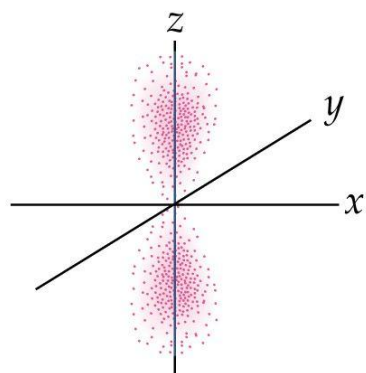
ORBITALES 2p



(a)



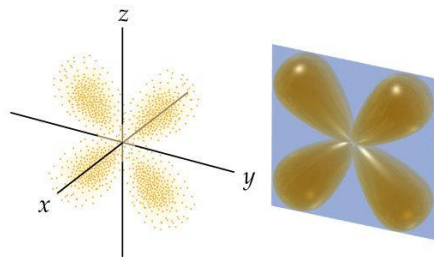
(b)



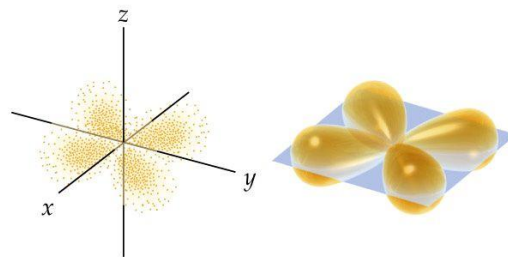
(c)



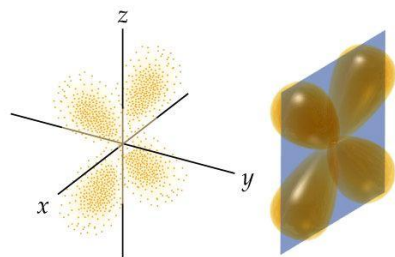
ORBITALES 3 d



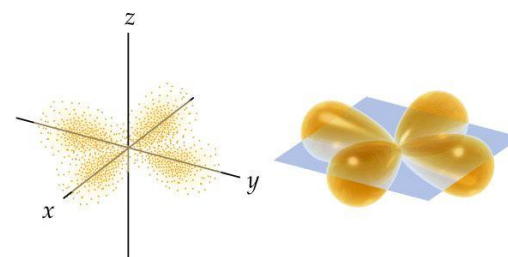
(a)



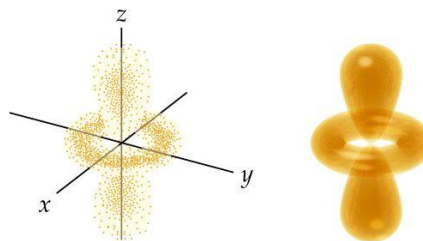
(b)



(c)



(d)



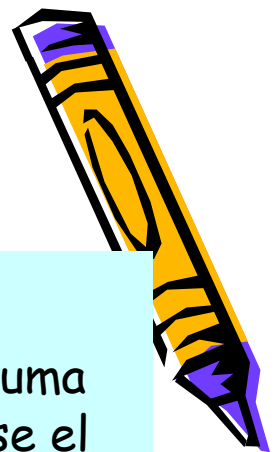
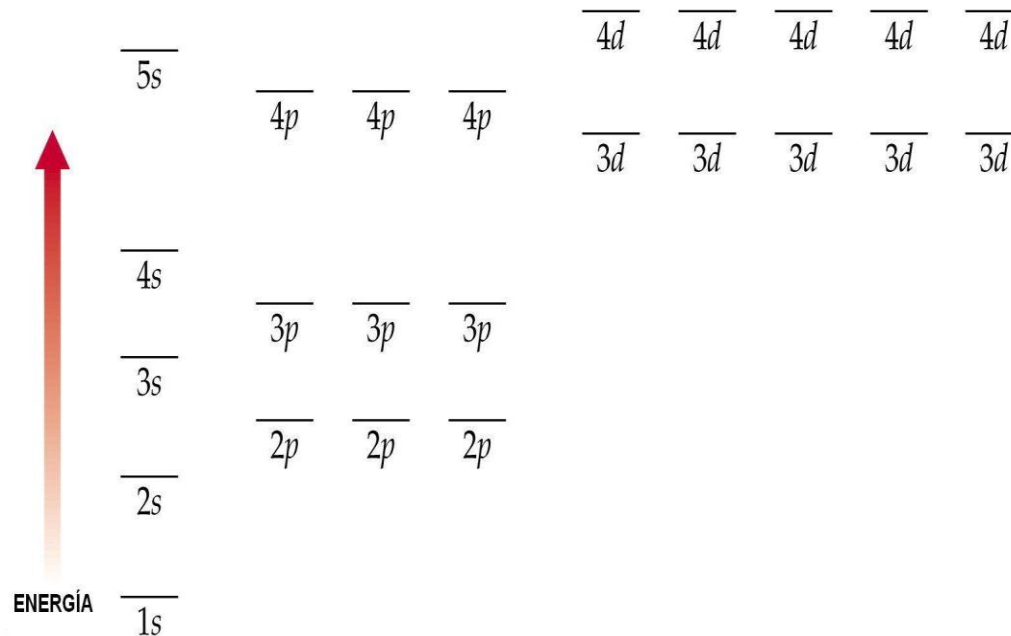
(e)



ENERGÍA DE LOS ORBITALES

Regla cuántica de (n+l):

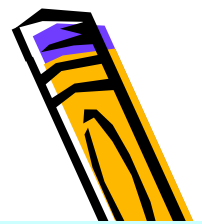
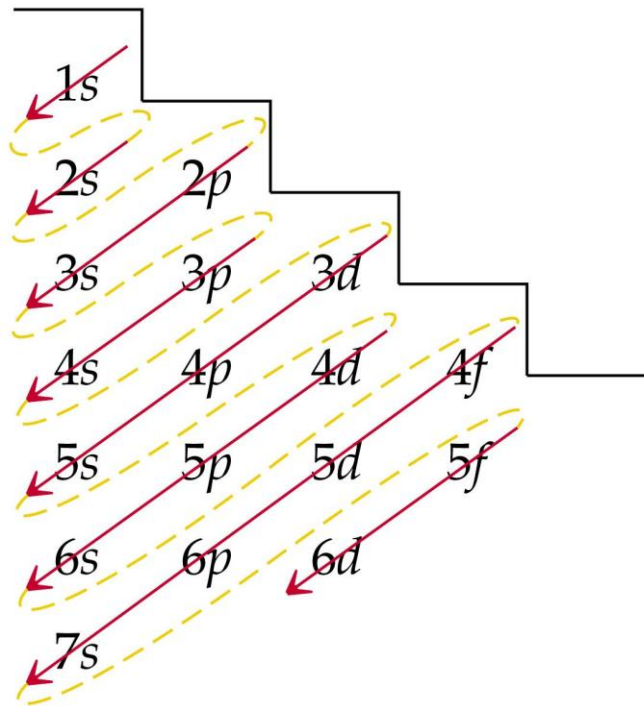
Entre dos orbitales tendrá menor energía aquél en el que la suma de los números cuánticos n y l sea menor. Si el resultado fuese el mismo para ambos, tendrá menor energía aquél de menor número cuántico principal n

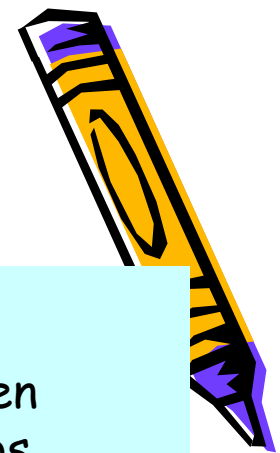


¿EN QUÉ ORDEN SE LLENAN LOS ORBITALES?

Principio de construcción (Aufbau):

En su estado fundamental la distribución electrónica de un elemento se construye a partir del inmediato anterior, adicionándole un electrón de modo que le confiera la máxima estabilidad (menor energía)



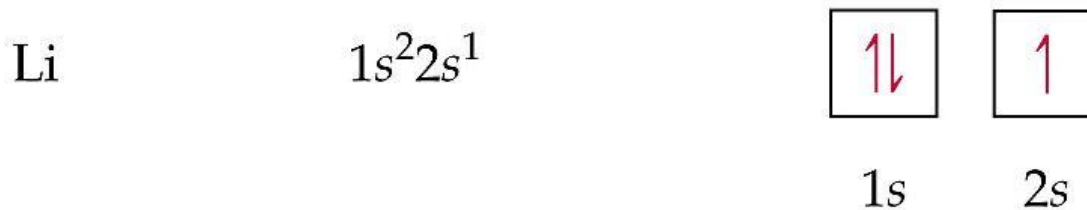
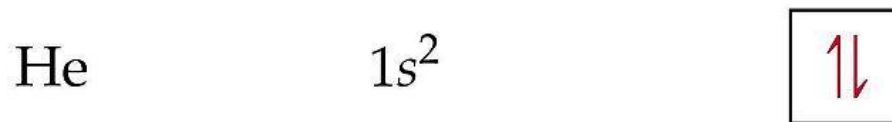
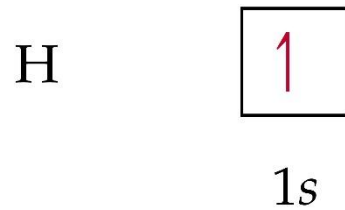


¿CUÁNTOS ELECTRONES CABEN EN UN ORBITAL?

Principio de exclusión de Pauli (1925):

En un determinado sistema cuántico (átomo o molécula) no pueden existir dos electrones con los cuatro números cuánticos idénticos

Por tanto, en un orbital sólo caben dos electrones que compartirían tres números cuánticos y se diferenciarían en el número cuántico de spin (s)

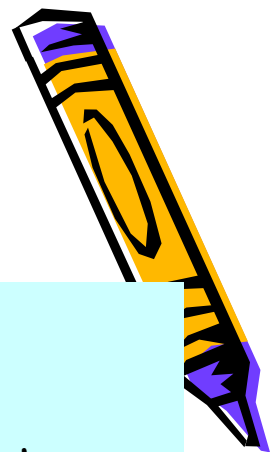
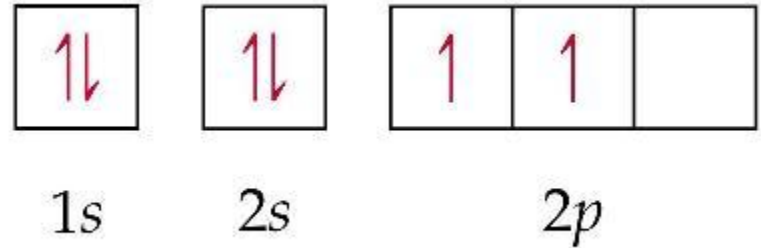
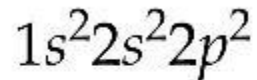


¿CÓMO SE LLENAN LOS GRUPOS DE ORBITALES DE IGUAL ENERGÍA?

Regla de la máxima multiplicidad de Hund:

Cuando una serie de orbitales de igual energía (p, d, f) se están llenando con electrones, éstos permanecerán desapareados mientras sea posible, manteniendo los espines paralelos

C

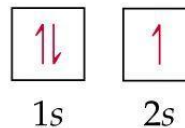
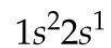


Símbolo (n° e)

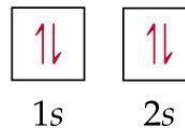
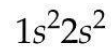
Configuración electrónica

Diagrama de orbitales

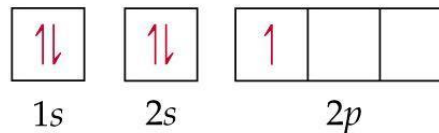
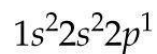
Li (3)



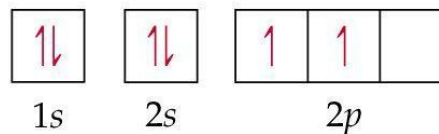
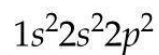
Be (4)



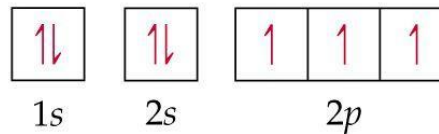
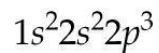
B (5)



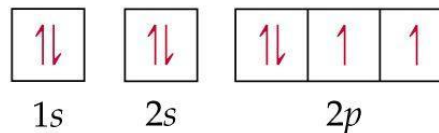
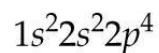
C (6)



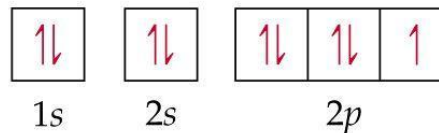
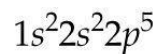
N (7)



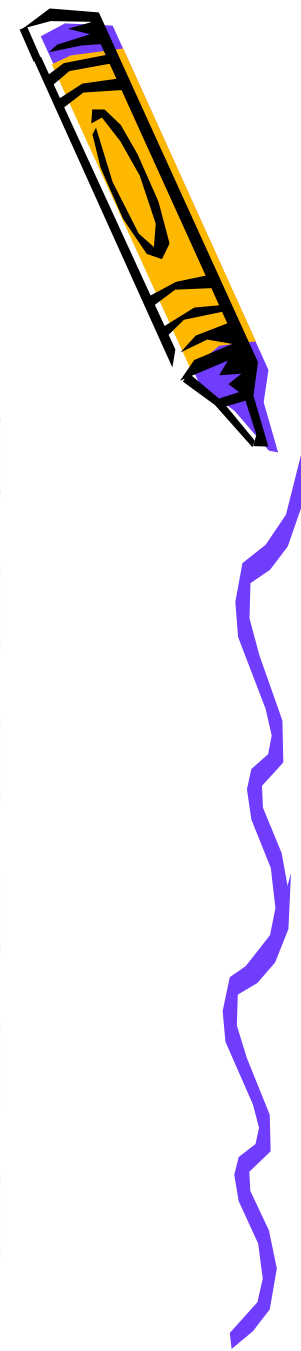
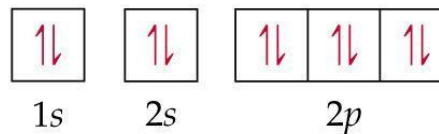
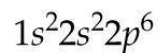
O (8)



F (9)

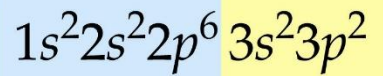


Ne (10)



CAPA DE VALENCIA

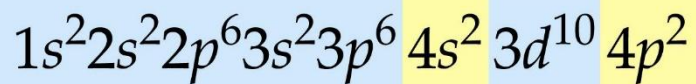
Si



Core
electrons

Valence
electrons

Ge



28 core
electrons

4 valence
electrons



CAPA DE VALENCIA DE LOS 18 PRIMEROS ELEMENTOS



1A								8A
1 H $1s^1$	2A	3A	4A	5A	6A	7A		2 He $1s^2$
3 Li $2s^1$	4 Be $2s^2$	5 B $2s^2 2p^1$	6 C $2s^2 2p^2$	7 N $2s^2 2p^3$	8 O $2s^2 2p^4$	9 F $2s^2 2p^5$		10 Ne $2s^2 2p^6$
11 Na $3s^1$	12 Mg $3s^2$	13 Al $3s^2 3p^1$	14 Si $3s^2 3p^2$	15 P $3s^2 3p^3$	16 S $3s^2 3p^4$	17 Cl $3s^2 3p^5$		18 Ar $3s^2 3p^6$





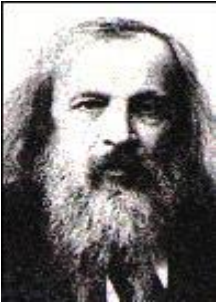
LA TABLA PERIÓDICA.

SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS

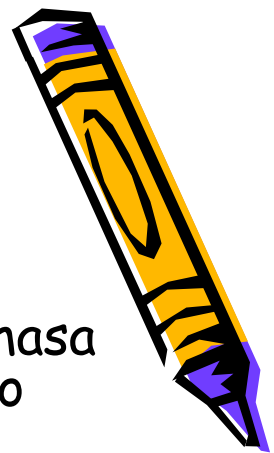
Periodo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIB	VII			IB	IIIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	<div style="display: flex; justify-content: space-between;"> <div> <p>Número atómico →</p> <p>Masa atómica →</p> <p>Nombre →</p> </div> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; text-align: center;"> <p>H</p> <p>1.008</p> <p>Protógeno</p> </div> <div> <p>Simbolo ←</p> <p>Negro - sólido</p> <p>azul - líquido</p> <p>Rojo - gas</p> <p>violeta - artificial</p> </div> </div> <div style="margin-top: 10px;"> <p> Metales</p> <p> Semimetales</p> <p> No metales</p> <p> Radios</p> </div>																	He 4.0026 Helio
2	Li 6.941 Litio	Be 9.0122 Berilio											B 10.811 Boro	C 12.011 Carbono	N 14.007 Nitrógeno	O 15.999 Oxígeno	F 18.998 Flúor	Ne 20.180 Neón
3	Na 22.990 Sodio	Mg 24.305 Magnesio											Al 26.982 Aluminio	Si 28.086 Silicio	P 30.974 Fósforo	S 32.065 Azufre	Cl 35.453 Cloro	Ar 39.948 Argón
4	K 39.098 Potasio	Ca 40.078 Calcio	Sc 44.956 Escandio	Ti 47.88 Titanio	V 50.942 Vanadio	Cr 51.996 Cromo	Mn 54.938 Manganeso	Fe 55.845 Hierro	Co 58.933 Cobalto	Ni 58.693 Níquel	Cu 63.546 Cobre	Zn 65.38 Zinc	Ga 69.723 Gallio	Ge 72.631 Germanio	As 74.922 Arsénico	Se 78.96 Selenio	Br 79.904 Bromo	Kr 83.80 Kriptón
5	Rb 85.468 Rubidio	Sr 87.62 Estroncio	Y 88.906 Ytrio	Zr 91.224 Zirconio	Nb 92.906 Níobio	Mo 95.94 Molibdeno	Tc 98 Technecio	Ru 101.07 Rutenio	Rh 101.07 Rodio	Pd 106.37 Paladio	Ag 107.87 Plata	Cd 112.41 Cadmio	In 114.82 Indio	Sn 118.71 Estaño	Sb 121.76 Antimonio	Te 127.6 Teluro	I 126.91 Yodo	Xe 131.29 Xenón
6	Cs 132.91 Cesio	Ba 137.33 Bario	La 138.905 Lantánidos	Hf 178.49 Hafnio	Ta 180.95 Tungsteno	W 183.85 Volframo	Re 186.21 Renio	Os 190.23 Osmio	Ir 192.22 Iridio	Pt 195.08 Platino	Au 196.97 Oro	Hg 200.59 Mercurio	Tl 204.38 Talio	Pb 207.2 Plomo	Bi 208.98 Bismuto	Po 209 Polonio	At 210 Astenio	Rn 222 Radón
7	Fr 223 Francio	Ra 226 Radio	Ac 227 Actinio	Rf 261 Rutherfordio	Db 262 Dubnio	Sg 263 Seaborgio	Bh 264 Bohrio	Hs 265 Hassium	Mt 266 Meitnerio	Metales ← → No metales								

Lantánidos 6	Ce 140.12 Cesio	Pr 140.91 Praseodimio	Nd 144.24 Neodimio	Pm 145 Promecio	Sm 150.36 Samario	Eu 151.96 Europio	Gd 157.25 Gadolinio	Tb 158.93 Terbio	Dy 162.50 Dysprosio	Ho 164.93 Holmio	Er 167.26 Erbio	Tm 168.93 Terbio	Yb 173.05 Ytterbio	Lu 174.97 Lutecio
Actínidos 7	Th 232.04 Torio	Pa 231.04 Protactinio	U 238.03 Uranio	Np 237 Neptunio	Pu 244 Plutonio	Am 243 Americio	Cm 247 Curcio	Bk 247 Berkelio	Cf 251 Californio	Es 252 Einsteinio	Fm 257 Fermio	Md 258 Mendelevio	No 259 Nobelio	Lr 262 Lawrencio





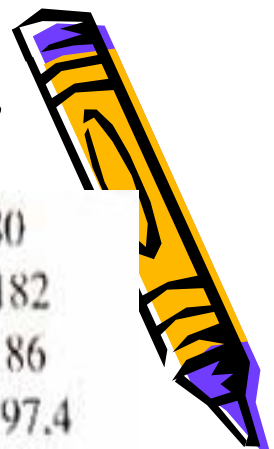
Clasificación de Mendeleiev



- Clasificó los 63 elementos conocidos utilizando el criterio de masa atómica creciente, ya que no se conocía el concepto de número atómico puesto que no se habían descubierto los protones.
- Dejó huecos para elementos que aún no se habían descubierto.
- Predijo las propiedades de algunos de éstos, tales como el germanio (Ge). En vida de Mendeleiev se descubrió que el Ge que tenía las propiedades previstas.
- Algunos elementos tenía que colocarlos en desorden de masa atómica para que coincidieran las propiedades. Lo atribuyó a que las masas atómicas estaban mal medidas. Así, por ejemplo, colocó el telurio (Te) antes que el yodo (I) a pesar de que la masa atómica de éste era menor que la de aquel.



Clasificación de Mendeleiev



			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	Ru = 104,4	Ir = 198
			Ni = Co = 59	Pd = 106,6	Os = 199
			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200
			Zn = 65,2	Cd = 112	
			? = 68	Ur = 116	Au = 197?
			? = 70	Sn = 118	
			As = 75	Sb = 122	Bi = 210?
			Se = 69,4	Te = 128?	
			Br = 80	J = 127	
H = 1	Be = 9,4	Mg = 24	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204
	B = 11	Al = 27,4	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207
	C = 12	Si = 28	Ce = 92		
	N = 14	P = 31	La = 94		
	O = 16	S = 32	Di = 95		
	F = 19	Cl = 35,5	Th = 118?		
	Li = 7	K = 39			
	Na = 23	Ca = 40			
		? = 45			
		?Er = 56			
		?Yt = 60			
		?In = 75,6			



La tabla periódica actual



- Se usa el orden creciente de n° atómico, a la vez que se colocan los elementos con propiedades similares en la misma columna.
- Hay una relación directa entre el último orbital ocupado por un e^- de un átomo y su posición en la tabla periódica.
- Se clasifica en cuatro bloques:
 - Bloque "s": (A la izquierda de la tabla)
 - Bloque "p": (A la derecha de la tabla)
 - Bloque "d": (En el centro de la tabla)
 - Bloque "f": (En la parte inferior de la tabla)



Tipos de orbitales en la tabla periódica



1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18

H

He

s^1 s^2

p^1 p^2 p^3 p^4 p^5 p^6

d^1 d^2 d^3 d^4 d^5 d^6 d^7 d^8 d^9 d^{10}

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}												



Bloque "s"



Bloque "d"



Bloque "p"



Bloque "f"



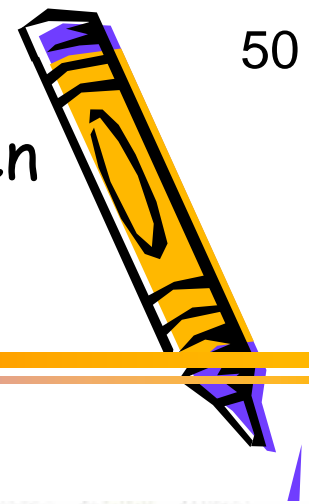
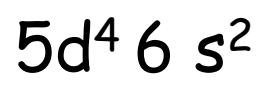
Grupos de la Tabla Periódica



Bloque	Grupo	Nombres	Config. Electrón.
s	1	Alcalinos	$n s^1$
	2	Alcalino-térreos	$n s^2$
p	13	Térreos	$n s^2 p^1$
	14	Carbonoideos	$n s^2 p^2$
	15	Nitrogenoideos	$n s^2 p^3$
	16	Anfígenos	$n s^2 p^4$
	17	Halógenos	$n s^2 p^5$
	18	Gases nobles	$n s^2 p^6$
d	3-12	Elementos de transición	$n s^2(n-1)d^{1-10}$
f		El. de transición Interna (lantánidos y actínidos)	$n s^2 (n-1)d^1(n-2)f^{1-14}$



Ejemplo: Determinar la posición que ocupará un átomo cuya configuración electrónica termine en



	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1s																		1s
2s															2p			
3s															3p			
4s							3d								4p			
5s							4d								5p			
6s						W	5d								6p			
7s			6d															

n = 6						4f												
n = 7						5f												



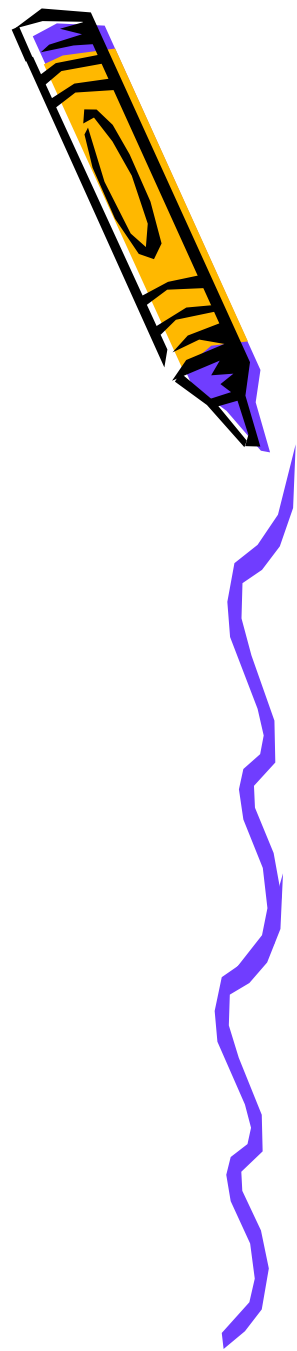
Propiedades químicas de los metales:

- Por lo general poseen 1 a 3 electrones de valencia.
- Forman cationes por pérdida de electrones.
- Forman compuestos iónicos con no metales.
- Los metales puros se caracterizan por el enlace metálico.
- Los metales más químicamente reactivos están a la izquierda y abajo en la tabla.



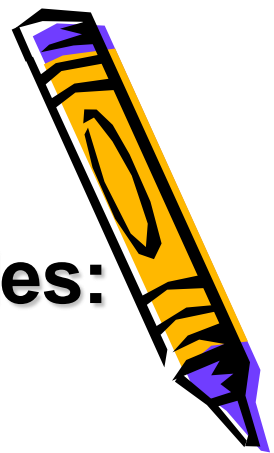
Propiedades físicas de los metales:

- Altos ptos. de fusión y ebullición.
- Brillantes
- Color plateado a gris
- Alta densidad
- Formas de sólidos cristalinos.



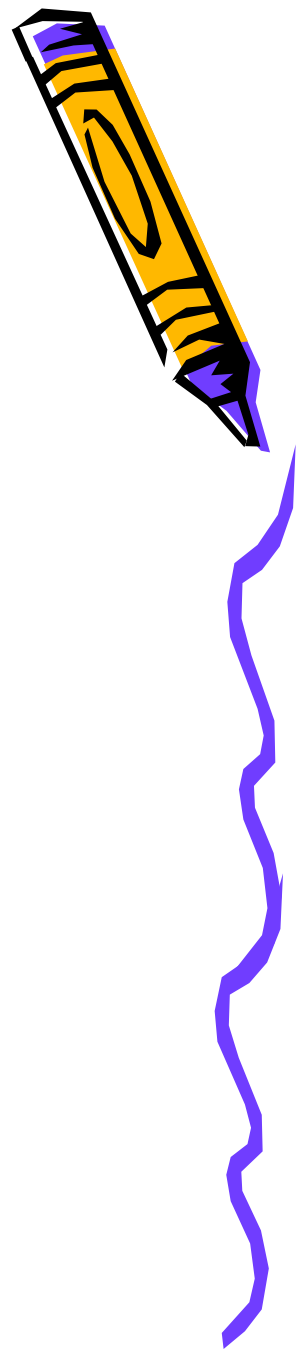
Propiedades químicas de los no metales:

- Contienen cuatro o más electrones de valencia.
- Forman aniones por ganancia de electrones cuando generan compuestos.
- Forman compuestos iónicos con metales.
- Forman compuestos covalentes con otros no metales.



Propiedades físicas de los no metales:

- Son amorfos.
- Poseen colores variados.
- Son sólidos, líquidos o gases.
- Poseen bajos puntos de fusión y ebullición.
- Tienen baja densidad.

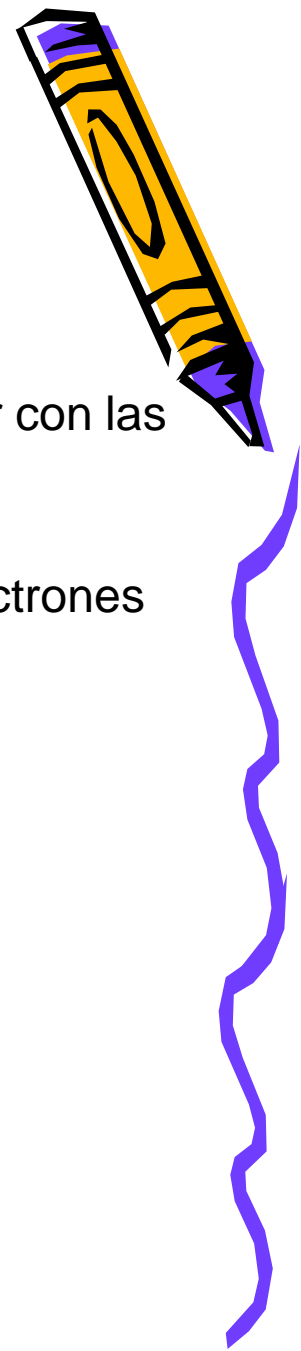


CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Es la distribución de los electrones de un átomo en sus respectivos niveles, subniveles y orbitales.

Para lograr una correcta Configuración Electrónica es necesario cumplir con las siguientes condiciones:

- 1.- Utilizar una notación que indique el Nivel (n), el Subnivel (l) y los electrones presentes en ese subnivel. nl^x
- 2.- La Regla de las Diagonales o Principio de Aufbau.
- 3.- El Principio de Exclusión de Pauli.
- 4.- El Principio de la Máxima Multiplicidad.



REGLA DE LA DIAGONALES O PRINCIPIO DE AUFBAU

Siguiendo la dirección que indica cada una de las diagonales se determina el orden de llenado de los subniveles en los respectivos niveles:



$1s^2$

$2s^2$

$2p^6$

$3s^2$

$3p^6$

$3d^{10}$

$4s^2$

$4p^6$

$4d^{10}$

$4f^{14}$

$5s^2$

$5p^6$

$5d^{10}$

$5f^{14}$

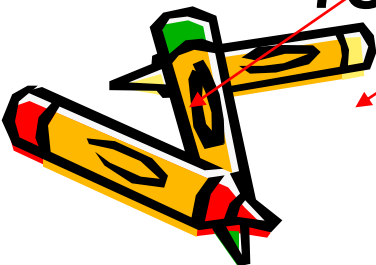
$6s^2$

$6p^6$

$6d^{10}$

$7s^2$

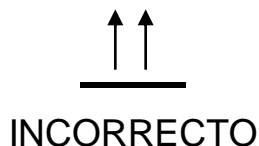
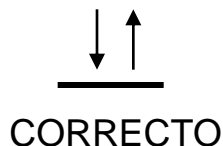
$7p^6$



PRINCIPIO DE EXCLUSION DE PAULI

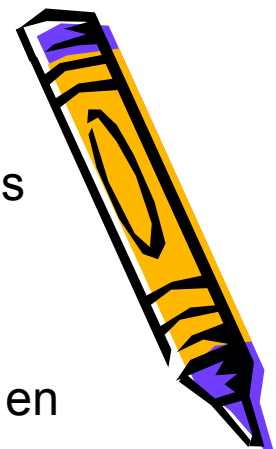
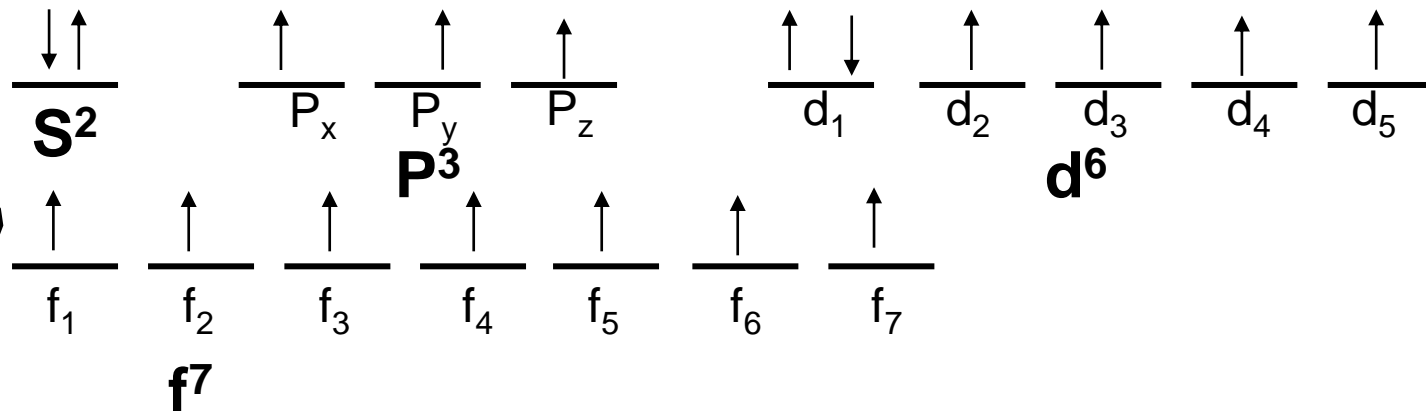
“Dos electrones no pueden ocupar el mismo espacio al mismo tiempo, es decir dos electrones no pueden tener los mismos cuatro números cuánticos iguales, al menos en uno deben de ser diferentes”

“Dos electrones en un mismo orbital deben de representarse con giros en sentidos contrarios”



PRINCIPIO DE LA MAXIMA MULTIPLICIDAD

“Los electrones por ser partículas con carga negativa tienden a separarse, por lo que sí en un mismo subnivel hay orbitales disponibles, lo electrones tienen a ocupar lo máximo posible de esos orbitales”



LA CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DEL BROMO

Es la distribución de los electrones del Bromo en sus respectivos niveles, subniveles y orbitales.

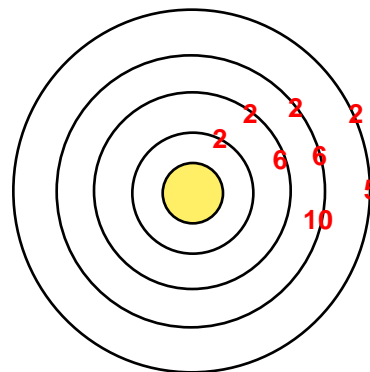
Bromo

${}_{35}\text{Br}^{80}$

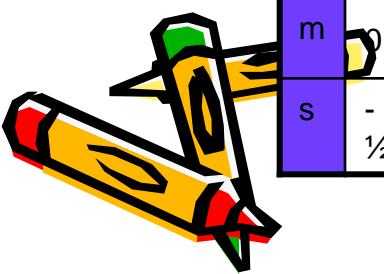
$P^+ = 35$

$n = 45$

$e^- = 35$



e^-	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	19	20	31	32	33	34	35
n	1	1	2	2	2	2	2	2	2	2	4	4	4	4	4	4	4
l	0	0	0	0	1	1	1	1	1	1	0	0	1	1	1	1	1
m	0	0	0	0	-1	0	+1	-1	0	+1	0	0	-1	0	+1	-1	0
s	- $\frac{1}{2}$	+ $\frac{1}{2}$	- $\frac{1}{2}$	+ $\frac{1}{2}$	- $\frac{1}{2}$	- $\frac{1}{2}$	- $\frac{1}{2}$	+ $\frac{1}{2}$	+ $\frac{1}{2}$	+ $\frac{1}{2}$	- $\frac{1}{2}$	+ $\frac{1}{2}$	- $\frac{1}{2}$	- $\frac{1}{2}$	- $\frac{1}{2}$	+ $\frac{1}{2}$	+ $\frac{1}{2}$



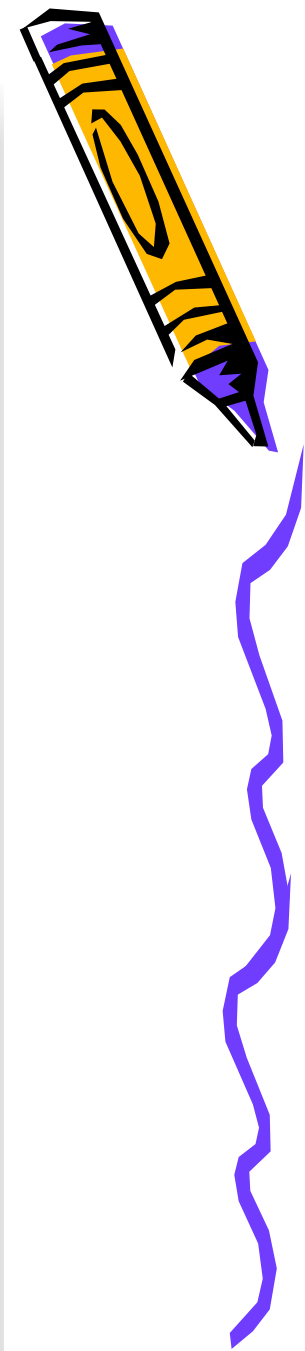


Actividad 3 continuación:

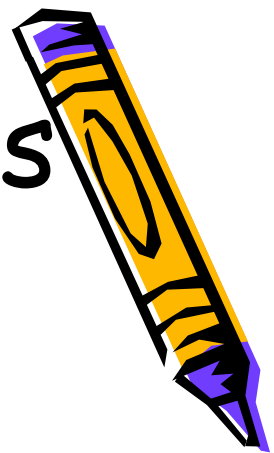
INSTRUCCIONES:

- Utilizando como apoyo la tabla periódica, completa la siguiente tabla con la información solicitada:

Elemento Nombre y símbolo	Número atómico Z	Configuración algebraica	No. de electrones de valencia	Masa atómica A	No. de protones	No. de neutrones
					15	
	41					
				12		
Berilio						
		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3$				



Propiedades periódicas

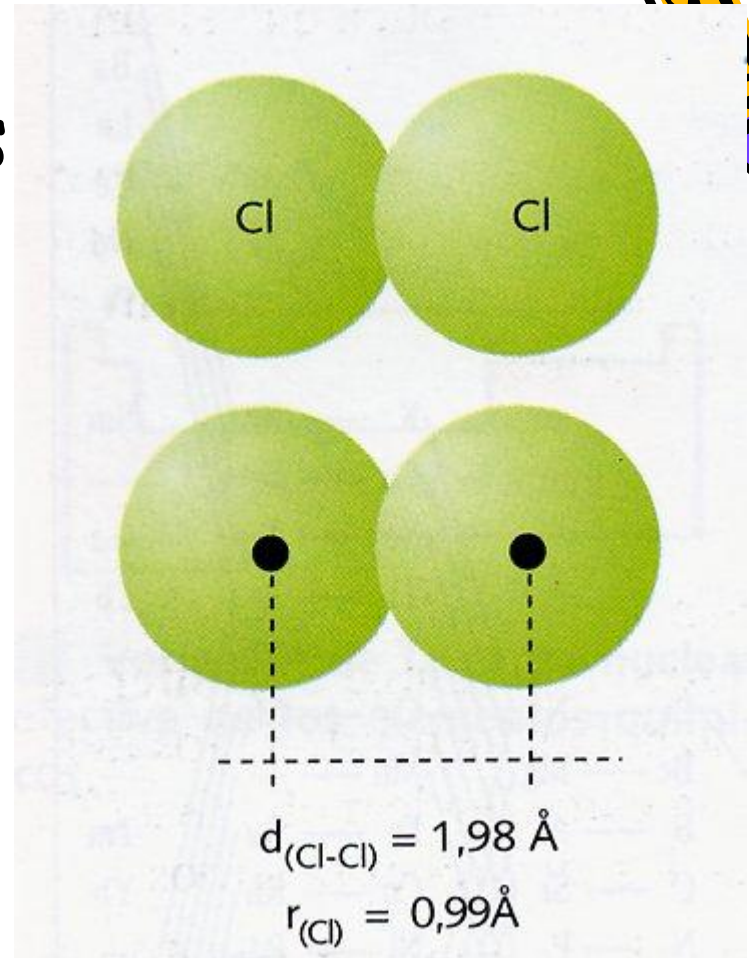


- Tamaño del átomo
- Radio atómico:
 - Radio covalente (la mitad de la distancia de dos átomos unidos mediante enlace covalente).
 - Radio metálico.
- Radio iónico
 - Energía de ionización.
 - Afinidad electrónica.
 - Electronegatividad
 - Carácter metálico.



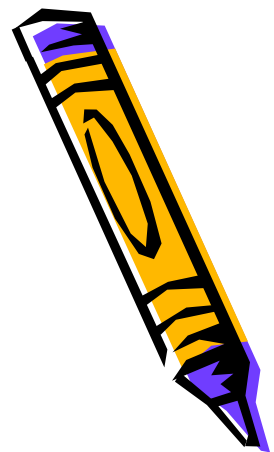
Radio atómico

- Es la mitad de la distancia de dos átomos iguales que están enlazados entre sí.
- Puede ser:
 - radio **covalente** (*para no metales*)
 - radio **metálico** (*para los metales*)

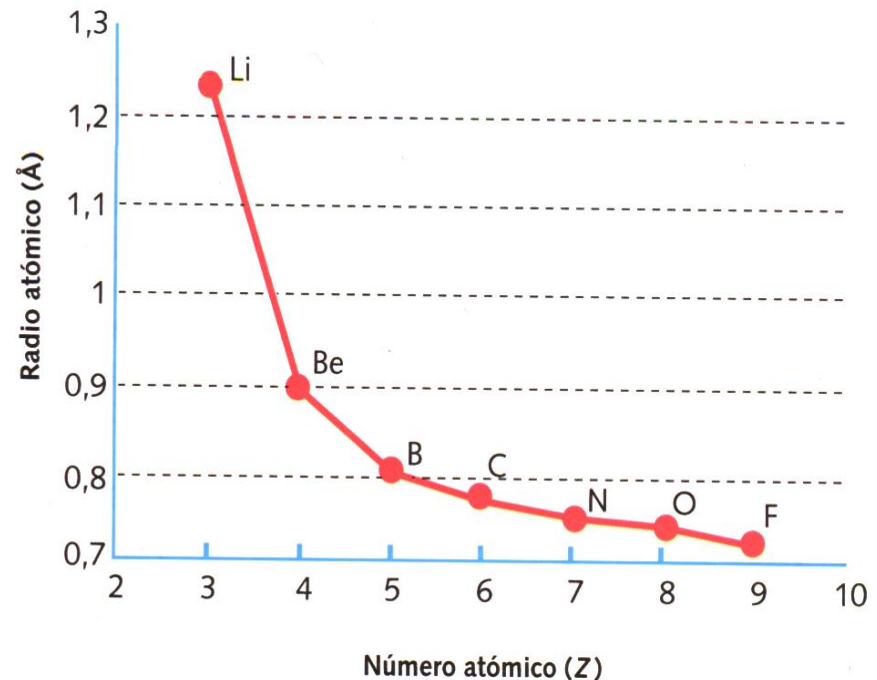


Variación del radio atómico en un periodo

- En un mismo periodo disminuye hacia la derecha.
- Es debido a que los electrones de la última capa estarán más fuertemente atraídos.



Periodo 2



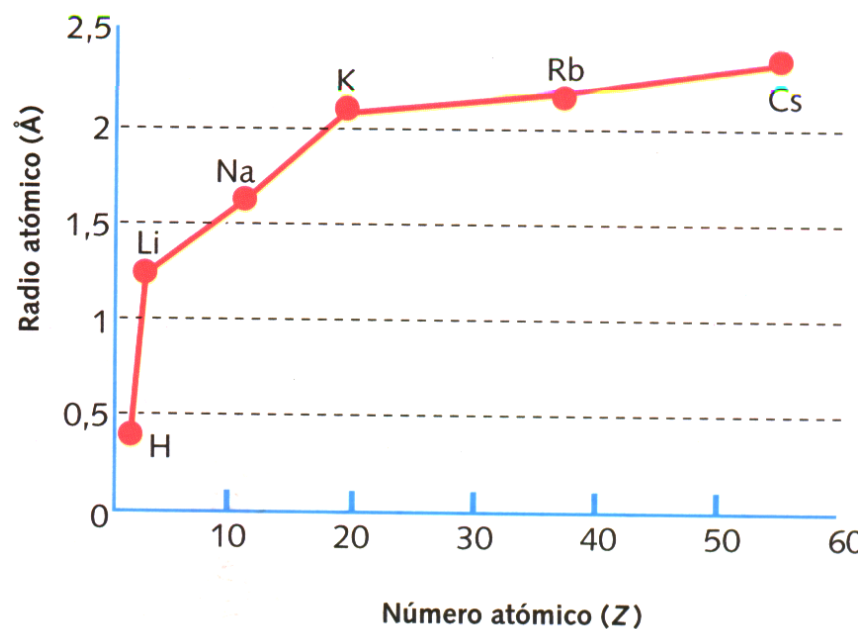
© Ed. Santillana. Química
2º Bachillerato.



Variación del radio atómico en un grupo.

- En un grupo, el radio **aumenta** al aumentar el periodo, pues existen más capas de electrones.

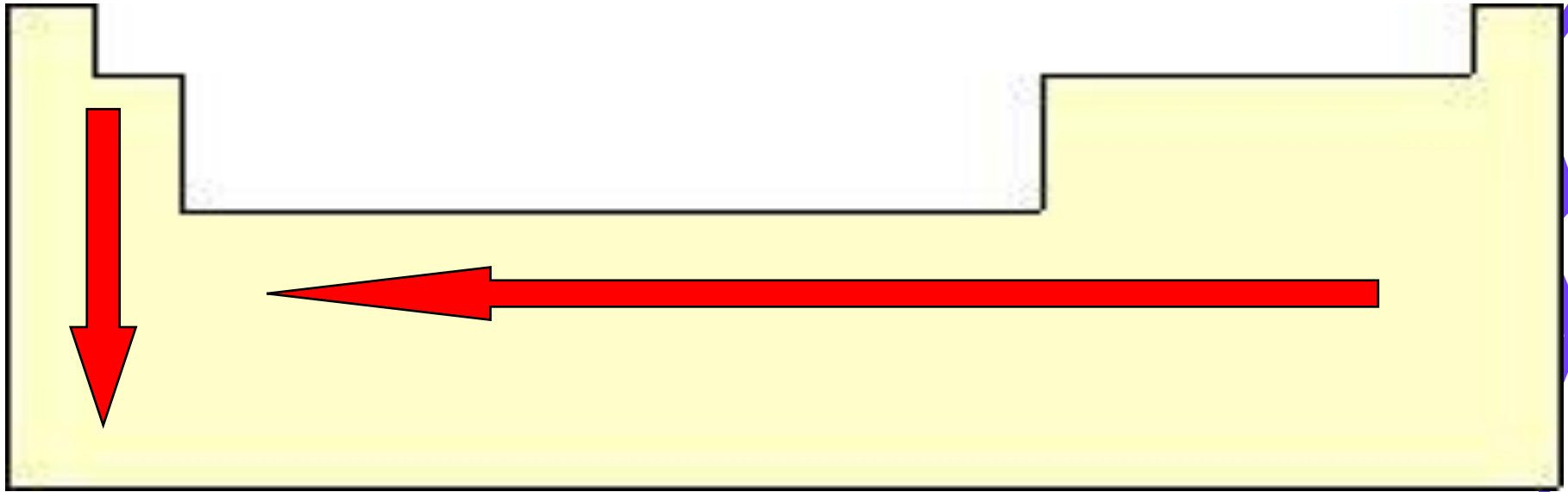
Grupo 1

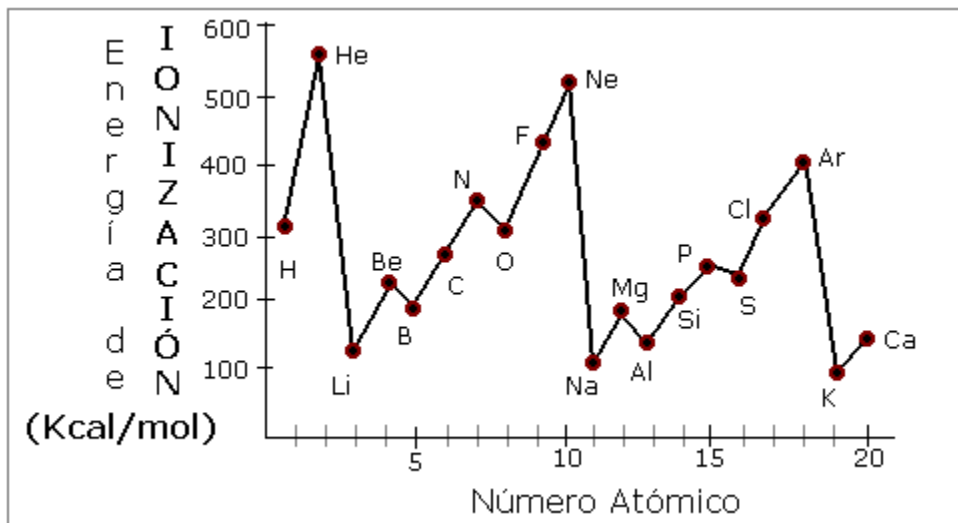


© Ed. Santillana. Química
2º Bachillerato.



Aumento en el radio atómico





RADIO ATÓMICO DECRECIENTE →

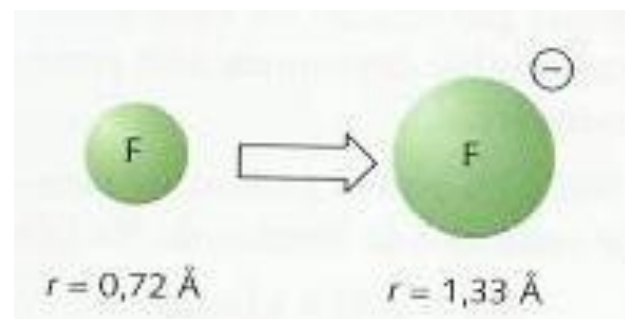
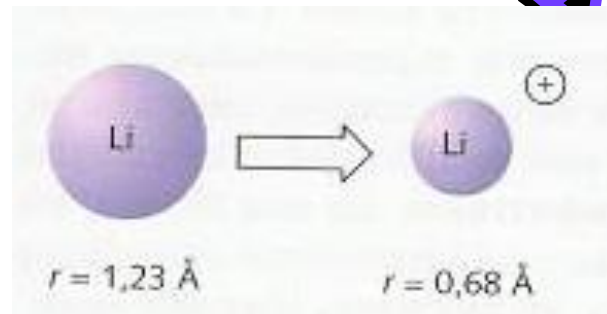
↓ **RADIO ATÓMICO CRECIENTE**

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

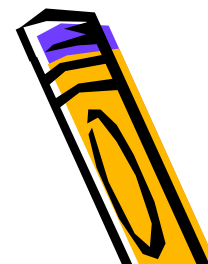


Radio iónico

- Es el radio que tiene un átomo que ha perdido o ganado electrones, adquiriendo la estructura electrónica del gas noble más cercano.
- Los **cationes** son menores que los átomos neutros (menor repulsión de e^-).
- Los **aniones** son mayores que los átomos neutros (mayor repulsión electrónica).



Comparación de radios atómicos e iónicos



Familia	1		2		16		17	
SEGUNDO PERIODO	Li 123	Li ⁺ 60	Be 90	Be ²⁺ 31	O 70	O ²⁻ 140	F 68	F 136
TERCER PERIODO	Na 154	Na ⁺ 95	Mg 136	Mg ²⁺ 65	S 102	S ²⁻ 190	Cl 99	Cl 181
CUARTO PERIODO	K 203	K ⁺ 133	Ca 174	Ca ²⁺ 99	Se 116	Se ²⁻ 202	Br 114	Br 187
QUINTO PERIODO	Rb 216	Rb ⁺ 148	Sr 191	Sr ²⁺ 113	Te 136	Te ²⁻ 222	I 133	I 212
	r _{cov}	r _{ion}	r _{cov}	r _{ion}	r _{cov}	r _{ion}	r _{cov}	r _{ion}

Radios expresados en pm

	N ³⁻	O ²⁻	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺
Radio iónico (pm)	171	140	95	65	50
Número de electrones	10	10	10	10	10
Carga nuclear	+7	+8	+11	+12	+13

Iones isoelectrónicos

Ejemplo: a) De las siguientes secuencias de iones, razone cual se corresponde con la ordenación en función de los radios iónicos: (I) $\text{Be}^{2+} < \text{Li}^+ < \text{F}^- < \text{N}^{3-}$, (II) $\text{Li}^+ < \text{Be}^{2+} < \text{N}^{3-} < \text{F}^-$; b) Ordene de mayor a menor los radios de los elementos de que proceden.

a) La secuencia I es la correcta ya que a igualdad de electrones el Be^{2+} tiene una mayor carga nuclear y por tanto una mayor Z^* que el Li^+ . Igualmente, el N^{3-} tiene el mismo n^0 de electrones que el F^- pero es mayor por tener una menor Z^* (menor carga nuclear y mismo efecto pantalla por tener los mismos electrones).

b) $\text{Li} > \text{Be} > \text{N} > \text{F}$. En el mismo periodo, el radio atómico disminuye hacia la derecha al haber una mayor Z^* por aumentar más Z que el EP.

Energía o potencial de ionización (EI)

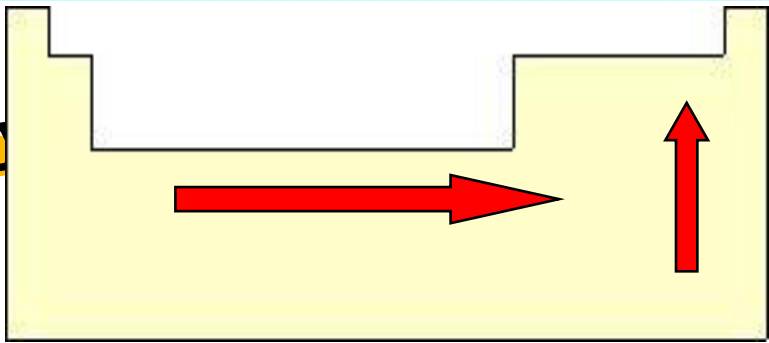
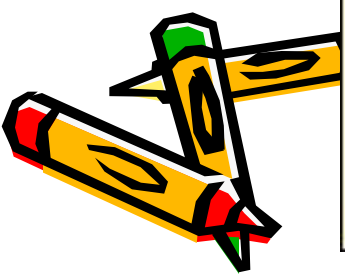
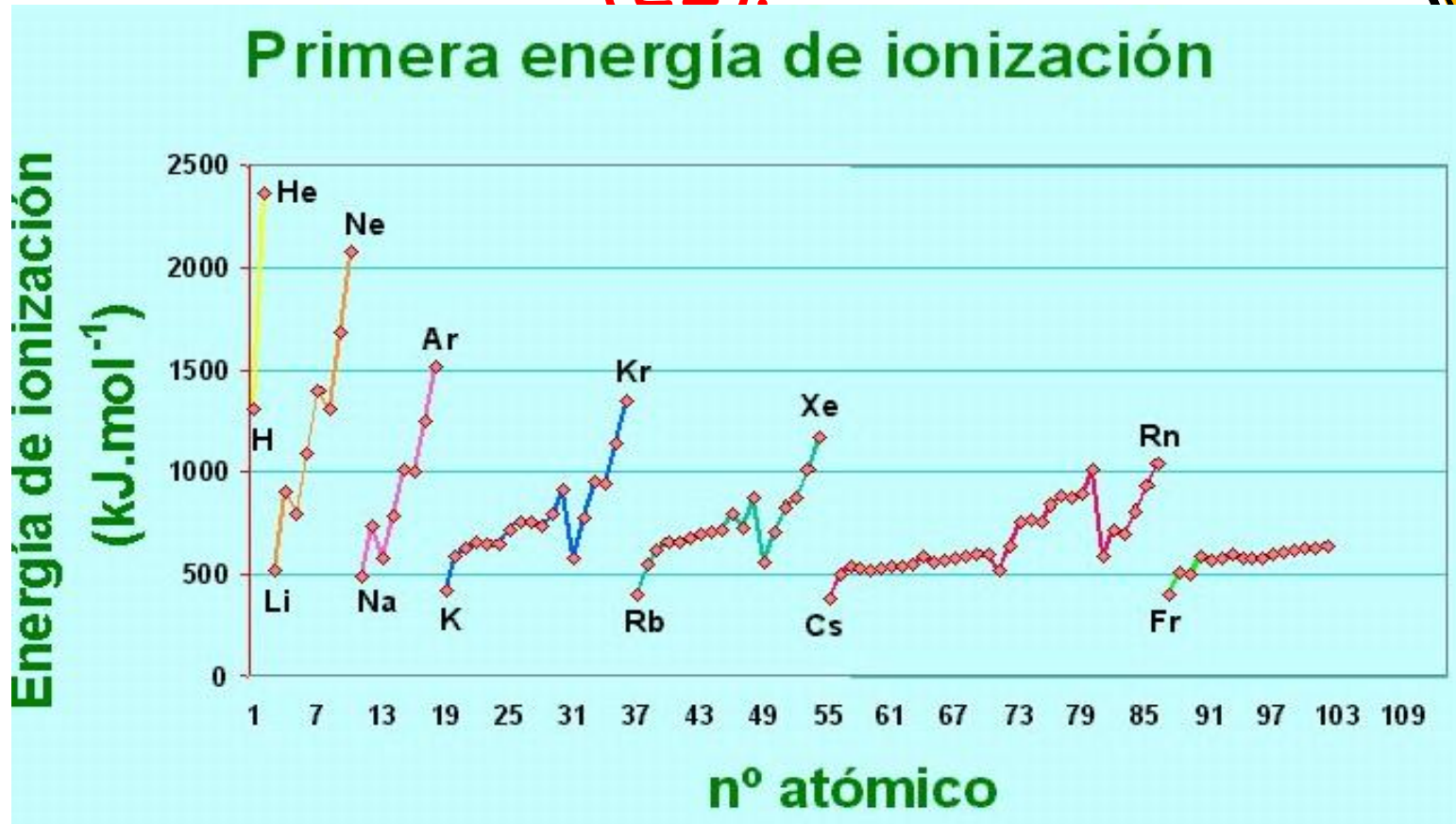
- "Es la mínima energía necesaria para extraer un e^- de un átomo neutro, gaseoso y en su estado fundamental y formar un catión".



- Es siempre positiva (proceso endotérmico) y se expresa en eV/átomo o en kJ/mol.
- Se habla de 1ª EI (EI_1), 2ª EI (EI_2), ... según se trate del primer, segundo, ... e^- extraído.
- La EI aumenta hacia arriba en los grupos y hacia la derecha en los periodos por disminuir el radio.
- La EI de los gases nobles, al igual que la 2ª EI en los metales alcalinos, es enorme.



Variación de la Energía de ionización (EI).



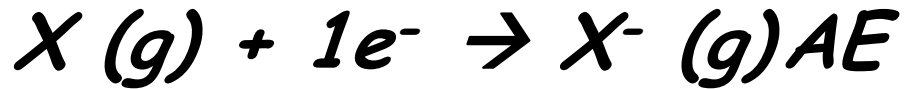
Aumento en la Energía de ionización



Afinidad electrónica (AE)



- "Es la energía intercambiada cuando un átomo gaseoso captura un e^- y forma un anión".

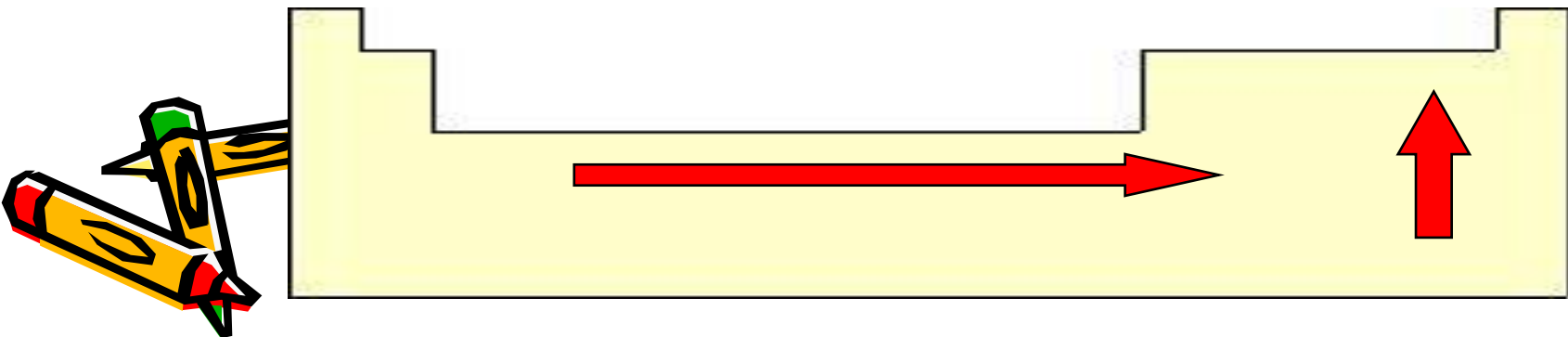


- Se suele medir por métodos indirectos.
- Puede ser positiva o negativa aunque suele ser exotérmica. La 2ª AE suele ser positiva. También la 1ª de los gases nobles y metales alcalinotérreos.
- Es mayor en los halógenos (crece en valor absoluto hacia la derecha del S.P. y en un mismo grupo hacia arriba por disminuir el radio).



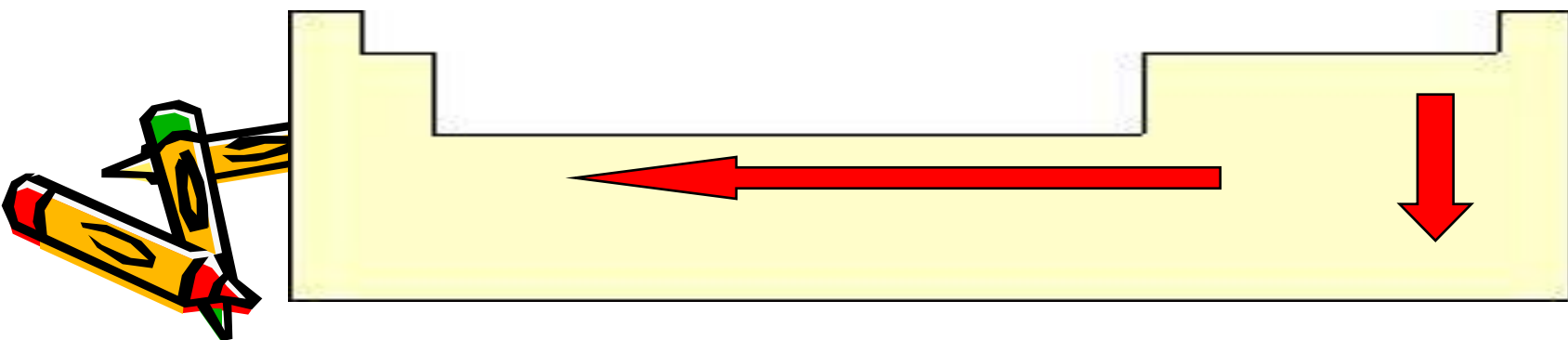
Electronegatividad (χ)

- La electronegatividad (χ) mide la tendencia de un átomo en una molécula a atraer los e^- hacía sí.
- Pauling estableció una escala de electronegatividades entre 0,7 (Fr) y 4 (F).
- χ aumenta hacia arriba en los grupos y hacia la derecha en los periodos.



Carácter metálico

- Es una propiedad relacionada con las propiedades físicas y químicas de los elementos.
- El carácter metálico aumenta hacia la izquierda en un periodo y hacia abajo en un grupo.



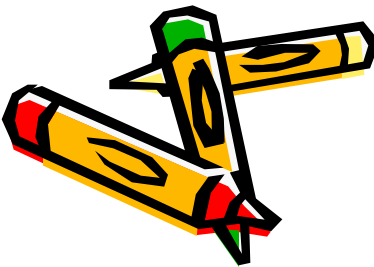
PROPIEDADES PERIÓDICAS: RADIO ATÓMICOS

Relative atomic sizes of the representative elements

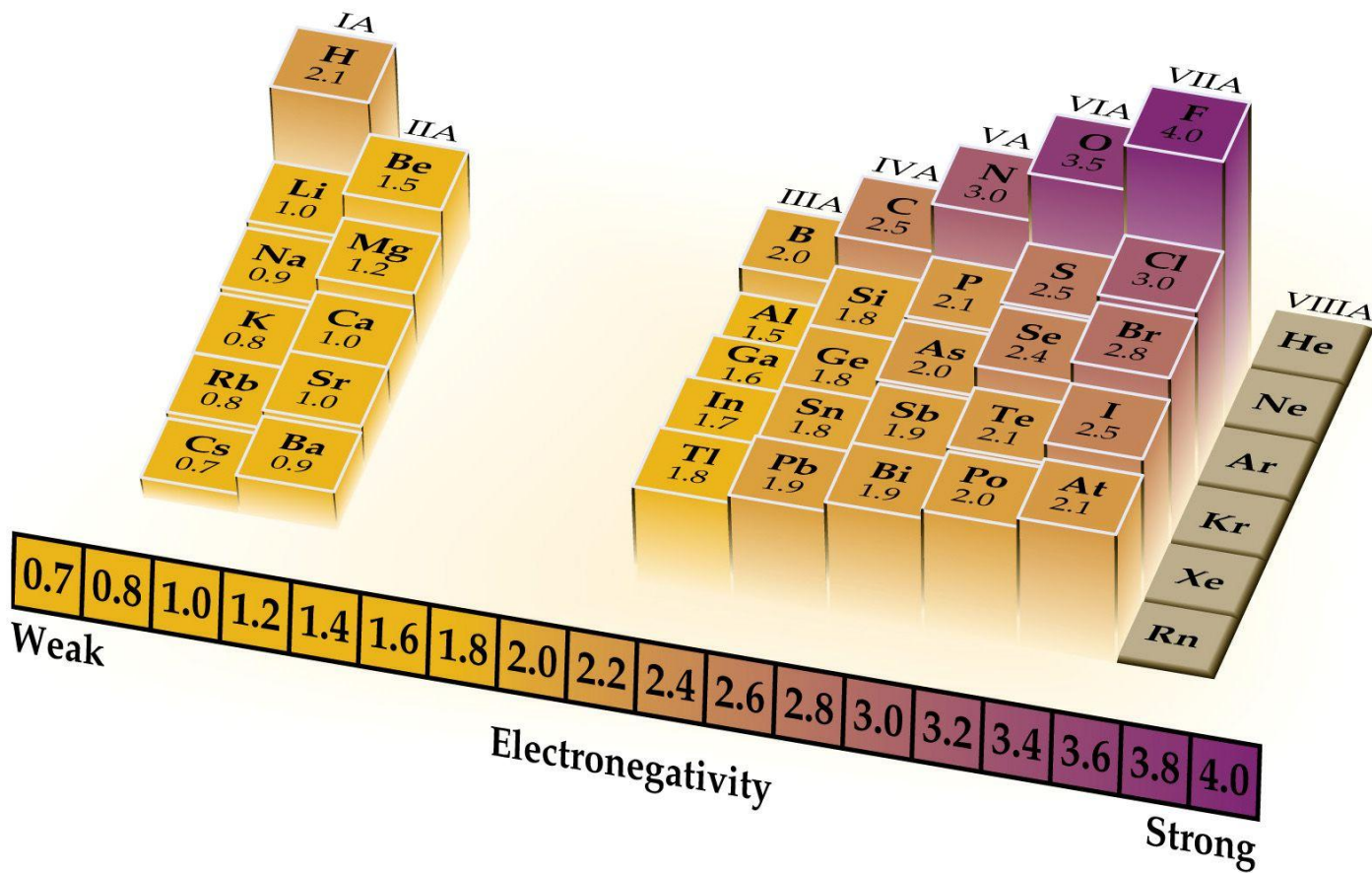
	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
1	H							He
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

Sizes of atoms tend to increase down a column

Sizes of atoms tend to decrease across a period



PROPIEDADES PERIÓDICAS: ELECTRONEGATIVIDAD



Ejemplo: Dados los elementos A y B de

números atómicos 19 y 35 respectivamente:

- a)** Establezca la configuración electrónica de cada uno de ellos. **b)** Indique su situación en el sist. periódico. **c)** Compare tres propiedades periódicas de ambos elementos. **d)** Justifique el tipo de enlace que producen al unirse.



c) Al estar en el mismo periodo sólo hay que ver la variación de izquierda a derecha:

■ radio atómico : $A > B$ (el radio disminuye hacia la derecha)

■ EI: $A < B$ (la EI aumenta hacia la derecha)

■ χ : $A < B$ (la χ aumenta hacia la derecha)

Ejemplo: Dados los elementos A y B de

números atómicos 19 y 35 respectivamente:

- a) Establezca la configuración electrónica de cada uno de ellos.
- b) Indique su situación en el sistema periódico.
- c) Compare tres propiedades periódicas de ambos elementos.
- d) Justifique el tipo de enlace que producen al unirse.



(Viene de la diapositiva anterior)

- d)** Al ser A un metal alcalino y B un no-metal halógeno formarán un **enlace iónico** ya que A tenderá a ceder el electrón 4s con facilidad (baja EI) y B tenderá a capturarlo (alta χ):

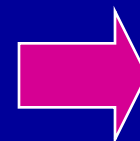


Ejercicio: Supuesto que se conocen los números cuánticos "n", "l" y "m", que definen el estado del último electrón que forma parte de la corteza de un elemento E.

Razone si puede saberse: **a)** Si será oxidante o reductor; **b)** Si es un metal o no metal; **c)** Si será muy electronegativo; **d)** Si su volumen atómico será elevado.

- Al saber los últimos n° cuánticos se podrá saber su último tipo de orbital en ser rellenado y, por tanto, posición aproximada en la tabla en la tabla periódica.
- a)** Si el último orbital es "s" ($l=0$) será una sustancia reductora pues tratará de oxidarse (perder e^{-}) mientras que si es "p" ($l=1$) será más oxidante (sobre todo si "n" es pequeño –sin ser 1–).
- b)** Si el último orbital es "s" será un metal alcalino o alcalino-térreo; sin embargo si el último orbital es "p" podrá ser metal o no metal (tanto mas no-metal cuanto menor sea "s" –sin ser 1 –).

(Continúa)



Ejercicio: Supuesto que se conocen los

números cuánticos " n ", " l " y " m ", que definen el estado del último electrón que forma parte de la corteza de un elemento

E. Razone si puede saberse: **a)** Si será oxidante o reductor;

b) Si es un metal o no metal; **c)** Si será muy electronegativo;

d) Si su volumen atómico será elevado.

c) Igualmente, si el último orbital es " s " será un metal alcalino o alcalino-térreo y por lo tanto poco electronegativo; sin embargo si el último orbital es " p " podrá ser metal o no metal (tanto más no-metal y por tanto más electronegativo cuanto menor sea " s " — sin ser 1 —).

d) Al ser el volumen una propiedad que depende tanto de la masa atómica como del tipo de empaquetamiento que sufra y variar de manera no uniforme en la tabla periódica, poco se podrá deducir conociendo la posición aproximada en la tabla periódica: únicamente, que cuanto mayor sea " n " mayor será el volumen.