

COLEGIO FERNANDO MAZUERA VILLEGAS IED



COMUNIDAD DE APRENDIZAJES Y SABERES CON PENSAMIENTO CRÍTICO, UN MEDIO PARA EL DESARROLLO CULTURAL, INTEGRAL Y LA FORMACIÓN TÉCNICA”

GUÍA DE AUTOAPRENDIZAJE

GUÍA N.º	ÁREA	ASIGNATURA
2	CIENCIAS NATURALES	QUÍMICA
GRADO	TÍTULO DE LA GUÍA	SEMANA ESCOLAR
CICLO 6	ESTEQUIOMETRIA	1 DE MARZO A 26 DE MARZO 2021
COMPETENCIAS POR DESARROLLAR		
<ul style="list-style-type: none"> Realiza cálculos cuantitativos en cambios químicos. Caracteriza cambios químicos en condiciones de equilibrio. Utiliza las matemáticas para modelar, analizar y presentar datos y modelos en forma de ecuaciones, funciones y conversiones 		
FECHA DE EJECUCIÓN	1 DE MARZO A 26 DE MARZO 2021	
DOCENTE	DIANA CORREAL- Correo: profeguimicadiana@gmail.com - WhatsApp 3232857629 ENCUENTROS VIRTUALES por Google meet Lunes de 8 a 9 y 30 pm. El link antes de cada clase	
RECURSOS	PÁGINAS SUGERIDAS, VIDEOS, EXPLICACIONES, TEXTOS, LÁPIZ, PAPEL	
PALABRAS CLAVES	MOL, BALANCEO, CONSERVACIÓN DE LA MATERIA, UNDADES DE MASA, NÚMERO DE AVOGADRO	

CONCEPTUALIZACIÓN

¿QUÉ ES MOL?

El mol es una de las magnitudes estipuladas por el Sistema Internacional de Unidades. Su símbolo es “mol”. El mol es definido como la cantidad de materia que poseen las partículas, es decir los átomos y las entidades elementales.

La masa de un mol de sustancia, llamada masa molar, es equivalente a la masa atómica o molecular (según se haya considerado un mol de átomos o de moléculas) expresada en gramos.

El número de Avogadro es la cantidad de partículas, sean estas moléculas, átomos, electrones, etc. que existen en un mol de una sustancia cualquiera. Es una unidad de medida elemental en la química ya que permite conocer el valor o cantidad de partículas muy pequeñas. Al ser de tamaños tan reducidos el valor en el que será expresado suelen ser muy grandes o altos.

Debido a la insignificante masa de los átomos y moléculas, se han establecido unas unidades de medida más acorde para su estudio que las tradicionales. Son las siguientes:

Unidad de masa atómica (uma o u): Corresponde a la doceava parte de la masa de un átomo de un isótopo del carbono, del Carbono-12 (¹²C).

Masa atómica de un elemento:

Indica el número de veces que dicha masa es mayor que la unidad de masa atómica.

Ejemplo: La masa atómica del Nitrógeno es **14 uma***. Ello quiere decir que la masa de un átomo de Nitrógeno es 14 veces mayor que la doceava parte de la masa del ¹²C.

Masa molecular:

Es la suma de las masas atómicas de los elementos que forman la molécula.

Ejemplo: La molécula de NH₃ tiene una masa molecular de **17 uma** (14 + 1·3).

Mol: Es la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas u otras partículas) como **átomos hay exactamente en 12 gramos del isótopo carbono-12 (¹²C)**.

A este número de átomos se le conoce como **Numero de Avogadro (NA) 6,022·10²³**

Masa Molar: Es la masa de un mol de compuesto. Es importante saber que su valor coincide con el de la masa molecular del compuesto, pero expresado en la unidad **g/mol**.

Masa molecular NH₃ = **17 uma** Masa molar NH₃ = **17 g/mol**

CÁLCULO DE MASA, MOLES, MOLÉCULAS, ÁTOMOS....

Con los conceptos previos claros, ya podemos empezar a practicar los cálculos básicos que nos aparecerán en múltiples problemas. Se puede recurrir a las equivalencias, aunque tenemos que acostumbrarnos a los factores de conversión y con un poco de práctica... ¡¡verás que fácil es!!:

Únicamente tenemos que saber de dónde partimos y a dónde queremos llegar, planteando relaciones lógicas y verdaderas (usaremos las de los conceptos previos) y terminando en las unidades que nos piden (teniendo en cuenta que las unidades de un numerador y del denominador siguiente se anulan para poder pasar a la siguiente unidad).

REACTIVOS LIMITANTE Y EN EXCESO

Una reacción química se produce en condiciones estequiométricas cuando las cantidades de reactivos (en moles) están en las proporciones idénticas a las de la ecuación química ajustada.

Es frecuente que se use un exceso de alguno de los reactivos para conseguir que reaccione la mayor cantidad del reactivo menos abundante.

El reactivo que se consume en su totalidad es el que va a limitar la cantidad de producto que se obtendrá y se denomina **reactivo limitante**. Los otros reactivos se llaman **excedentes** o **en exceso** y no se consumen totalmente.

¿Cómo puedes saber cuál es el reactivo limitante? Por ejemplo, en la reacción del aluminio con el oxígeno para formar óxido de aluminio, mezclamos para que reaccionen dos moles de aluminio con dos moles de dióxígeno.

La ecuación ajustada es : $4 \text{ Al} + 3 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ Al}_2\text{O}_3$

y haciendo uso de la proporción estequiométrica entre el aluminio y el dióxígeno:

$$n(\text{O}_2) = 1,5 \text{ mol de O}_2$$

Por tanto, únicamente reaccionan 1,5 moles de O_2 y quedan sin reaccionar 0,5 moles de dióxígeno. El reactivo limitante es el aluminio, que se consume totalmente.

PUREZA DE LOS REACTIVOS.

Con frecuencia en los laboratorios e industrias reactivos que se emplean presentan impurezas y esto afecta la calidad del producto, el cual no se obtendrá en estado puro.

Como las relaciones estequiométricas se basan en sustancias puras es necesario estar seguros de que las cantidades tomadas para los cálculos correspondan a material puro que se encuentra en los reactivos con impurezas.

La cantidad sustancia pura (SP) de una sustancia impura (SI) se puede calcular de la siguiente manera:

$$\text{SP} = (\text{SI} \times \% \text{Pureza}) / 100$$

PORCENTAJE DE RENDIMIENTO.

La cantidad de producto que se obtiene en una ecuación química generalmente es menor que la cantidad de producto calculado a partir de las relaciones estequiométricas.

El menor rendimiento puede deberse a diferentes causas (alguno de los reactivos no alcanza a reaccionar completamente, cantidad de calor es insuficiente, productos que forman nuevamente los reactivos).

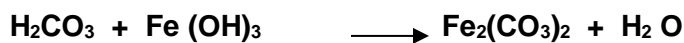
El porcentaje de rendimiento o eficiencia se establece reemplazando o despejando los datos de la siguiente fórmula:

$$\% \text{ Rendimiento} = (\text{producción real} / \text{producción teórica}) \times 100$$

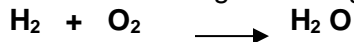
ACTIVIDADES

1. A partir de la siguiente ecuación determine

- A. ¿Cuántas moles de ácido carbónico se requieren para formar 12 moles de agua?
- B. ¿Cuánta masa de carbonato férrico se produce cuando reaccionan 34 g de hidróxido férrico?
- C. Si se producen $3.5 \cdot 10^{10}$ moléculas de agua, cuántas moles de ácido reaccionaron?

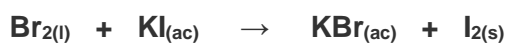


2. Reaccionan 25 g de Hidrógeno con cierta cantidad de oxígeno para formar agua.



- A. ¿Cuánta masa de agua se forma?
- B. ¿Cuántas moles de oxígeno reaccionan?
- C. ¿Cuántas moléculas de agua se producen?

3. Una forma de obtener I_2 sólido es a través de la reacción del bromo, Br_2 , con solución acuosa de KI, según la reacción:



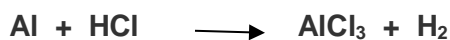
- A. ¿Si reaccionan 35 g de bromo con 40 g de yoduro de potasio, cuánto yodo se obtiene?
- B. ¿Teniendo en cuenta lo anterior, cuántas moles de bromuro de potasio se producen?
- C. A partir del reactivo límite halle las moléculas de KBr

4. El metano arde con el oxígeno produciendo dióxido de carbono y agua. Si se queman 3 Kg de metano calcule:

- A. Los gramos de oxígeno necesarios
- B. Las moles de CO_2 producidos



5. El aluminio reacciona con el ácido clorhídrico produciendo cloruro de aluminio e hidrógeno en estado gaseoso



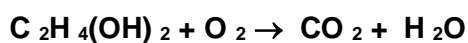
- A. Si se forman 45 g de cloruro de aluminio a partir 60 g de ácido clorhídrico, ¿cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción?
- B. ¿A partir de la misma cantidad de ácido, cuántas moléculas de cloruro de aluminio se forman?

6. 3000 g de caliza al 62% de pureza en CaCO_3 , se trata con exceso de HCl y se originan CaCl_2 , CO_2 y Agua.



- A. Calcule cuántos g de CO_2 se producen
- B. ¿Cuántas moléculas de agua se forman?

7. Se mezclan 12 gramos de $\text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2$ y 12 gramos de O_2 para obtener CO_2 y H_2O según la siguiente reacción:



La pureza del $\text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2$ es del 73% y la pureza del O_2 es del 90%. Si experimentalmente se obtienen 8 gramos de CO_2 . Calcular el rendimiento de la reacción

EVALUACION

1. Desarrollar las actividades propuestas
2. Orden y puntualidad
3. Participación de las clases virtuales
4. Evaluación y sustentación escrita

Tomar fotos de forma vertical, marcados los puntos y en orden

Enviar al correo profequimicadiana@gmail.com o WhatsApp 3232857629

VIDEOS SUGERIDOS

WEBGRAFÍA

<https://concepto.de/mol/#ixzz6UHEOFjxb>

<https://concepto.de/mol/>

<https://concepto.de/mol/#ixzz6UHEOFjxb>

<https://quimicaldc2.blogspot.com/2012/02/estequiometria-porcentaje-de.html>