ASIGNATURA: Química NIVEL : 2° E.M PROFESOR: José J. Márquez A.

**Guía de Trabajo: La estequiometría.**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Nombre: | | Puntos Total: |
| Curso: | Fecha: | Puntos Obtenidos: |
| **Objetivo:** Conocer las leyes y conceptos básicos que rigen la estequiometría de las reacciones químicas.  Indicaciones: **Leer comprensivamente, destacar y/o subrayar lo que sea necesario.** | | |

La estequiometria es la rama de la química que estudia las relaciones cuantitativas o ponderales entre los reactantes y productos que participan en una reacción química.

La estequiometría hace posible conocer la masa de reactantes que se necesita para obtener una determinada cantidad de productos o la cantidad de producto que se puede obtener a partir de una determinada cantidad de reactantes.

Es importante que revisar el significado de las fórmulas químicas por las que se representan las sustancias puras. En relación con la masa de las sustancias, revisaremos las magnitudes atómicas y molares que debemos aplicar a las reacciones químicas para hacer cálculos estequiométricos.

➾➚➪➶➹

**1) Magnitudes atómicas**

➘

**Masa atómica**

Aunque parezca sencillo calcular la masa de un átomo sumando las masas de todos los protones y neutrones que lo componen, es en la realidad una tarea imposible debido a que los átomos son muy pequeños.

Para poder medir la **masa de un átomo**, los químicos crearon la **unidad de masa atómica** (uma), que corresponde a **la doceava parte de la masa de un átomo de carbono-12**. En el Sistema Internacional de Unidades (SI), 1 uma = 1,6606 x 10-27 kg

➴

**Mol y número de Avogadro**

Los químicos han establecido una unidad de medida que corresponde a un número determinado de partículas. Esta unidad es **el mol** y representa la magnitud **cantidad de materia** (**n**).

**Mol** es la **cantidad de sustancia que contiene tantos átomos, moléculas o iones como átomos hay en 0,012 kg de carbono-12**.

Para contar partículas de materia, el método es el mismo, ya que el mol es la unidad de medida

que se utiliza para contar átomos, moléculas o iones. El **número de partículas en un mol** de cualquier sustancia **es 6,02 x 1023**. Este número se conoce como **numero de Avogadro** (NA).

1 mol = 6,02 x 1023 átomos, moléculas o iones

Un mol de átomos siempre tendrá 6,022 x 1023 partículas, pero su cantidad en masa será menor o mayor dependiendo del elemento.

Las imágenes muestran:

 1 mol de cobre, 1 mol de azufre 1 mol de aluminio.

63,5 g 84,0 g 26,98 g

6,02 x 1023 átomos 6,02 x 1023 átomos 6,02 x 1023 átomos

❐

**Masa molar**

**La masa molar** (M) es la masa de **un mol** de *átomos, moléculas* u *otras partículas*, expresada en gramos. Para un elemento, su masa molar *es equivalente* a su masa atómica. Así, la **masa molar** del cobre (Cu) es de **63,55 g/mol**. Para un compuesto, su **masa molar** resulta al **sumar las masas atómicas de todos los átomos** presentes en **la fórmula** **química** del compuesto.

Calculemos la masa molar del dióxido de carbono (CO2).

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Elementos | N° de átomos | Masa atómica |  |
| Carbono (C) | 1 | 12 g/mol | 1 **· 12 = 12** |
| Oxígeno (O) | 2 | 16 g/mol | 2 **· 16 = 32** |
|  | | **Total** | = **44 g//mol** |

Por lo tanto, la masa de un mol de CO2 (6,02 x 1023 moléculas) es igual a 44 g.

**Volumen molar**

El volumen molar es el volumen que ocupa un mol de un elemento o compuesto en estado gaseoso.

Un mol de cualquier gas, en condiciones normales de presión y temperatura, siempre ocupará 22,4 L. Al hablar de condiciones normales (CN), nos referimos a 0 ºC de temperatura y a 1 atm de presión.

1 mol = 22,4 L

Entonces, si se tiene una reacción en que uno de los reactantes o productos es un gas, se puede calcular su volumen conociendo la cantidad de sustancia. Por ejemplo:

• 1 mol de oxígeno (O2), o cualquier otro gas, ocupa 22,4 L (en CN).

• 2 mol de oxígeno (O2) ocupan un volumen de 44,8 L (en CN).



Descomposición electrolítica del agua.

El gas hidrógeno, liberado en la electrólisis del agua, ocupa el doble de volumen que el gas oxígeno.

En la reacción de electrólisis, el agua se descompone en dos gases, el hidrógeno (H2) y el oxígeno (O2). La ecuación química que representa el proceso es:

2 H2O(l) 2 H2(g) + O2(g)

A partir de la ecuación se puede establecer que se obtienen 2 mol de H2 y 1 mol de O2 y, aplicando el volumen molar:

• 2 mol de H2 equivalen a 44,8 L

• 1 mol de O2 equivale a 22,4 L

**Relaciones del mol con masa, volumen y número de Avogadro**.

Volumen (L)

Masa (g)

Masa atómica- 22,4 (gases, CN)

molecular

Mol

6,02 x 1023

Partículas

**Definiciones y ejemplos con las relaciones del mol**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | Definiciones | ejemplos |
| **Relación**  **mol-masa** | Para conocer cuántos moles hay de un átomo o molécula en una determinada cantidad de materia (masa, en gramos), es necesario saber cuántos gramos hay de dicha materia y conocer su masa molar, según la siguiente expresión: | ¿*Qué masa de agua se debe masar para*  *obtener 7,5 mol de H2O*?  Masa molar = 18 g/mol  mol • masa molar = masa  7,5 mol • 18 g/mol = masa  135 g = masa  **Respuesta**: se necesitan 135 g de agua  para obtener 7,5 moles de agua. |
| **Relación**  **mol-volumen** | El número de moles también nos  permite saber cuánto volumen hay de  algún átomo o molécula gaseoso según:  ***1 mol = 22,4 litros*** | ¿*Qué volumen ocupan 3 mol de helio, He*?  1 mol = 22,4 L  3 mol = 3 • 22,4 L = 67,2 L  **Respuesta**: 3 mol de He ocupan 67,2 L. |
| **Relación**  **mol-número de**  **Avogadro** | Se relaciona el mol con el número de Avogadro, según:  ***1 mol = 6,02 x 1023 moléculas, átomos o partículas*** | ¿*Cuántos átomos de hierro hay en 0,3 mol de hierro*?  1 mol = 6,02 x 1023 átomos  0,3 • 6,02 x 1023 = 1,8 x 1023 átomos  **Respuesta**: 1,8 x 1023 átomos de Fe |

**Guía de Trabajo:** **La Estequiometria.**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Nombre: | | Puntos Total: |
| Curso: | Fecha: | Puntos Obtenidos: |
| **Objetivo:** Conocer las leyes y conceptos básicos que rigen la estequiometría de las reacciones químicas.  **Indicaciones**: Después de la lectura de la información presentada **Responder las siguientes preguntas.** | | |

1. ¿Qué es la estequiometría?

|  |
| --- |
|  |

1. Definir los siguientes conceptos:

a) Mol: b) Número de Avogadro:

|  |  |
| --- | --- |
|  |  |

c) Uma: d) Masa molar:

|  |  |
| --- | --- |
|  |  |

e) Volumen molar:

|  |  |
| --- | --- |
|  |  |

1. Calcular la masa molar del óxido de aluminio (Al2O3).

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Elementos | N° de átomos | Masa atómica |  |
| Aluminio (Al) |  | 27 g/mol |  |
| Oxígeno (O) |  | 16 g/mol |  |
|  | | **Total** |  |

1. Completar el siguiente cuadro con los datos solicitados de acuerdo a *la relación del mol con masa, volumen molar y número de Avogadro*

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **Moles de gas (CN)** | **Volumen de gas** |  | **Moles de sustancia** | **Átomos/moléculas de sustancia** |
| 1,5 mol de CH4(g**)** |  |  | 1 mol de plata |  |
| 3,0 mol de CO2(g) |  |  | 2,5 mol de agua |  |