



**INSTITUTO POLITÉCNICO NACIONAL**  
**C. E. C. y T. No. 1**  
**“Gonzalo Vázquez Vela”**  
**Academia de Química**  
**Turno matutino**



**Profesora: María Antonieta Corte Sosa**

**Diapositivas elaboradas para la asignatura de Química I**

**Fecha de elaboración: Enero de 2009**

**Aplicación del material: ciclo escolar 2009-2010 A**



## UNIDAD I MATERIA

Química: Ciencia que estudia la composición, estructura, propiedades y transformaciones de la materia, así como de las leyes que rigen esos cambios o transformaciones.

Ley de Lavoisier: *"La materia no se crea ni se destruye sólo se transforma"*

Ley de la conservación de la energía:  $E = mc^2$

Literales	Significado	Sistema MKS	Sistema CGS
E	Energía	Joule	Ergio
c	Velocidad de la luz	$3 \times 10^8 \text{ m/s}$	$3 \times 10^{10} \text{ cm/s}$
m	Masa	Kilogramo	Gramo

Conversiones:

1 Joule =  $10^7$  ergios

1 Ergio =  $10^{-7}$  joules



## UNIDAD I MATERIA

**Fenómenos físicos:** Son aquellas modificaciones o cambios que no alteran la composición íntima (química) de la sustancia, sólo lo hacen de modo aparente o transitorio.

**Fenómeno químico:** Es aquel cambio en el cual se modifica permanentemente la naturaleza íntima (química) de la sustancia y no es reversible.

### Propiedades fundamentales de la materia:

**Masa:** Cantidad de materia que tiene un cuerpo y que presenta inercia.

**Energía:** Capacidad de producir trabajo o calor.

**Espacio:** Volumen que ocupa un cuerpo.

**Tiempo:** Se refiere al momento en el que transcurre una reacción química.

### Propiedades generales o extensivas de la masa:

- Peso
- Inercia
- Volumen
- Impenetrabilidad
- Porosidad
- Divisibilidad



## UNIDAD I MATERIA

### Propiedades específicas o intensivas de la masa:

#### Físicas:

- Organolépticas
- Densidad
- Punto de ebullición
- Punto de fusión
- Elasticidad
- Maleabilidad
- Dureza
- Capilaridad
- Tensión superficial
- Solubilidad
- Conectividad térmica
- Punto de congelación

#### Químicas:

- Acidez
- Basicidad
- Relatividad química
- Poder oxidante
- Poder reductor



## UNIDAD I MATERIA

**Elementos:** Sustancias que no pueden descomponerse por métodos químicos en algo más simple. Se representan por símbolos y se ordenan por un número y por sus propiedades en una estructura denominada: tabla periódica. La mínima unidad material que existe representando las características de un elemento es el **átomo**.

**Compuestos:** Son sustancias que resultan de la unión química de dos ó más elementos en proporciones definidas, únicamente una acción química los puede separar. Se representan mediante fórmulas químicas y la mínima unidad material que puede existir representando las características del compuesto es la **molécula**.

### Estados de agregación molecular

1. Sólido
2. Líquido
3. Gaseoso
4. Plasma
5. Condensación Bose-Einstein



## UNIDAD I MATERIA

### Cambios de estado.

1. Fusión
2. Evaporación
3. Ebullición
4. Sublimación
5. Deposición
6. Solidificación
7. Condensación
8. Licuefacción

### Mezclas

#### Homogéneas ó soluciones:

Forman una sola fase, no se distinguen sus componentes.

#### Heterogéneas:

Coloides y suspensiones

#### Coloide:

Mezcla de soluto y un líquido donde el soluto está formado por partículas muy pequeñas que se encuentran en suspensión sin precipitar.



## UNIDAD I MATERIA

Suspensiones:

Mezcla formada por un soluto en polvo o en pequeñas partículas no solubles y sedimentables dispersas en un líquido disolvente.

### Métodos de separación de mezclas

1. Filtración
2. Centrifugación
3. Cromatografía
4. Cristalización
5. Sublimación
6. Destilación
7. Evaporación
8. Decantación
9. Solubilidad
10. Imantación
11. Extracción



## UNIDAD II ESTRUCTURA ATÓMICA

**Átomo:** es la partícula más pequeña de la materia, indivisible, la cual conserva las propiedades del elemento al cual corresponde y es eléctricamente neutro.

### Investigadores del átomo

Griegos (400a.c)	Dalton (1808)	Thomson (1895)	Rutherford (1911)	Bohr (1913)	Sommerfield (1916)	Schödinger (1926)	Born-Dirac (1927)
↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓
Descubren al átomo	Teoría atómica	Divisibilidad Cargas elec.	Núcleo	Niveles	Subniveles	Orbitales	Números cuánticos

### Partículas subatómicas fundamentales

<b>Protón</b> (carga positiva) $p^+$	<b>Electrón</b> (carga negativa) $e^-$	<b>Neutrón</b> (Sin carga) $n^0$
Dentro del núcleo	Gira alrededor del núcleo	Dentro del núcleo



## UNIDAD II ESTRUCTURA ATÓMICA

**Número atómico (Z):** Número de protones en el núcleo de cada átomo en un elemento y como el átomo es neutro por lo tanto es igual al número de electrones.

**Número de masa (A):** Número total de protones y de neutrones presentes en el núcleo del átomo de un elemento.

**Número de neutrones:** Diferencia entre el número de masa y el número atómico.

$$\begin{aligned} Z &= p^+ \\ &= e^- \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} A &= p^+ + n^0 \\ &= Z + n^0 \\ &= e^- + n^0 \end{aligned}$$



## UNIDAD II ESTRUCTURA ATÓMICA

### Configuración electrónica

Se elabora a partir del número atómico de los elementos.

#### Principio de edificación progresiva o regla de AUF-BAU:

(Se llenan los orbitales en orden de energía creciente)

Subnivel  
↑  
 $1s^1$  → No. de electrones  
↓  
Nivel

1s  
2s 2p  
3s 3p 3d  
4s 4p 4d 4f  
5s 5p 5d 5f  
6s 6p 6d  
7s 7p



## UNIDAD II ESTRUCTURA ATÓMICA

### Principio de máxima multiplicidad o regla de Hund:

Los electrones entran de uno en uno en los orbitales de la misma energía.

### Principio de exclusión de Pauli:

En un orbital puede haber hasta dos electrones de spin opuesto.

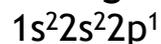
### Diagrama energético (elaboración)

Se elabora a partir de la configuración electrónica de un elemento aplicando los principios anteriores.

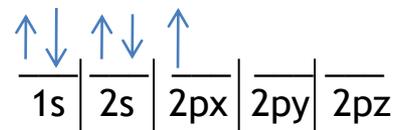
Ejemplo:

Boro. No. Atómico 5

### Configuración electrónica



### Diagrama energético





## UNIDAD II ESTRUCTURA ATÓMICA

### Números Cuánticos:

Son el resultado de la ecuación de Schrödinger y la tabulación de ellos nos indica la zona atómica donde es probable encontrar un electrón.

- **n = número cuántico principal, nivel.** Valores 1-7
- **l = número cuántico secundario (azimutal ó de forma).** Subnivel, forma del orbital.

Literales: s, p, d, f

Cuando l se encuentra en el subnivel:

s = equivale a 0

p = equivale a 1

d = equivale a 2

f = equivale a 3

- **m = tercer número cuántico magnético.** Indica la orientación del orbital.

Cuando m se encuentra en el subnivel:

s = equivale a 0

p =  $\begin{matrix} p_x & p_y & p_z \\ -1 & 0 & +1 \end{matrix}$

d =  $d_1 \longrightarrow d_5$  de -2 hasta +2

f =  $f_1 \longrightarrow f_7$  de -3 hasta +3

- **s = cuarto número cuántico o spin.** Giro del electrón diferencial.

Valores:

Derecha  $\uparrow +1/2$  Izquierda  $\downarrow -1/2$





## UNIDAD III TABLA PERIÓDICA

**Grupo:** Conjunto de elementos que tienen configuración electrónica externa semejante. Se ubican en columnas verticales dentro de la tabla periódica, y se anotan con números romanos. Se tienen 8 grupos A y 8 grupos B (el grupo VIII B tiene una triada).

Los grupos A contienen a los elementos representativos: (metales, no metales, metaloides, gases nobles).

Los grupos B contienen a los elementos no representativos: (metales de transición y de transición interna).

**Periodo:** Conjunto de elementos colocados horizontalmente, son 7 periodos. Cada periodo inicia con un metal activo y termina con un gas noble recorriendo a la tabla periódica de izquierda a derecha. Corresponde al nivel energético más alto ocupado por los electrones de valencia.

**Clase:** La tabla periódica larga se clasifica en clases o bloques. Las clases son s,p,d,f. Los elementos que las conforman tienen igual número cuántico  $l$ .

Grupos A, clases s y p.

Grupos B, clases d y f.

**Familias:** Conjunto de elementos en los cuales el valor de  $l$  de su electrón diferencial es el mismo y tienen el mismo valor de  $m$ .



## UNIDAD III TABLA PERIÓDICA

Henry Moseley propone el orden para los elementos con base a su número atómico.

**Ley periódica de Moseley:** “ Las propiedades de los elementos y de sus compuestos son funciones periódicas del número atómico de los elementos”

**Determinación del grupo y periodo de los elementos y su ubicación en la tabla periódica.**

El grupo lo determina el número de electrones en el último nivel de energía.

El periodo lo determina el nivel donde se encuentran los electrones del último nivel de energía

\*Si los electrones de valencia se encuentran en los orbitales d y f se trata de un elemento del subgrupo B y si se encuentran en los orbitales s y p se trata del subgrupo A.

### Familias de los elementos representativos.

Grupo IA	Metales alcalinos
Grupo IIA	Metales alcalinotérreos
Grupo IIIA	Metales térreos o del boro-aluminio
Grupo IVA	Familia del carbono
Grupo VA	Familia del nitrógeno
Grupo VIA	Familia del oxígeno ó calcógenos
Grupo VIIA	Familia de los halógenos
Grupo VIIIA	Gases nobles o gases inertes



## UNIDAD III TABLA PERIÓDICA

### Propiedades periódicas

**Electronegatividad:** Es la medida de la atracción de un átomo combinado por los electrones de enlace. Los no metales requieren electrones, los metales ceden electrones. En un grupo la electronegatividad aumenta de abajo hacia arriba y en un periodo aumenta de izquierda a derecha.

**Potencial ó energía de ionización:** Es la energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo aislado en estado. En un grupo el potencial de ionización aumenta de abajo hacia arriba y en un periodo de izquierda a derecha.

**Radio atómico:** Se define como la distancia que existe entre un elemento y otro. Cuando un metal pierde electrones su radio disminuye y cuando un no metal gana electrones su radio aumenta.

**Afinidad electrónica:** Cuando un elemento en estado gaseoso capta un electrón hay variación de energía. Esta variación de energía es mayor para los no metales.

**Actividad química:** Dependerá de los electrones de valencia de cada átomo, los cuales pueden ser donados, aceptados o compartidos por los átomos de un elemento con los de otro. Ésta disminuye dentro de un periodo de izquierda a derecha y en un grupo aumenta de arriba hacia abajo.



## UNIDAD III TABLA PERIÓDICA

**Valencia:** Es la capacidad de combinación que tiene el átomo de cada elemento y consiste en el número de electrones que puede ganar o perder en su último nivel de energía.

**Número de oxidación:** Se conoce como el estado de oxidación de un elemento, es el número de electrones ganados o perdidos por un átomo cuando se combina con otro para formar compuestos. Cuando un átomo pierde electrones al número de oxidación se le antepone el signo + y cuando los gana el signo -. Se define también como la carga positiva o negativa asignada a un elemento ó átomo cuando forma un compuesto.

### Reglas para determinar los números de oxidación:

- 1.- La suma de los compuestos debe dar cero.
- 2.- El oxígeno trabaja con -2 excepto en los peróxidos (-1)
- 3.- El hidrógeno siempre trabaja con +1 excepto en los hidruros (-1)
- 4.- Todos los elementos del grupo IA: +1, IIA: +2, IIIA +3
- 5.- Los metales tienen carga positiva.



## UNIDAD IV ENLACE QUÍMICO

El enlace químico es la unión que existe entre los elementos químicos a través de la atracción entre ellos dada por las cargas eléctricas que cada uno tiene.

### Tipos de enlaces

**Iónico:** Se da entre un metal y un no metal a través de la transferencia de electrones. Tiene una electronegatividad de más de 1.7 pauling.

**Covalente:** Se da entre los no metales, se comparten electrones.

**Covalente no polar u homopolar:** Se da entre no metales iguales, tiene una diferencia de electronegatividad de 0 pauling.

**Covalente polar o heteropolar:** Se da entre no metales diferentes, tiene una diferencia de electronegatividad menor a 1.7 pauling.

**Covalente coordinado:** Se da cuando un no metal cede un par de electrones.

**Puente de hidrógeno:** Se presenta cuando el enlace tiene hidrógeno y éste se une a un no metal de alta electronegatividad.

**Metálico:** Lo presentan todos los metales, en aleaciones.

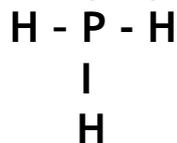


## UNIDAD IV ENLACE QUÍMICO

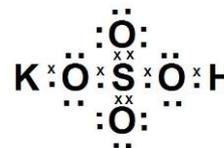
### Tipos de fórmulas

**Molecular o condensada:** Indica la clase y el número de átomos que constituyen la molécula de un compuesto. Ejemplo: **HCl, NaCl.**

**Desarrollada:** Proporciona la cantidad y el tipo de elementos que forman un compuesto así como también indica todas las uniones entre los elementos que participan por medio de líneas llamadas ligaduras, enlaces o covalencias. Ejemplo:



**Lewis:** La estructura de Lewis muestra a los electrones que intervienen en los enlaces entre los elementos. Se elabora a partir de los electrones de valencia de cada elemento, estos determinados por el grupo al que pertenecen cada uno de ellos. Ejemplo:





## UNIDAD V NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGÁNICOS

**Ión:** Entidad química con carga eléctrica, se produce cuando se agregan o se quitan electrones de un átomo neutro.

**Anión:** Ión negativo (-). Se forma cuando los átomos neutros ganan electrones generalmente los no metales forman aniones.

**Catión:** Ión positivo (+). Se forma cuando los átomos neutros pierden electrones generalmente los metales forman cationes.

**Grupo funcional:** Átomo ó grupo de átomos que son los responsables de las propiedades químicas de un compuesto.

**Función química:** Serie de compuestos análogos o semejantes con un conjunto de propiedades comunes por tener el mismo grupo funcional.

### Escritura de fórmulas químicas

- 1.- El número de oxidación de cualquier elemento sin combinar es de 0
- 2.- La fórmula de un compuesto químico es eléctricamente neutra por lo tanto la suma algebraica de los números de oxidación de los que participan en el es cero por lo que hay que usar subíndices.



## UNIDAD V NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGÁNICOS

- 3.- En el caso de los iones la suma algebraica de los números de oxidación de los elementos que participan será la carga total del ión.
- 4.- El número de oxidación del hidrógeno es de +1 excepto en los hidruros que es de -1.
- 5.- El número de oxidación del oxígeno es de -2 excepto en los peróxidos que es de -1.
- 6.- Al escribir la fórmula es preferible indicar la parte positiva del lado izquierdo y la negativa del lado derecho.
- 7.- Revisar la tabla de cationes, aniones y radicales para conocer sus números de oxidación.
- 8.- Al unirse los elementos se intercambian las cargas como subíndices sin el signo.

### Tipos de nomenclaturas

IUPAC	Stock	Tradicional
(se usan los prefijos Di, tri, etc)	(No. Romanos)	Prefijos hipo,per, sufijos oso, ico)
Función química+ de+metal/no metal	Función química+ de+metal/no metal+ no. romano con el no. de oxidación	Función química+metal/no metal+ terminación (oso o ico)



## UNIDAD V NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGÁNICOS

### Óxidos metálicos, óxidos básicos o anhídridos.

- Se nombran escribiendo la palabra óxido seguido del nombre del metal.
- También se nombran escribiendo la palabra óxido seguido del metal y el número romano que corresponda al número de oxidación.
- O bien la palabra oxido seguido con el metal y la terminación oso o ico.

### Hidruros

- Se nombran escribiendo la palabra hidruro seguida del nombre del metal.
- También se nombran escribiendo la palabra hidruro seguido del metal y el número romano que corresponda al número de oxidación.
- O bien la palabra hidruro seguido con el metal y la terminación oso o ico.

### Hidróxidos

- Se nombran escribiendo la palabra hidróxido seguida del nombre del metal.
- También se nombran escribiendo la palabra hidróxido seguido del metal y el número romano que corresponda al número de oxidación.
- O bien la palabra hidróxido seguido con el metal y la terminación oso o ico.



## UNIDAD V NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGÁNICOS

### Óxidos no metálicos

- Se nombran escribiendo la palabra óxido seguida del nombre del no metal.
- También se nombran escribiendo la palabra óxido seguido del no metal y el número romano que corresponda al número de oxidación.
- O bien la palabra óxido seguido con el no metal y la terminación oso o ico.

### Hidrácidos

- Se nombran escribiendo la palabra ácido seguida del nombre del anión y la terminación hídrico.

### Oxiácidos

- Se nombran escribiendo la palabra ácido seguida del nombre del anión y la terminación ito por oso o bien ato por ico.

### Sales binarias

- Se nombran escribiendo el nombre del no metal (anión) + sufijo uro+ de+ metal (catión)
- También se nombran escribiendo el nombre del no metal (anión) + sufijo uro+ de+ metal (catión) + número de oxidación con números romanos.
- O bien se nombran escribiendo el nombre del no metal (anión) + sufijo uro + metal (catión) + sufijo oso para el menor e ico para el mayor.



## UNIDAD V

### NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGÁNICOS

#### Oxisales

- Se nombran escribiendo el nombre del no metal (anión terminado en ito y ato) + de+ metal (catión)
- También se nombran escribiendo el nombre del no metal (anión terminado en ito y ato) + de+ metal (catión) + número de oxidación con números romanos.
- O bien se nombran escribiendo el nombre del no metal (anión terminado en ito y ato) + metal (catión) + sufijo oso para el menor e ico para el mayor.

#### Sales ácidas

- Se nombran escribiendo el nombre del no metal (anión que contiene hidrógeno) + palabra ácido + de + metal (catión).
- También se nombran escribiendo el nombre del no metal (anión que contiene hidrógeno) + palabra ácido + de+ metal (catión) + número de oxidación con números romanos.
- O bien se nombran escribiendo el nombre del no metal (anión terminado que contiene hidrógeno) + palabra ácido + metal(catión) + sufijo oso para el menor e ico para el mayor.

#### Sales básicas

- Se nombran escribiendo el nombre del no metal (anión) + palabra básico+ metal (catión).

#### Peróxidos

- Se nombran escribiendo la palabra peróxido + de + metal o hidrógeno.



## UNIDAD V NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGÁNICOS

### Relación de elementos para las diversas funciones químicas

- Metal + Hidrógeno = Hidruro metálico
- Metal + Oxígeno = Óxido metálico
- Metal + No metal = Sal binaria
- No metal + Hidrógeno = Hidrácido
- No metal + Oxígeno = Anhídrido
- Óxido metálico + agua = Hidróxido
- Óxido no metálico + agua = Ácido u oxiácido
- Metal + Hidrógeno + No metal = Sal ácida
- Metal + No metal + Oxígeno = Oxisal



## UNIDAD VI REACCIONES QUÍMICAS INORGÁNICAS

**Reacción química:** Proceso químico mediante el cual 2 ó más sustancias se combinan para transformarse en otra u otras.

La representación algebraica de una reacción química utiliza literales, coeficientes, subíndices y flechas principalmente.

**Ecuación química:** Es la representación algebraica de la reacción química en la cual se usan los símbolos de los elementos que intervienen en ésta. Los coeficientes indican el número de moléculas y los subíndices el número de átomos. Del lado izquierdo se escriben los reactivos y del lado derecho los productos estos se separan mediante una flecha indicando el sentido de la reacción, y al existir más de una sustancia estas se separan con un signo de más.

### Simbología:

↑ Gas que se desprende

↓ Sólido que se precipita

(g) Gas

(l) Líquido

(s) Sólido

(aq o ac) Acuoso

(conc.) Concentrado

(cat) Catalizador

△ Calor



## UNIDAD VI REACCIONES QUÍMICAS INORGÁNICAS

### Tipos de reacciones químicas inorgánicas

#### Reacción de adición ó síntesis.

Aquellas en las cuales a partir de dos ó más reactivos se obtiene un solo producto.



#### Reacción de análisis ó descomposición.

Aquellas en las cuales a partir de un reactivo se obtiene más de un producto, utilizando algún agente externo como calor o electricidad.



#### Reacción de simple sustitución.

Son aquellas reacciones en las que un catión de un compuesto es desplazado por otro elemento (catión). Este desplazamiento se produce cuando el elemento sustituyente tiene más actividad que el átomo a sustituir (serie electromotriz).



#### Reacción de doble sustitución ó metátesis.

Aquellas en las cuales a partir de dos reactivos una parte de uno de ellos es sustituida por otra del segundo reactivo obteniéndose dos productos.





## BIBLIOGRAFÍA

- 1.- BRAVO TREJO, José Mariano, *Química I*, Grupo Editorial Éxodo, México, 2005.
- 2.-RAMÍREZ REGALADO, Víctor Manuel, *Fundamentos de Química I*, Publicaciones cultural, México, 2001.
- 3.-ROSALES GUZMÁN, Elizabeth, *Química 1 para bachillerato, enfoque por competencias*, Limusa, México, 2010.
- 4.-ZÁRRAGA SARMIENTO, Juan Carlos, *Química*, Mc Graw Hill, México, 2003.