**Departamento de Ciencias (Prof. Gladys Martínez C. - Patricia Requena C.)**

**Respeto – Responsabilidad – Resiliencia – Tolerancia**

**CORREO CONSULTAS:** **cienciascestarosa@gmail.com**

**CIENCIAS NATURALES – GUÍA 8 – EJE QUIMICA – 1° MEDIO**

NIVEL 1 – UA 04 - OA 20

Objetivo (s): Establecer la relación entre masa atómica, mol, número de Avogadro, masa molar y volumen molar.

 Resolver ejercicios, relacionando conceptos.

|  |
| --- |
| **RECUERDA:****Los átomos no se encuentran puros en la naturaleza, sino que están formados por átomos del mismo elemento que son distintos en su masa atómica y porcentaje de abundancia. La suma de cada uno de ellos nos ayuda a determinar su masa atómica relativa. Esta masa ya esta calculada y la puedes obtener de la tabla periódica y se mide en uma.****Si la masa del átomo se expresa en uma es la masa atómica, pero si se expresa en g/mol es la masa molar o masa molecular (M). Por ejemplo** Masa atómica = 22,99 uma 🡪 23 umaMasa molar = 22,99 g/mol 🡪 23 g/mol**Para calcular la M (masa molar) de un compuesto debes:**1. conocer la fórmula del compuesto. Ej.: agua **H2O**2. Identificar los elementos que lo forman y la cantidad de átomos de cada uno de ellos en el compuesto. Ej.: **el H2O, esta formada por 2 átomos de H y 1 átomo de O.**3. Buscar la masa atómica de cada elemento que forma el compuesto en la tabla periódica y multiplicarla por la cantidad de átomos de cada uno y anotar la unidad g/mol. Ej.: **Para el H su masa atómica es 1,0 y como hay 2 átomos, entonces tenemos 1,0** • **2 = 2,0 g/mol** **Para el O su masa atómica es 16,0 y como hay 1 átomo, entonces tenemos 16** • **1 = 16,0 g/mol**4. Sumar los resultados para obtener la masa del compuesto. Ej.: **la masa molar (M) del H2O es 2, 0 g/mol + 16,0 g/mol = 18 g/mol.****Por último, la estequiometría estudia las relaciones cuantitativas entre los reactantes y productos que participan en una reacción química y las cantidades químicas que se determinan son la Masa Atómica, la Masa Molar, el Mol, el Número De Avogadro y el Volumen Molar. En la guía anterior estudiamos las 4 primeras, hoy conoceremos el Volumen molar y la realción entre el mol y las otras cantidades.** |

**IMPORTANTE**

|  |
| --- |
| **Siempre la masa de 1 mol de una sustancia es igual a la masa de la sustancia expresada en uma o en g/mol.** **Por ejemplo : en un átomo de sodio, 1 mol de sodio = 23 uma = 23 g/mol** **en una molécula de agua (compuesto), 1 mol de agua = 18 g/mol****En 1 mol de cualquier sustancia (átomos o moléculas) hay 6,02 × 1023 partículas (átomos, moléculas, iones, etc).****Por ejemplo: En un átomo de sodio, 1 mol de sodio = 23 uma = 23 g/mol = 6,02 × 1023 átomos de sodio.** **En una molécula de agua (compuesto), 1 mol de agua = 18 g/mol = 6,02 × 1023 moléculas de agua.** |

**VOLUMEN MOLAR**

|  |
| --- |
|  **1 mol = 22,4 L** |

**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 (CN) 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.**

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).

 • 3 mol de oxígeno (O2), ocupan un volumen de 67,2 L (en CN).

**Por ejemplo:**

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:

 2H2O (l) 🡪 2H2 (g) + O2 (g)

Coeficientes estequiométricos

Recuerda que el coeficiente estequiométrico puede indicar el número de moléculas o el número de moles de cada sustancia involucrada en la reacción.

**El coeficiente** **estequiométrico 1 no se anota.**

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, tenemos: • 2 mol de H2 equivalen a 44,8 L

 • 1 mol de O2 equivale a 22,4

**Ley de Avogadro** (es una de las leyes de los gases ideales) dice que:

Un mol de diferentes sustancias contiene el mismo número de moléculas.

El valor de este número, es aproximadamente 6,02 × 1023 , es llamado Número de Avogadro y también el número de átomos que contiene un mol de un elemento.

Hoy en día llamamos número de Avogadro al número de partículas contenidas en un mol.

Mol

Volumen (L)

Masa (g)

Partículas

6,02 × 1023

22,4 (gases, CN)

Masa atómica - molecular

Relaciones del mol con masa,

volumen y número de Avogadro

El mol es la unidad con que se mide la cantidad de

sustancia, una de las siete magnitudes físicas

 fundamentales del Sistema Internacional de Unidades.

Un mol contiene 6,02 × 1023 partículas elementales

(ya sea átomos, moléculas, iones y cualquier otra

partícula subatómica).

La masa molecular (masa molar) es la suma de la masa molar de cada uno de los elementos que forman la molécula y se mide en g/mol

|  |
| --- |
| **Relación mol - volumen** |
| Descripción de la Relación | El número de moles también nos permite saber cuánto volumen hay de algún átomo o molécula en estado gaseoso , usando 1 mol = 22,4 litros |
| **Ejemplo 1.** ¿Qué volumen ocupan 8 mol de helio He?1 mol = 22,4 L8 mol = (x L)(x L) = 8 mol • 22,4 L = 179,2 L 1 mol **Respuesta: 8 mol de He ocupan 179,2 L** | **Ejemplo 2.** Si se tienen 160 L de un gas en condiciones normales (CN), ¿Cuántos moles tienes del gas?1 mol = 22,4 L(x mol) = 160 L(x mol) = 1 mol • 160 L = 7,142 mol 22, 4 L **Respuesta: 160 L del gas corresponden a 7,142 mol** |

|  |
| --- |
| **Relación mol - masa** |
| Descripción de la Relación | Para conocer cuántos moles hay de un átomo o molécula en una determinada cantidad de materia (masa, en gramos), es necesario saber cuántos átomos hay de dicha materia y conocer su masa molar según la siguiente expresión:  mol • masa molar = masamol = (masa (g))  (masa molecular)  masa molar = masa  molA partir de esta expresión se obtienen    |
| **Ejemplo 1.**El hidróxido de sodio (NaOH) o soda caústica se utiliza para destapar cañerías. ¿Cuántos moles de hidróxido de sodio hay en 1,0 kg de esta sustancia?1,0 kg = 1000 gMasa molecular del NaOH es igual a la suma de la masa del Na + la masa del O + la masa del HM NaOH = 23 g/mol • 1 = 23 g/mol masa molar = masa  molmol = (masa (g))  (masa molecular)  16 g/mol • 1 = 16 g/mol mol = 1000 g = 25 mol  1 g/mol • 1 = 1 g/mol 40 g/mol  40 g/mol **Respuesta: en 1,0 kg de hidróxido de sodio (NaOH) hay 25 moles de esta sustancia.** |
| **Ejemplo 2.**¿Qué masa de agua se debe masar para obtener 7,5 mol de H2O? Masa molar = 18 g/mol (ya la calculamos)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.** |
| **Ejemplo 3.** ¿Cuál es la masa molar de un compuesto, del cual se obtuvieron 3,5 moles a partir de la reacción de 150 g del compuesto?  Masa molar = 150 g = 42,857 g/mol 3,5 mol  **Respuesta: la masa molar del compuesto es 42,857 g/mol.** |

|  |
| --- |
| **Relación mol - número de Avogadro** |
| Descripción de la Relación | Se relaciona el mol con el número de Avogadro, según: 1 mol = 6,02 x 1023  moléculas, átomos o partículas.  |
| **Ejemplo 1**¿Cuántos átomos de hierro hay en 0,3 mol de hierro?1 mol = 6,02 x 1023  átomos0,3 mol = (x átomos de Fe) (x átomos de Fe) = 0,3 mol • 6,02 x 1023  átomos 1 mol (x átomos de Fe) = 1,8 x 1023 átomos de Fe**Respuesta: en 0,3 mol de hierro existen**  **1,8 x 1023 átomos de Fe** | **Ejemplo 2.**Mediante cálculos estequiométricos, se logra determinar que en una cantidad A, de moles de una sustancia, existen 3,6 x 1023 moléculas. ¿Cuál es el valor de A en mol?1 mol = 6,02 x 1023  átomos(A mol) = 3,6 x 1023 moléculas(A mol) = 1 mol • 3,6 x 1023 moléculas 6,02 x 1023  átomos(A mol) = 0,598 mol**Respuesta: 3,6 x 1023 moléculas equivalen a 0,598 mol.** |

|  |
| --- |
| **AHORA TÚ… RESUELVE LOS SIGUIENTES EJERCICIOS (No olvides guiarte por los ejemplos)**Datos masa molar: H = 1,0 g/mol C = 12,0 g/mol O = 16 g/mol Na = 23, 0 g/mol Cl = 35, 0 g/mol Fe = 56 g/mol 1. ¿Qué volumen, en (CN), ocupan 0,5 moles de ácido nítrico (HNO3)?2. El Bicarbonato de sodio (NaHCO₃), es un producto muy usado en nuestros hogares. ¿Qué masa de Bicarbonato de sodio se deben comprar para obtener 2,50 moles del compuesto?3. ¿Cuántas moléculas de cloruro de hidrógeno (HCl), también llamado ácido clorhídrico, hay en 25,0 g?4. ¿Cuántos moles de sacarosa, también llamada “**azúcar** común” o “**azúcar** de mesa”, cuya **fórmula** química es C12H22O11, existen en ½ kg del producto? 5, El hierro es un metal maleable de color gris plateado. Es el cuarto metal más abundante en la corteza terrestre, formando parte de numerosos minerales, entre ellos, muchos óxidos. Si la masa de una barra de hierro es de 16,8 g, ¿cuántos átomos de Fe hay en la muestra? |