

Tema 1: Conceptos y herramientas básicas de la química

- 1.1 Concepto y aplicaciones de la química
- 1.2 El método científico y la química
- 1.3 Clasificación de la materia.
- 1.4 Dalton
- 1.5 Avogadro
- 1.6 Pesos atómicos y moleculares
- 1.7 Ecuaciones químicas y estequiometría

1.1 Concepto y aplicaciones de la química

Química: la ciencia que estudia la estructura, propiedades, y transformaciones de la Materia

Estructura: átomos y moléculas, enlace químico, estructura electrónica y técnicas instrumentales como espectroscopia, la difracción de neutrones y rayos X, etc.

Propiedades: estados de agregación (puntos de fusión y ebullición, compresibilidad, dureza, etc...), disoluciones (propiedades coligativas, miscibilidad, solubilidad), reactividad

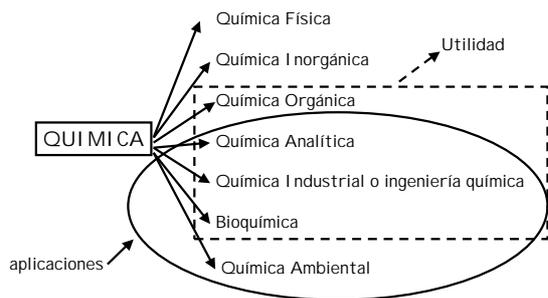
Transformaciones: reacciones químicas, cambios de fase

26/09/2005

Fundamentos de Química.Tema 1

2

División y aplicaciones



26/09/2005

Fundamentos de Química.Tema 1

3

1.2 El método científico y la química

La química es una ciencia experimental, el inicio de todo trabajo en química es la observación o la toma de datos experimentales

Observación natural o experimental $\xrightarrow{\text{Patrón de comportamiento}}$ LEY NATURAL

Ejemplos de observaciones y leyes naturales en Química:

- Las leyes de los gases (Boyle, Gay-Lussac, Charles)
- La ley de las propiedades definidas de Proust
- La ley de Balmer del espectro del hidrógeno

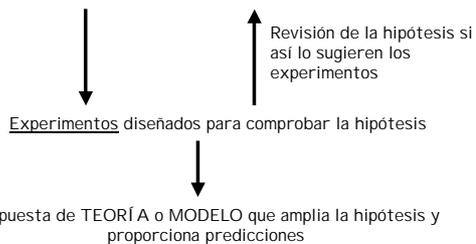
26/09/2005

Fundamentos de Química.Tema 1

4

El método científico: hipótesis, teorías y modelos

HI PÓTESI S: propuesta de explicación razonada de la LEY NATURAL



26/09/2005

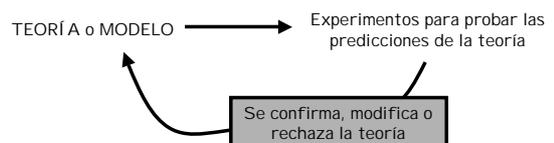
Fundamentos de Química.Tema 1

5

El método científico: hipótesis, teorías y modelos (I I)

Ejemplos de hipótesis, teorías y modelos en Química:

- La teoría atómica de Dalton
- La teoría cinética de los gases de Maxwell
- El modelo de Bohr del átomo de hidrógeno



26/09/2005

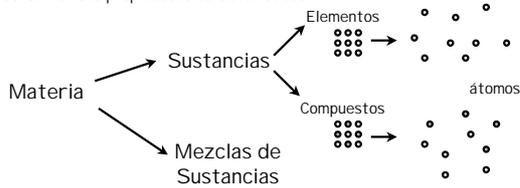
Fundamentos de Química.Tema 1

6

1.3 Clasificación de la materia.

Sustancia = forma de materia con una composición constante, incluso a escala microscópica

Mezcla = combinaciones de dos o más sustancias en las que éstas conservan sus propiedades características



Diferencia entre mezcla y compuesto = el compuesto tiene una composición constante. La mezcla tiene una composición variable

26/09/2005

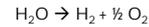
Fundamentos de Química.Tema 1

7

- Una sustancia puede descomponerse químicamente en sus elementos constituyentes
- Una mezcla puede separarse físicamente en sus componentes. Ejemplo: destilación, filtrado, etc...

➤ Un ejemplo de sustancia: el agua (H₂O)

Composición constante: 2 gramos de hidrógeno por 16 de oxígeno
Su descomposición es una reacción química



➤ Un ejemplo de mezcla: el aire (O₂, N₂, CO₂ y otros componentes en proporciones variables)

Los componentes del aire se pueden separar, por ejemplo, con un tamiz molecular

26/09/2005

Fundamentos de Química.Tema 1

8

Ley de Lavoisier de la conservación de la masa
y
Ley de Proust de las proporciones definidas

Antoine Lavoisier (1789):
"Tratado elemental de Química"

Joseph Proust (1797):
"... Así concluiré por deducir de estos experimentos el principio que he establecido al principio de esta memoria, esto es, que el hierro al igual que muchos otros metales está sujeto a la ley de la naturaleza que gobierna en toda combinación auténtica, esto es, aquella que la une en dos proporciones constantes con el oxígeno. A este respecto, esto no le diferencia del estaño, mercurio, plomo y, en una de palabra, de cualquier combustible conocido"

26/09/2005

Fundamentos de Química.Tema 1

9

1.4 Dalton

John Dalton: Teoría Atómica (1803-1808)
"El átomo es la unidad básica de un elemento que interviene en una combinación química"

1. Cada elemento químico se compone de partículas diminutas e indestructibles denominados átomos. Los átomos no pueden crearse ni destruirse durante una transformación química.
2. Todos los átomos de un elemento son semejantes entre sí pero distintos a los del resto de los elementos.
3. En los compuestos, los diferentes elementos se combinan en una proporción numérica sencilla. Dicha combinación da lugar a la fórmula molecular de ese compuesto que representa la composición de la "molécula": A_xB_y.

Ley de conservación de la masa
Ley de las proporciones definidas

Ley de las proporciones múltiples

26/09/2005

Fundamentos de Química.Tema 1

10

1.5 Avogadro

Masa: magnitud física fundamental asociada a la cantidad de materia

⇒ Existen dos formas de medir la masa en Química:

1. Unidades absolutas: Kg en el Sistema Internacional, g en el sistema CGS
2. Unidades molares: número de moles de sustancia

El uso del mol como unidad de masa en Química surge directamente de la Teoría Atómica, la Ley de las proporciones definidas y la necesidad de poder estimar a partir de la masa absoluta de una muestra de sustancia la cantidad de átomos o moléculas que hay en dicha muestra

26/09/2005

Fundamentos de Química.Tema 1

11

Concepto de mol

Concepto teórico de mol: "Cantidad de sustancia equivalente a un número de Avogadro de átomos o moléculas de esa sustancia"

Número de Avogadro, $N_A = \frac{12 \text{ g}}{1,9926 \times 10^{-23} \text{ g}} = 6,022 \times 10^{23}$
Masa de un átomo de Carbono 12 → ¿por qué?

Definición práctica de mol: "Un mol de sustancia equivale a la masa de los átomos o moléculas que lo constituyen traducidos a gramos"

26/09/2005

Fundamentos de Química.Tema 1

12

Masa atómica y molecular

→ Masa absoluta = Masa atómica/molecular x número de moles

Version microscópica:
Masa absoluta = Masa de un átomo/molécula x número de átomos o moléculas



Masa atómica de un elemento = masa de un mol de átomos de dicho elemento = masa de un átomo x N_A

Masa molecular de un compuesto = masa de un mol de "moléculas" de dicho compuesto = masa de una "molécula" x N_A

26/09/2005

Fundamentos de Química.Tema 1

13

1.7 Ecuaciones químicas y estequiometría

Estequiometría: se refiere a las relaciones fijas (Teoría Atómica) que existen entre las cantidades molares de los elementos en un compuesto y de los compuestos entre sí en una reacción química

Estequiometría en un compuesto

Fórmula molecular: indica el número de átomos en una molécula de un compuesto. Siempre involucra números enteros

Fórmula empírica indica el número relativo de átomos o de moles de átomos en un compuesto. Puede incluir números fraccionarios.

Fórmula estructural muestra el orden en el que se unen los átomos en la molécula y el tipo de enlace

26/09/2005

Fundamentos de Química.Tema 1

14

Ejemplo 1.1.: Butano

Fórmula empírica: C_2H_5

Fórmula molecular: C_4H_{10}

Fórmula estructural: $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$

Ejemplo 1.2.: La vitamina C, cuya masa molar es $176.14 \text{ g mol}^{-1}$, está compuesta por C, H y O exclusivamente. Una muestra de 50 g de vitamina C contiene 20.45 g de C y 2.29 g de H. Calcular: a) su fórmula empírica y b) su fórmula molecular.

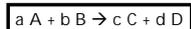
26/09/2005

Fundamentos de Química.Tema 1

15

Ecuaciones químicas

Una ecuación química representa de una forma sencilla la estequiometría de una reacción:



...significa que a moles de A reaccionan con b moles de "B" para dar c moles de "C" y d moles de "D"

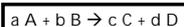
La estequiometría de una reacción química es un reflejo de las relaciones y transformaciones moleculares que sufren los átomos involucrados en esa reacción

26/09/2005

Fundamentos de Química.Tema 1

16

Ecuaciones químicas (II)



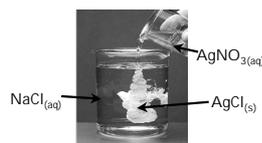
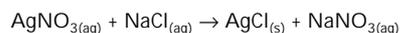
- Se dice que los reactivos de una reacción química están en proporciones estequiométricas si sus cantidades iniciales corresponden a las relaciones molares contenidas en la correspondiente ecuación química
- Se dice que un reactivo está en exceso si su cantidad inicial excede la correspondiente a su proporción estequiométrica.
- Se dice que un reactivo es limitante si se encuentra en cantidad inferior a su proporción estequiométrica

26/09/2005

Fundamentos de Química.Tema 1

17

Ejemplo 1.3.: El nitrato de plata y el cloruro sódico reaccionan en disolución acuosa conforme a la siguiente ecuación química



Se disuelven 10 gramos de nitrato de plata en 100 ml de disolución 0.1 molar de cloruro sódico. ¿Están los reactivos en proporción estequiométrica? Si no es así ¿cuál de ellos es el limitante? ¿Cuánto cloruro de plata precipitará?

26/09/2005

Fundamentos de Química.Tema 1

18