

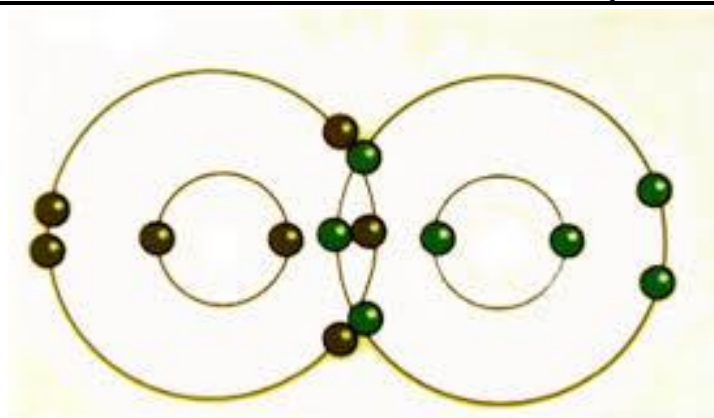


INSTITUTO NACIONAL
DEPARTAMENTO DE QUIMICA
COORDINACIÓN 1º MEDIO
COORDINADORA: MAGDALENA LOYOLA

Guía de contenidos N°1

Repaso

CONCEPTOS GENERALES DE MODELO MECANOCUÁNTICO, TABLA PERIODICA Y ENLACE QUÍMICO



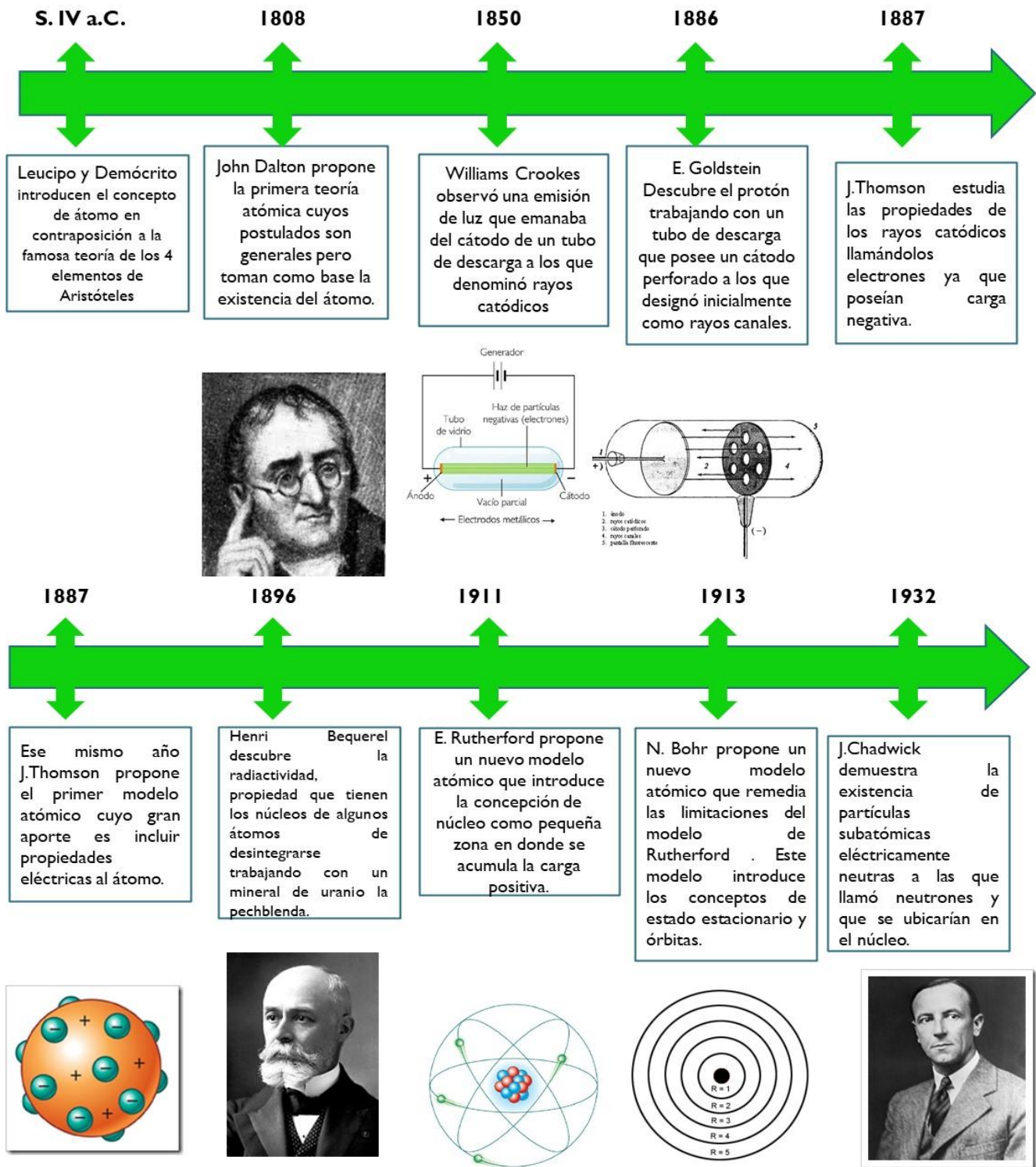
TIEMPO ESTIMADO DE ESTUDIO: 8h pedagógicas (4 semanas)

OBJETIVO DE APRENDIZAJE:

- I. Investigar y analizar cómo ha evolucionado el conocimiento de la constitución de la materia, considerando los aportes y las evidencias de las teorías y modelos atómicos.
- II. Desarrollar modelos que expliquen que la materia está constituida por átomos que interactúan, generando diversas partículas y sustancias.
- III. Usar la tabla periódica como un modelo para predecir las propiedades relativas de los elementos químicos basados en los patrones de sus átomos, considerando características y propiedades.
- IV. Investigar y argumentar, en base a evidencias, que existen algunos elementos químicos más frecuentes en la Tierra que son comunes en los seres vivos y son soporte para la vida.



I. Repaso de modelos atómicos

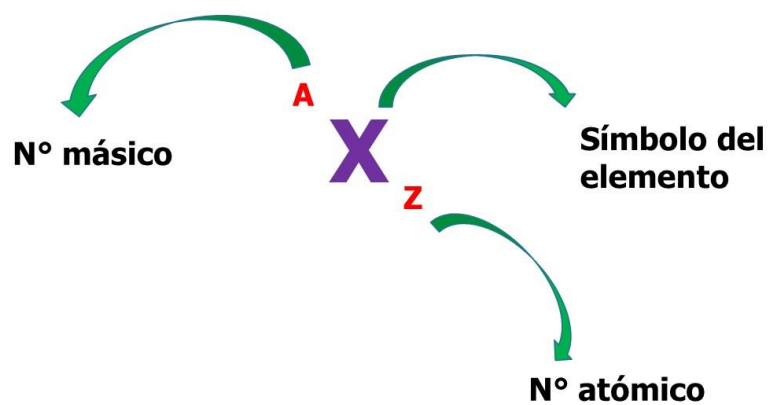


Generalidades de los átomos

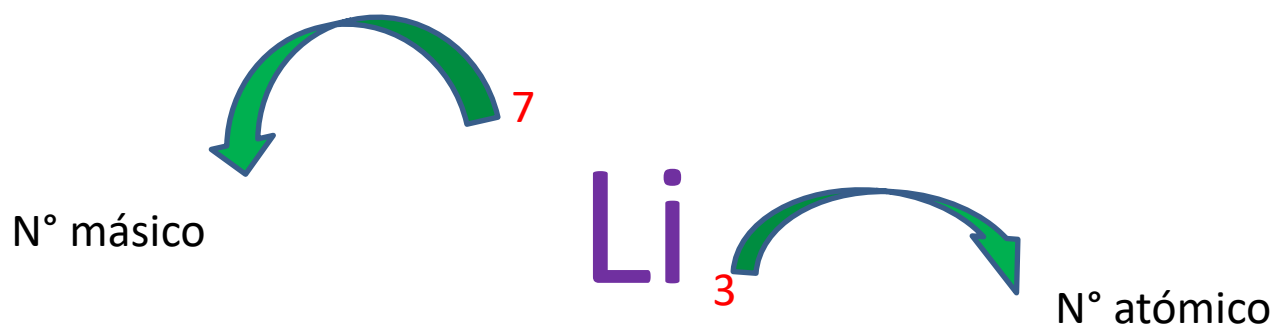
Un átomo contiene en su estructura:

- **Protones (p^+)**: Se encuentran en el núcleo y a partir de ahora serán representados por el número atómico Z .
- **Electrones (e^-)**: En un átomo neutro debe ser el mismo número de protones.
- **Protones + Neutrones (A)**: Se encuentran en el núcleo y la suma de ellos será representado por el número másico " A " y corresponde a la masa atómica promedio de un átomo.
- **Neutrones (n^0)**: Número de partículas neutras que se encuentran en el núcleo. Corresponde a la diferencia (resta) entre los valores de A y Z .

¿Cómo queda representado un átomo entonces?



Ejemplo:





ACTIVIDADES

1. Conociendo el Z de los siguientes elementos, identifíquelos en su tabla periódica y escriba el símbolo , el valor de su número másico A (aproximado) y la notación correcta para el elemento.

Elemento	Símbolo real	Número másico (A)	Notación correcta
X_{11}	Na	23	$^{23}\text{Na}_{11}$
X_9			
X_{20}			
X_{39}			
X_{85}			
X_{12}			

2. Considerando las notaciones entregadas en la siguiente tabla, complete la información solicitada y utilizando la cartulina entregada dibuje el diagrama atómico correspondiente.

Notación	A	Z	Nº de protones	Nº de electrones	Nºde neutrones
$^{75}\text{As}_{33}$	75	33	33	33	42
$^{52}\text{Cr}_{24}$					
$^1\text{H}_1$					
$^{31}\text{P}_{15}$					
$^{65}\text{Zn}_{30}$					
$^{207}\text{Pb}_{82}$					

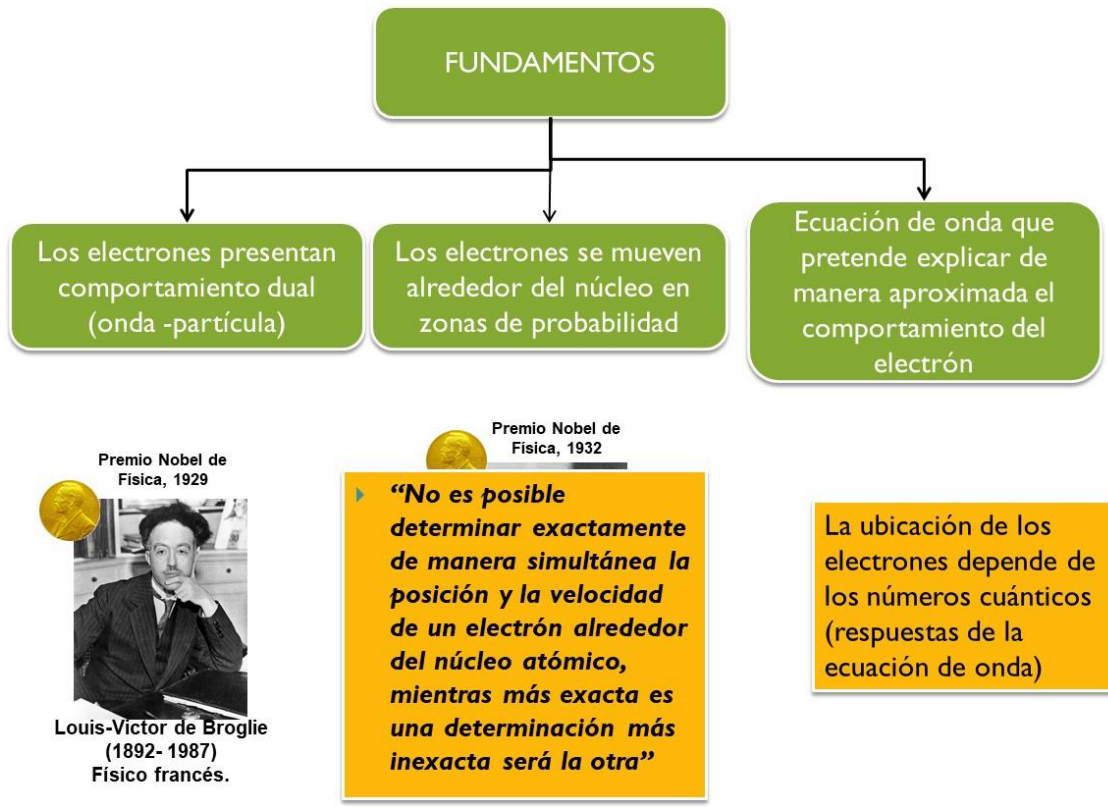
3. Considerando las notaciones entregadas en la siguiente tabla, complete la información solicitada.

IÓN	A	Z	p ⁺	nº	e ⁻
$^{75}\text{As}^{+5}_{33}$	75	33	33	42	28
$^{36}\text{Cl}^{-}_{17}$					
$^{207}\text{Pb}^{+4}_{82}$					
$^{23}\text{Na}^{+}_{11}$					
$^{32}\text{S}^{-2}_{16}$					
$^{31}\text{P}^{+5}_{15}$					

II. MODELO MECANO CUÁNTICO

Aún con los avances alcanzados por el modelo atómico de N. Bohr, este presentaba falencias cuando se intentaba explicar el espectro de átomos multielectrónicos.

Esto llevó a la suposición de la existencia de estructuras dentro del átomo que no eran explicadas en los modelos anteriores a las que denominaron subniveles de energía.



Entonces en este nuevo modelo existe.

Un núcleo que contiene protons y neutrons y una corteza en donde se mueven los electrons en subestructuras llamadas niveles, subniveles y ORBITALES.

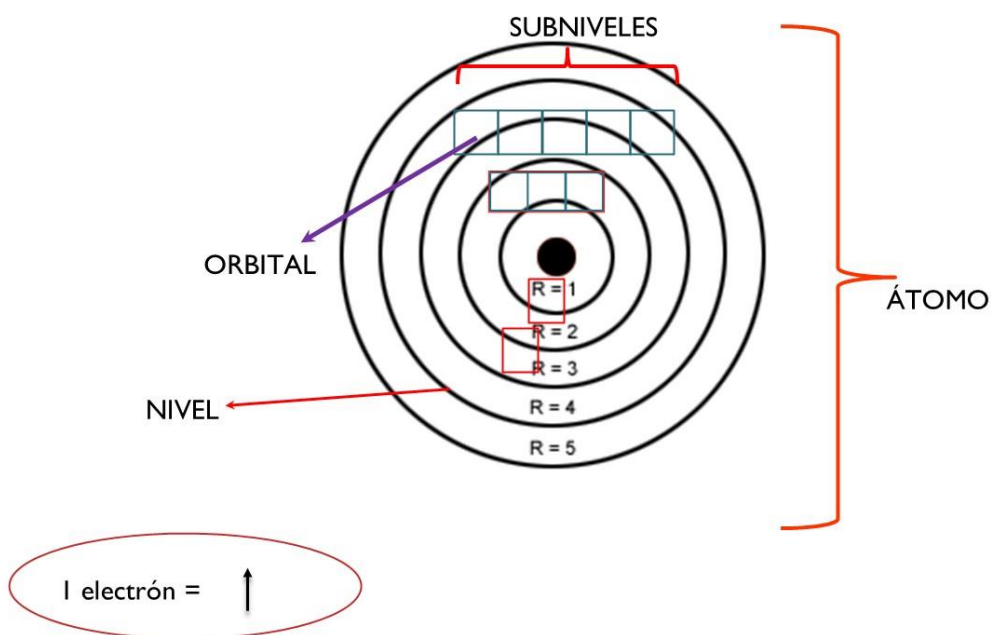
Un orbital es la zona en donde existe un 90% de probabilidad de encontrar un electron.

Un NIVEL se designa por un número entero 1, 2, 3...etc y determina la cercanía o lejanía de un electrón con el núcleo.

Un SUBNIVEL es una estructura formada por orbitales, existen 4 subniveles y en cada uno se puede alojar distinto número de orbitales y por lo tanto electrones.

- El subnivel s está formado por un solo orbital que se representará así  Puede alojar un máximo de 2 electrones.
- El subnivel p está formado por 3 orbitales, que se designan como p_x , p_y y p_z de izquierda a derecha, puede recibir un máximo de 6 electrones y se representa de la siguiente forma: 
- El subnivel d está formado por 5 orbitales y recibe un máximo de 10 electrones. Se representa de la siguiente forma. 
- El subnivel f está formado por 7 orbitales y puede recibir un máximo de 14 electrones. Se representa de la siguiente forma. 

¿Cómo entender el ordenamiento de los electrones alrededor del núcleo?



CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

La configuración electrónica es el ordenamiento de los electrones alrededor del núcleo del átomo en los distintos niveles, subniveles y orbitales considera tres principios fundamentales:

a) PRINCIPIO DE MÍNIMA ENERGÍA.

Este principio establece que los electrones ingresarán primero en aquellos niveles de menor energía y luego, en aquellos de energía superior.

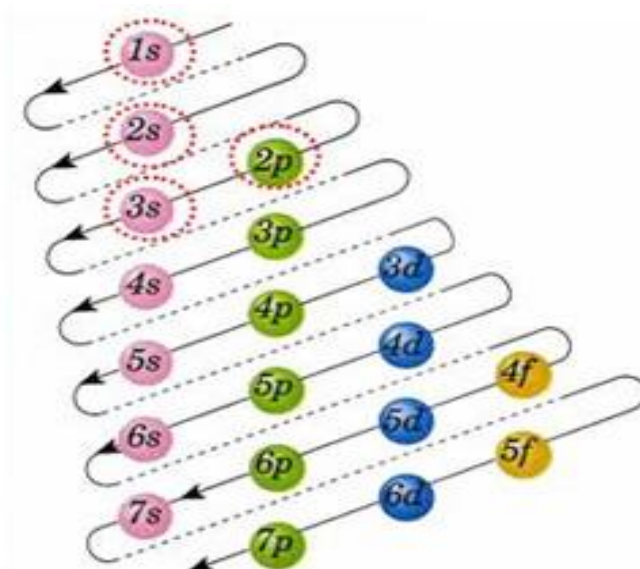
b) PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI.

Este principio plantea que en un orbital, se pueden alojar como máximo dos electrones siempre y cuando su espín sea opuesto.

c) PRINCIPIO DE MÁXIMA MULTIPLICIDAD DE HUND.

Este principio se aplica para el llenado de los electrones en subniveles que contienen más de un orbital. Es el caso del subnivel p, d y f. Para ellos se plantea que los electrones se deben llenar de a uno y que solo se pondrán dos electrones en un mismo orbital cuando el semillado se haya completado.

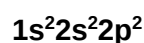
Para realizar el llenado de los electrones en los distintos niveles subniveles y orbitales se utiliza el diagrama de Moeller que permite ver el orden a seguir para realizar correctamente una configuración electrónica y que se presenta a continuación.



Esquema de llenado de los orbitales atómicos.

Ejemplo

Para escribir la configuración electrónica de un elemento cuyo Z es 6, se debe seguir el diagrama de Móeller hasta completar 6. De esa forma quedaría así:



Puedes ver el siguiente video para aprender a hacer configuraciones:

<https://www.youtube.com/watch?v=dq7GrLXAiSY>

<https://www.youtube.com/watch?v=4MMvumKmqs4&t=67s>



Ejercicios

Escriba la configuración electrónica para los siguientes elementos:

a) ${}_{15}\text{X}$

b) ${}_{34}\text{Y}$

c) ${}_{51}\text{Z}$

Un elemento que cuenta con un número atómico (Z) igual a 23, incorpora 2 electrones, de modo que da origen a un anión. Tomando en consideración lo mencionado, escriba la correspondiente configuración del ión indicado.



III. TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

1																	18
1 H 1.008	2											13	14	15	16	17	2 He 4.0026
3 Li 6.94	4 Be 9.0122											5 B 10.81	6 C 12.011	7 N 14.007	8 O 15.999	9 F 18.998	10 Ne 20.180
11 Na 22.990	12 Mg 24.305	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al 26.982	14 Si 28.085	15 P 30.974	16 S 32.06	17 Cl 35.45	18 Ar 39.948
19 K 39.098	20 Ca 40.078	21 Sc 44.956	22 Ti 47.867	23 V 50.942	24 Cr 51.996	25 Mn 54.938	26 Fe 55.845	27 Co 58.933	28 Ni 58.693	29 Cu 63.546	30 Zn 65.38	31 Ga 69.723	32 Ge 72.63	33 As 74.922	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.798
37 Rb 85.468	38 Sr 87.62	39 Y 88.906	40 Zr 91.224	41 Nb 92.906	42 Mo 95.96	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.91	46 Pd 106.42	47 Ag 107.87	48 Cd 112.41	49 In 114.82	50 Sn 118.71	51 Sb 121.76	52 Te 127.60	53 I 126.90	54 Xe 131.29
55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57-71 *	72 Hf 178.49	73 Ta 180.95	74 W 183.84	75 Re 186.21	76 Os 190.23	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.97	80 Hg 200.59	81 Tl 204.38	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)
87 Fr (223)	88 Ra (226)	89-103 #	104 Rf (265)	105 Db (268)	106 Sg (271)	107 Eh (270)	108 Hs (277)	109 Mt (276)	110 Ds (281)	111 Rg (280)	112 Cn (285)	113 Uut (284)	114 Uuq (289)	115 Uup (288)	116 Uuh (293)	117 Uus (294)	118 Uuo (294)
* Lanthanide series			57 La 138.91	58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.36	63 Eu 151.96	64 Gd 157.25	65 Tb 158.93	66 Dy 162.50	67 Ho 164.93	68 Er 167.26	69 Tm 168.93	70 Yb 173.05	71 Lu 174.97
# Actinide series			89 Ac (227)	90 Th 232.04	91 Pa 231.04	92 U 238.03	93 Np (237)	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (262)

Un prerequisite para construir la tabla periódica fue descubrir los elementos individuales. En la antigüedad eran conocidos sólo 11: Au, Ag, Sn, Cu, As, C, Fe, Pb, S, Sb y Hg. El primer descubrimiento científico de un elemento ocurrió en 1669, el alquimista Hennig Brand de Hamburgo descubrió el fósforo. Durante 200 años un vasto cuerpo de conocimientos sobre las propiedades de los elementos y los compuestos fue adquirido por los químicos.

En el siglo XIX, los químicos de esa época tenían una idea vaga de los átomos y moléculas, no conocían la existencia de electrones y protones. Ellos construyeron la Tabla Periódica utilizando sus conocimientos de los pesos atómicos.

En 1817, Johann Dobereiner presenta la ley de triadas: Ca, Sr, Be tenían propiedades químicas similares. Más tarde en 1929, añadió Cl, Br, I y Li, Na, K.

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

Fig.Nº1: Tabla de las Triadas de Döbereiner

En 1863, John Newlands ordena 56 elementos en 7 grupos. Ley de octavas. Cada elemento exhibía conducta análoga al octavo elemento siguiente de la tabla.

Newlands' Octaves (his 'Periodic Table' of 1866)						
H	Li	Ga	B	C	N	O
F	Na	Mg	Al	Si	P	S
Cl	K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe
Co, Ni	Cu	Zn	Y	In	As	Se
Br	Rb	Sr	Ce, La	Zr	Di, Mo	Ro, Ru
Pd	Ag	Cd	U	Sn	Sb	Te
I	Cs	Ba, V	Ta	W	Nb	Au
Pt, Ir	Th	Pb	Th	Hg	Bi	Th

Figura Nº2: Tabla que muestra la ley de las octavas propuesta por J. Newlands

En 1869, Dimitri Mendeleev y Lothar Meyer propusieron una tabulación más amplia de los elementos basada en la repetición periódica y regular de las propiedades. La tabla de Mendeleev ordenó 61 elementos, considerando su masa atómica (peso atómico) ascendente, propiedades físicas y químicas. El estableció una Ley Periódica que relaciona las propiedades de los elementos con sus masas atómicas. En 1955 se le dedicó el elemento 101, Mendelevio.

[illegible]

Mendeleev ordenó los elementos de acuerdo a la masa atómica ascendente, sin embargo, existían algunos elementos que no encajaban en el espacio asignado ya que tenían una masa atómica mayor a la de su elemento sucesor. Mendeleev propuso que si la masa atómica de un elemento lo situaba en un grupo incorrecto, entonces la masa debía estar mal calculada. Estaba tan seguro de la validez de su tabla que predijo, a partir de ella, las propiedades físicas de 3 elementos (eka-elementos) que eran desconocidos hasta ese momento. Tras el descubrimiento de estos tres elementos (Sc, Ga, Ge) entre 1874 y 1885, se demostró la gran exactitud de sus predicciones. Fue así entonces que la tabla periódica fue aceptada por la comunidad científica. Por estos trabajos se le atribuye la creación de la tabla periódica a Dimitri Mendeleev quien nunca fue galardonado con un premio Nobel ya que el comité organizador estimó que no fue capaz de predecir la existencia de los gases nobles, sin embargo, su trabajo es uno de los grandes aportes a la química actual.

De esta forma Moseley enunció una ley que se expresa de la siguiente forma: “ Las propiedades de los elementos químicos son una función periódica de sus números atómicos”. Esta generalización no es fortuita, descansa en la configuración electrónica de los átomos de la cual dependen todas las propiedades químicas de los elementos.

Como consecuencia de lo anterior podemos decir que las propiedades de los elementos químicos son una función periódica de sus números atómicos. Todas las propiedades químicas de los elementos dependen de la configuración electrónica de cada uno de ellos.

Se puede afirmar que después de la consolidación de las teorías atómica y molecular, el descubrimiento más importante para la química fue la ley periódica de los elementos químicos.



Puedes ver un video que muestra un resumen de la historia de la Tabla periódica en el siguiente Link:

<http://www.youtube.com/watch?v=f6yozOdDdKI&feature=related>

Si quieres saber más acerca del creador del sistema periódico puedes leer su biografía en:

<http://www.biografiasyvidas.com/biografia/m/mendeleiev.htm>

IV. DESCRIPCIÓN DE LA TABLA PERIÓDICA

La tabla periódica está compuesta por 18 columnas llamadas grupos y 7 filas a las que llamamos periodos. Los grupos de la tabla periódica se identifican actualmente con número arábigos desde el 1 al 18, pero también es posible distinguirlos con números romanos del I al VIII acompañados de una letra A o B que indica tipo de orbital que se está llenando. Los elementos de un mismo grupo tienen la misma configuración electrónica externa, es decir, el mismo número de electrones de valencia (los electrones del último nivel energético).

Por Ejemplo los elementos del grupo IA ó 1 : H, Li y Na tienen la configuración electrónica externa ns¹, por lo que todos tienen 1 electrón en el último nivel de energía. Como se muestra a continuación:

Tabla N°1: Relación entre la configuración electrónica y el grupo en el sistema periódico

Elemento	Configuración electrónica	Nº de electrones de valencia	Orbital que se está llenando	Grupo asignado
H	1s ¹	1	s	IA
Li	1s ² 2s ¹	1	s	IA
Na	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹	1	s	IA

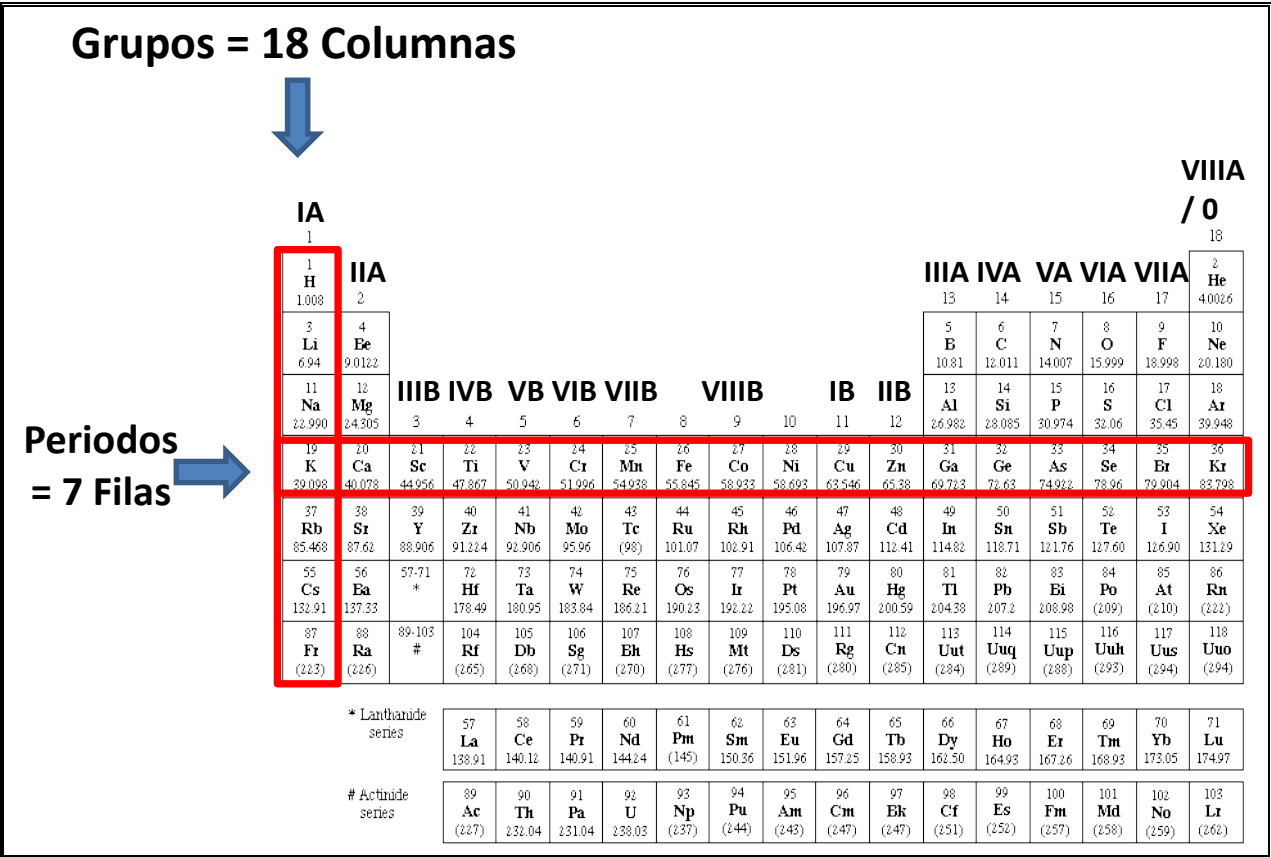


Figura N°4: Representación de grupos y periodos en el sistema periódico



Los periodos se identifican con número arábigos del 1 al 7, estos números corresponden al último nivel de energía que se están distribuyendo los electrones de valencia, por lo tanto, los elementos de un mismo periodo comparten el mismo nivel de energía. Si analizamos algunos de los elementos del periodo 4: K, Ca y Sc, podemos ver que todos estos elementos están llenando el nivel 4 de energía.

Tabla N°2: Relación entre la configuración electrónica y el período en el sistema periódico

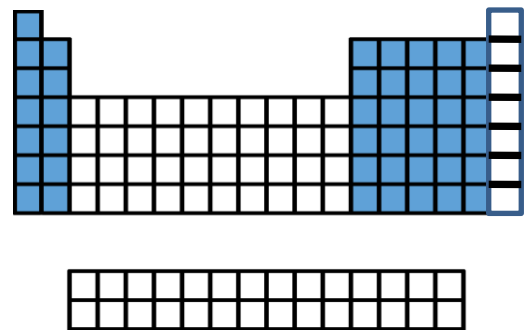
Elemento	Configuración Electrónica	Último nivel de energía	Periodo
K	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	4	4
Ca	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	4	4
Sc	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$	4	4

V. CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS EN EL SISTEMA PERIÓDICO

1. Clasificación de acuerdo a la configuración electrónica

De acuerdo a la configuración electrónica los elementos del sistema periódico pueden clasificarse en cuatro grupos: Elementos representativos, de transición, transición interna y Gases Nobles.

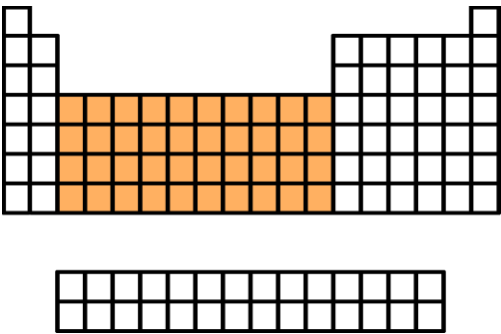
Elementos Representativos



Los elementos representativos son aquellos que comienzan a organizar electrones en un orbital **s** ó **p**. Corresponden a 7 columnas, dichos elementos pertenecen a lo que se denomina serie homóloga A. Su representación se ilustra asignando al número romano, que identifica al grupo o familia, la letra A mayúscula.
Ejemplo : ${}_3\text{Li}$, $1s^2 2s^1$
Electrones de valencia= 1
Grupo al que pertenece= I
Elemento representativo
Serie Homóloga = A
Visualización en la tabla periódica= IA

La configuración electrónica general más externa de estos elementos va desde: **ns^1 hasta $ns^2 np^5$**

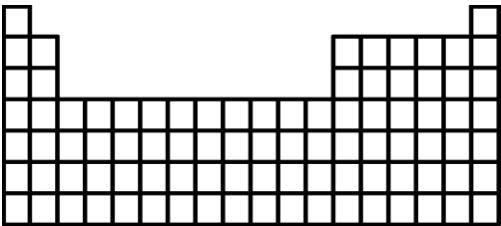
Elementos de transición



Los elementos de transición son aquellos que comienzan a organizar sus electrones en un orbital d. Corresponden a 8 grupos los cuales pertenecen a lo que se denomina serie homóloga B y que son representados por el número romano correspondiente seguido de la letra B mayúscula.

La configuración electrónica general más externa de estos elementos va desde **$ns^2 (n-1)d^{1-10}$**

Elementos de transición interna



Los elementos de transición interna corresponden a aquellos que comienzan a organizar sus electrones en un orbital f. Corresponden a 14 grupos de los periodos 6 y 7, conocidos como serie de los lantánidos y los actínidos. Estos elementos también están considerados dentro de la serie homóloga B.



Finalmente los elementos situados en la última columna, es decir, grupo VIII (18) son conocidos como gases nobles, que como es sabido son altamente estables, debido a que cuentan con su última capa electrónica completa. Su configuración electrónica externa es **$ns^2 np^6$** .



2. Clasificación de acuerdo a la reactividad

De acuerdo a esta clasificación, en el sistema periódico podemos distinguir tres grupos: Los metales, No metales y Metaloides.

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	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
Cs	Ba		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
Fr	Ra		Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt										
		La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
		Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

Diagram illustrating the classification of elements in the periodic table:

- Metalloides** (Metalloids): Elements along the diagonal line from Boron (B) to Astatine (At).
- Metales** (Metals): Elements to the left of the metalloids.
- No metales** (Non-metals): Elements to the right of the metalloids.

Metales

Todos los elementos del lado izquierdo y la parte media de la tabla periódica (con excepción del hidrógeno) son metales. Ellos tienen muchas características en común, la mayor parte de los elementos metálicos exhibe un lustre brillante, conducen el calor y la electricidad, son maleables (se pueden golpear para formar láminas delgadas) y dúctiles (se pueden estirar para formar alambres). Todos los metales a excepción del mercurio (Hg) son sólidos a temperatura ambiente.

Metaloides

Los metales están separados de los elementos no metálicos por una línea diagonal escalonada que va del Boro (B) al astato (At), estos son los metaloides. En general, estos elementos tienen propiedades muy variadas, se denominan metaloides ya que poseen en algunas ocasiones propiedades de metales y en otras, propiedades de no metales. Por ejemplo, actúan como no metales cuando reaccionan con metales, y como metales cuando reaccionan con los no metales, algunos de ellos como el silicio y el germanio presentan la propiedad eléctrica de ser semiconductores.

No Metales

Corresponden al grupo de elementos que se encuentra a la derecha de los metaloides. En general pueden presentar todos los estados físicos a temperatura y presión normales, no son lustrosos como los metales y generalmente son malos conductores del calor y la electricidad, sus puntos de fusión generalmente son más bajos que los de los metales, siete existen como moléculas diatómicas en condiciones normales, 5 se encuentran en estado gaseoso (H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2), uno es líquido (Br_2) y uno es un sólido volátil (I_2). El resto de los no metales son sólidos de variable dureza, además 6 de ellos son gases nobles monoatómicos (He, Ne, Ar, Kr y Xe).

Gases Nobles

Son considerados un grupo aparte debido a su gran estabilidad consecuencia de su configuración electrónica en donde cuenta con sus niveles electrónicos llenos.



Desde el siguiente link puedes descargar un sistema periódico interactivo con mucha información interesante:

<http://pafreshney-periodic-table-classic.softonic.com/>

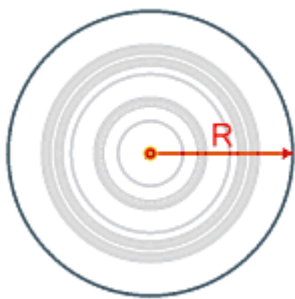


VII. PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS

Clasificación de las propiedades Periódicas

- A) Relativas al tamaño
- Radio atómico
 - Volumen Atómico

Radio atómico



Se entiende como la distancia existente entre el núcleo de un átomo y el último electrón, lo que da cuenta del tamaño de dicho átomo. Su variación en el sistema periódico es la siguiente:

Al desplazarse desde nuestra izquierda a derecha, en un periodo, dicho parámetro tiende a disminuir. Por el contrario, al descender en un grupo el radio atómico aumenta. La explicación a este comportamiento se debe a que por un periodo en la medida que se incrementa el número de electrones en un mismo nivel energético aumenta la interacción núcleo-electrones provocando una contracción de la densidad electrónica, por lo que el radio tiende a disminuir, tendencia que no es generalizada, existiendo excepciones a dicha regla. En un grupo ocurre todo lo contrario, en virtud, de que si bien es cierto aumenta la densidad electrónica, por el aumento del Z, esta se va alejando del núcleo puesto que los electrones se van distribuyendo en distintos niveles de energía.

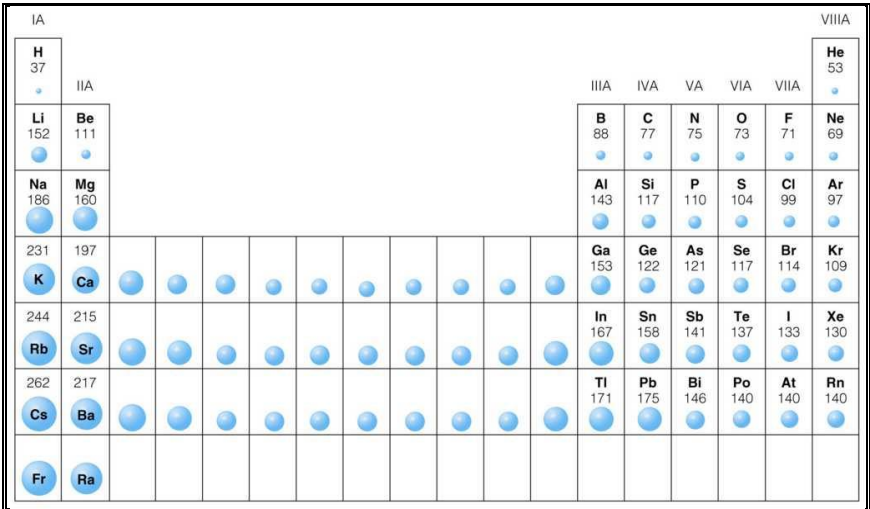


Figura N°5: Variación del radio atómico en el sistema periódico

Volumen Atómico

Es el espacio o volumen que ocupa un átomo, como es imposible determinarlo de forma directa se recurre a lo que se conoce como volumen molar atómico que se define como el volumen que ocupa un mol de átomos, es decir, $6,02 \times 10^{23}$ átomos. Este parámetro es posible de ser determinado mediante dos variables conocidas que son la masa o peso atómico(M.A o P.A) y la densidad(d). El cálculo del volumen atómico molar se representa mediante la expresión:

$$V_{MA} = \frac{M.A}{d}$$

A partir de este parámetro es posible determinar el volumen atómico simplemente dividiendo el volumen molar atómico por el número de Avogadro ($6,02 \times 10^{23}$). Según:

$$V_A = V_{MA} / 6,02 \times 10^{23}$$

B) Relativas a la energía

- Energía o potencial de ionización (EI/PI)
- Electroafinidad o afinidad electrónica (EA/AE)
- Electronegatividad (EN)

Energía o potencial de ionización (EI/PI)

Se define como la energía necesaria para separar al electrón menos atraído (ubicado en el nivel de mayor energía) desde un átomo neutro en estado gaseoso. Como resultado de la salida de este electrón se genera un átomo con carga positiva (un catión). El proceso puede ser representado por la siguiente ecuación:

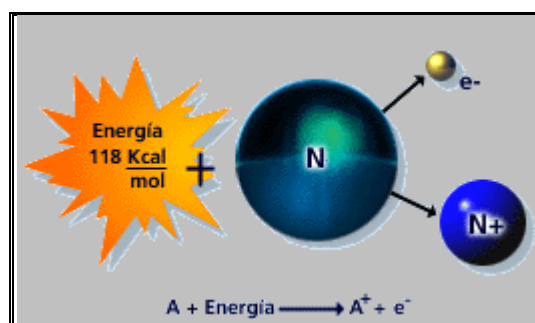
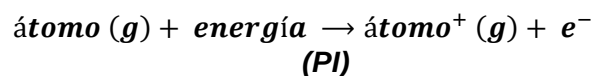
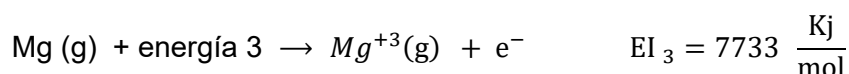
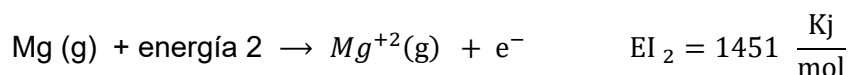
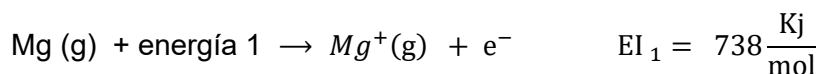


Figura N°7: Representación del potencial de ionización para la formación el catón N+

Es posible extraer más de un electrón desde los elementos (excepto en el caso del hidrógeno ya que sólo tiene uno), pero para extraer un segundo electrón desde un catión se requiere mayor energía que para extraer el primero, es por esto que un mismo elemento tiene más de un valor de energía de ionización. A modo de ejemplo se tiene el caso del Mg.



Para comprender la tendencia que sigue la energía de ionización analizaremos dos conceptos relevantes como son el efecto de apantallamiento (S) y la carga nuclear efectiva (Z_{ef}).

El efecto pantalla o de apantallamiento (S), se entiende como el efecto que causan los electrones que se encuentran más cerca del núcleo sobre los que están en niveles más externos. Los electrones que se encuentran en niveles de menor energía (más cercanos al núcleo) disminuyen la fuerza de atracción que ejerce el núcleo, cargado positivamente, sobre los electrones que se encuentran más alejados del núcleo. Si bien, está claro, que mientras más lejos se encuentran los electrones del núcleo existe una menor atracción el núcleo y ellos; efecto que se acentúa por el apantallamiento que ejercen los electrones más internos.

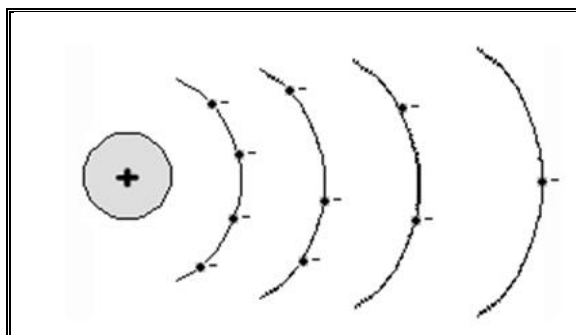


Figura N°8: Representación del efecto pantalla.

Carga Nuclear Efectiva (Z_{ef}): Es la atracción real que se produce entre el núcleo y el último electrón, considerando el efecto pantalla que producen los electrones que se interponen entre ellos. A mayor efecto de apantallamiento menor será la carga nuclear efectiva.

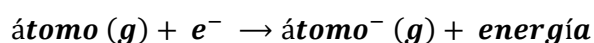
Teniendo en cuenta estos dos importantes conceptos podemos explicar la tendencia que sigue esta propiedad en grupos y periodos:

En grupos: Al descender en un grupo el potencial de ionización disminuye, esta tendencia puede ser explicada de la siguiente manera: A medida que se desciende por un grupo el radio atómico aumenta ya que se van organizando electrones en niveles superiores, esto aumenta el efecto de apantallamiento ya que existen más electrones entre el núcleo y el último electrón, lo que consecuentemente disminuirá la carga nuclear efectiva, es decir, la atracción entre el núcleo y el electrón más alejado, por lo que se requiere menor energía para extraerlo del átomo.

En periodos: Al avanzar en un periodo el potencial de ionización en general aumenta, esta tendencia se debe a que en esta orientación el radio atómico disminuye, el efecto pantalla también y esto determina una mayor carga nuclear efectiva, lo que provoca que se requiera mayor cantidad de energía para extraer al electrón más lejano del núcleo.

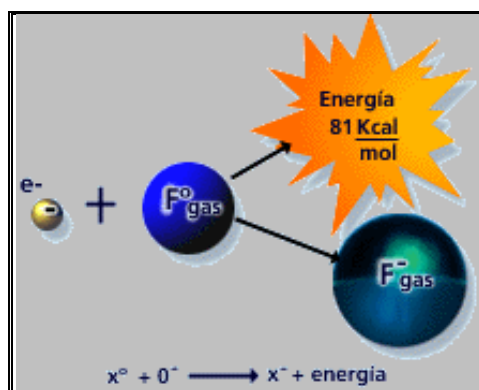
Electroafinidad o Afinidad electrónica (EA/AE)

Se define como la energía liberada en el proceso de adición de un electrón a un átomo neutro y gaseoso, esto da lugar a la formación de un anión. Este proceso puede ser representado por:



Cuando se forma un anión estable se desprende energía, por lo que el signo del cambio energético es negativo. Entre más alta es la electroafinidad (valor más negativo) más factible es la formación de un ión negativo y viceversa.

Las tendencias que sigue esta propiedad es la de aumentar al desplazarse de izquierda a derecha por un periodo y disminuir al descender por un grupo.



FiguraNº9: Representación de la electroafinidad para la formación del anión F-

La electronegatividad (EN)

Corresponde a la tendencia que presentan ciertos átomos para atraer densidad electrónica (par de electrones) hacia sí al momento de configurar un enlace químico.

Aumenta en un período de izquierda a derecha y disminuye al descender por un grupo. Linus Pauling estableció un cuadro de valores de electronegatividad para los distintos elementos del sistema periódico, como se señala en la siguiente figura:



		1A																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																															
--	--	----	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--

FiguraNº10: Tabla de electronegatividades de Pauling



En los siguientes link encontrarás videos explicativos acerca de algunas propiedades periódicas:
<http://www.youtube.com/watch?v=HGfxGEWtbKk&feature=related>
<http://www.youtube.com/watch?v=AhxS1TGygNg&feature=related>
<http://www.youtube.com/watch?v=JhJDi33H1MI&feature=related>



VIII. ENLACE QUÍMICO

La notación de Lewis es una forma de representar de manera más clara el enlace que se genera entre dos átomos, en esta notación el núcleo y los electrones internos se representan mediante el símbolo del elemento, mientras que los electrones de valencia pueden ser representados por puntos o cruces. En la siguiente tabla se muestra la notación de Lewis para los grupos de los elementos representativos.

GRUPO	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Electrones en la capa de valencia	1	2	3	4	5	6	7
Estructura de Lewis	Li	Mg	Al	C	P	S	Br

Lewis y Kössel establecen que cuando se forma un enlace químico, los átomos pueden recibir, ceder o compartir electrones de tal modo que el último nivel de energía contenga 8 electrones, lo que implica que alcance la configuración de gas noble. A esto le llamaron la **Regla del Octeto**. Los átomos de elementos como hidrógeno, Litio y berilo, son una excepción a esta regla ya que pueden completar su último nivel de energía con 2 electrones. A esta regla se llama la **regla del Dueto**.

TIPOS DE ENLACE

El tipo de enlace químico que se puede establecer entre los elementos depende de una propiedad periódica muy importante “La electronegatividad”, que se entiende como la capacidad de un átomo para atraer a los electrones en un enlace, por lo tanto de acuerdo a las electronegatividades de los elementos participantes en el enlace y considerando su configuración electrónica será posible definir si el elemento tiende a ceder, captar o compartir electrones para alcanzar la regla del octeto. De acuerdo a esto es posible distinguir varios tipos de enlace:

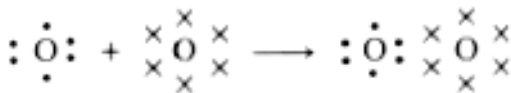
✓ ENLACE COVALENTE

Se entiende por enlace covalente aquella unión donde existe participación mutua de pares electrónicos entre los átomos enlazados.

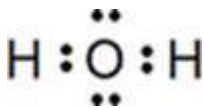
De acuerdo a la cantidad de pares electrónicos que se compartan en el enlace covalente para alcanzar el octeto este puede ser simple (1 par), doble (2 pares) o triple (3pares).

- En general se forman enlaces covalentes cuando los elementos que se unen tienen poca o nula diferencia de electronegatividad. Si es nula la diferencia el enlace se denomina **covalente apolar**, y si la diferencia es mayor el enlace es **covalente polar**.

Veamos un ejemplo para el oxígeno:



Para alcanzar el octeto, ambos oxígenos deben compartir 2 pares de electrones generándose un enlace covalente (ya que se comparten electrones), doble (ya que se comparten dos pares de electrones) y apolar (ya que la electronegatividad de los elementos participantes es la misma). Veamos ahora como sería la estructura del agua:



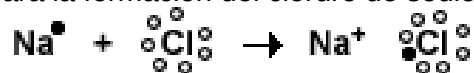
Para alcanzar el octeto, el oxígeno requiere dos electrones, que son proporcionados uno por cada hidrógeno, así oxígeno cumple con el octeto y los respectivos hidrógenos con el dueto, cada uno de los enlaces es covalente simple (ya que se comparte un par de electrones) y además polares (ya que existe una diferencia de electronegatividad entre oxígeno e hidrógeno). El criterio de la electronegatividad, si bien tiene sus excepciones, sirve para predecir muchos de los enlaces que se forman. Si la diferencia de EN, es 0, se dice que el enlace es covalente apolar, si la diferencia es mayor a cero y hasta 1,7 el enlace se considera covalente polar, y si la diferencia es mayor a 1,7 entonces el enlace tiene características iónicas. **AVERIGUA CUALES SON ESTAS EXCEPCIONES!!**



✓ **ENLACE IÓNICO**

Este enlace se forma cuando los átomos participantes presentan una apreciable diferencia de electronegatividad, produciéndose una transferencia de uno o varios electrones desde el átomo de menor al que tiene una electronegatividad mayor. Este tipo de enlace se da preferentemente entre metales de los grupos IA o IIA con no-metales de los grupos VIA y VIIA.

Veamos un ejemplo para la formación del cloruro de sodio.



Átomo	Átomo	Ion	Ion
de sodio	de cloro	sodio	cloruro

Por pertenecer al grupo I A, el sodio tiene 1 electrón de valencia, por su parte el cloro pertenece al grupo VII A tiene 7 electrones de valencia, debido a la menor electronegatividad del sodio y a su característica metálica este tiende a ceder su electrón y quedarse con la configuración electrónica del neón, por su parte el cloro por su característica de no-metal tiende a captar un electrón y alcanzar la configuración del argón. Esto implica que el sodio forma un catión y el cloro un anión y ambos alcanzan el octeto.

- a. Da lugar, muy fácilmente a un catión
- b. Presenta el menor radio atómico
- c. Presenta mayor potencial de ionización
- d. Se podría emplear como un aislante
- e. Es el mejor conductor térmico
- f. Capta fácilmente un electrón



Autoevaluación

Para verificar su nivel de progreso, resuelva a conciencia los siguientes ejercicios de selección múltiple que evalúan la unidad de repaso, encontrará las claves al final del test.

- | | |
|---|---|
| <p>1) La ley periódica establece que las propiedades de los elementos son función periódica de su:</p> <ul style="list-style-type: none">A. Número de neutronesB. Fecha de descubrimientoC. Números atómicosD. Número de isótoposE. Número de electrones <p>2) Seleccione el término que describe mejor la serie de elementos: S (Z=16), Na (Z=11), N (Z=7), F (Z=9), Li (Z=3)</p> <ul style="list-style-type: none">A. metales de transiciónB. elementos representativosC. metaloidesD. metales alcalinos térreosE. halógenos <p>3) ¿Cuál es el elemento que tiene el radio atómico más pequeño?</p> <ul style="list-style-type: none">A. Al (Z=13)B. Si (Z=14)C. Cl (Z=17)D. F (Z=9)E. O (Z=8) <p>4) ¿Cuál es el elemento que tiene la energía de ionización más baja?</p> <ul style="list-style-type: none">A. F (Z=9)B. Cl (Z=17)C. Na (Z=11)D. K (Z=19)E. C (Z=6) <p>5) ¿Qué comparación (es) de acuerdo al tamaño (radio) es (son) correcta?</p> <ul style="list-style-type: none">I. $P^{3-} > P$II. $P^{3-} > S^{2-}$III. $K^{+} > K$ <ul style="list-style-type: none">A. IB. I y IIIC. I, II y IIID. I y IIIE. Ninguna es correcta <p>6) ¿Qué elemento emplearía usted como componente de un artefacto electrónico?</p> <ul style="list-style-type: none">A. B (Z=5)B. Li (Z=3)C. K (Z=19)D. P (Z=15)E. C (Z=6) | <p>7) ¿Cuál de los siguientes elementos puede dar origen fácilmente a un anión?</p> <ul style="list-style-type: none">A. Na (Z=11)B. N (Z=7)C. F (Z=9)D. S (Z=16)E. P (Z=15) <p>8) ¿Cuál afirmación NO es correcta?</p> <ul style="list-style-type: none">A. El Zn es un elemento metálico (Z=30)B. El ion más estable del azufre (Z=16) es S^{2-}C. Un átomo de Mg es más pequeño que un átomo de sodioD. El catión sodio es más pequeño que el átomo de sodioE. El sodio tiene una afinidad electrónica mayor que el flúor <p>9) ¿Cuál de las siguientes especies isoelectrónicas perdería un electrón con más facilidad?</p> <ul style="list-style-type: none">A. S^{2-}B. Cl^{-}C. ArD. K^{+}E. Ca^{2+} <p>10) El número de electrones de valencia en el átomo de cloro (Z=17) es:</p> <ul style="list-style-type: none">A. 5B. 7C. 3D. 1E. 0 <p>11) ¿Cuál elemento corresponde grupo III A y periodo 2.</p> <ul style="list-style-type: none">A. ${}_8X$B. ${}_{15}Y$C. ${}_9W$D. ${}_5Z$E. ${}_{19}L$ <p>12) Dado el elemento ${}_{23}X$. Señale a qué grupo y periodo pertenece:</p> <ul style="list-style-type: none">A. Grupo IIA y periodo 2B. Grupo III B y periodo 4C. Grupo V B y periodo 4D. Grupo IV A y periodo 3E. Ninguna de las anteriores. |
|---|---|



Claves de la Auto-evaluación

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
C	B	D	D	A	C	C	E	D	B	D	C

Bibliografía

- 1. Brown, Le May, Bursten; “Química la ciencia central”, 9º edición, 2004.
- 2. Balochi, Bouyssieres, Díaz, Martínez; “Curso de química General”, Universidad de Santiago de Chile, 2000.
- 3. Chang Raymond , “Química General”, 7º edición, 2002.