

---

## **MÓDULO UNO: LOS FUNDAMENTOS DE LA QUÍMICA**

### **Introducción:**

La Química es una ciencia que estudia la materia, sus propiedades, su constitución cualitativa y cuantitativa, los cambios que experimenta, así como las variaciones energéticas que acompañan las transformaciones en las que interviene.

### **Conceptos fundamentales:**

#### **Materia, sustancia, mezcla y cuerpo.**

Una manera más aproximada de definir **materia** es decir que es todo aquello que tiene masa, que ocupa un lugar en el espacio y que es perceptible, o sea, que puede impresionar en forma directa o indirecta en nuestros sentidos.

La **masa** es una medida de la cantidad de materia que posee un cuerpo.

Una **sustancia** es una forma de materia cuya composición resulta definida y constante, con propiedades físicas y químicas características, en determinadas condiciones de presión y temperatura.

Una **mezcla** es la unión de dos o más sustancias que permiten contacto, sin que entre ellas ocurra una reacción química. Las mezclas tienen propiedades variables.

Un **cuerpo** es una porción limitada de materia que está limitada por su forma.

### **Propiedades de la materia:**

**Propiedades intensivas:** son aquellas que no dependen de la cantidad de material que se analice, se clasifican en:

- **Caracteres organolépticos:** aquellos que se pueden captar con los sentidos: olor, sabor, textura, brillo, color, etc.
- **Constantes físicas:** punto de fusión, punto de ebullición, densidad, solubilidad, conducción de la corriente eléctrica, etc.
- **Propiedades químicas:** se relacionan con los tipos de cambios químicos que experimentan.

**Propiedades extensivas:** son aquellas que sí dependen de la cantidad de materia considerada. Se trata de la masa, el volumen, la superficie. No permiten identificar a una sustancia y diferenciarlas de otras.

### **Transformaciones físicas y químicas:**

La materia y la energía del universo se modifican constantemente. Pero no todos los cambios son iguales y tienen diferente características.

Los **cambios o transformaciones físicas**, modifican algunas propiedades de la materia, pero no su composición química, es decir que las sustancias no se transforman en otras.

Los **cambios o transformaciones químicas**, modifican las propiedades de la sustancia de modo definitivo y permanente y por lo tanto, su composición, transformándose en otra sustancia.

### **Sustancias simples y compuestas:**

Las sustancias pueden clasificarse en:

- a- **Sustancias simples o elementos químicos:** son aquellas que no pueden descomponerse en otras más sencillas por ningún método físico o químico, por ejemplo el cobre o el nitrógeno.
- b- **Sustancias compuestas o compuestos químicos:** resultan de la combinación de dos o más sustancias simples. Pueden descomponerse en sustancias simples por medio de reacciones químicas. La sal de cocina conocida como cloruro de sodio, por ejemplo, puede descomponerse en cloro y sodio.

### **Átomos y moléculas;**

El **átomo** es la menor porción de materia capaz de combinarse para formar moléculas. Está constituido por partículas subatómicas llamadas protones, con carga positiva y masa, electrones, con carga negativa y masa despreciable y por neutrones, sin carga pero con masa.

La **molécula** es la menor partícula de una sustancia, formada por átomos, que puede existir libre y presenta todas las propiedades de dicha sustancia.

Las moléculas no son todas iguales, difieren en la forma: esféricas, casi esféricas, alargadas, ramificadas, con forma de hélice, de anillo, etc. y en el tamaño, las más pequeñas llamadas micromoléculas y las más grandes, macromoléculas, por ejemplo la molécula de hidrógeno es una micromolécula y las proteínas, los ácidos nucleicos y el polietileno son macromoléculas.

### Número atómico y número másico:

Las partículas fundamentales del átomo son:

Átomo	protones	carga: positiva
		masa en gramos: $1,6725 \cdot 10^{-24} \text{g}$
	neutrones	carga: nula
		masa en gramos: $1,6725 \cdot 10^{-24} \text{g}$
	electrones	carga: negativa
		masa: $0,9109 \cdot 10^{-27} \text{g}$ (1850 veces menor que la del protón)

Un elemento se caracteriza por el número de protones que tiene su núcleo, llamado **número atómico Z**, que diferencia a un elemento de otro. Como los átomos son eléctricamente neutros, el Z también indica el número de electrones que tienen.

$$Z = \text{n}^\circ \text{ de protones} = \text{n}^\circ \text{ de electrones}$$

El **número másico o masa atómica A** se debe a la suma de los elementos que tienen masa, o sea protones y neutrones.

$$A = \text{n}^\circ \text{ de protones} + \text{n}^\circ \text{ de neutrones}$$

$$Z = \text{n}^\circ \text{ de protones}$$

$$A = Z + \text{n}^\circ \text{ de neutrones}$$

### Representación de los átomos:

La representación de un átomo cualquiera X puede efectuarse de la siguiente manera:

$${}_Z^A X \quad \text{donde: X es el símbolo químico, A es el n}^\circ \text{ másico y Z es el n}^\circ \text{ atómico.}$$

Por ejemplo:  ${}_8^{16} \text{O}$  indica que el átomo de oxígeno tiene: 8 protones, 8 electrones y  $16 - 8 = 8$  neutrones.

### Unidad de masa atómica.

La unidad de masa tomada como referencia para la medida de masas atómicas (u.m.a.) es la doceava parte de la masa del carbono 12 y su valor se puede calcular dividiendo la masa de un mol de moléculas de carbono 12 (12g) por el número de Avogadro, así para obtener la masa de un átomo:

Y dividiendo luego por 12:

$$1 \text{ u.m.a.} = \frac{1,99 \cdot 10^{-23} \text{g}}{12} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{g}$$

$${}_{6}^{12} \text{C} = \frac{12,0000 \text{g}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 1,99 \cdot 10^{-23} \text{g}$$

### Masa molar:

La masa molar de los átomos de un elemento está dado por el peso atómico de cada elemento multiplicado por la constante de masa molar  $u = 1 \times 10^{-3} \text{ kg/mol} = 1 \text{ g/mol}$ . Su valor numérico coincide con el de la masa molecular pero expresado en gramos/mol en lugar de unidades de masa atómica, y se diferencia de ella en que mientras la masa molecular alude una sola molécula, la masa molar corresponde a un mol ( $6,022 \cdot 10^{23}$ ) de moléculas:

### Masa molecular:

La masa de una molécula es igual a la suma de las masas de los átomos que la componen y se denomina masa molecular.

Por ejemplo:  $M(\text{NaCl}) = [23 + 35.5] \times 1 \text{ g/mol} = 58.5 \text{ g/mol}$

### Mol:

El **mol** (símbolo: **mol**) es la unidad con que se mide la cantidad de sustancia que contiene exactamente  $6,02 \cdot 10^{23}$  partículas elementales.

La expresión "partículas elementales" puede referirse a moléculas, átomos, iones, electrones, etc. Así, un mol de moléculas se refiere a  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas y un mol de átomos a  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos.

El número  $6,02 \cdot 10^{23}$  se denomina número de Avogadro.

Para el caso del agua, vemos que la relación entre el mol y la masa molecular es:

Por lo tanto decimos que: 1mol de agua tiene un peso o masa de 18,12g

Relación del Mol y la masa molecular del Agua y de sus Partes			
			
2 moles H +		1 mol O =	1 mol de agua
2 x 1,01 g +		16,00 g =	18,02 g

### Los isótopos e isóbaros:

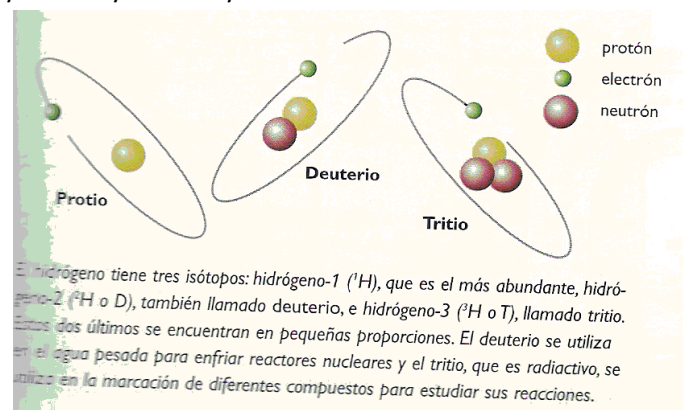
Se llaman **isótopos** a los átomos de un mismo elemento que presenta un número distinto de neutrones, es decir que presentan igual Z y distinto A, por ejemplo U Z= 92 y A= 235 y U Z= 92 y A = 238

La existencia de los isótopos permite explicar por qué las masas atómicas resultan números fraccionarios y no enteros, y también, por qué su valor es ligeramente diferente cuando se consideran distintos patrones de unidad.

Para el hidrógeno se tiene el protio, deuterio y tritio como se ve en la figura.

Son elementos radiactivos, emiten rayos gama y se utilizan en medicina para diagnosticar enfermedades o para su tratamiento, como el cobalto 60, en tratamientos para el cáncer.

Los **isóbaros** son átomos de distintos elementos que tienen igual número másico pero distinto número atómico. Sus propiedades son por lo tanto distintas.



### Masa atómica relativa:

Si se conocen los números másicos y la abundancia porcentuales de cada isótopo (composición centesimal del elemento) puede calcularse fácilmente la **masa atómica**. Por ejemplo, si se trata de dos isótopos de un mismo elemento, de números másicos  $A_1$  y  $A_2$  y la abundancia natural  $p_1$  y  $p_2$  (porcientos), resulta:

$$A = \frac{p_1 A_1 + p_2 A_2}{100}$$

**Núclidos:** en la actualidad se designa con este nombre a cada configuración atómica caracterizada por un número másico A y un número atómico Z. Dos núclidos se consideran distintos si difieren en A o en Z o en ambos. Los núclidos de igual Z son isótopos de un mismo elemento. Los núclidos de igual A son isóbaros.

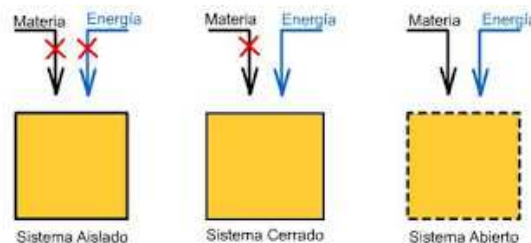
Por ejemplo, son núclidos diferentes  ${}^6_3\text{Li}$ ,  ${}^7_3\text{Li}$ ,  ${}^{40}_{19}\text{K}$ ,  ${}^{40}_{20}\text{Ca}$ . los dos primeros son isótopos y los otros dos, isóbaros.

### **Sistemas materiales:**

Un sistema material es una porción del universo que se aísla en forma real o imaginaria para su estudio.

En general, un sistema material intercambia materia y/o energía con el medio que lo rodea. Según el tipo de intercambio, los sistemas pueden clasificarse en:

Sistema	Intercambio de materia	Intercambio de energía	Ejemplo
Abierto	Si	Si	fogata
Cerrado	No	Si	Olla con tapa
aislado	No	No	Termo



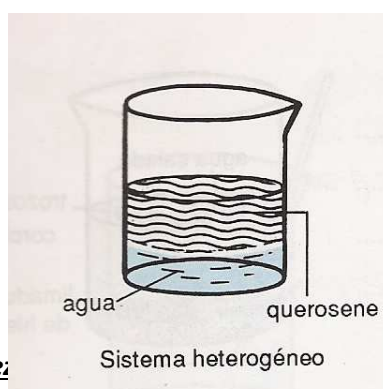
### Clasificación de los sistemas materiales:

Al analizar las propiedades intensivas de un sistema se observa que:

- ✓ Si las propiedades intensivas son las mismas en cualquier parte del sistema, se trata de un sistema **homogéneo**. Por ejemplo, un terrón de azúcar.
- ✓ En cambio, si las propiedades no son constantes en todos los puntos, se trata de un sistema **heterogéneo**.
- ✓ Si la interfase no está bien definida, el sistema se llama **inhomogéneo**, variando sus propiedades en forma gradual y continua, como en la atmósfera terrestre.

En los sistemas heterogéneos pueden diferenciarse **fases**, es decir, porciones en las cuales los valores de las propiedades intensivas resulten constantes. Por ejemplo, en la bebida con cubitos, la bebida constituye una fase y los cubitos otra. Las fases se encuentran separadas entre sopor límites virtuales llamados interfases.

Un sistema material puede tener una o varias sustancias, que se denominan **componentes**. Si tiene un solo componente, se trata de una sustancia, y si tiene varios, de una mezcla.



Sep

1 me

Los métodos de separación dependen del tipo de mezcla y de las propiedades de las sustancias que lo forman. Si la mezcla es heterogénea, primero habrá que separar las fases mediante métodos de separación. Luego, si alguna de las fases es una solución, es decir, tiene más de un componente, éstos se podrán separar utilizando métodos de fraccionamiento.

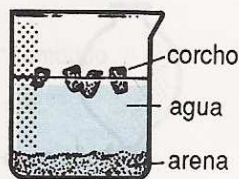
Tanto los métodos de separación de fases como los de fraccionamientos implican cambios físicos pero no químicos, ya que ninguno genera sustancias diferentes de las que forman las mezclas. Las propiedades específicas de los componentes antes de ser mezclados y después de ser mezclados son iguales, es decir, las sustancias siguen siendo las mismas.

### Separación de fases:

- **Tamización:** Se emplea para separar sólidos cuyas partículas son de diferentes tamaños. Se utiliza un tamiz o malla metálica.
- **Levigación:** Se emplea para separar fases sólidas de diferentes pesos. Se utiliza una corriente de agua que arrastra el componente liviano y deja en más pesado.
- **Filtración:** Operación que permite separar sólidos insolubles en un líquido. Como elemento filtrante suele emplearse el papel de filtro y otros materiales como el algodón, el amianto, la arena, etc.
- **Decantación:** Permite separar líquidos no miscibles (no solubles entre sí), de distinta densidad, utilizando una ampolla de decantación. La sustancia menos densa se coloca arriba de la más densa. También se emplea para separar una fase sólida dispersa en un líquido, por diferencia de densidad.
- **Disolución:** Si se tiene una mezcla de sólidos, puede separarse una de ellas por disolución en un disolvente adecuado, donde una fase es soluble en el solvente y la otra no.
- **Centrifugación:** La centrífuga acelera la sedimentación de partículas sólidas o el proceso de decantación sometido el sistema a una rotación rápida. La fase más densa ocupa el fondo del tubo por efecto de la fuerza centrífuga.
- **Imantación:** Separa materiales metálicos que son atraídos por un imán.
- **Tría:** Separa sólidos de diferentes tamaños por medio de una pinza.
- **Sublimación:** es un procedimiento que permite separar sólidos que subliman en otras fases o impurezas, por acción del calor.



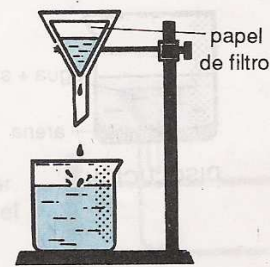
TAMIZACIÓN



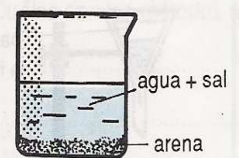
FLOTACIÓN



DECANTACIÓN



FILTRACIÓN

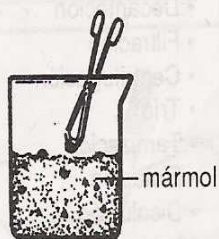


DISOLUCIÓN



ampolla de decantación

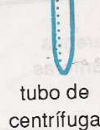
### Fraccionamiento



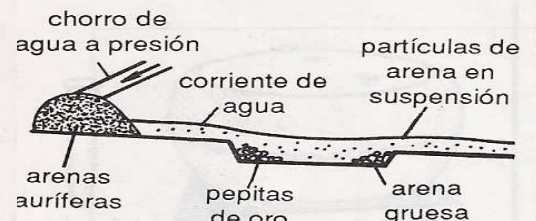
Tría



Centrífuga



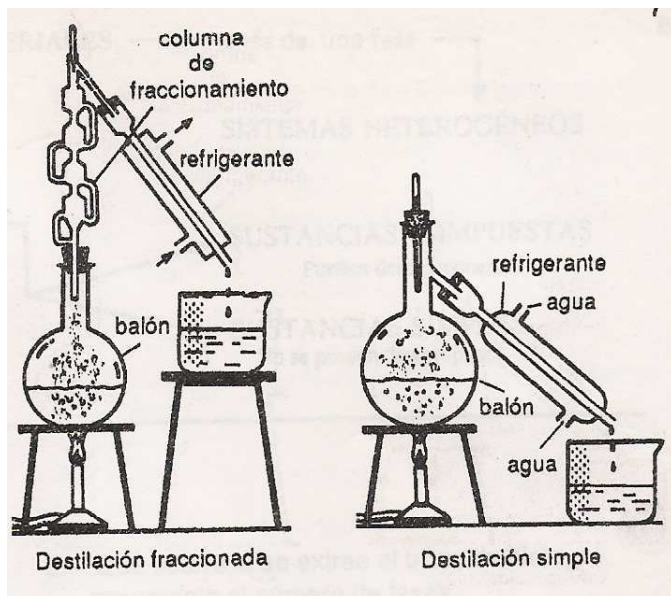
tubo de centrífuga



Levigación



- **Destilación simple:** Este método permite separar un líquido de las sales disueltas en él. En el balón se coloca la solución, se aplica calor y cuando los vapores condensan en el refrigerante y el líquido puro se recoge en un recipiente. El tubo interior del refrigerante se mantiene frío por medio de una corriente de agua que entra por la parte inferior y fluye por la parte superior del mismo.
- **Destilación fraccionada:** Se utiliza para separar mezclas de líquidos miscibles con distintos puntos de ebullición. Se conecta al balón una columna de fraccionamiento. A medida que los vapores menos volátiles se condensan en la ampolla, regresan al balón por un tubo lateral y el más volátil sigue su curso, se condensa y se recoge en un recipiente.
- **Cristalización:** Es el método empleado para separar sales u otros sólidos disueltos en agua. Por acción del calor se evapora parte del agua, obteniéndose una solución muy concentrada o sobresaturada, que al enfriar, comienza a cristalizar. De esta forma el exceso de sólido disuelto precipita y los cristales se separan por filtración.
- **Cromatografía:** En ciertas ocasiones, como para separar pigmentos de una solución coloreada, se utiliza la técnica denominada cromatografía. Existen varios tipos pero la más usada es la de partición sobre papel. Consiste en una tira de papel de filtro suspendida en un recipiente, cuya extremidad inferior está sumergida en un solvente orgánico (éter de petróleo, butanol, etanol, etc.) La muestra a analizar se deposita sobre el papel próxima al solvente. Éste asciende por capilaridad y arrastra las sustancias que forman la muestra, las cuales van alcanzando distintas alturas de acuerdo con su masa molecular, afinidad con el solvente, etc. De ese modo se logra la separación de los diferentes componentes de una solución.



## Cristalización y precipitación

Se utilizan para separar un soluto sólido disuelto en un disolvente.



## Cromatografía

Se basa en la diferente afinidad de las moléculas por un disolvente y por la trama porosa de la matriz a través de la que fluyen.



## **MÓDULO DOS: EL REORDENAMIENTO DE LOS ELEMENTOS:**

Las sustancias simples: los elementos químicos. Símbolos. Metales, no metales y gases nobles. El modelo atómico cuántico. Las partículas subatómicas. El núcleo y los niveles de energía. Iones. Tabla periódica. Períodos y grupos. Clasificación de los elementos según la configuración electrónica.

### **Elementos Químicos: Símbolos:**

Los elementos químicos son las unidades químicas fundamentales que forman las sustancias simples y compuestas.

Los símbolos modernos de representación de los átomos se deben a Berzelius, el cual propuso usar, la primera letra del nombre latino del elemento o, en caso contrario, la primera letra seguida de la segunda, al ser dos o más los elementos cuyos nombres empiecen con la misma letra. Sólo en algunos casos el símbolo deriva del nombre en latín, por ejemplo Azufre Sulphur, Plata Argentum, etc.

### **Clasificación de los elementos:**

Se dividen en metales, metaloides, no metales y gases nobles o gases raros.

**Metales:** son aquellos que en estado de sustancia simple, se caracterizan por las siguientes propiedades: buenos conductores del calor y la electricidad y reflejan fácilmente la luz, por lo cual, cuando se forma una superficie lisa, manifiestan un brillo llamado metálico, son sólidos a la temperatura ordinaria, menos el mercurio que es líquido, con el oxígeno forman óxidos básicos, con el hidrógeno forman hidruros metálicos, sus moléculas son monoatómicas y son dúctiles y maleables.

**Metaloides:** son un caso intermedio entre los metales y los no metales, por lo tanto sus características y propiedades son intermedias, por ejemplo el Arsénico, el Selenio y el Silicio.

**No metales:** son aquellos que en estado de sustancia simple tienen las siguientes características: no poseen brillo metálico y son malos conductores del calor (excepto el carbono en forma de diamante) y la electricidad, algunos son sólidos a temperatura ordinaria, como el carbono, yodo, azufre, etc.; el bromo es líquido y los demás gaseosos, como el nitrógeno, oxígeno etc, con el oxígeno forman óxidos ácidos, con el hidrógeno forman hidruros no metálicos, sus moléculas son bi o poliatómicas y son quebradizos en estado sólido. Tienen baja conductividad eléctrica, excepto el carbono en forma de grafito.

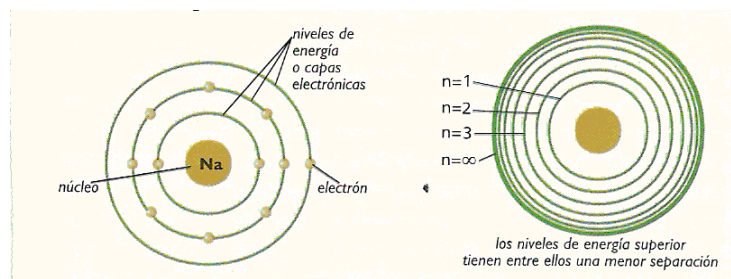
**Gases nobles:** presentan una relativa inactividad química, debido a la estabilidad de su estructura electrónica presentando su órbita externa completa, no se unen con ningún elemento, son gases a temperatura ambiente, sus moléculas son monoatómicas y no se ionizan.

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
Periodo																			
1	1 H																	2 He	
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
6	55 Cs	56 Ba	*	71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	**	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	
			*	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb		
			**	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No		

### **Modelo atómico de Bohr**

Neils Bohr (1885- 1962), científico danés, descubrió en 1913 que existe un número limitado de órbitas o niveles de energía. Propuso los siguientes postulados:

- Los electrones no poseen cualquier cantidad de energía sino valores determinados (cierto número de cuantos).
- Los electrones sólo pueden girar alrededor del núcleo positivo en determinadas órbitas circulares, denominadas niveles o estados de energía.
- Mientras los electrones se encuentran en dichos niveles no emiten energía, por lo cual se denominan niveles o estados estacionarios.
- Cuando el electrón gira en la órbita más próxima al núcleo se encuentra en su estado más estable (estado fundamental).
- Cuando un electrón “salta” a una órbita superior, absorbe un cuanto de energía que recibe del exterior (calor, luz, electricidad) y cuando “salta” a una órbita inferior, pierde un cuanto de energía en forma de luz.
- Los electrones sólo pueden variar de energía pasando de un nivel a otro en forma brusca e instantánea y no por una transición gradual, porque ello se debe a la emisión o absorción de cuantos de energía.
- Los niveles de energía se identifican con números naturales, denominados números cuánticos principales (n). Al nivel de menor energía (más próximo al núcleo) se le asigna el número 1, siguiendo con el 2 para el siguiente y así sucesivamente hasta llegar al 7.
- Los niveles de energía es sinónimo de órbitas o capas y también se identifican con las letras K, L, M, N, O, P y Q.
- El número de electrones para cada nivel energético no puede ser superior a  $2.n^2$ , así para el nivel 1 es 2, para el nivel 2 es 8, para el nivel 3 es 18 y a partir del nivel 4 es 32.
- La diferencia de energía entre los niveles va siendo cada vez menos a medida que se aleja del núcleo. Por lo tanto, los niveles están más próximos entre sí a medida que aumenta el valor de n.



### **James Chadwick (1891- 1974)**

Este físico británico descubrió la existencia del neutrón en 1932, cuando comprobó que los núcleos de berilio podían emitir partículas sin carga eléctrica, cuya masa era igual, aproximadamente a la del protón.

### **Modelo de Rutherford- Bohr o modelo actual:**

Sobre la base de las investigaciones de esos científicos, la estructura del átomo se puede resumir del siguiente modo:

- El átomo está compuesto por protones, neutrones y electrones.
- El átomo consta de un núcleo formado por protones y neutrones. Estas partículas son las responsables de la masa del núcleo.
- El núcleo tiene carga positiva porque los protones son positivos y los neutrones carecen de carga.
- En la zona extranuclear, también llamada corteza, se encuentran los electrones cuya masa es caso despreciable. Esta zona presenta grandes espacios vacíos.

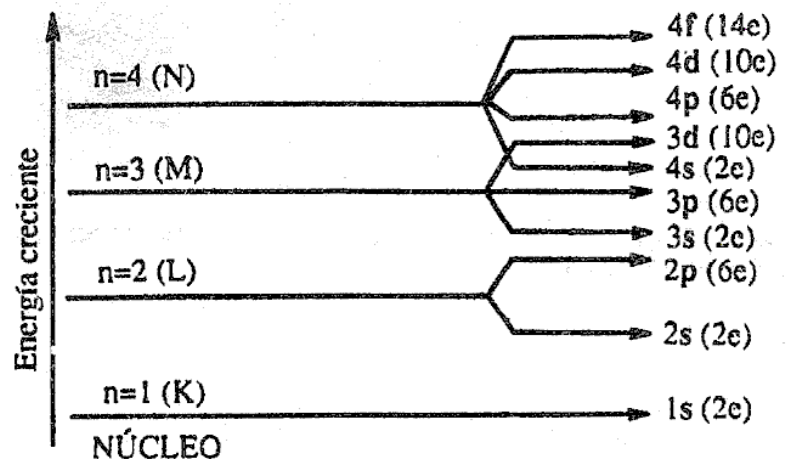


- Los electrones se ubican a diferentes distancias del núcleo en determinados niveles de energía. Cada uno de ellos sólo admiten un cierto número de electrones.
- Los electrones no giran en órbitas circulares definidas, sino que se mueven en zonas o nubes que rodean al núcleo llamadas orbitales. Allí la probabilidad de encontrar un electrón con cierta energía es muy elevada.
- La cantidad de protones positivos es igual a la cantidad de electrones negativos, de modo que el átomo en su conjunto es eléctricamente neutro.

#### El núcleo y los niveles de energía:

En la teoría de Bohr se suponía que todos los electrones de un mismo nivel u órbita presentan la misma energía. Posteriormente se comprobó que a excepción del primer nivel, los otros están formados por varios subniveles.

Los subniveles se identifican con las letras "s", "p", "d" y "f". En el esquema siguiente se muestran los subniveles que corresponden a cada nivel principal y el número máximo de electrones que pueden contener.



#### Principio de incertidumbre:

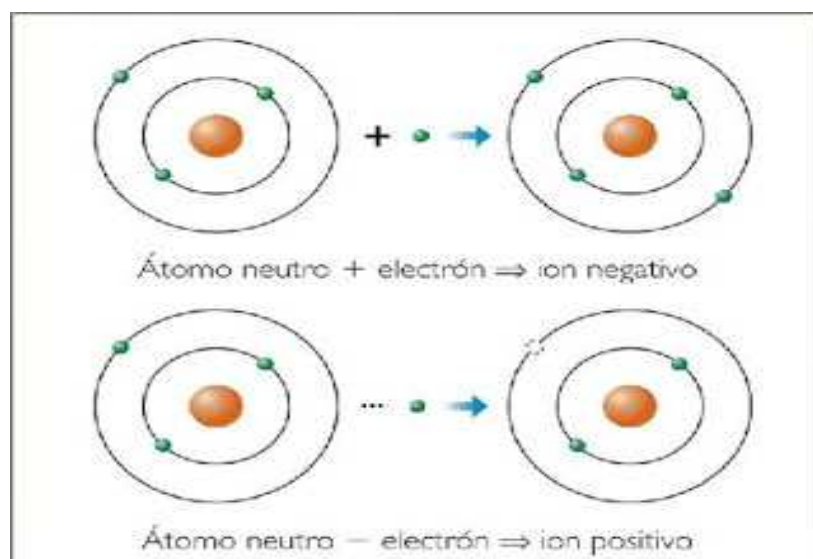
En 1.926 Heisenberg enunció el llamado principio de incertidumbre que expresa: "es imposible conocer con certeza, en forma simultánea, la posición y la velocidad de un electrón". Sólo podemos conocer la probabilidad de que dicho electrón se encuentre en una determinada zona del átomo.

#### **Diagrama de niveles y subniveles energéticos**

#### Los iones:

Los átomos pueden perder o ganar electrones, formándose los iones. Cuando un átomo gana electrones se carga negativamente, ya que tiene más electrones (negativos) que protones (positivos). A estos iones se los llama **aniones**, por ejemplo  $F^-$  ha ganado un electrón,  $O^{2-}$  ha ganado dos electrones, etc. Cuando un átomo pierde electrones se carga positivamente ya que queda con más protones que electrones, llamándose **cationes**, por ejemplo  $Na^+$  ha perdido un electrón,  $Fe^{2+}$  ha perdido dos electrones, etc.

Los átomos de los metales tienen tendencia a transformarse en cationes y los no metales en aniones.



### Clasificación periódica de los elementos: Tabla periódica:

Mendeleiev, al estudiar las relaciones entre las propiedades físicas y químicas de los elementos, y en especial la valencia (capacidad de combinación de los elementos) y los pesos atómicos, halló una repetición periódica de las propiedades de los elementos y de sus correspondientes compuestos, cuando los elementos se ordenaban por orden creciente de sus pesos atómicos o números atómicos. Por lo tanto, según esta base en 1.869 publicó su tabla, en la cual están ordenados todos los elementos por su número atómico y cada elemento le corresponde un casillero, dispuestos en filas horizontales llamadas períodos y en columnas llamadas grupos que presentaban propiedades similares.

Los elementos ubicados en un mismo grupo tienen el mismo número de electrones en el último nivel y en el penúltimo respectivamente, siendo los del último nivel la valencia del mismo, tienen propiedades físicas y químicas similares; los ubicados en un mismo período se caracterizan por tener igual número de órbitas electrónicas, que corresponde al número del período y las propiedades varían progresivamente a lo largo de la tabla.

Todos los períodos comienzan con un metal, excepto el 1 y todos terminan con un gas noble, salvo el 7. Los últimos elementos de la tabla a partir del 92 son artificiales.

El Boro, Silicio, Arsénico, Telurio y Astatido dividen a la tabla en metales a la izquierda y no metales a la derecha. El Flúor, Bromo y Yodo se denominan **halógenos** (generadores de sal), son muy electronegativos y tienen carácter no metálico. Los elementos del grupo I son metales, con excepción de hidrógeno que es no metal y se llaman **alcalinos**, son blandos y livianos, tienen carácter metálico fuerte; son muy electropositivos; son buenos conductores del calor y la electricidad; se oxidan con facilidad, reaccionan con el agua formando hidróxidos o álcalis fuertes; los del IIA **alcalinos térreos**, son menos electropositivos que los del grupo I y reaccionan con el agua con menos intensidad, formando hidróxidos o bases débiles. Los elementos que tienen número atómico mayor que el Uranio se llaman **transuránidos**.

A los elementos de transición se los llama **metales duros**, también **pesados** hasta el IB, los elementos del grupo IIIB al VIIB son frágiles y del VIIIB al IIB son dúctiles. El cobre, la plata y el oro son **dúctiles y maleables**. El escandio, titanio, vanadio, cromo, manganeso, itrio, zirconio y niobio, además de frágiles son quebradizos. Los elementos con Z 21 al 30 y 39 al 41 son quebradizos

### Configuración electrónica:

Cuando un átomo tiene más de un electrón, la ubicación de todos ellos en un átomo sigue normas prefijadas.

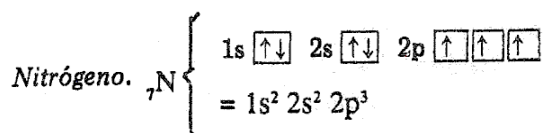
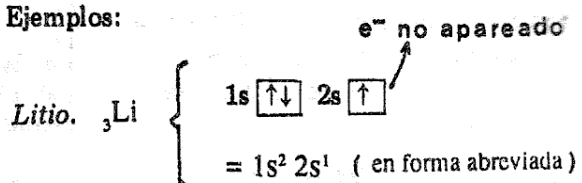
- 1- los electrones entran primero al subnivel de menor energía, siendo este orden de las energías relativas de los distintos subniveles:

1s; 2s; 2p, 3s, 3p; 4s; 3d; 4p; 5s .....

Al llegar al orbital "3p" se produce la primera inversión en el orden debido al "traslape" de los subniveles.

- 2- el principio de exclusión de Pauli, restringe la cantidad de electrones por cada subnivel, estableciendo que: "dos electrones cualesquiera de un mismo átomo, no pueden tener cuatro números cuánticos iguales", o sea prohíbe la presencia de más de dos electrones por subnivel. Este principio nos permite calcular teóricamente el número máximo de electrones en cada nivel energético, según la fórmula  $2n^2$ .
- 3- La regla de multiplicidad máxima o regla de Hund se aplica cuando es necesario decidir la manera de llenar 2 orbitales del mismo nivel energético: "Si se tienen dos orbitales vacíos de la misma energía, los electrones se distribuirán en ellos en forma lo más uniformemente posible", o sea que antes de completarse un orbital, cada uno de los orbitales debe contener por lo menos un electrón.

Ejemplos:



The diagram illustrates the relative energies of atomic orbitals and the order in which they are filled. The orbitals are arranged in four columns: s, p, d, and f. The rows represent the principal quantum number n, from 1 to 7. The colors of the circles indicate the type of orbital: orange for s, green for p, yellow for d, and blue for f. Solid lines with arrows show the sequence of filling, which follows the Aufbau principle. Dashed lines represent the relative energy levels of the orbitals.

Row (n)	s Orbital	p Orbitals	d Orbitals	f Orbitals
1	1s			
2	2s	2p		
3	3s	3p		
4	4s	4p	3d	
5	5s	5p	4d	4f
6	6s	6p	5d	5f
7	7s	7p	6d	

**Electrón diferencial:** la comparación de los átomos de un elemento con los del elemento de número atómico anterior muestra que existe un electrón de diferencia, el cual recibe el nombre de ***electrón diferencial***.

The diagram illustrates the periodic table with color-coded blocks and arrows indicating the filling order of orbitals:

- s-block (Yellow):** Includes H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr, Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra, and Ac.
- p-block (Yellow):** Includes He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn, and the elements B, C, N, O, F, Si, P, S, Cl, Br, I, At, Pb, Bi, Po, and the lanthanides Ce-Lu and Th-Lr.
- d-block (Red):** Includes elements from Sc to Zn, Y to Cd, and Hf to Hg.
- f-block (Green):** Includes the lanthanides Ce-Lu and actinides Th-Lr.

Arrows labeled 's', 'p', 'd', and 'f' point to their respective blocks, showing the sequence of orbital filling.