

Unidad N°1: “Estructura Atómica y Tabla Periódica”

- Modelo atómico de Bohr
- Descripción del modelo atómico actual e identificación de números cuánticos en la representación de la configuración electrónica. Orbitales atómicos -Energías de los orbitales atómicos. Configuración electrónica- Regla del octeto- Diagrama de orbitales.
- Reconocimiento de la Tabla Periódica como una forma de organización y fuente de datos acerca de los elementos químicos. Identificación de los símbolos como una forma de expresión de la comunicación en química. -Interpretación de la relación entre, el ordenamiento de los elementos químicos en la Tabla Periódica a partir de su estructura atómica y descripción de la variación de las propiedades periódicas.

MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD:

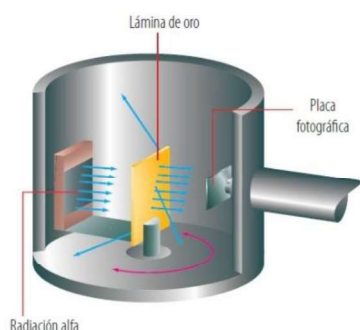


Figura 1. Dispositivo empleado por Rutherford para bombardear una lámina de oro con partículas alfa.

A principios del siglo XX, Ernest Rutherford (1871-1937) realizó un experimento cuyos resultados fueron inquietantes. Observó que cuando un haz de partículas alfa, emitidas por el polonio, uno de los elementos radiactivos, golpeaba contra una lámina de oro (figura 1), algunas de las partículas incidentes rebotaban, hasta el punto de invertir completamente la dirección de su trayectoria.

Con el fin de dar una explicación a este hecho, Rutherford propuso, en 1911, que el átomo:

- Estaba formado por un núcleo, como una zona central densa, en la cual se concentraba cerca del 99,95% de la masa atómica y debía ser positivo,
- Los electrones debían mantenerse en constante movimiento en torno al núcleo, a una cierta distancia,
- Gran parte del volumen del átomo sería espacio vacío.
- Al igual que Thomson, consideró que la carga negativa de los electrones debía contrarrestar la carga positiva del núcleo, para dar lugar a un átomo neutro.

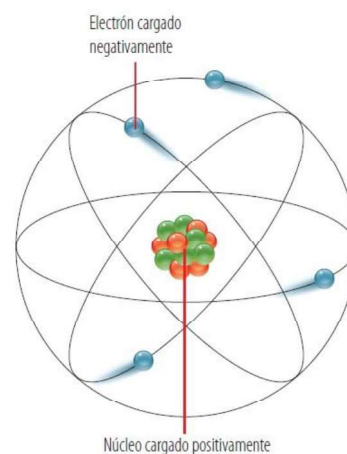


Figura 2. Modelo atómico de Rutherford, en el cual los electrones giran alrededor del núcleo del átomo.

Este modelo planteaba un inconveniente: si el núcleo y el electrón poseían cargas eléctricas de distintos signos, estas debían atraerse. Luego, esta atracción, sumada a

la pérdida de energía del electrón en movimiento, llevaría a que chocara contra el núcleo. Sin embargo, esto no ocurría, por lo tanto faltaba más por conocer.

MODELO PLANETARIO DE BOHR

Con el fin de dar solución a las inconsistencias que presentaba el modelo atómico de Rutherford, el físico danés Niels Bohr propuso, en 1913, basándose en la teoría cuántica de Planck y en el análisis del espectro de emisión del hidrógeno, propuso un nuevo modelo atómico (figura). En él, mantenía la estructura planetaria propuesta por Rutherford, pero hacía las siguientes precisiones acerca de la disposición de los electrones alrededor del núcleo:

- Los electrones giraban alrededor del núcleo, describiendo solo determinadas órbitas circulares que llamó **órbitas estacionarias**.
- La energía de un electrón en un átomo estaba **cuantificada**, es decir, restringida a determinados valores.
- Al describir una órbita estacionaria, un electrón no absorbía ni emitía energía.
- El radio de la órbita (su distancia al núcleo) estaba relacionada con la energía que poseía el electrón, es decir, a mayor radio, mayor energía.
- Los valores de energía que podía tener un electrón se denominaron **niveles de energía** (figura 3)

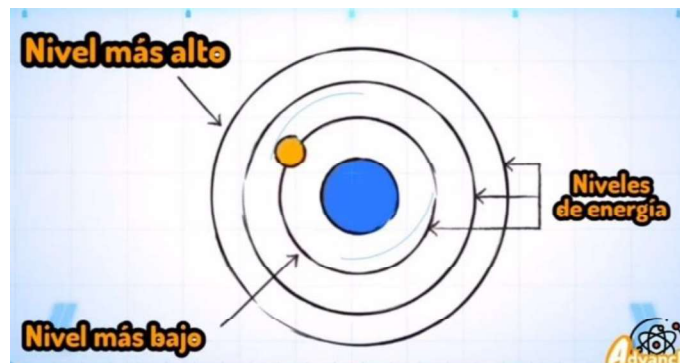


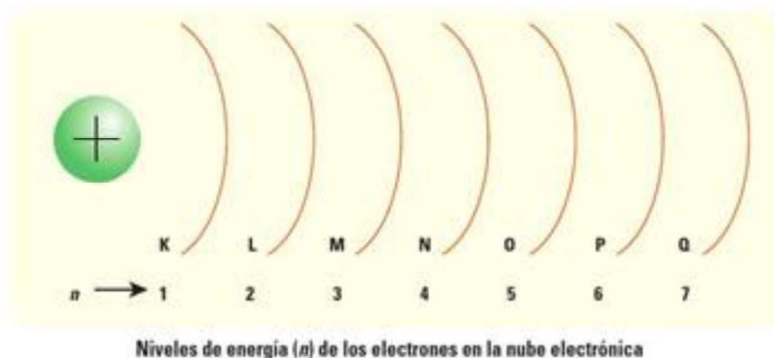
Figura 3: Modelo Atómico de Bohr.

LA NUBE ELECTRONICA SEGÚN BOHR

El modelo atómico de Bohr propone la distribución de electrones por niveles y subniveles energéticos de la nube electrónica. Existe un número máximo de electrones por niveles y subniveles de energía.

- Los niveles de energía son 7 y se denominan por las letras mayúsculas: K, L, M, N, O, P y Q; también se pueden identificar por los números: 1;2;3;4;5;6 y7.
Los electrones de la capa K, cerca del núcleo, tienen menor energía, por lo que este los atrae con más fuerza. En cambio los electrones de la capa Q son los más

alejados, por lo tanto tiene mayor energía y son atraídos con menor fuerza por el núcleo.



- Cada nivel de energía está constituido por uno o más subniveles, debido a que los electrones que se hallan en un mismo nivel se diferencian ligeramente en la energía que tiene cada uno. Estos se identifican por letras minúsculas: s, p, d y f, y cada uno tiene una capacidad determinada de alojar electrones:

$$s=2 e^{-}; \quad p=6 e^{-}; \quad d=10 e^{-}; \quad f=14 e^{-}$$

Subniveles y número máximo de electrones en cada nivel de energía

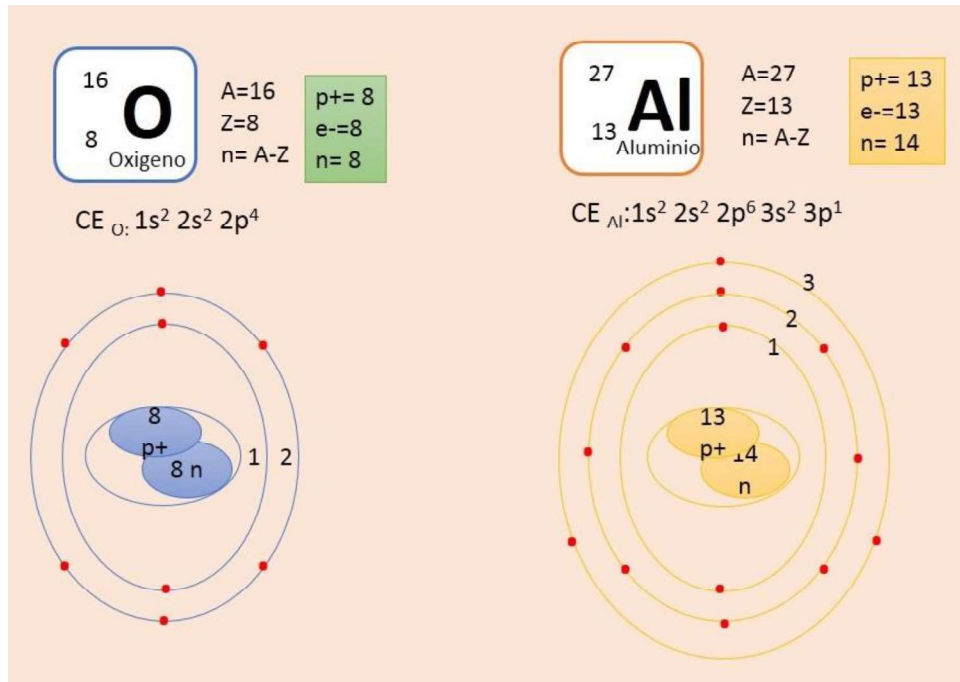
Nivel	Subnivel	e^{-}
1 o K	$1s^2$	2
2 o L	$2s^2 2p^6$	8
3 o M	$3s^2 3p^6 3d^{10}$	18
4 o N	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$	32
5 o O	$5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14}$	32
6 o P	$6s^2 6p^6 6d^{10}$	18
7 o Q	$7s^2 7p^{14}$	8

Recordando la configuración electrónica dibujemos un átomo al “estilo de Bohr”

Para poder dibujar un átomo debemos seguir los siguientes pasos:

1. Obtener de la tabla periódica el número atómico (Z), el número másico (A) del elemento a graficar
2. Calcular la cantidad de protones, neutrones y electrones presentes
3. Obtener su configuración electrónica
4. Teniendo todo esto, dibujamos un núcleo con la cantidad de protones y neutrones
5. Dibujamos niveles (n) que tengamos alrededor del núcleo (es el número grande la de configuración electrónica)
6. Por último en cada nivel dibujamos la cantidad de electrones que tenga cada subnivel (es el número pequeño) y listo.

Te dejo unos ejemplos en las siguientes imágenes



ACTIVIDAD: Dibuja el átomo (según Bohr) para los siguientes elementos:

- a. Calcio
- b. Silicio
- c. Azufre
- d. Magnesio
- e. Manganeso

No olvides escribir todos los pasos a seguir

LA ECUACIÓN DE SCHRÖDINGER

En 1926, Erwin Schrödinger (1887-1961) describió el comportamiento del electrón en un átomo de acuerdo con consideraciones estadísticas, es decir, en términos probabilísticos. Schrödinger consideró que la trayectoria definida del electrón, según Bohr, debe sustituirse por la probabilidad de hallarlo en una zona del espacio periférico al núcleo atómico. Esta probabilidad es también la densidad electrónica o nube de carga electrónica, de modo que las regiones donde existe una alta probabilidad de encontrar al electrón, son las zonas de alta densidad electrónica. Las ecuaciones de Schrödinger delimitan regiones en el espacio, que corresponden, más o menos a los orbitales establecidos por Bohr, pero que designan las zonas en las cuales la probabilidad de hallar un electrón, en un momento dado, es muy alta. Es decir, no podemos decir dónde estará ese electrón en un momento t, sino cuál es la probabilidad de que dicha partícula se encuentre en la zona observada en ese momento. Estos orbitales se describen por medio de cuatro parámetros, llamados números cuánticos.

MODELO ATÓMICO ACTUAL

En 1927, el físico alemán Werner Heisenberg propuso el llamado **Principio de Incertidumbre** que afirma que no es posible conocer la posición y a velocidad exacta de los electrones de los electrones en un átomo de forma simultánea. Lo que significa que no se pueden establecer sus trayectorias; solo es posible determinar las zonas en las que es más probable encontrar en constante movimiento a un electrón de un átomo. Esas áreas, llamadas **orbitales**, tienen diferentes formas alrededor del núcleo.

Del modelo atómico de Bohr solo permanece vigente la teoría que indica que los electrones se mueven con niveles energéticos determinados, sin emitir ni absorber energía, y que a cada nivel de energía le corresponden uno o más subniveles de energía, y con ellos se pueden identificar los orbitales.

También sigue aceptándose que, en un átomo, existe un número máximo de electrones que pueden tener un contenido energético correspondiente a un determinado nivel de energía. Para los primeros cuatro niveles energéticos, esos valores son: 2 e-, 8e-, 18e- y 32e-.

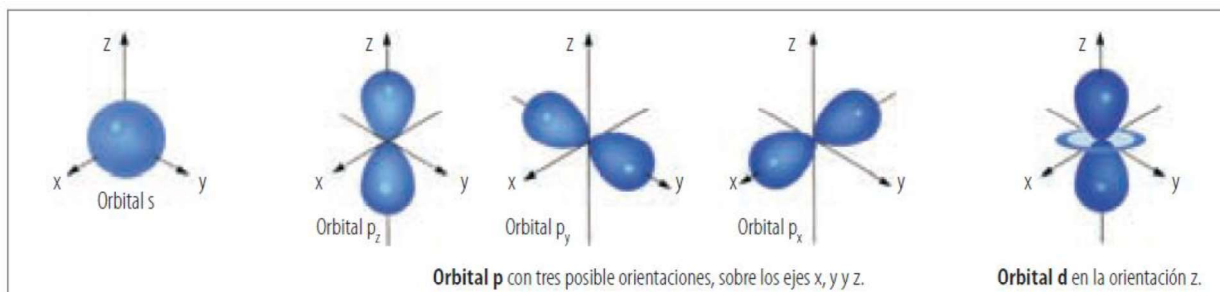
LOS NÚMEROS CUÁNTICOS

En el modelo atómico actual, se definen las características de todos los electrones de un átomo utilizando lo que se conoce como números cuánticos, que se denominan con las letras n, m, l y s. los números cuánticos indican la energía y describen el movimiento del electrón que caracterizan. En un átomo, no pueden existir dos electrones que tengan los mismos números cuánticos.

- **Número Cuántico Principal (n):** describe el nivel principal de energía ocupado por un electrón, puede tomar valores positivos que van del 1 en adelante. La energía de los niveles depende de la distancia al núcleo: a mayor distancia, mayor energía, y mayor tamaño del orbital. El número máximo de electrones que es posible encontrar por nivel energético está dado por $2n^2$, donde **n** es el nivel de energía
- **Número Cuántico Secundario (l):** representa el subnivel del electrón, y está relacionado con la **forma del orbital**. Cada nivel energético tiene **n** subniveles, que se designan con números que van de 0 a n-1. Por ejemplo, si n=2, entonces l puede ser 0 o 1. Cada subnivel se designa con una letra **s, p, d o f**, y se acepta el **número máximo de electrones**, como se muestra en la siguiente tabla.

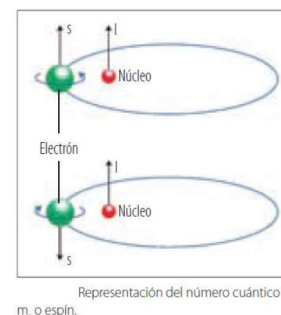
Nivel (n)	Nº de electrones
1	$2(1)^2 = 2$
2	$2(2)^2 = 8$
3	$2(3)^2 = 18$
4	$2(4)^2 = 32$

Subniveles (l)	0	1	2	3
Designación	s	p	d	f
Nº máximo de electrones	2	6	10	14



El número cuántico secundario (l) determina la forma del orbital, mientras que el número cuántico magnético indica la orientación espacial de dicho orbital.

- **Número Cuántico Magnético (m):** representa la **orientación espacial de los** orbitales presentes en un subnivel, y puede tomar valores enteros desde $-l$ a $+l$, incluido el cero. Así, si $l = 2$, los valores posibles de m_l serán: $-2, -1, 0, 1$ y 2 .
- **Número Cuántico de spin (s):** se relaciona con el giro del electrón sobre su propio eje. Este número, que puede tomar los valores $+1/2$ o $-1/2$, limita a dos la cantidad de electrones por cada orbital atómico, los que deben tener sentidos de giro (o spin) opuestos



CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS

Una gran parte de las propiedades físicas y todas las propiedades químicas de un elemento dependen de la corteza electrónica de los átomos que lo componen. Esta es la razón por la cual es importante conocer cómo están distribuidos los electrones en la zona periférica de un átomo. El ordenamiento que se presenta para cada átomo se conoce como **configuración electrónica** del estado fundamental o basal de los átomos. Esta corresponde al átomo aislado en su estado de mínima energía.

Hasta ahora hemos visto que los electrones se organizan alrededor del núcleo en órbitas u orbitales. Estas órbitas corresponden a regiones del espacio en las que la probabilidad de hallar un electrón es alta y se caracterizan por poseer un determinado nivel de energía.

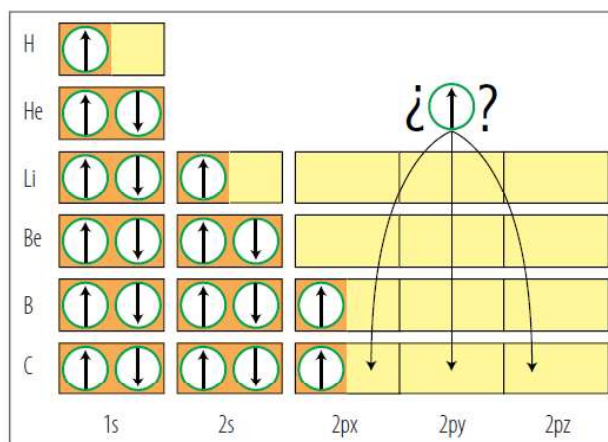
También sabemos que dentro de un nivel de energía dado hay subdivisiones, que denominaremos subniveles. Por último, hemos mencionado que el número de electrones permitido en un subnivel, así como la forma y orientación espacial de este, están determinados por los cuatro números cuánticos. A continuación veremos en

detalle cómo se distribuyen los electrones en estas regiones espaciales para diferentes átomos.

Algunas Consideraciones Preliminares

Para construir una especie de mapa, que describa cómo están dispuestos los electrones en la periferia del núcleo atómico, deben tenerse en cuenta los siguientes principios:

- **Principio de ordenamiento.** Al ordenar los elementos de manera creciente de números atómicos, cada átomo de un elemento tendrá un electrón más que el del elemento que le precede. Por ejemplo, cada átomo de carbono ($Z=6$) tendrá un electrón más que cada átomo de boro ($Z=5$).
- **Principio de Aufbau.** Es complemento del anterior y establece que el electrón que distingue a un elemento del elemento precedente se ubica en el orbital atómico de menor energía disponible (s o p).
- **Principio de exclusión de Pauli.** Un orbital no puede contener más de dos electrones, y los espines de dichos electrones deben tener valores opuestos. Esto quiere decir que no pueden tener el mismo número cuántico, porque estarían ocupando el mismo lugar al mismo tiempo. Se representan $\uparrow\downarrow$.
- **Principio de máxima multiplicidad de carga (regla de Hund).** Los electrones que pertenecen a un mismo subnivel se disponen de manera que exista el mayor número posible de electrones desapareados con el mismo valor de espín. Cuando un orbital contiene únicamente un electrón, se dice que este electrón está desapareado. Esto quiere decir que se distribuyen equitativamente en cada uno de los orbitales. Primero se ponen las flechas hacia arriba y después las flechas hacia abajo.



Esquema que ilustra los principios de construcción de Aufbau y la regla de Hund. Vemos las configuraciones electrónicas de una sucesión de elementos, desde el H ($Z=1$), hasta el C ($Z=6$). Si se añade un nuevo electrón a la configuración de carbono, éste debe ubicarse en $2p_y$.

El número máximo de electrones que pueden entrar en un nivel se calcula mediante $2n^2$, en donde, n es el nivel de energía.

* EJEMPLOS

- Para el nivel 1 se tiene: $2 \cdot (1)^2 = 2$ Número máximo de electrones.
- Para el nivel 2 se tiene: $2 \cdot (2)^2 = 8$ Número máximo de electrones.
- Para el nivel 3 se tiene: $2 \cdot (3)^2 = 18$ Número máximo de electrones.

* EJEMPLOS

La estructura electrónica del nitrógeno ($Z = 7$) se expresa de la siguiente manera:

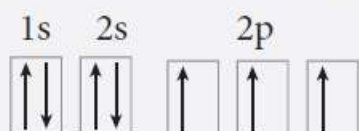


Con lo cual estamos indicando que:

- En el nivel de energía 1, subnivel s, hay 2 electrones,
- En el nivel 2, subnivel s, hay 2 electrones y
- En el nivel 2, subnivel p, hay 3 electrones.

Así se tiene un total de 7 electrones que es igual a Z.

La configuración electrónica del N se puede expresar también esquemáticamente, como sigue:



Observa que según la regla de Hund, en el subnivel p se coloca un electrón en cada orbital (representados por cajas en este caso), y se denomina diagrama de orbitales.

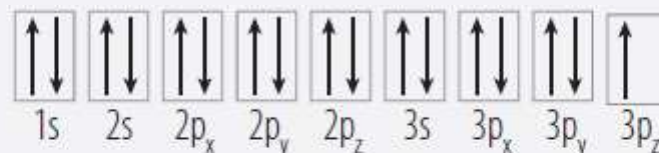
* EJEMPLOS

1. La configuración electrónica y el diagrama de orbitales para el cloro, Cl, sería como sigue:

Dado que $Z = 17$, sabemos que el cloro tiene 17 electrones, por lo tanto, su configuración electrónica debe dar razón de 17 electrones, como se muestra a continuación:

Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

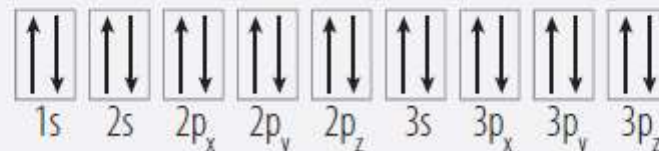
Diagrama de orbitales:



2. Veamos la configuración electrónica para el argón, Ar ($Z = 18$):

Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

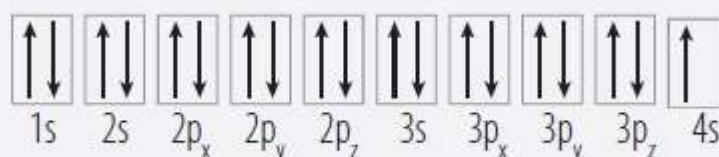
Diagrama de orbitales:



3. Siguiendo el mismo procedimiento, la configuración electrónica para el potasio, K ($Z = 19$) es:

Configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

Diagrama de orbitales:



TRABAJO PRÁCTICO N° 1

Realiza los siguientes ejercicios en tu cuaderno

- 1) Realiza las configuraciones electrónicas y los diagramas de orbitales de los siguientes elementos:
 - a. Hierro
 - b. Potasio
 - c. Argón
 - d. Fosforo
 - e. Cobalto
 - f. Níquel

- 2) Dibuja el átomo según Bohr para los siguientes elementos:
 - a. Calcio
 - b. Silicio
 - c. Azufre
 - d. Magnesio
 - e. Manganeso

No olvides escribir
todos los pasos a
seguir

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Leamos entre todos lo siguiente

Historia

En el año 1830 ya se habían descubierto el 50% de los elementos químicos conocidos en la actualidad; sus propiedades físicas y químicas y sus combinaciones con otros elementos para formar compuestos habían sido estudiadas por muchos químicos. Sin embargo, era necesario organizar toda esta información de manera clara.

Primeras Clasificaciones

Antoine Lavoisier



Clasificó los elementos químicos conocidos buscando semejanzas en sus propiedades. Así, los dividió en metales, como el hierro, la plata o el cobre, y no metales, como el fósforo, el oxígeno y el azufre. Algunos elementos, como el arsénico o el germanio, no se ajustaban claramente a una de estas dos categorías, por lo que también se podía hablar de elementos semimetálicos.

Esta clasificación, sin embargo, era demasiado general, ya que existían considerables diferencias entre las propiedades de los elementos que pertenecían a la misma categoría.

Jean Baptiste Dumas

Ideó un método para determinar el contenido en nitrógeno de los compuestos orgánicos. También aisló el antraceno y descubrió la fórmula del alcanfor. En 1834, demostró que los halógenos pueden reemplazar al hidrógeno en los compuestos orgánicos. Por último clasifico los elementos en familia de halógenos y anfígenos.

Johann W. Döbereiner

Observó que había grupos de tres elementos que tenían propiedades físicas y químicas muy parecidas o mostraban un cambio gradual en sus propiedades. Con base en sus observaciones clasificó los elementos en grupos de a tres y los llamó **tríadas**.

Johan Alexander Newlands

Ordenó los elementos conocidos de acuerdo con sus pesos atómicos crecientes; observó que después de ubicar siete elementos, en el octavo se repetían las propiedades químicas del primero (sin tener en cuenta el hidrógeno ni los gases nobles).

Newlands llamó a esta organización la ley de las octavas; de esta manera quedaron en el mismo grupo elementos con propiedades similares.

Por último ordenó los elementos en grupos y períodos, pero este ordenamiento presentó un problema: mientras algunos grupos tenían elementos con propiedades muy parecidas, otros tenían elementos con propiedades completamente diferentes.

Ivanovich Dimitri Mendeleiev y Lothar Meyer

Publicaron por separado tablas periódicas prácticamente coincidentes, en las que clasificaban los 63 elementos conocidos hasta esa fecha (entre 1830 y 1869 se descubrieron ocho nuevos elementos). La clasificación de **Mendeleiev** hacía especial énfasis en las **propiedades químicas** de los elementos; mientras que **Meyer** hacía hincapié en las **propiedades físicas**.

Mendeleiev, que fue el primero en dar a conocer su tabla periódica, organizó los elementos en orden creciente de sus pesos atómicos en filas y columnas de modo que los elementos que quedaban en la misma fila tenían propiedades semejantes (figura 34).

Por último resumió su descubrimiento estableciendo su **ley periódica**, que dice: *“Las propiedades de los elementos químicos no son arbitrarias, sino que varían con el peso atómico de una manera periódica”*.

Este sistema, no obstante, presentaba algunas fallas. Por ejemplo, cuando años más tarde empezaron a descubrirse los gases nobles y ubicarse en su sitio, resultó que el argón, Ar, tenía un peso atómico superior al del potasio, mientras que los restantes gases nobles tenían pesos atómicos inferiores a los elementos posteriores.

Tabla Periódica Actual

En 1913, Henry G. J. Moseley sugirió que los elementos se ordenaran de acuerdo con su número atómico en forma creciente.

La tabla periódica moderna presenta un ordenamiento de los 118 elementos que se conocen actualmente, ordenándolos según su número atómico (Z). Los elementos se disponen en filas horizontales llamadas **períodos** y en columnas denominadas **grupos** o familias.

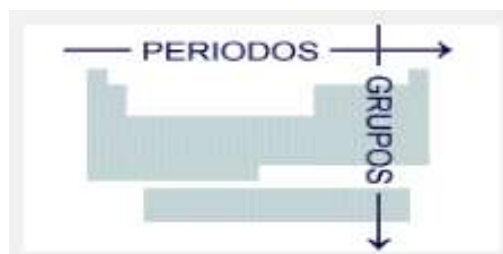
1																	18
H											13	14	15	16	17	He	
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo
Lantánidos		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
Actínidos		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

Tabla periódica moderna.

En la tabla los elementos se representan en recuadros que contienen información sobre ellos, como el nombre, el número atómico y la configuración electrónica, entre otros. La cantidad de información y la forma de representarla puede variar de una tabla a otra.

¿Cómo se organiza?

La posición que ocupa un elemento en la tabla periódica no es aleatoria, sino que depende de su configuración electrónica, la que define las propiedades químicas y físicas de los elementos. Existen 7 filas horizontales que se denominan **períodos** y 18 columnas verticales que se denominan **grupos**.



Historia Cronológica de la Tabla Periódica

1814: **Jhon Berzelius:** Clasificó los elementos según su electronegatividad.

1815: **William Proust:** Propuso el ordenamiento en base al Hidrógeno.

1820: **Newlans:** Propuso el ordenamiento según sus masas atómicas.

1864: **Johan Dobereiner:** Propuso el ordenamiento en base a las triadas.

1869: **Moseley:** Ordenó los elementos según su número atómico.

1869: **Dimitri Mendelejv:** Clasificó los elementos en base a sus propiedades químicas.

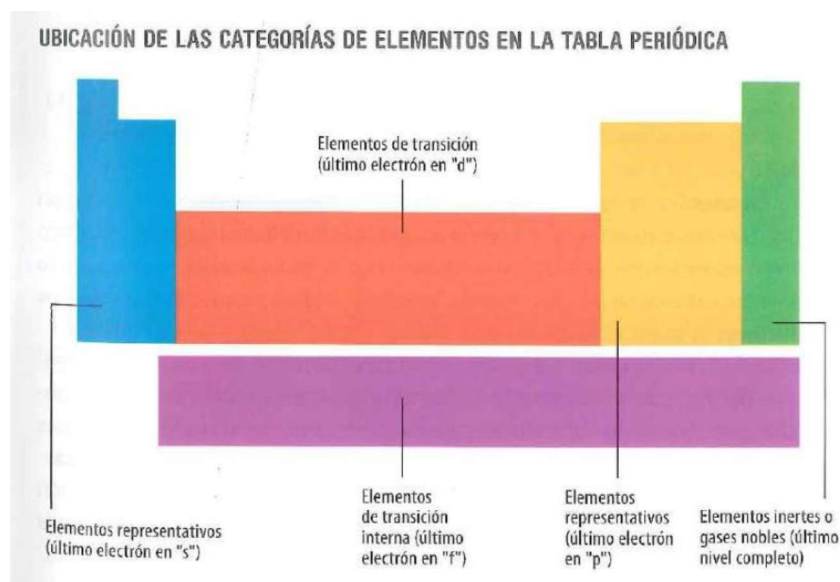
1914: **Hoy**

fppt.com

Clasificación de los Elementos

Como ya vimos los elementos se ordenan según su configuración electrónica. En consecuencia, pueden clasificarse:

1. Según donde se ubique el electrón de mayor energía (último electrón), dividiéndose en cuatro grupos:
 - **Elementos representativos:** son aquellos que poseen su último electrón en un orbital "s" o "p". pertenecen al grupo "A", y a los grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16 y 17.
 - **Elementos de transición:** son aquellos que poseen su último electrón en un orbital "d". pertenecen al grupo "B", a los grupos 3 a 12 de la tabla periódica.
 - **Elementos de transición interna:** son aquellos que poseen su último electrón en un orbital "f". estos elementos no se clasifican en grupos, ya que se encuentran entre los grupos 3 y 4. Se representan mediante dos filas que se desprenden de los periodos 6 y 7, y se ubican en la parte inferior de la tabla. Estos elementos se denominan *lantánidos* y *actínidos*
 - **Elementos inertes o gases nobles:** son aquellos que se caracterizan por tener todos sus niveles energéticos completos. Pertenecen al grupo 18. Los gases nobles poseen ocho electrones en su último nivel, y su configuración electrónica externa se representa con $ns^2 np^6$, a excepción del He, que tiene solo dos electrones en su último nivel, y una CE= $1s^2$



2. Según la tendencia a ganar o perder electrones:
 - **Metales:** Tienen tendencia a perder electrones y formar iones con cargas positivas "cationes" (alcalinos, alcalinoterreos, transición y transición interna).

Propiedades físicas de los metales:

- 1.- Alta conductividad térmica y eléctrica.
- 2.- Gris metálico o brillo plateado.

- 3.- Punto de fusión generalmente elevado.
- 4.- Ductibilidad (capacidad para formar alambres).
- 5.- Maleabilidad (capacidad para formar hojas o láminas delgadas)
- 6.- Casi todos son sólidos.
- 7.- En estado sólido se caracterizan por enlaces metálicos.

➤ **No Metales:** Tienen tendencia a ganar electrones y formar iones con cargas negativas “aniones”.

Propiedades físicas de los no metales:

- 1.- Mala conductividad eléctrica.
- 2.- Buenos aislantes térmicos.
- 3.- No poseen brillo metálico.
- 4.- Son sólidos, líquidos o gaseosos.
- 5.- Quebradizos en estados sólidos.
- 6.- No dúctiles
- 7.- Moléculas con enlace covalente, los gases nobles son mono atómicos.

➤ **Semimetales:** Estos muestran algunas propiedades características tanto de los metales como de los no metales. Muchos metaloides como el silicio, el germanio y el antimonio, actúan como semiconductores, y son importantes para los circuitos electrónicos de estado sólido. Los semiconductores son aislantes a temperaturas inferiores, pero algunos son conductores a temperaturas más altas.

➤ **Gases Nobles:** son poco reactivos, es decir, prácticamente no forman compuestos químicos.

Propiedades físicas de los gases nobles:

1. Son monoactivos, desprovistos de color, olor y sabor
2. Baja reactividad



Propiedades Periódicas

Algunas propiedades de los elementos varían de manera regular por la posición que ocupan en la tabla periódica, a estas propiedades se les llama **propiedades periódicas**.

Radio atómico: Es la distancia que existe entre el núcleo y la capa de valencia (la más externa).

Energía de ionización: Es la energía necesaria para separar totalmente el electrón más externo del átomo en estado gaseoso.

1	H																	He
2	Li	Be										B	C	N	O	F	Ne	
3	Na	Mg										Al	Si	P	S	Cl	Ar	
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uur	Uuq	Uub	Uuc	Uuh	Uuq	Uuh	Uuo	

Lantánidos	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Actínidos	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

RADIO ATÓMICO

En un grupo: El radio atómico aumenta al descender, pues hay más capas de electrones.
En un período: El radio atómico aumenta hacia la izquierda pues hay las mismas capas pero menos protones para atraer a los electrones.

1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uur	Uuq	Uub	Uuc	Uuh	Uuq	Uuh	Uuo	

Lantánidos	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Actínidos	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

ENERGÍA DE IONIZACIÓN

En un grupo: La energía de ionización disminuye al descender, pues el electrón que pierde está más alejado y menos atraído por el núcleo.
En un período: La energía de ionización aumenta hacia la derecha pues hay las mismas capas pero más protones para atraer a los electrones y cuesta más energía arrancarlos.

Carácter metálico: Un elemento se considera metal, desde un punto de vista electrónico, cuando cede fácilmente electrones y no tiene tendencia a ganarlos

Electronegatividad: Es la tendencia que tienen los átomos a atraer hacia sí los electrones en un enlace químico.

1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uur	Uuq	Uub	Uuc	Uuh	Uuq	Uuh	Uuo	

Lantánidos	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Actínidos	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

CARÁCTER METÁLICO

En un grupo: El carácter metálico aumenta al descender, pues el electrón que pierde está más alejado y menos atraído por el núcleo.
En un período: El carácter metálico aumenta hacia la izquierda pues hay las mismas capas pero menos protones para atraer a los electrones y se pueden perder con mayor facilidad.

1	H																	He	
2	Li	Be												B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg												Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uur	Uuq	Uub	Uuc	Uuh	Uuq	Uuh	Uuo		

Lantánidos	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Actínidos	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

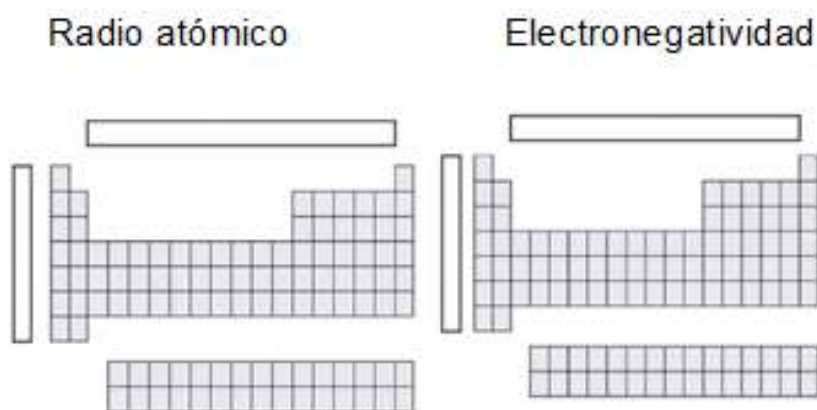
ELECTRONEGATIVIDAD

En un grupo: La electronegatividad disminuye al descender, pues el núcleo estará más alejado y atraerá menos a un electrón.
En un período: La electronegatividad aumenta hacia la derecha pues hay las mismas capas pero más protones para atraer a los electrones y lo hacen con mayor facilidad.

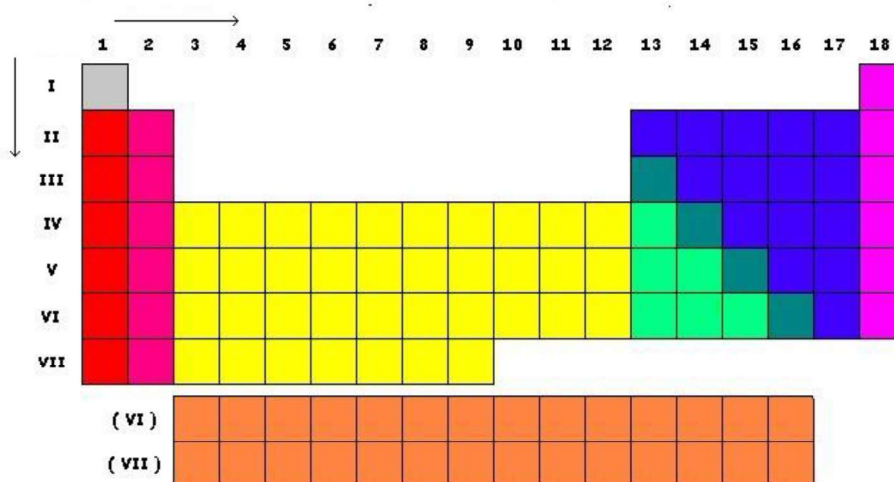
TRABAJO PRÁCTICO N°2

Realiza los siguientes ejercicios en tu cuaderno

- ¿Quién creo la tabla periódica actual?
 - Explica según la tendencia a ganar o perder electrones las características de los metales y los no metales y nombra 3 propiedades físicas
- a-Coloca en las siguientes tablas periódicas como varían y explica las siguientes propiedades:



- Coloca como se clasifican los elementos en la tabla periódica, según sus orbitales y características químicas-



- De la siguiente serie: O, F, Cl, Br. ¿Cuál es el **más** electronegativo y el **menos** electronegativo?
 - ¿Cuál alternativa contiene sólo metales? 1) Li, Na, K 2) F, Cl, Br 3) He, Ne, Ar 4) N, P, As 5) O, S, Se

4. Dado el siguiente esquema de la Tabla Periódica en forma genérica, en la que las letras no representan los símbolos de los elementos, indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. Si son falsas encadrese la F y coloque, al lado, la o las palabras que transformarían en verdadera la proposición falsa modificando solamente el o los términos subrayados

	I	II									III	IV	V	VI	VII	0
1																
2	A	B									C			J	L	Q
3	D													K	M	R
4	E					P		W							N	S
5	F	Z				X		Y		T						
6	G											H	I			
7	U															

a)	Los elementos, <u>L</u> , <u>M</u> y <u>N</u> son gases nobles	V - F
b)	Los electrones del nivel más externo de C son <u>dos</u>	V - F
c)	J es un <u>metal</u>	V - F
d)	C posee <u>tres</u> electrones en el último nivel ocupado	V - F
e)	<u>H</u> , <u>e</u> , <u>I</u> son no metales	V - F
f)	Los elementos A, D, E, F y G pertenecen al primer periodo	V - F
g)	C es un elemento del segundo grupo	V - F