

Guía 5 El átomo y tabla periódica

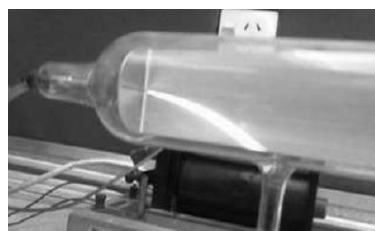
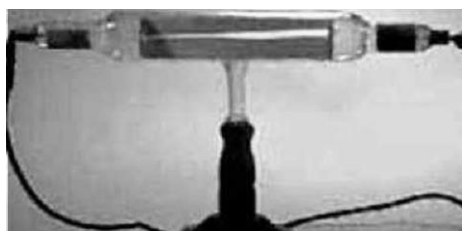
La teoría atómica

En el siglo V antes de cristo, el filósofo griego Demócrito expreso la idea de que toda la materia estaba formada por partículas muy pequeñas e indivisibles que llamo átomos. A pesar de que la idea de Demócrito no fue aceptada por muchos de sus contemporáneos (entre ellos, Platón y Aristóteles), esta se mantuvo. Las pruebas experimentales de investigaciones científicas apoyaron el concepto del atomismo, lo que condujo de manera gradual, a las definiciones modernas de elementos y compuestos. En 1808, el científico inglés John Dalton, formuló una definición precisa sobre las unidades indivisibles con las que está formada la materia y que llamamos **átomos**.

El trabajo de **Dalton** marco el principio de la química moderna. Las hipótesis sobre la naturaleza de la materia en las que se basa la teoría atómica de Dalton pueden resumirse como sigue:

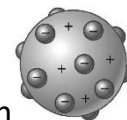
- ✓ Los elementos están formados por partículas extremadamente pequeñas llamadas átomos. Todos los átomos de un mismo elemento son idénticos, tienen igual tamaño, masa y propiedades químicas. Los átomos de un elemento son diferentes a los átomos de los demás elementos.
- ✓ Los compuestos están formados por átomos de más de un elemento. En cualquier compuesto, la relación del número de átomos entre dos de los elementos presentes siempre es un número entero o una fracción sencilla.
- ✓ Una reacción química incluye solo la separación, combinación o reordenamiento de los átomos; nunca se crean o se destruyen.

En 1850 Sir William Crookes construyo un tubo de descarga conocido también como tubo de Crookes. Este consiste en un tubo de vidrio con electrodos metálicos en sus extremos, conectados a una fuente de energía. Al hacer vacío se observa la emisión de luz desde el cátodo hacia el ánodo, por eso se les denomino rayos catódicos. En 1897, Sir Joseph John **Thomson**, estudio los rayos catódicos (en tubos modificados), y llegó a determinar que esos rayos constituían una partícula subatómica de carga negativa a la que posteriormente se le llamo electrón. Thomson determino que los rayos catódicos viajaban en línea recta desde el cátodo, que en presencia de un campo eléctrico se desviaba hacia la placa positiva, además que el paso de los rayos transfiere energía cinética y térmica a una rueda de paletas.



Modelo atómico de Thomson

J.J. Thomson, en 1987, fue el primero en proponer un modelo estructural interno del átomo. “Si los átomos contienen partículas negativas, los electrones, y la materia se presenta con neutralidad de cargas, entonces deberían existir partículas positivas”. Es así como Thomson postula que el átomo debe ser una esfera compacta positiva en la cual se encontrarían incrustados los electrones en distintos lugares, de manera que la cantidad de carga negativa sea igual a las positivas.



Modelo de Thomson

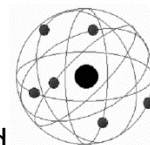
Protón

En 1886, Eugene Goldstein observó que al trabajar con un tubo de descarga de cátodo perforado en dirección opuesta a los rayos catódicos se desprendía una radiación. Estos rayos fueron designados rayos canales y resultaron ser partículas positivas, originadas por el choque de los rayos catódicos con átomos de gases residuales en el tubo. A esta nueva partícula se le dio el nombre de protón, que significa “partícula primitiva”.

Modelo atómico de Rutherford

En 1896, Henri Becquerel, estudiando la fluorescencia de un mineral de uranio, descubrió casualmente la radiactividad. Dicha propiedad siguió siendo estudiada por los esposos Marie y Pierre Curie, quienes descubrieron nuevos elementos radiactivos.

En 1911, **Ernest Rutherford** y sus colaboradores, H. Geiger y E. Marsden, utilizando un haz de radiación alfa, bombardearon laminas muy delgadas de oro. La hoja metálica fue atravesada por la mayoría de las partículas. Algunas de ellas siguieron en línea recta, otras fueron desviadas de su camino y lo más sorprendente fue que muy pocas rebotaron contra la lámina. El comportamiento de la radiación alfa, llevó a Rutherford a concluir que cada átomo estaría formado por una parte central, el núcleo, de carga positiva donde estaría concentrada la masa del átomo. Con ello explicaba la desviación de las partículas alfa (positivas). Los electrones se encontrarían en una estructura externa girando en orbitas circulares muy alejadas del núcleo, dejando un gran espacio libre que explicaría el paso mayoritario de las partículas a través de la lámina. Esta visión del átomo se conoce como Modelo Planetario de Rutherford.



Modelo de Rutherford

El modelo de Rutherford, si bien presentó un avance en el conocimiento de la estructura del átomo, no cumplía con las leyes del electromagnetismo, según las cuales el movimiento circular de los electrones alrededor del núcleo implicaba una pérdida de energía. Si ocurría

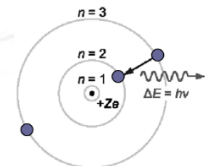
así, el electrón debería describir orbitas cada vez más pequeñas alrededor del núcleo hasta caer sobre él, colapsando de este modo el átomo. En este punto el modelo resulto ser inconsistente.

En otro aporte, Rutherford estableció que el hidrógeno tenía solo un protón en su núcleo y que el helio tenía dos protones. Sin embargo, la masa del átomo de helio no era el doble de la masa del hidrógeno. Esta aparente anomalía hizo sospechar la existencia de otras partículas que aportaban la masa del núcleo en los átomos, pero solo en 1932, James **Chadwick**, bombardeando átomos de berilio con partículas alfa, logro demostrar que los núcleos contenían unas partículas neutras de masa similar a los protones, que fueron denominadas neutrones.

Modelo atómico de Bohr

En 1913, Niels Bohr propone que los electrones giran en torno al núcleo en órbitas fijas, que corresponde a niveles de energía determinados. Si un electrón pasa de un nivel energético a otro de menor energía irradia una cantidad de energía determinada por la diferencia de energía entre estos niveles ($\Delta E = E_2 - E_1$). Así Bohr explica a través de su modelo los hechos experimentales que no pudo explicar Rutherford.

El electrón gira alrededor del núcleo en una trayectoria similar a las órbitas de los planetas y a este estado se le llama “**estado estacionario**”, es decir, espacio donde el electrón no absorbe ni emite energía. Este principio es totalmente contrario a la física clásica. En un átomo, el electrón sólo puede tener ciertos estados de movimiento definidos y estacionarios; en cada uno de ellos tiene cierta energía fija y determinada.



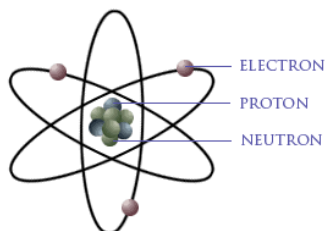
El electrón gira alrededor del núcleo en una trayectoria similar a las órbitas de los planetas y a este estado se le llama “**estado estacionario**”, es decir, espacio donde el electrón no absorbe ni emite energía. En un átomo, el electrón sólo puede tener ciertos estados de movimiento definidos y estacionarios; en cada uno de ellos tiene cierta energía fija y determinada.

Cuando el electrón pasa de un nivel interno hacia uno externo, el átomo absorbe energía. Si el electrón se transfiere de una órbita externa a una interna, el átomo emite energía equivalente a la diferencia entre los dos estados. Niels Bohr explica los espectros de emisión de los átomos, por los saltos de electrones entre los distintos niveles de energía. Los elementos se encuentran en la naturaleza en su estado de más baja energía llamado fundamental o basal. Si un átomo absorbe energía salta de un nivel inferior a uno superior obteniendo un electrón en su “estado excitado”, pero como el electrón no puede permanecer eternamente en ese estado de energía superior, la cual no le corresponde,

rápidamente retorna a su nivel de origen emitiendo el exceso de energía en forma de luz.

Estructura del átomo

El átomo es una estructura compleja formada, fundamentalmente, por las siguientes partículas subatómicas:



Características

- 1.- La masa del neutrón y del protón son prácticamente iguales, pero la masa del electrón es casi despreciable respecto a estos.
- 2.- Las cargas del protón y del electrón son iguales, pero de signo contrario, el neutrón no presenta carga eléctrica.
- 3.- Todas estas partículas se distribuyen entre el nivel y la envoltura. Siendo la cantidad de electrones y protones iguales en número, para así mantener la neutralidad del átomo.

Partícula	Masa (g)	Masa (uma)	Carga (C)	Carga unitaria
Electrón	$9.1095 \cdot 10^{-28}$	0.000548	$- 1.602 \cdot 10^{-19}$	-1
Protón	$1.6725 \cdot 10^{-24}$	1.0072	$+ 1.602 \cdot 10^{-19}$	+ 1
Neutrón	$1.6750 \cdot 10^{-24}$	1.0087	0	0

Del conocimiento de las partículas del átomo aparecen algunos conceptos que son determinantes en la clasificación de los elementos químicos, estos son:

Numero atómico (Z)

Se define como la cantidad de protones que existen en el núcleo del átomo, y es la característica fundamental de cualquier átomo, digamos que si un átomo llegara a perder o a ganar protones se convertiría en un átomo diferente. En un átomo neutro esta cantidad debe ser igual a la cantidad de electrones (concepto de átomo neutro, hipótesis establecida por Thomson).

Número másico (A)

Representa la **suma de protones y neutrones** del núcleo del átomo y matemáticamente se puede escribir como: $A = p + n$. Como p en un átomo neutro es igual a Z entonces se tiene que: $A = Z + n$

Entonces, podemos expresar la composición nuclear para un elemento, como por ejemplo, el sodio, de la siguiente manera:

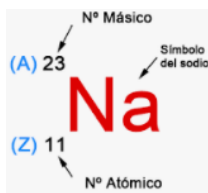


Tabla periódica

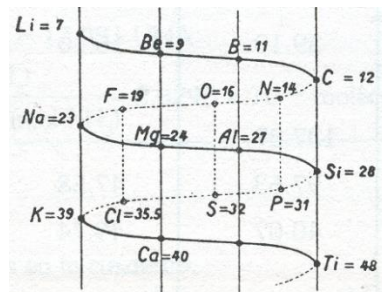
Clasificación Periódica

A principios del siglo XIX, se conocían la suficiente cantidad de elementos y compuestos como para que fuese necesario hacer una clasificación con el fin de facilitar su comprensión y estudio. Desde el principio se supo de la existencia de familias de elementos que compartían propiedades y semejanzas entre sí, intuyéndose que debía de existir una ley natural que tendiese a agrupar y relacionar con lógica a los elementos. En 1814, el primer gran avance que apuntaba a un ordenamiento de los elementos, vino de parte del químico sueco Jöns Jacob Berzelius, quien propuso la notación que aún hoy se utiliza, al proponer letras para distinguir los elementos, tomando como base la inicial o las dos primeras letras del nombre del elemento escrito en latín.

Las Triadas de Döbereiner, fue uno de los primeros intentos de clasificación de los elementos químicos según la similitud de las propiedades. Esta clasificación fue realizada por el químico alemán Johann Wolfgang Döbereiner, quien en 1817 declaró la similitud entre las propiedades de algunos grupos de elementos, que variaban progresivamente desde el primero al último. Döbereiner hizo un intento de relacionar las propiedades y semejanzas químicas de los elementos y de sus compuestos, con las características atómicas de cada uno de ellos, que en ese caso se trataba de los pesos atómicos, viéndose un gran parecido entre ellos, y una variación progresiva y gradual desde el primero hasta el tercero o último de la triada. En la clasificación de las triadas (ordenamiento de tres elementos), el químico alemán intentó explicar que el peso atómico medio de los elementos que se encuentran en los extremos de las triadas, es similar al peso atómico de los elementos que se encuentran en la mitad de la triada.

Triadas de Döbereiner		
Litio	Sodio	Potasio
Calcio	Estroncio	Bario
Azufre	Selenio	Telurio

En 1863 Alexandre-Émile Béguyer de Chancourtois, químico francés, ordenó los elementos químicos en función creciente a su peso atómico sobre una curva helicoidal que envolvía a un cilindro, cuya base circular fue dividida en 16 partes iguales. Esta curva helicoidal tenía la particularidad de que, si por una parte trazáramos una línea vertical, intersecaba a los elementos con propiedades similares.



En 1864 el químico inglés Jhon Alexander Reina Newlands, estableció el ordenamiento de los elementos, según el orden creciente de sus masas atómicas. Newlands dispuso a los elementos en filas horizontales de 7 en 7, resultando el octavo elemento de características similares al elemento ubicado en primer lugar (y el noveno similar al segundo), de esta manera los elementos de propiedades similares quedaban en la misma columna.

PRIMERA SERIE	Elemento	Li	Be	B	C	N	O	F
	Peso Atómico	7	9	11	12	14	16	19
SEGUNDA SERIE	Elemento	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
	Peso Atómico	23	24	27	28	31	32	35

En 1869 el químico ruso Dmitri Mendeléiev y el químico Alemán Lothar Meyer, independientemente, propusieron un acomodo para los elementos, mucho más amplio, basado en la repetición periódica y regular de las propiedades. Este sistema de clasificación resulto mejor que el de las masas atómicas, primero porque acomodó los elementos de manera más exacta de acuerdo a sus propiedades y también porque permitió predecir propiedades de varios elementos que aún no se descubrían. Mendeléiev observó que las propiedades de los elementos se repetían periódicamente; es por ello que la tabla periódica se conoce como “tabla periódica de los elementos” y enunció la siguiente Ley Periódica: **“Las propiedades de los elementos son función periódica de sus masas atómicas”**

Ventajas de la tabla de Mendeléiev:

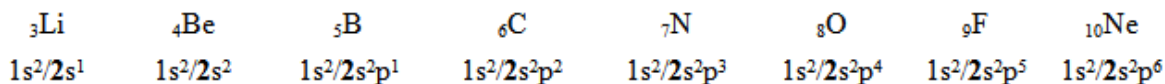
1. Permitted determinar nuevas propiedades de los elementos.
2. Permitted tener una idea más general de la clasificación de los elementos.
3. Predijo la existencia de nuevos elementos, por ejemplo: Escandio, Germanio y Renio.
4. En su época Mendeléiev clasificó a 63 elementos que conocía y para predecir las propiedades de los elementos no descubiertos, determinó que las propiedades de los elementos se encontraban relacionadas con los elementos que los circundaban.

A pesar de que la tabla periódica tuvo un gran éxito, sus primeras versiones mostraban algunas incongruencias. Dichas discrepancias sugirieron que otra propiedad, diferente a la masa atómica debería ser la base de la periodicidad observada. En 1913, un físico inglés, Henry Moseley, concluye que el ordenamiento de los elementos debe hacerse de acuerdo al número atómico (Z) y enunció lo que sería la ley periódica actual; “las propiedades de los elementos químicos son una función periódica de su número atómico”.

La tabla periódica actual fue diseñada por el químico alemán **J. Werner**, en base a la Ley Periódica de Henry Moseley y la configuración electrónica de los átomos de los elementos. Está constituida por 7 filas o periodos y presentan 18 columnas que constituyen 16 grupos o familias.

La ley fundamental que rige la clasificación de los elementos, dice: “**Las propiedades de los elementos son funciones de sus números atómicos**”. En la tabla Periódica actual se conserva la disposición antigua de filas y columnas. **Las filas**, ordenaciones horizontales, son **los periodos** (equivale al nivel de energía mayor en el que están los electrones de valencia).

Observemos por ejemplo el periodo 2



Note que todos los elementos del periodo 2 tienen sus electrones en el nivel dos de energía.

Las columnas, ordenaciones verticales, son **los grupos o familias** (que equivalen al número de electrones de valencia que tiene un átomo).

Clasificación de los elementos

Según sus propiedades estructurales y eléctricas, los elementos se clasifican en:

Metales

Se ubican en la parte izquierda y central de la tabla. Estos elementos tienen tres o menos de tres electrones de valencia, por lo que tienden a formar iones positivos (cationes).

No metales

Se ubican en el sector derecho superior de la tabla, generalmente se transforman en aniones con facilidad.

Metaloides (semimetales)

Son elementos que se ubican en el centro de la tabla y presentan propiedades intermedias entre metal y no metal.

Según su estructura electrónica, se distinguen tres categorías:

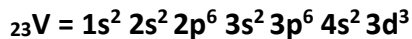
Elementos representativos

Son aquellos elementos cuyas configuraciones electrónicas terminales, se encuentran comprendidas entre: ns^1 y $ns^2 np^6$. Se caracteriza por tener los electrones de la capa de valencia en orbitales s o p.

Elementos de transición

Son **los elementos** en los que se llenan los orbitales d y f.

Veamos el ejemplo del Vanadio (V, Z = 23)



Periodo: 4 (n=4, mayor nivel de energía) Grupo: V B (5 electrones de valencia)

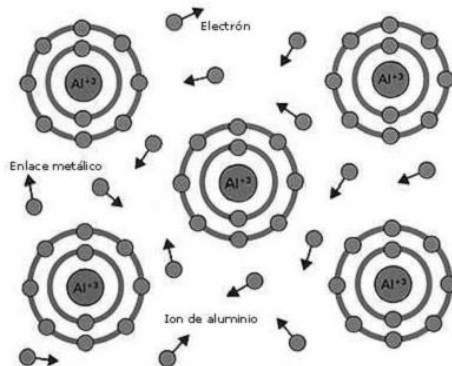
Gases Nobles o inertes

Sus configuraciones externas son $1s^2$ para el helio y $ns^2 np^6$ para todos los otros gases nobles. A este grupo se le conoce como grupo 0.

Existen grupos de elementos que, por poseer propiedades físicas o químicas características, han adquirido nombres de uso común. Tal es el caso de los grupos: I – A (1) de los metales alcalinos; II–A (2) de los metales Alcalino-térreos; VII–A (17) de los halógenos.

Enlace metálico

El modelo más simple para explicar el enlace metálico es el “modelo del mar de electrones”. Imaginemos que los átomos metálicos son despojados de sus electrones de valencia. Se recolectan todos los electrones formando un “mar” dentro del cual se dejan caer los iones metálicos. Como se ilustra para el Aluminio (Al), por ejemplo:



Como hay muchos electrones, estos se atraen por los núcleos positivos de los iones tanto como pueden, formando un empaquetamiento compacto de iones. Los electrones se mueven libremente en todas las direcciones de modo deslocalizado y el resultado es una red tridimensional de átomos ordenados. Los electrones que se mueven en cualquier dirección son los responsables de la propiedad de conducción eléctrica y térmica.

Propiedades de los metales

- ✓ Se deforman fácilmente, son dúctiles (forman hilos) y maleables (forman laminas)
- ✓ Tienen altos puntos de fusión, lo que indica que las fuerzas de unión átomo-átomo es muy fuerte.
- ✓ Conducen la electricidad y el calor.

Ejercicios

01.- ¿Cuántos neutrones tiene un elemento de $A = 19$; $Z = 9$?

- A) 7
- B) 8
- C) 9
- D) 10
- E) 11

02.- Si un elemento tiene $A = 27$ y $Z = 13$. ¿Cuál será la carga de un ion si el elemento queda con 10 electrones?

- A) 13 +
- B) 10 +
- C) 3 +
- D) 27 +
- E) 4 -

03.- El número atómico (Z) representa:

- I.- El número de protones del núcleo
- II.- El número de electrones en un átomo neutro
- III.- La ubicación de un elemento en la tabla periódica

¿Cuál de estas afirmaciones es correcta?

- A) Solo I
- B) Solo II
- C) Solo III
- D) II y III
- E) I, II y III

04.- El concepto de estado estacionario en un modelo atómico fue introducido por:

- A) Dalton
- B) Bohr
- C) Demócrito
- D) Rutherford
- E) Millikan

05.- La tabla periódica moderna está basada en:

- A) Masa atómica ascendente
- B) A ascendente
- C) Z descendente
- D) A descendente
- E) Z ascendente

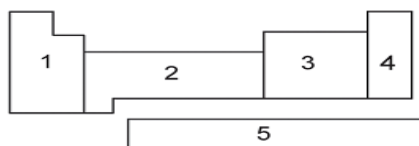
06.- los elementos: ${}_6\text{C}^{12}$; ${}_6\text{C}^{13}$; ${}_6\text{C}^{14}$; tienen en común:

- I.- Número atómico
 - II.- Número de protones
 - III.- Ser isótopos
 - IV.- Número de neutrones
- A) I, II y III
 - B) II, III y IV
 - C) I, III y IV
 - D) II y IV
 - E) II y III

07.- ¿Cuál o cuáles de las siguientes aseveraciones corresponde(n) a los elementos; ${}_6\text{C}^{14}$ y ${}_7\text{N}^{14}$?

- I.- El C tiene 1 neutrón más que el N
 - II.- C y N tienen igual número másico
 - III.- C y N son isóbaros
- A) Solo II
 - B) I y II
 - C) I y III
 - D) II y III
 - E) I, II y III

08.- En un sistema periódico muy simplificado, como el de la figura, los halógenos se ubican en la zona señalada con el número:



- A) 1
- B) 2
- C) 3
- D) 4
- E) 5

09.- Todos los átomos miembros del mismo grupo de la tabla periódica tienen en común:

- I.- Distribución similar de electrones más externos.
- II.- Estados de oxidación Similares.
- III.- Iguales masas.
- IV.- Igual número atómico.

- A) I y II
- B) I y III
- C) I y IV
- D) II y III
- E) II y IV

10.- (2018) Un átomo de un elemento, en estado fundamental, presenta electrones de valencia que se ubican en orbitales del tipo d. Al respecto, el elemento se clasifica como:

- A) actínido.
- B) gas noble.
- C) transición.
- D) representativo.
- E) lantánido.

11.- (2015) La estructura de Lewis de un átomo de un elemento X es:



¿Cuál de las siguientes afirmaciones es INCORRECTA con respecto al elemento X?

- A) Es un no metal.
- B) Pertenece al grupo VII A (17).
- C) Su número atómico es 7.
- D) Es un elemento representativo.
- E) Puede formar un ion con carga -1 .

Selección Múltiple

1.	D	6.	A	11.	C
2.	C	7.	E		
3.	E	8.	C		
4.	B	9.	A		