



UNIDAD 2

LA TABLA PERIÓDICA

Alumna(o):

Curso:

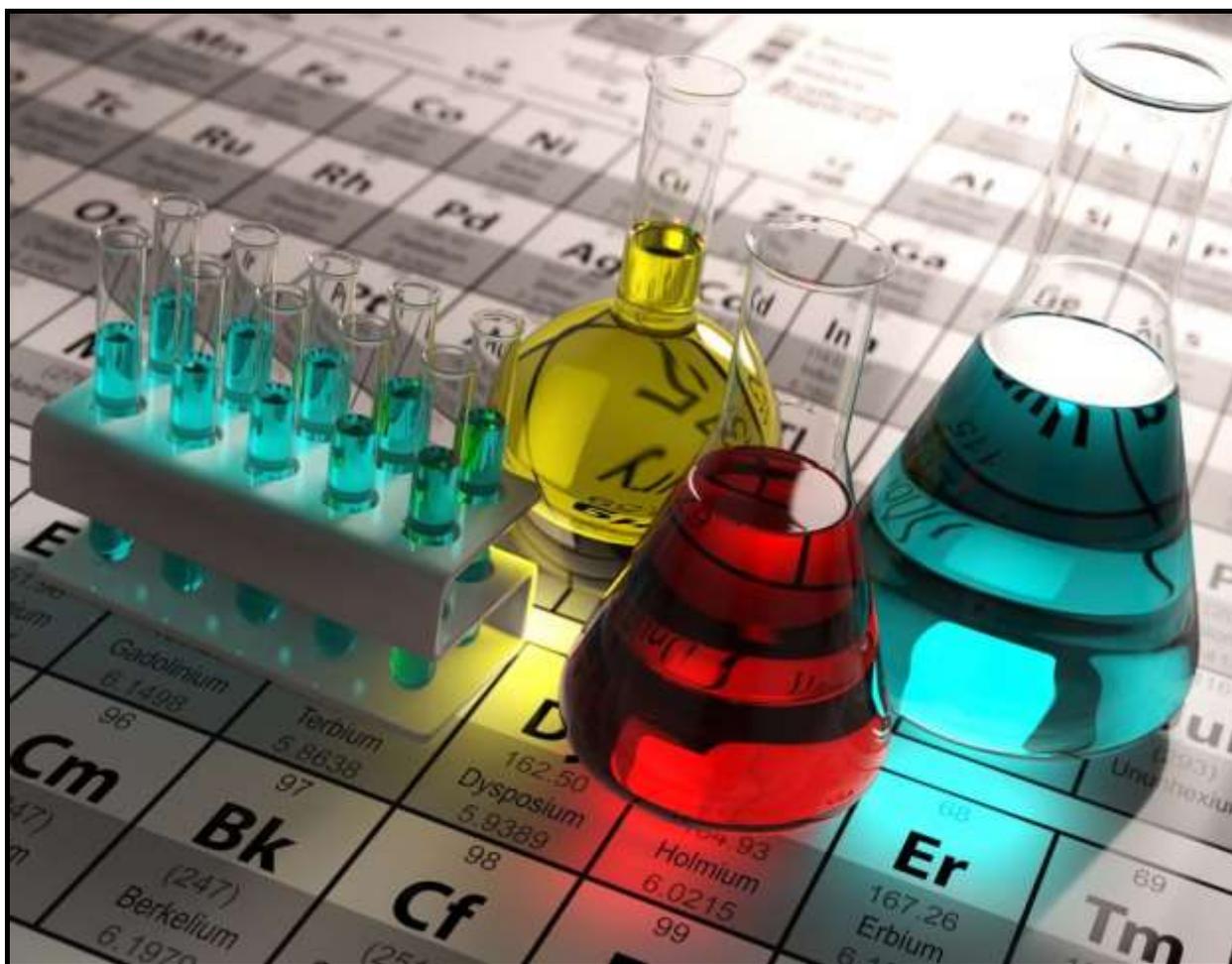




TABLA PERIÓDICA

Grupo→	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18																																																																																
↓Period	GIA																	GVIIIA																																																																																
1	1 H											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	2 He																																																																																
2	3 Li	4 Be											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar																																																																																
3	11 Na	12 Mg	GIIIB		GIVB	GVB	GVIIB	GVIIIB					GIB	GIIIB	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr																																																																														
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe																																																																																
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn																																																																																
6	55 Cs	56 Ba	71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo																																																																																
7	87 Fr	88 Ra	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo																																																																																
Lantánidos	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						
Actínidos	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 No						

La Tabla Periódica agrupa los elementos en orden correlativo de sus números atómicos (Z). Las líneas horizontales se conocen como Períodos, tiene 7 períodos y los verticales como Grupos o familias, tiene 18 grupos. Los grupos tienen la misma configuración electrónica para sus últimos electrones. Esta capa más externa de electrones se llama capa de valencia; y se caracterizan por ser los electrones reactivos.

El primero en hacer un tratado de química fue el francés **A. Lavoisier** (1794), quien logro ordenar y clasificar 33 elementos, aunque no todos eran verdaderos elementos. Sin embargo muchos científicos se podrían mencionar entre los que intentaron darle un orden lógico a los elementos.

Las Triadas de **Johann Wolfgang Döbereiner** (1827), fue uno de los primeros intentos de clasificación de los elementos químicos, según la similitud de las propiedades, relacionando sus masas atómicas.

Triadas de Döbereiner					
Litio	LiCl LiOH	Calcio	CaCl ₂ CaSO ₄	Azufre	H ₂ S SO ₂
Sodio	NaCl NaOH	Estroncio	SrCl ₂ SrSO ₄	Selenio	H ₂ Se SeO ₂
Potasio	KCl KOH	Bario	BaCl ₂ BaSO ₄	Telurio	H ₂ Te TeO ₂



Por ejemplo: la triada Cloro, bromo y Yodo, tienen masa atómica 36, 80 y 127 respectivamente. Si realizamos la suma de los extremos, es decir $36+127$ y a su vez, la dividimos entre 2, el resultado es 81, (próximo a 80), que casualmente es el número atómico del elemento del medio, el bromo, hecho que hace que encaje perfectamente en el ordenamiento de la triada.

Las octavas de **Newlands** (1864). Dispone los elementos por orden creciente de masa atómica de forma que, después de siete elementos, el octavo tiene propiedades similares al primero (el noveno al segundo, etc.).

H	Li	Be	B	C	N	O
F	Na	Mg	Al	Si	P	S
Cl	K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe

Octavas de Newlands

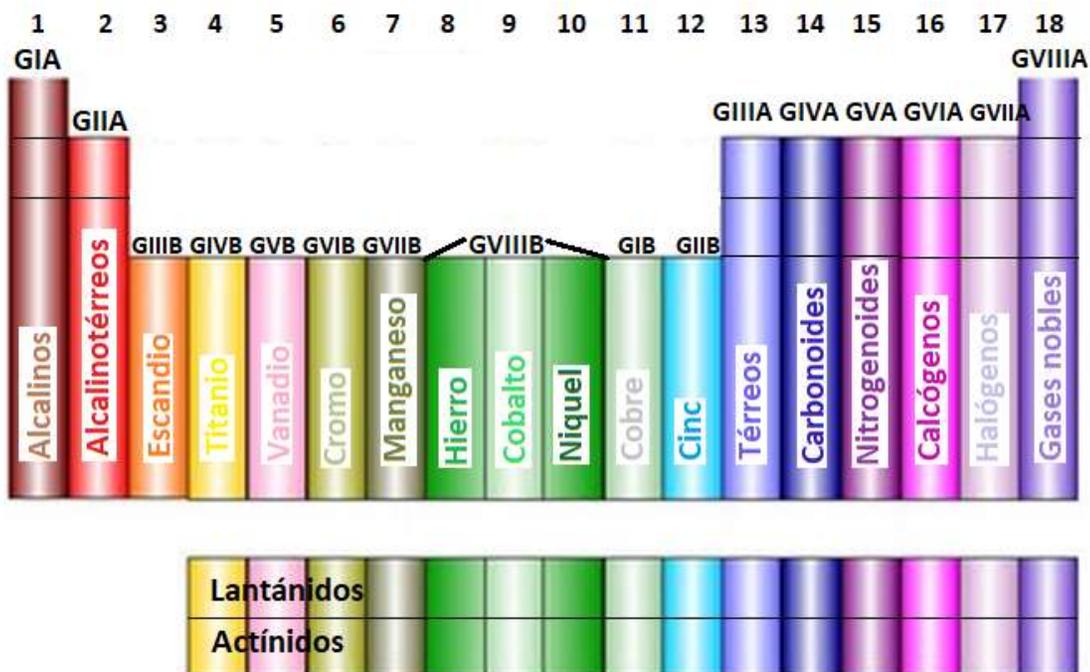
El Ruso **Dimitri Mendeleiev** (1868), relacionó las propiedades de los elementos de acuerdo a sus masas y los ordenó 63 elementos de acuerdo al número creciente de sus masas atómicas dejando los espacios vacíos correspondientes a los elementos que aún no eran identificados. De esta manera se anticipó a la existencia de 10 elementos, entre ellos Galio, Germanio y Escandio, (pudo predecir sus propiedades anticipadamente). Esto se conoce como ley periódica.

En 1869 el químico alemán **Lothar Meyer** pone en evidencia una cierta periodicidad en el volumen atómico cuando los elementos son similares.

En 1912 **Van den Broek** propone que la mitad de la masa atómica corresponde a la carga nuclear del átomo y que la clasificación periódica se había de hacer en base a este dato.

Actualmente la tabla periódica (T.P.) esta ordenada de acuerdo a su número atómico ascendente. Trabajo desarrollado por el físico británico **Henry Moseley (1912)**, que con un exhaustivo trabajo de rayos **X**, logro una ubicación más exacta de los elementos.

Cada grupo de los elementos representativos tiene su nombre propio.



Agrupaciones en la Tabla Periódica

En **Tabla Periódica** se distinguen sectores con propiedades químicas comunes, y dividimos a estos sectores en **metales**, **no metales**, **metaloideos** y **gases nobles**.

1. LOS METALES

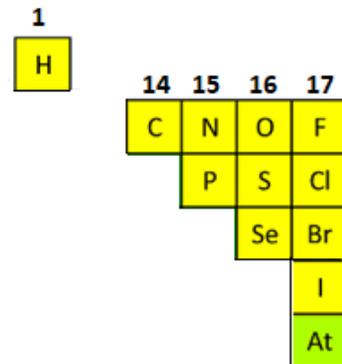
Son la familia más numerosa de la Tabla periódica, corresponde a los elementos situados a la izquierda y centro de la tabla. Se consideran los elementos de los grupos 1 al 12 (excepto el hidrógeno) luego todos los que están ubicados en la diagonal por debajo a la izquierda de Boro, Silicio, Arsénico, Teluro y Astatato.



Son elementos generalmente sólidos a temperatura ambiente, (excepto el mercurio Hg), con brillo, buenos conductores de la electricidad y el calor, **dúctiles** (capaces de ser estirados en hilos) y **maleables** (capaces de ser estirados en láminas). Poseen baja tendencia a retener electrones (baja electronegatividad). Forman aleaciones fácilmente.

2. LOS NO METALES

Se ubican por encima de la diagonal de los metaloides, a la derecha y arriba en la Tabla Periódica. Se encuentran en los tres estados de la materia a temperatura ambiente: son gases (O_2), líquidos (Br_2) y sólidos ($C_{grafito}$). No tienen brillo metálico, alta electronegatividad, generalmente son apolares e insolubles en agua. Se encuentran presentes en todos los seres vivos constituyendo moléculas y macromoléculas importantes para la vida, como las proteínas, los carbohidratos y lípidos.



3. LOS METALOIDES

Elementos de apariencia externa de metal y comportamiento químico más parecido a los no metales, se comportan como semiconductores. Estos elementos son: B, Si, Ge, As, Sb, Te y Po.



4. LOS GASES NOBLES

Son monoatómicos, incoloros, inodoros e insípidos, muy poco reactivos, incombustibles y no inflamables. La atmósfera es la única fuente que contiene estos gases, excepto el helio, que además se ha encontrado en pozos de gas natural. En la atmósfera hay un 1% de gases nobles, fundamentalmente Argón (0,94%). Se obtienen por licuación fraccionada de aire.



La **Tabla periódica** con los elementos que debemos conocer se dibuja en el siguiente esquema, se destacan los 7 periodos (horizontales), los grupos (verticales), el número atómico (anotado al contado izquierdo arriba de cada elemento), configuración electrónica de la capa de valencia para cada grupo (anotado al final de la columna). Se destacan los gases nobles con contorno verde, los no metales con contorno azul y los metales con contorno rojo.

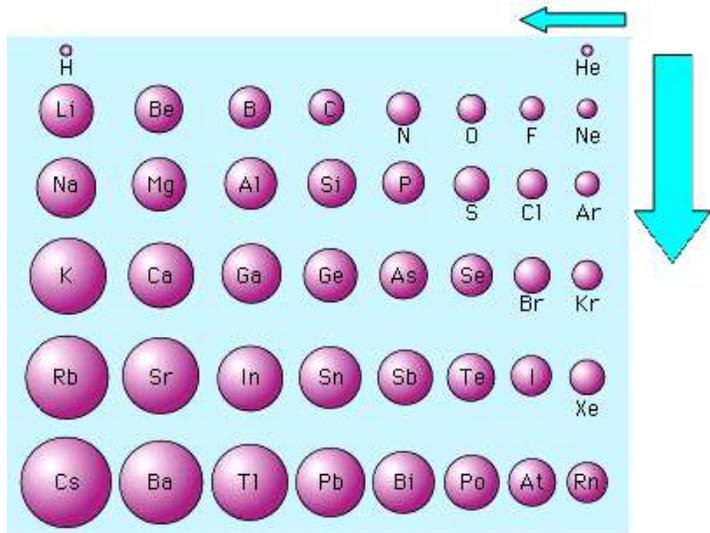
PROPIEDADES PERIODICAS

Son las propiedades que varían de forma gradual al movernos en un determinado sentido en el sistema periódico.

2.1 Volumen atómico (VA)

El tamaño de un átomo depende del entorno inmediato en el que se encuentre, de su interacción con los átomos vecinos.

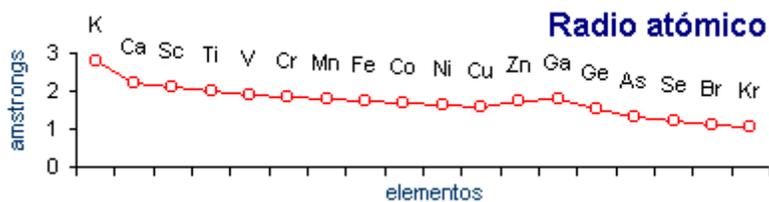
El tamaño de los átomos es aproximado debido a la naturaleza difusa de la nube electrónica que rodea al núcleo y que varía según los factores ambientales. Las medidas se realizan en muestras de elementos puros, no combinados químicamente y los datos así obtenidos son los *tamaños relativos de los átomos*.



Variación periódica del radio atómico

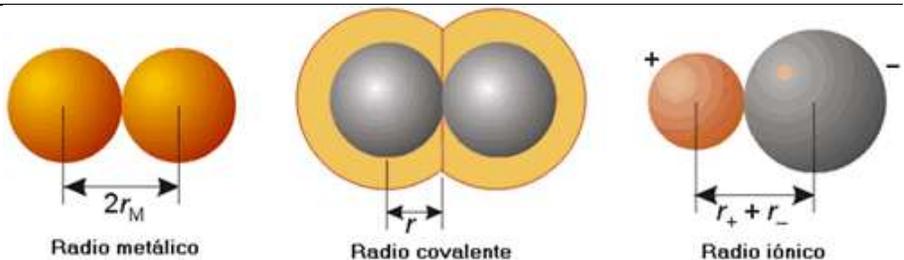
El volumen atómico, aumenta hacia abajo en un grupo: En cada nuevo periodo los electrones más externos ocupan niveles que están más alejados del núcleo.

Disminuye a lo largo de un periodo: El aumento de la carga del núcleo atrae con más fuerza los electrones que van ingresando en un determinado nivel y el átomo es más compacto.



Los elementos de transición, tienen radios atómicos inferiores a los de los elementos de los grupos precedentes IA y IIA. Ya que los electrones se añaden a una capa interior, Los volúmenes atómicos van disminuyendo hasta que llega un momento en el que hay tantos electrones en la nueva capa que los apantallamientos mutuos y las repulsiones se hacen importantes, observándose un crecimiento paulatino tras llegar a un mínimo.

El Radio atómico de un elemento es la mitad de la distancia entre los centros de dos átomos vecinos y depende de su interacción con los átomos vecinos.



Ejercicio 1

Ordenar los siguientes átomos neutros de acuerdo a su volumen creciente.

Fe, Na, Cl, Ne, Ra y Pb

Para resolver esto se utiliza la tabla periódica y se observa su ubicación, mientras más abajo más grande es el átomo, mientras más hacia el lado izquierdo más grande es el elemento.

Ne < Cl < Na < Fe < Pb < Ra

2.2 El radio covalente (RC)

Se presenta en enlaces covalentes, aumenta en términos generales hacia abajo en un grupo, al aumentar Z y disminuye a lo largo de un periodo.

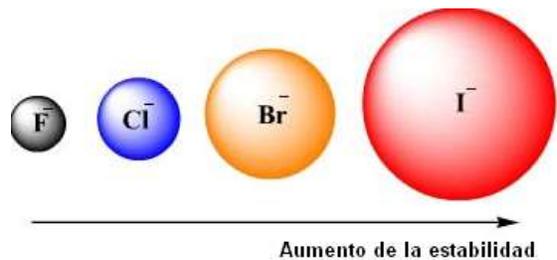


2.3 Radio iónico (RI)

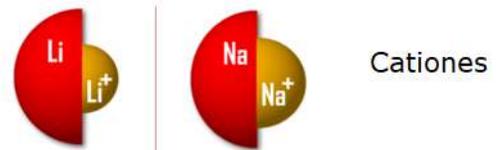
El radio iónico se mide en cationes y aniones.

El tamaño de un Ion depende de:

- Su carga nuclear. Para iones con la misma carga, el tamaño aumenta conforme bajamos por un grupo de la tabla periódica.
- Número de electrones que contiene.
- Orbitales en los que residen los electrones de la capa exterior. Un aumento en el número cuántico principal del orbital ocupado más externo de un Ion, aumenta también el tamaño del Ion y el del átomo del que deriva.



El **Catión**: Los iones positivos sencillos son siempre más pequeños que los átomos de los que derivan y, al aumentar la carga positiva, su tamaño disminuye.



Los **Aniones**: son iones sencillos cargados negativamente, siempre mayores que los átomos de los que derivan. El tamaño aumenta con el aumento de la carga negativa.



En la formación de cristales, la estructura y la estabilidad de estos sólidos iónicos dependen de manera crucial del tamaño de los iones, además, el tamaño iónico influye en las propiedades de los iones en disolución.

Comparación entre el tamaño del átomo neutro y su ion

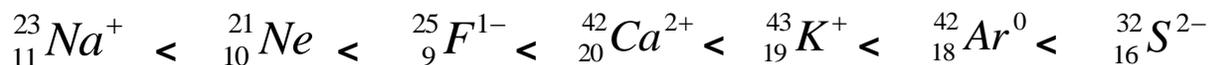
Ejercicio 2

Se tienen distintos átomos e iones. Ordenarlos desde el más pequeño al más grande.

Para resolver ésta pregunta, debo encontrar los electrones que posee el ion, ya que los electrones se ubican en distintos niveles de energía y mientras más electrones más grande es el átomo.

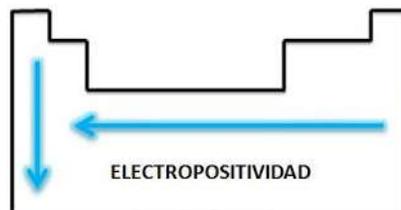
	${}_{20}^{42}\text{Ca}^{2+}$	${}_{16}^{32}\text{S}^{2-}$	${}_{10}^{21}\text{Ne}$	${}_{9}^{25}\text{F}^{1-}$	${}_{11}^{23}\text{Na}^{+}$	${}_{18}^{42}\text{Ar}^0$	${}_{19}^{43}\text{K}^{+}$
p ⁺	20	16	10	9	11	18	19
e ⁻	18	18	10	10	10	18	18

Sin embargo cuando se tiene la misma cantidad de electrones se ordenan de menor a mayor: catión -neutro - anión, si dos cationes tienen la misma cantidad de electrones es más pequeño el que sea más positivo y si comparo aniones con la misma cantidad de electrones será más grande el más negativo, así el orden creciente de tamaños es:



2.4 La Electropositividad (E.P.)

Es una magnitud de sentido inverso a la E.N. Mide la **tendencia a formar iones positivos** o bien la capacidad de perder electrones. No es aplicable a los gases nobles. Mide el carácter metálico de los elementos, mientras más electropositivo, más metálico.



Ejercicio 3

Ordenar los siguientes átomos neutros de acuerdo a su electropositividad creciente.



Para resolver esto se utiliza la tabla periódica y se observa su ubicación, mientras más abajo más grande es el átomo, mientras más hacia el lado izquierdo más grande es el elemento.



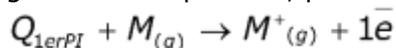
2.5 Energía de Ionización (E.I.)

→ He



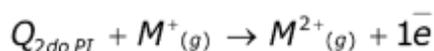
1^{er} Energía de ionización.

Es la Energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo aislado en fase gaseosa en su *estado fundamental* y obtener un Ion monopositivo gaseoso en su estado fundamental más un electrón *sin* energía cinética. Siempre se les asigna un valor positivo, por tratarse de una reacción endotérmica.



2^o Energía de ionización.

Es la Energía necesaria para arrancar 1 electrón a un ion monopositivo gaseoso en estado fundamental y obtener un ion di-positivo en las mismas condiciones más un electrón sin energía cinética.

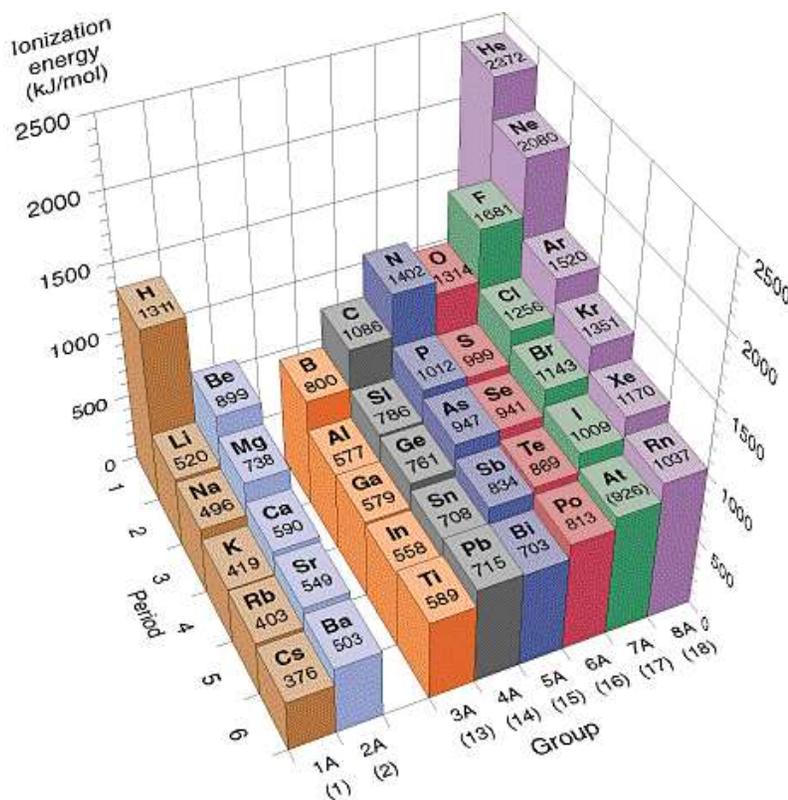


La Energía de ionización para llegar a un ion determinado, es la suma de los sucesivos potenciales de ionización.

Al descender en un grupo, se tienen átomos más voluminosos y sus electrones están menos retenidos, por lo que la energía de ionización decrecerá debido a los efectos combinados del tamaño y el efecto pantalla.

En un periodo la E.I. tiende a aumentar al aumentar el número atómico, ya que aumenta la carga nuclear efectiva y no aumenta el radio atómico.

Los Gases Nobles, tienen las energías de ionización más altas, ya que estos son elementos muy estables y sólo los más grandes muestran alguna facilidad para extraerle un electrón.



Los valores relativos de las E.I. sirven para predecir si un elemento tenderá a formar un compuesto iónico o covalente.

Energía de ionización	Tendencia del elemento	Tipo de compuesto
Baja	Perder electrones y dar iones positivos	Iónicos
Elevada	Compartir electrones	Covalentes
Muy elevada	Ganar electrones y dar iones negativos	Iónicos



Ejercicio 4

Ordenar los siguientes átomos neutros de acuerdo a su energía de ionización creciente.

He, F, Cl, K, Ra, Fe y Ca

Para resolver esto se utiliza la tabla periódica y se observa su ubicación, mientras más arriba más grande es su energía de ionización, mientras más hacia el lado derecho más grande es la energía de ionización de elemento. La energía de ionización crece hacia arriba hasta el gas noble Helio.

Ra < K < Ca < Fe < Cl < F < He

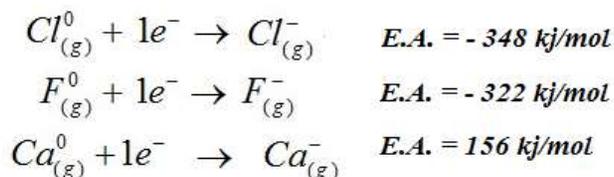
2.6 Electroafinidad (EA)



Es la **energía que se libera** cuando un átomo neutro en fase gaseosa en su estado fundamental, capta un electrón. Mientras más cercano al núcleo, el electrón periférico es atraído con mayor fuerza.

Las segundas o terceras, afinidades electrónicas son siempre energéticamente desfavorables. La energía total puesta en juego para pasar de un átomo gaseoso neutro en estado fundamental y a un ion negativo con **n** cargas, es la suma de las afinidades electrónicas.

Por convención, los valores negativos indican energía liberada en el proceso y un valor positivo indica la energía absorbida en el proceso.



Ejercicio 5

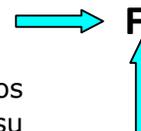
Ordenar los siguientes átomos neutros de acuerdo a su electroafinidad creciente.

He, F, Cl, K, Ra, S y Ca

Para resolver esto se utiliza la tabla periódica y se observa su ubicación, mientras más arriba más grande es su electroafinidad, mientras más hacia el lado derecho más grande es la electroafinidad del elemento. No se consideran los gases nobles. Es decir, la electroafinidad crece hacia el Flúor.

Ra < K < Ca < S < Cl < F

2.7 La electronegatividad (EN)



La electronegatividad de un elemento mide su tendencia a atraer hacia sí los electrones, cuando está químicamente unido a otro átomo. Cuanto mayor sea su **EN**, mayor será su capacidad para atraer electrones. Sus valores se obtienen de la escala de Pauling, siendo su valor máximo 4, asignado al flúor, el elemento más electronegativo.

Tabla de electronegatividades de la Escala de Pauling

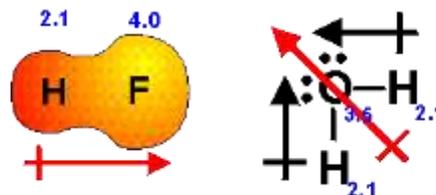
H 2.1																	He	
Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne	
Na 0.9	Mg 1.2											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar	
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr 3.0	
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe 2.6	
Cs 0.7	Ba 0.9	La 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	Rn 2.4	
Fr 0.7	Ra 0.7	Ac 1.1																
			Ce 1.1	Pr 1.1	Nd 1.1	Pm 1.1	Sm 1.1	Eu 1.1	Gd 1.1	Tb 1.1	Dy 1.1	Ho 1.1	Er 1.1	Tm 1.1	Yb 1.1	Lu 1.2		
			Th 1.3	Pa 1.5	U 1.7	Np 1.3	Pu 1.3	Am 1.3	Cm 1.3	Bk 1.3	Cf 1.3	Es 1.3	Fm 1.3	Md 1.3	No 1.3	Lr		

El concepto de la electronegatividad es muy útil para conocer el *tipo de enlace* que originarán dos átomos en su unión:

1. El enlace entre átomos del mismo tipo o de la misma electronegatividad es apolar.
2. Cuanto mayor sean las diferencias de electronegatividad entre dos átomos tanto mayor será la densidad electrónica del orbital molecular en las proximidades del átomo más electronegativo. Se origina un enlace polar.
3. Si la diferencia de electronegatividades es suficientemente alta, se produce una transferencia completa de electrones, dando lugar a la formación de iones.

Por ejemplo:

El agua, cuya polaridad se debe a su geometría y a la diferencia de electronegatividad entre oxígeno e hidrógeno. Así también la polaridad de la molécula de HF.



El carácter de los enlaces										
Polaridad		—————→								
ΔEN	0.00	0.65	0.94	1.19	1.43	1.67	1.91	2.19	2.54	3.03
% carácter iónico	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90
% carácter covalente	100	90	80	70	60	50	40	30	20	10

Ejercicio 6

Determinar la diferencia de electronegatividad, el tipo de enlace formado y la polaridad del enlace en las siguientes moléculas y compuestos: (los valores se obtienen de la Tabla de electronegatividades)

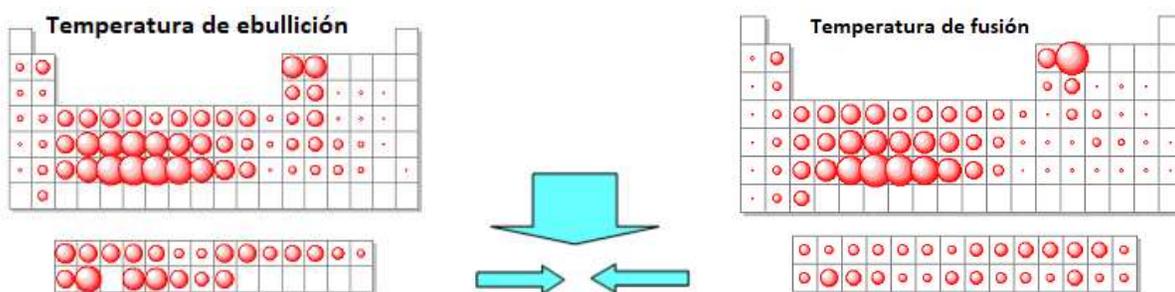
Molécula o compuesto	Diferencia de electronegatividad (ΔE)	Tipo de enlace	Polaridad del enlace
H ₂ O	$\Delta E = 3,5 - 2,1 = 1,4$	covalente	polar
CCl ₄	$\Delta E = 3,0 - 2,5 = 0,5$	covalente	Levemente polar
NaCl	$\Delta E = 3,0 - 0,9 = 2,1$	iónico	Muy polar
O ₂	$\Delta E = 3,5 - 3,5 = 0,0$	covalente	apolar
CO ₂	$\Delta E = 3,5 - 2,5 = 1,0$	covalente	Medianamente polar
FrF	$\Delta E = 4,0 - 0,7 = 3,3$	iónico	Muy polar
HCl	$\Delta E = 3,0 - 2,1 = 0,9$	covalente	Medianamente polar

La diferencia de electronegatividad se obtiene considerando el mayor valor de EN menos el menor valor de EN.

- No se consideran las cantidades de los elementos que forman compuestos.
- Enlace iónico es el que se forma entre un metal y un no metal.
- Enlace covalente es el que se forma entre no metales.

2.8 Variación periódica de las **Propiedades macroscópicas**

Como: temperatura de fusión, temperatura de ebullición, densidad, dureza, tenacidad, calor de vaporización, brillo, etc. Aumentan hacia el centro bajo de la tabla periódica



Los metales de transición tienen un radio atómico relativamente pequeño y al combinarse forman enlaces metálicos fuertes, lo que les permite tener densidades, puntos de fusión y ebullición, calores de fusión y vaporizaciones mayores que los metales pertenecientes a los grupos IA, IIA y IIB.

2.9 LAS VALENCIAS

ELEMENTOS REPRESENTATIVOS (Grupos A)

Estos elementos suelen presentar valencias de acuerdo al grupo en que se ubican; el número de grupo nos dice el estado de oxidación máximo del elemento. Una manera fácil de asignar las valencias de los elementos representativos es que:

“grupos pares, valencias pares y grupos impares, valencias impares” y sólo los metales presentan valencias positivas, los no metales presentan valencias positivas y negativas.

Grupos representativos	Valencias
GI A, Alkalinos	1+ sólo [H] = 1-
GII A, Alcalinotérreos	2+
GIII A, del Boro	3+
GIV A, del Carbono	2+, 4+ 4-
GVA, del Nitrógeno	1+, 3+, 5+ 3-
GVIIA, del Oxígeno	2+, 4+, 6+ 2-
G VII A, Halógenos	1+, 3+, 5+, 7+ 1-

ELEMENTOS DE TRANSICION (Grupos B)

Regularmente presentan estado de oxidación +3.

Los de los grupos IB y IIB suelen tener +1 y +2 como ocurre del grupo I B **Cu¹⁺, Ag¹⁺, Au¹⁺** y **Zn²⁺, Cd²⁺** y **Hg²⁺** del II B, como su valencia más usada; también suele presentarse las valencias **Cu²⁺, Au³⁺** y **Hg¹⁺**

Los elementos de transición pueden adquirir números de oxidación positivos de acuerdo también al número de grupo como máximo.



- GRUPOS PRINCIPALES
- ELEMENTOS DE TRANSICIÓN
- ELEMENTOS DE TRANSICIÓN INTERNA

G III B	G IV B	G V B	G VI B	G VII B	G VIII B			G I B	G II B
Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
				7+					
			6+	6+	6+				
		5+	5+	5+	5+	5+			
	4+	4+	4+	4+	4+	4+	4+		
3+	3+	3+	3+		3+	3+	3+	3+	
	2+	2+	2+	2+	2+	2+	2+	2+	2+
								1+	1+

Las propiedades químicas de un elemento dependen en gran medida de cómo estén ocupados por los electrones los niveles de energía más externos.

