

# QUÍMICA GENERAL.

## ESTEQUIOMETRIA. REACCIONES QUÍMICAS

La **Química** es la ciencia que estudia la **materia** (presenta carácter granular, discontinuo, formada por partículas pequeñísimas que se atraen por interacciones electrostáticas y dependiendo su intensidad se presenta en tres estados: gas, líquido y sólido) y sus **transformaciones**. La materia **cambia** y para ello se necesita siempre **energía**. Los cambios de la materia pueden ser

- ❑ **cambios físicos** (no se altera la naturaleza química y ellos son explicados por la T.C.M.)
- ❑ **cambios químicos** (si se altera la naturaleza química).

### 1. CONCEPTOS QUÍMICOS

• **Estequiometría.-** Es la parte de la Química que estudia las relaciones ponderales y volumétricas de las reacciones químicas, así como las relaciones entre los átomos de un compuesto. La herramienta principal de la estequiometría es la **Ley de la conservación de la masa o de Lavoisier**.

• **Elemento Químico.-** (según Boyle) Sustancia química que no puede separarse en diferentes componentes por ningún medio.

• **Fórmula.-** Es un conjunto de símbolos y números en forma de subíndices que representan una molécula. La fórmula indica: \* Los elementos que constituyen la molécula \* La proporción en que participan.

Tipos: **empírica, molecular y estructural**.

- ❑ **Fórmula mínima o empírica.-** Es la relación mínima existente entre los átomos de los elementos que participan en una molécula.
- ❑ **Fórmula real o molecular.-** Es la relación real existente entre los átomos de los elementos que participan en una molécula.

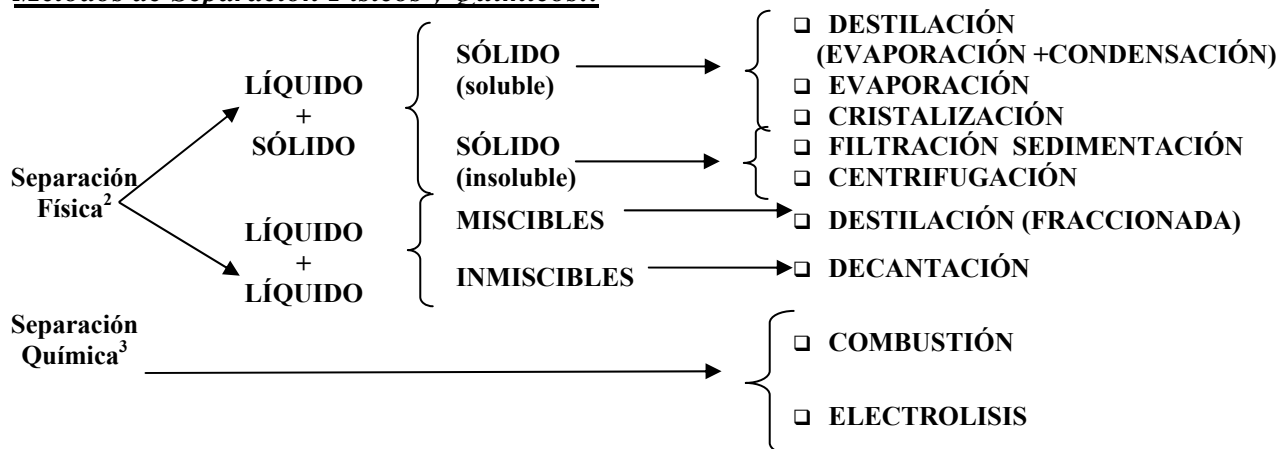
• **Masas (ATÓMICAS y MOLECULARES).-**

- ❑ **u.m.a.** Es la masa de la doceava parte del átomo de carbono-12,  $^{12}\text{C}$ .  
 $1 \text{ u.m.a.} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} \quad 1 \text{ g} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ u.m.a.}$
- ❑ **Masa atómica (A)** (de un elemento químico): Es la masa de un átomo de un elemento químico expresado en u.m.a.
- ❑ **Masa molecular (M)** (de un elemento o compuesto): Es la suma de las masas atómicas de los elementos químicos que participan en la molécula de un compuesto, de acuerdo a la cantidad de átomos presentes en la fórmula del compuesto y se expresa en u.m.a.
- ❑ **Mol** (*unidad de cantidad de sustancia*).- Es una cantidad de sustancia que contiene el mismo número de unidades elementales (átomos, moléculas, iones, electrones u otras entidades) que hay en 0.012Kg (12 gramos) de carbono-12. También se puede decir que, un mol es la cantidad de sustancia que contiene un número de partículas o unidades elementales igual al número de Avogadro,  $N_A = 6.022045 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ . El mol no es una medida de la masa, sino del número de partículas o unidades elementales.
- ❑ **Masa molar (M):** La masa de un mol de unidades elementales (átomos, moléculas, iones, etc..) de una sustancia. Se expresa en g/mol. El valor numérico de la masa atómica o de la masa molecular, expresada en gramos, coincide con la masa de un mol de sus unidades elementales (átomos, moléculas, etc..). Podemos decir, que la masa atómica en gramos de un mol de átomos es numericamente igual a la masa atómica, expresada en u.m.a., de ese elemento (por ejemplo, un átomo de carbono-12, tiene una masa de 12 u.m.a., es decir, un mol de carbono-12 tiene una masa de 12 g). Esta equivalencia se amplía también a las moléculas (ejemplo, la masa de una molécula de agua es de 18 u.m.a., es decir, la masa de un mol de moléculas de agua, es de 18g).
  - Número de moles,  $n$ , contenidos en ciertos gramos de una sustancia:  $n = m / P_m$
  - Número de partículas,  $N$  (átomos, moléculas, etc..), contenido en ciertos gramos de una sustancia  $N = n \cdot N_A$

• **Reacción Química<sup>1</sup>.-** Reordenación a nivel atómico o molecular de unas sustancias denominadas REACTIVOS dando lugar a unas nuevas moléculas denominadas PRODUCTOS con propiedades diferentes. En una reacción química el número y el tipo de los átomos de moléculas o compuestos que forman los REACTIVOS es el igual al número y tipo de los átomos de las moléculas o compuestos que forman los PRODUCTOS. Siempre es necesario para que ocurra dicha reacción química una cantidad de energía, denominada **energía de activación**,  $E_a$ .

<sup>1</sup> Todo aquel proceso que se lleva a cabo en la naturaleza y que da a lugar a la formación de nuevas sustancias, es decir, es la unión que implica una interacción química entre dos o más sustancias las cuales pierden sus propiedades individuales dando lugar a la formación de nuevos materiales con nuevas características. Esta interacción puede llevarse a cabo entre, entre compuestos o bien entre elementos y compuestos. Un modo de explicar el mecanismo mediante el cual las reacciones químicas se llevan a efecto es admitiendo que tales procesos son el resultado del choque entre las moléculas de las sustancias reaccionantes. Sólo cuando dicho choque es suficientemente violento se romperán las moléculas y se producirá la reordenación entre los átomos resultantes. El desarrollo riguroso de estas ideas básicas constituye la llamada **teoría de colisiones**.

• **Métodos de Separación Físicos y Químicos:**



## **2.- LEYES PONDERALES**

### **2.1. Ley de la conservación de la masa (Ley de LAVOISIER).**

La suma de las masas de las sustancias que reaccionan (**REACTIVOS**) es igual a la suma de las masas de las sustancias resultantes (**PRODUCTOS**) de la reacción. "En toda reacción la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos".

### **2.2. Ley de las proporciones constantes (Ley de PROUST).**

Cuando dos o más elementos químicos se combinan para formar un compuesto dado, la proporción entre sus masas es constante.

### **2.3. Ley de las proporciones múltiples (Ley de DALTON).**

Cuando los elementos se combinan en más de una proporción, y aunque los resultados de estas combinaciones son compuestos diferentes, existe una relación entre esas proporciones. Cuando dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, las cantidades de uno de ellos que se combina con una cantidad fija del otro están relacionadas entre sí por números enteros sencillos.

### **2.4. Ley de los pesos de combinación o de las proporciones recíprocas (Ley de RICHTER).**

Las masas de diferentes elementos que se combinan con la misma masa de otro determinado elemento son iguales (o son múltiplos o submúltiplos sencillos) a las masas con que aquellos elementos se combinan entre sí.

## **3. GASES. TEORÍA ATÓMICA DE DALTON. LEYES VOLUMÉTRICAS.**

**Gases.-** Fluidos que no tienen ni forma ni volumen propio y que tienden a expansionarse al máximo, ocupando todo el volumen disponible del recipiente que los contiene, ejerciendo presión sobre las paredes del mismo.

### **TEORÍA ATÓMICA DE DALTON (T.A.D.)**

- La materia está formada por partículas indivisibles denominadas átomos (indivisibles e indestructibles).
- Todos los átomos de un mismo elemento químico son iguales entre sí, y diferentes de los átomos de otros elementos químicos.
- Los compuestos se forman por la combinación de átomos de los correspondientes elementos en una relación numérica sencilla (hipótesis de máxima simplicidad).
- En las transformaciones o reacciones químicas, los átomos no se crean ni se destruyen, el número de átomos de cada elemento presentes en ella no cambia.

### **LEYES GASES IDEALES.**

- **Ley de BOYLE – MARIOTTE. Relación entre P y V.**  
A temperatura constante (proceso isotérmico), el volumen ocupado por un gas es inversamente proporcional a la presión a que es sometido. Esta ley se puede expresar como:  $P V = cte$        $P_1 V_1 = P_2 V_2 = cte$
- **Leves de CHARLES – GAY – LUSSAC. Relación entre P y T. Relación entre T y V.**
  - A presión constante (proceso isobárico), el volumen ocupado por un gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta a la que se encuentra. O sea:  $V = cte \cdot T$        $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$
  - A volumen constante (proceso isocórico), la presión de un gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta a la cual se encuentra. O sea:  $P = cte \cdot T$        $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$

<sup>2</sup> No se produce ninguna alteración química en la naturaleza de las sustancias. Empleados para separar MEZCLAS y obtener SUSTANCIAS PURAS.

<sup>3</sup> La materia base sufre transformaciones que afectan a su naturaleza, por lo que una vez que se establece la separación, la simple reunión de los componentes no reproduce la sustancia original. Empleados para separar COMBINACIONES QUÍMICAS O COMPUESTOS y obtener ELEMENTOS (ATÓMICOS, IONICOS O MOLECULARES).

Ley general y Ecuación de Estado de los Gases Ideales.

Si en un proceso varían la P y el V, manteniendo la T constante (isotérmico), y seguidamente varían la T y el V, quedando la P constante (isobarico), la aplicación sucesiva de las *leyes de Boyle-Mariotte* y de *Charles-Gay-Lussac* proporciona la expresión:

$$\frac{P \cdot V}{T} = \text{const.} \Rightarrow \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

denominada **ley general de los gases ideales**<sup>4</sup> y aplicable a procesos en los que varían simultáneamente (P,V y T).

LEYES VOLUMÉTRICAS DE LOS GASES

- Ley de los volúmenes de combinación de gases o de GAY-LUSSAC.

En una reacción química, los volúmenes de las sustancias gaseosas que interviene, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, guardan entre sí una relación de números enteros sencillos.

- Ley de AVOGADRO.

*Volúmenes iguales de gases distintos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas.* Supuso que las partículas que forman los elementos gaseosos no son átomos indivisibles, sino agregados de átomos, llamados *MOLECULAS*.

**Número ó constante de Avogadro (N<sub>A</sub>).**- Es el número de moléculas de cualquier gas contenidas en 22,4 L a 0°C y a 1 atmósfera de presión. **N<sub>A</sub> = 6,022045 · 10<sup>23</sup>**

Aplicando la *ley de Avogadro* en la *ley general de los gases ideales* podemos obtener la *Ecuación de Estado de los Gases Ideales* o *Ecuación de Clapeyron*. En **condiciones normales ( P= 1atm y T=273K )**, un **mol de un gas ideal ocupa un volumen de 22,4 L**. Así resulta que:

$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{1 \text{ atm } 22,4 \text{ l/mol}}{273,16 \text{ K}} = 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} = R$ . Este valor es válido en cualesquiera

condiciones, aunque se haya deducido en el caso de condiciones normales. Se acostumbra representar por **R** y se conoce como

**constante de los gases ideales**. Por tanto, para un número *n* de moles de un gas ideal: 
$$P V = n R T$$

Asimismo, las *hipótesis de Dalton (T.A.D.)*, junto con las *leyes de Gay-Lussac y de Avogadro* constituyen la *Teoría Atómico Molecular (T.A.M.)* de la composición de la materia.

4.- DISOLUCIONES

**Concepto.- Mezcla homogénea estable.** Las disoluciones son uniones físicas entre dos o más sustancias en iguales o distintos estados de agregación que originan una mezcla de tipo homogéneo estable que presenta uniformidad de concentración y de propiedades en todas sus partes. Tipos principales 1.- gases en gases (AIRE), gases en líquidos (CAVA), líquidos en líquidos (VINAGRE) o sólidos en sólidos (ALEACIONES). Disolución = soluto + disolvente.

**Disolvente (d):** Es la sustancia presente, en general en mayor proporción, y que disuelve al soluto dispersándolo en él.

**Soluto (s):** Es la sustancia que está en menor proporción. Dependiendo del tamaño de las partículas dispersas, diámetro medio, *d<sub>m</sub>*, *d<sub>m</sub>* < 0,1 nm.

Las propiedades de una disolución dependen de la naturaleza de sus componentes y también de la proporción en la que éstos participan en la formación de la disolución:

- La masa de una disolución es igual a la suma de las masas de sus componentes.
- El volumen de una disolución no guarda ninguna relación con el de sus componentes, el volumen final puede coincidir o no coincidir con la suma de los volúmenes de sus componentes.
- Cuando una disolución alcanza un valor de la concentración a partir del cual se tiene un sistema heterogéneo formado por el soluto en exceso y la disolución en equilibrio con él ( se disuelve y se precipita a la misma velocidad) se dice que esta SATURADA.

La presencia de moléculas de soluto en el seno de un disolvente altera las propiedades de éste. Algunas propiedades de las disoluciones no dependen de la naturaleza del soluto, sino únicamente de la concentración de la disolución, y reciben el nombre de **propiedades coligativas: Punto de fusión y ebullición (ley de Raoult), Densidad, Ósmosis (ley de Van't Hoff).**

**SOLUBILIDAD.-** Las sustancias no se disuelven en igual medida en un mismo disolvente. *La solubilidad de una sustancia respecto de un disolvente determinado es la concentración que corresponde al estado de saturación a una temperatura y presión dadas.* La solubilidad depende de la temperatura (T) y en general, la solubilidad aumenta al aumentar la temperatura. La solubilidad de las sustancias sólidas en agua aumenta con la temperatura. Los gases se disuelven en los líquidos en una proporción que depende la naturaleza de ambos. Las disoluciones de gases obedecen a la **ley de Henry**, (“a una temperatura dada, la masa del gas disuelto en una cantidad determinada de liquido es proporcional a la presión que el gas ejerce sobre la superficie del mismo”). La concentración de soluto correspondiente a su disolución saturada expresa el grado de solubilidad de la sustancia en un disolvente determinado y a una temperatura dada.

<sup>4</sup>Dicha valor constante no depende del gas sino de la cantidad que se tenga de dicho gas.

## 5.- MAGNITUDES DE CONCENTRACIÓN

### 5.1. COMPOSICIÓN PORCENTUAL DE UN COMPUESTO

Porcentaje de elemento químico en cualquier sustancia compuesta:  $\%Elemento = \frac{n^{\circ} \cdot P_{atómico}}{P_{molecular}} \times 100$

### 5.2. DISOLUCIONES.

- **Molaridad.** Es el número de moles de soluto contenidos en 1 L de disolución.  $M = \frac{\text{moles soluto}}{V_{DISOLUCIÓN} (L)}$
  - **Molalidad.** Expresa el número de moles de soluto por cada kilogramo de disolvente.  $m = \frac{\text{moles soluto}}{\text{kg disolvente}}$
  - **Fracción molar.** Es el número de sustancia disuelta con relación al número total de moles. Además se verifica que  $X_s + X_d = 1$
- $$X_s = \frac{\text{moles } s}{\text{moles totales}} = \frac{n_s}{n_s + n_d}$$
- **Porcentual (%):** Es el único parámetro puramente físico pues no emplea nociones químicas (ejemplo, mol).

**% en Peso (concentración centesimal).** Indica la cantidad de soluto en gramos contenidos en 100 g de disolución.

$$\% s = \frac{\text{gr } s}{\text{gr totales}} \cdot 100$$

**% en Volumen.** Es el porcentaje que corresponde al volumen del soluto con respecto al volumen de la disolución. El volumen de la disolución que se debe considerar no corresponde a la masa de volúmenes por efecto de los espacios intermoleculares. Es más impreciso que el % en peso debido a que el volumen está influenciado por efectos térmicos y experimentales.

$$\% V_s = \frac{V_s}{V_{disolución}} \cdot 100$$

- **Gramos por litro.** Indica la masa en gramos disuelta en cada litro de disolución. Tiene la ventaja de ser una concentración expresada en unidades directamente medibles para el tipo de disoluciones más frecuentes en química (las de sólidos en líquidos).

$$g / l = \frac{\text{gr}(s)}{V_{disolución} (l)}$$

## REACCIÓN QUÍMICA

**Ecuación Química:** Es la representación simbólica y abreviada de una reacción química, donde se utilizan los símbolos de los elementos y las formulas de los compuestos que participan en el proceso de la reacción. REACTIVOS → PRODUCTOS. Una ecuación química nos puede dar información desde un nivel ultramicroscopico hablando de átomos y moléculas y a un nivel macroscopico hablando de moles y gramos. Ajustar una ecuación química significa hacer que el número átomos de cada elemento en los reactivos sea numéricamente igual al número de átomos en los productos (*ley de conservación de la masa de Lavoisier*). Los métodos son: *tanteo*, *algebraico* (sistema de ecuaciones diofántico) y *redox*.

### Cinética Química.

- **Velocidad de Reacción.-** la cantidad de reactivo que se consume, o la de producto que se forma, por unidad de volumen en la unidad de tiempo. Unidades (**mol/l s**). Para una reacción más general, del tipo:  $aA + bB \rightarrow cC + dD$

$$v = -\frac{1}{a} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{c} \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{1}{d} \frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

### Factores:

- **Efecto de la concentración.-**  $[A]$  o  $[B] \uparrow \Rightarrow$  Colisiones moleculares  $\Rightarrow v \uparrow$
- **Efecto de la temperatura.-**  $T \uparrow \Rightarrow E_{\text{Cinética(Reactivos)}} \uparrow \Rightarrow E_{\text{Cinética(Reactivos)}} > E_{\text{Activación}} \Rightarrow v \uparrow$
- **Efecto del catalizador<sup>5</sup>-**  $E_{\text{Activación}} \downarrow \Rightarrow E_{\text{Cinética(Reactivos)}} > E_{\text{Activación}} \Rightarrow v \uparrow$
- **Efecto del grado de división<sup>6</sup>-** grado división  $\uparrow \Rightarrow N^{\circ}$  choques eficaces  $\uparrow \Rightarrow v \uparrow$ .

**Ley de velocidad.-**  $v = k \cdot [A]^{\alpha} \cdot [B]^{\beta}$ . La constante de proporcionalidad  $k$  se denomina *constante de velocidad* y su dependencia con la temperatura fue establecida por Arrhenius.  $\alpha$  recibe el nombre de *orden de la reacción* respecto del reactivo A y  $\beta$  respecto del reactivo B. El *orden total* viene dado por la suma de ambos. Los órdenes  $\alpha$  y  $\beta$  no coinciden necesariamente con los coeficientes estequiométricos de la reacción ajustada y su determinación se efectúa de forma experimental.

## CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

- Criterio general de formación: *Síntesis, Análisis y Sustitución.*
- Velocidad:
  - ❖ *Instantáneas*
  - ❖ *No instantáneas*
- Energía. Termodinámica.
  - ❖ *Endotérmicas*
  - ❖ *Exotérmicas*
- Sentido de la reacción química:
  - ❖ *Irreversibles*
  - ❖ *Reversibles*
- Transferencia o Intercambio de Partículas:
  - ❖ **Protones ( $p^+$ ).**- *Neutralización. Valoración. Ácido-Base.*
  - ❖ **Electrones ( $e^-$ ).**- *Oxidación-Reducción. Redox. Electrolisis.*

□ **CRITERIO GENERAL DE FORMACIÓN:**

1.- **SÍNTESIS O COMBINACIÓN:** Este tipo de reacciones químicas se caracterizan por que solamente se obtiene un solo un producto, es decir dos o más sustancias se interaccionan químicamente y dan lugar a la formación de solamente una sustancia más compleja:  $A+B \rightarrow AB$  ( $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(l)}$ )

2.- **ANÁLISIS O DESCOMPOSICIÓN:** Se define como aquella en la cual una especie química se descompone en dos o más productos, mediante la aplicación de una fuente de energía externa:  $AB \xrightarrow{E} A+B$

3.- **SUSTITUCIÓN**

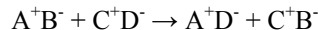
- **SIMPLE SUSTITUCIÓN O DESPLAZAMIENTO:** Este tipo de reacciones químicas se llevan a cabo cuando uno de los elementos que forman parte es desplazado o sustituido por otro elemento químicamente más activo (más fuerte) dependiendo de la naturaleza electropositiva o electronegativa de los elementos que participan se pueden tener dos diferentes situaciones:



<sup>5</sup> Toda sustancia que incrementa la velocidad de una reacción sin verse ella misma alterada al final del proceso. El catalizador se combina con alguno de los reactivos, dando lugar a un producto intermedio de vida transitoria que reacciona con el resto con mayor facilidad. Una vez concluida la reacción se recupera, pudiendo ser nuevamente empleado.

<sup>6</sup> Cuando el sistema está constituido por reactivos en distinto estado físico, como sólido y líquido por ejemplo, el grado de división del reactivo sólido influye notablemente en la velocidad de la reacción. Ello es debido a que, por verificarse la reacción a nivel de la superficie del sólido, cuanto más finamente dividido se encuentre éste, tanto mayor será el número de moléculas expuestas al choque y, por consiguiente, el número de choques eficaces aumentará.

- **DOBLE SUSTITUCIÓN O DOBLE DESPLAZAMIENTO O PRECIPITACIÓN O METATESIS:** Se realiza generalmente en disolución acuosa, donde hay iones presentes, y se produce un intercambio entre ellos.



Este tipo de reacciones químicas se llevan a cabo entre dos compuestos los cuales intercambian componentes es decir el componente positivo de cada compuesto se une al componente negativo de dicho compuesto lo cual origina ados nuevas sustancias compuestas.  $AgNO_{3(aq)} + NaCl_{(aq)} \rightarrow NaNO_{3(aq)} + AgCl_{(s)}$

#### □ **VELOCIDAD:**

- **INSTANTÁNEAS:** Son todas aquellas reacciones químicas que se llevan a cabo en el mismo instante en que entran en contacto las sustancias reactivas.
  - ❖ *Combustión*
  - ❖ *Efervescencia*
  - ❖ *Neutralización*
- **NO INSTANTÁNEAS:** son todas aquellas reacciones que para poder efectuarse se necesitan que transcurra un tiempo determinado después de que los reactivos entren en contacto para que estos reaccionen.
  - ❖ *Oxidación*
  - ❖ *Corrosión*
  - ❖ *Fermentación*

#### □ **ENERGÍA. TERMODINÁMICA**

**Sistema:** parte del Universo objeto de estudio que se puede aislar espacialmente y que coexiste con un entorno infinito e imperturbable.

**Pared:** separación real o imaginaria entre el sistema y los alrededores. El tipo de **pared** determina qué interacción se puede producir entre el sistema y los alrededores.

- **Móvil o rígida**, lo que permitirá o no un cambio de volumen del sistema.
- **Permeable, impermeable o semipermeable**, lo que permitirá o no el intercambio de materia entre el sistema y los alrededores.
- **Adiabática o Diatérmica**, que permite o impide, respectivamente, mantener una diferencia de temperatura entre el sistema y los alrededores.

**Sistemas termodinámicos :** Pueden emplearse varios criterios: (1) y (2)

- (1) {
- **Cerrados:** son aquellos que pueden intercambiar energía, aunque no materia, con los alrededores.
  - **Abiertos:** aquellos que pueden intercambiar materia y energía.
  - **Aislados:** que no pueden intercambiar ni materia ni energía.

**Variables, propiedades o funciones termodinámicas.-** propiedades observables macroscopicamente y medibles , por ejemplo, presión (P), temperatura (T), densidad, volumen (V), etc. No todas las variables termodinámicas son independientes, ya que una vez definidas algunas de ellas las otras pueden obtenerse en función de estas, mediante una **ecuación de estado**.

- **Extensivas:** que dependen de la cantidad de materia, ej. **volumen**.
- **Intensivas:** que son independientes de la cantidad de materia, ej. **P, T, densidad**.

- (2) {
- **Homogéneos:** las propiedades termodinámicas tiene los mismos valores en todos los puntos del sistema. El sistema está constituido por una sola fase.
  - **Heterogéneos:** las propiedades termodinámicas no son las mismas en todos los puntos del sistema. El sistema está constituidos por varias fases.

**Primer Principio de la Termodinámica:** (ley de conservación de la energía) “*la cantidad de energía transferida a un sistema en forma de calor más la cantidad de energía transferida en forma de trabajo sobre el sistema debe ser igual al aumento de la energía interna del sistema. El calor y el trabajo son mecanismos por los que los sistemas intercambian energía entre sí*”.

**Energía de activación ( $E_A$ ) :** Todas las reacciones químicas requieren de energía para poder llevarse a cabo, a la mínima cantidad de energía necesaria para que la reacción pueda iniciarse se le conoce como **energía de activación**, una vez iniciada la reacción pueden darse dos diferentes situaciones ya sea que la reacción absorba energía permanentemente o bien que libere de esta forma se tienen reacciones endotérmicas y reacciones exotérmicas.

**Calor de reacción:** energía que se transfiere en una reacción química en forma de calor. Es una medida de la diferencia energética ( $\Delta E = E_{\text{productos}} - E_{\text{reactivos}}$ ) entre los productos y los reactivos es característico de cada reacción.

**ENTALPÍA ( $\Delta H$ ):** calor (absorbido o liberado) de reacción del proceso a **P = constante** (la mayoría de los sistemas biológicos, etc.). “*El cambio en la entalpía del sistema,  $\Delta H$ , es igual al calor,  $Q_p$ , adquirido o perdido por el sistema cuando el proceso ocurre en condiciones donde la presión es constante:  $\Delta H = Q_p$* ”. Unidades son **kJ** o **kJ/mol**

$\Delta H$  representa la diferencia entre la entalpía del sistema al inicio de la reacción respecto a la entalpía del sistema al final de la reacción:  $\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}}$   $\Delta H = H_{\text{(productos)}} - H_{\text{(reactivos)}}$

En las reacciones *endotérmicas*  $H_{\text{final}} > H_{\text{inicial}}$  y  $\Delta H$  es *positiva* ( $+\Delta H$ )

En las reacciones *exotérmicas*  $H_{\text{final}} < H_{\text{inicial}}$  y  $\Delta H$  es *negativa* ( $-\Delta H$ )

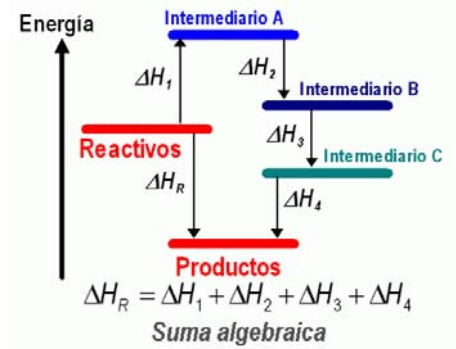
**Propiedades de la entalpía:**

- La entalpía es una **función de estado** lo cual quiere decir que depende únicamente de los estados físicos inicial y final de los reactivos y productos y no del camino específico tomado para pasar de reactivos a productos.
- La entalpía es una **variable extensiva**. La magnitud de  $\Delta H$  depende de las cantidades de reactivos consumidos.
- Al invertir una reacción química da como resultado la misma magnitud de entalpía pero con el signo opuesto.

**Ley de Hess:**

Si una reacción se lleva a cabo en una serie de etapas, el  $\Delta H$  de la reacción será la suma de los cambios de entalpía de cada etapa el cambio de entalpía total del proceso es independiente del número de etapas o de la naturaleza específica del camino por el cual la reacción se lleva a cabo.

El calor total generado o absorbido en una reacción química a presión constante es el mismo independientemente de si la reacción se lleva a cabo en etapas o en un solo paso y depende solamente de los estados inicial de los reactivos y final de los productos.



**Tipos de reacciones (criterio energético)**

- **Exotérmicas o exoérgicas:**

Son todas aquellas reacciones que liberan energía al medio durante el tiempo en que se llevan a cabo dicha energía se desprende en forma de calor o luz principalmente:  $A + B \rightarrow C + D + \text{Energía}$ . Si los productos de la reacción son más estables que los reactivos, la energía liberada al formarse estos permitirá que la reacción continúe sin necesidad de aporte externo y el sistema desprende energía. La energía de activación aportada para romper los enlaces es MENOR que la energía liberada al formarse los nuevos enlaces. ( $\Delta H < 0$ )

- ❖ *Combustión.*
- ❖ *Neutralización.*

- **Endotérmica o endoérgica:**

Son todas aquellas reacciones que absorben energía en forma permanente durante el tiempo que se lleven a cabo:  $A + B + \text{Energía} \rightarrow C + D$ . La energía de activación aportada para romper los enlaces es MAYOR que la energía liberada al formarse los nuevos enlaces. ( $\Delta H > 0$ )

- ❖ *Fotosíntesis.*
- ❖ *Halogenación de alcanos.*

□ **TRANSFERENCIA DE PARTÍCULAS:**

• **PROTONES ( $p^+$ ): REACCIÓN DE NEUTRALIZACIÓN. VALORACIÓN**

Se produce entre **ÁCIDOS** y **BASES** ( $\text{ÁCIDO} + \text{BASE} \rightarrow \text{SAL} + \text{AGUA}$ ). Esta se puede presentar a través de dos reacciones típicas:

- **BASE + ÁCIDO HIDRÁCIDO**  $\rightarrow$  **SAL + AGUA**       $\text{M(OH)}_x + \text{H}_x\text{NM} \rightarrow \text{M}_x\text{NM}_y + \text{H}_2\text{O}$   
 $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- **BASE + ÁCIDO OXIACIDO**  $\rightarrow$  **SAL OXISAL + AGUA**  
 ${}^+\text{M(OH)}^- + \text{H}^+_x (\text{NMO})^- \rightarrow \text{M}^{+b}_a (\text{NMO}_y)^{-a}_b + \text{H}_2\text{O}$   
 $\text{Ca(OH)} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca(PO}_4) + \text{H}_2\text{O} \text{ ó } \text{NaOH} + \text{HClO} \rightarrow \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$

**Propiedades fenomenológicas ácidos y bases:**

*Todos los ácidos tienen algunas propiedades en común, por ejemplo:*

- Solubles en agua.
- Las disoluciones acuosas de los ácidos conducen la corriente eléctrica.
- Los ácidos fuertes reaccionan con los metales alcalinos para producir hidrógeno.
- Modifican el color de colorantes vegetales: Tornasol (azul  $\rightarrow$  rojo)
- Los ácidos que son comestibles, tienen un sabor agrio.

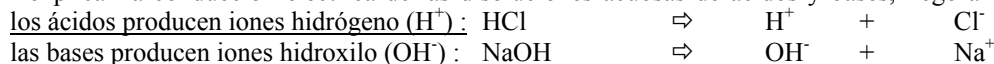
*Las bases, también llamadas álcalis, al igual que los ácidos, tienen propiedades en común:*

- Solubles en agua.
- Las disoluciones acuosas de las bases conducen la corriente eléctrica.
- Modifican el color de colorantes vegetales: Tornasol (rojo  $\rightarrow$  azul)
- Las soluciones básicas que se pueden probar o tocar, tienen sabor amargo y son resbalosas al tacto.

**TEORÍAS ÁCIDO - BASE.**

**a.- Teoría de Arrhenius.**

En 1887, el químico sueco Svante Arrhenius, publicó su teoría sobre los **electrolitos** utilizando a los ácidos y a las bases como ejemplo. Al explicar la conducción eléctrica de las disoluciones acuosas de ácidos y bases, llegó a la conclusión de que:



El concepto de Arrhenius está limitado a las reacciones en disolución acuosa. Las teorías posteriores son más generales, ya que son aplicables al caso de las disoluciones acuosas, pero también a las que no usan agua como disolvente.

**b.- Teoría de Brönsted - Lowry.**

En 1923, el científico inglés T.M. Lowry y el científico danés J.N. Brönsted propusieron independientemente que “*en una disolución, la sustancia que cede un ion hidrógeno ( $\text{H}^+$ ) es un ácido, y la sustancia que acepta este ion hidrógeno ( $\text{H}^+$ ) es una base*”. De acuerdo con esta teoría, las reacciones ácido - base implican la transferencia de iones **hidrógeno ( $\text{H}^+$ )** (o protones) y requieren la presencia de un donador de  $\text{H}^+$  (el ácido) y de un aceptor (la base).

**c.- Teoría de Lewis.**

Una descripción más amplia del fenómeno ácido-base es la enunciada por Lewis, de acuerdo con su propia teoría electrónica de la valencia. Este modelo no tiene necesidad de considerar al disolvente del sistema, ya que define como ácidos a las especies que aceptan pares de electrones, y define como bases a las especies que ceden pares de electrones. Según las teorías anteriores, los ácidos deben tener átomos de hidrógeno, según la teoría de Lewis, un compuesto puede ser ácido si acepta pares de electrones, no importando que tenga hidrógenos o no los tenga.

TEORÍA	ACIDO	BASE
<i>Arrhenius</i>	Cede $\text{H}^+$	Cede $\text{OH}^-$
<i>Brönsted - Lowry</i>	Cede $\text{H}^+$	Acepta $\text{H}^+$
<i>Lewis</i>	Acepta pares de $e^-$	Cede pares de $e^-$

**Arrhenius:** { Acido es aquella sustancia que en solución acuosa aporta iones  $\text{H}^+$ .  
 Base es aquella sustancia que en solución acuosa aporta iones  $\text{OH}^-$ .

**Brönsted y Lowry:** { Acido es aquella sustancia que cede o aporta protones a otra sustancia.  
 Base es aquella sustancia que gana o acepta protones de otra sustancia.

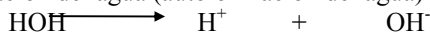
**Lewis:** { Ácido es toda sustancia que puede aceptar un par de electrones.  
 Base es toda sustancia que puede aportar un par de electrones.

Definición de pH y pOH.

- **Escala de pH<sup>7</sup>.**-Para expresar la concentración de iones H<sup>+</sup> ó H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> en disolución, se introduce el concepto de **pH**:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

A partir de la definición de pH es posible construir una escala tomando como base la disociación del agua. Sabemos que el agua se comporta como ácido y como base, la disociación del agua (autoionización del agua) se representa como sigue:



El agua por definición es neutra, ya que la concentración del ion hidronio es igual a la concentración del hidroxilo:

$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$ , a 25° C estas concentraciones son de  $1 \times 10^{-7}$  moles/litro. Si aplicamos la definición de pH en este caso, el valor del pH del agua  $\text{pH} = -\log [1 \times 10^{-7}]$  **pH = 7**. Este es el valor de pH para toda disolución neutra. De la ecuación de disociación del agua, podemos deducir que los valores de pH pueden ir de 0 a 14, correspondiendo 0 a las soluciones más ácidas que tienen una concentración de ácido igual a 1 molar. Si **pH < 7** ⇒ disolución **ácida**. Si **pH = 7** ⇒ disolución **neutra** y si **pH > 7** ⇒ disolución **básica**.

- **Escala de pOH.**- La escala de pOH se construye de manera similar al pH. El pOH se define como el logaritmo negativo de la concentración de iones OH<sup>-</sup>: **pOH = - log [OH<sup>-</sup>]**  
**pH + pOH = 14**

- **ELECTRONES (e<sup>-</sup>): REACCIÓN DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN. REDOX**

Los procesos de reordenación de los átomos, va acompañado de pérdida ó ganancia de dominio sobre los electrones de la capa de valencia. Las reacciones oxidación-reducción o redox son aquellas donde se lleva a cabo una transferencia total o parcial de e<sup>-</sup> entre dos o más elementos reactivos que participan en la reacción. Esto se debe a que se llevan a cabo dos fenómenos simultáneamente llamados oxidación y reducción los cuales se definen de la siguiente manera:

**OXIDACIÓN:** Es la pérdida de e<sup>-</sup> que un elemento puede sufrir al llevarse a cabo una reacción química, esto trae como consecuencia un aumento en el n° de oxidación del elemento oxidado.

**REDUCCIÓN:** Es la ganancia de e<sup>-</sup> que un elemento puede sufrir al participar en una reacción química y trae como consecuencia una disminución en el n° de oxidación del elemento que se reduce.

**Siempre que una sustancia se oxide en forma simultánea otra sustancia se reduce.** La sustancia que se **OXIDA**, *pierde e<sup>-</sup>* y da lugar a que otra sustancia *gane e<sup>-</sup>* perdidos, **REDUCIÉNDOLA**; razón por la cual la sustancia que **se oxida** se le llama **agente reductor**. Es decir, cuando una sustancia se reduce gana e<sup>-</sup> provocando que otra sustancia pierda esos e<sup>-</sup> y se oxide; razón por lo cual a la sustancia que **se reduce** se le llama **agente oxidante**.

PROCESOS :  $\left\{ \begin{array}{l} \text{oxidacion} : \text{cesion de electrones} = \text{aumento del numero de oxidacion} \\ \text{reduccion} : \text{ganancia de electrones} = \text{disminucion del numero de oxidacion} \end{array} \right.$

REACTIVOS  $\left\{ \begin{array}{l} \text{oxidante: especie que se reduce} \\ \text{reductor: especie que se oxida} \end{array} \right.$

**ELECTROLISIS**

Reacción redox endotérmica que se realiza gracias a la energía de una corriente eléctrica. Los e<sup>-</sup> son bombardeados desde la sustancia que se OXIDA hasta la sustancia que se REDUCE a través de un circuito gracias a una pila de voltaje adecuado.

Descomposición de un compuesto diluido o fundido (**electrolito**: disolución salina ácido-base) con ayuda de la corriente eléctrica (corriente continua). Los cationes (ejemplo, iones metálicos), se depositan en el cátodo, y los aniones (ejemplo iones halógenos), lo hacen en el ánodo. Aplicaciones principales son obtención de:

- metales alcalinos y de algunos metales pesados
- hidrógeno, en el análisis electrolítico y en galvanotécnica (ejemplo, cromado, plateado).

**Leyes de Faraday:**

**1.-** Durante el paso de la corriente a través de un electrolito, la cantidad de material separada y depositada en un electrodo, es proporcional a la cantidad de corriente que atraviesa la disolución. Es decir, la cantidad de sustancia depositada en el electrodo de una celda electrolítica es proporcional a la cantidad de corriente que la atraviesa. Para depositar un equivalente electroquímico se necesitan 96.500 culombios. **Faraday (F)**: cantidad de electricidad necesaria para liberar o depositar electrolíticamente un equivalente-gramo de una sustancia. Equivale a **96487C**. Corresponde al producto de la carga elemental:  $F = q_e \cdot N_A$

**2.-** Cantidades de electricidad iguales separan, en electrolitos distintos, cantidades de material que son proporcionales al equivalente químico (Peso Atómico/Valencia).

<sup>7</sup> Este sistema fue desarrollado por Sorensen en 1909. Algunas veces escribimos el ion H<sup>+</sup> aislado, pero algunas veces lo escribimos asociado a una molécula de agua, el ion hidronio: H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>. Las 2 especies se deberán entender como equivalentes.