***Institución Educativa Escuela Normal Superior***

***Área de Ciencias Naturales y Educación Ambiental***

***Asignatura Química***

COMPETENCIAS:

* Interpreta situaciones Identificando las variables en una situación problema
* Soluciona problemas estequiométricos argumentando sus respuestas
* Aplica sus conocimientos en la solución de problemas

INDICADORES DE LOGRO:

* Identifica los datos expresados en un problema y realiza cálculos estequiométricos a partir de ellos
* Identifica el reactivo límite de una reacción y realiza cálculos estequiométricos a partir de ellos
* Calcula el porcentaje de pureza de una sustancia y el rendimiento de una reacción química

INDICADORES DE EVALUACIÓN:

* Realiza cálculos de masa-masa, mol-mol a partir de los datos identificados en el problema.
* Calcula cantidad de producto obtenido en una reacción a partir el reactivo límite.
* Determina el porcentaje de pureza de los componentes de una reacción y calcula el rendimiento de la reacción química.

Objeto de Estudio: ESTEQUIOMETRÍA

El termino estequiometría proviene del griego **stoicheion**, 'elemento' y **métrón**, 'medida' y se define como ***el cálculo de las relaciones cuantitativas entre reactivos y productos en el transcurso de una reacción química***.

El primero que enunció los principios de la estequiometría fue ***Jeremias Benjamin Richter*** (1762-1807), en 1792, quien describió la estequiometría de la siguiente manera: “*La estequiometría es la ciencia que mide las proporciones cuantitativas o relaciones de masa en la que los elementos químicos que están implicados. En una reacción química se observa una modificación de las sustancias presentes: los reactivos se consumen para dar lugar a los productos.”*

Estas relaciones pueden ser: **mol-mol,**  **mol-gramos, gramos-gramos.**

Las relaciones pueden ser: entre reactivos y productos, sólo entre reactivos o sólo entre productos.

Cualquier cálculo estequiométrico que se lleve a cabo, debe hacerse en base a **una ecuación química balanceada,** para asegurar que el resultado sea correcto.

La estequiometria es la herramienta de la que se valen los químicos para resolver problemas relacionados con las ecuaciones, específicamente se puede dar respuestas a interrogantes como:

* ¿Qué cantidad de producto puede obtener a partir de una cantidad dada de los reactivos?
* ¿Qué cantidad de reactivos se requiere para obtener una cantidad dada de los productos?
* ¡Qué cantidad de uno de los reactivos se necesita para reaccionar exactamente con una cantidad dada del otro reactivo?

**los coeficientes estequiométricos** de una ecuación nos permite expresar las relaciones estequiométricas entre dos sustancias involucradas en una reacción química. Esta relación la llamaremos **FACTOR MOLAR** ynos permiten pasar de una sustancia a otra en la resolución de problemas

**FACTOR MOLAR = MOLES DE LA SUSTANCIA BUSCADA**

 **MOLES DE LA SUSTANCIA DADA**

Para realizar los cálculos estequiométricos lo aconsejable es trabajar las cantidades de las sustancias, tanto reactivos como productos, en **moles.**

**PARA CALCULAR EL NÚMERO DE MOLES(n) DE UNA SUSTANCIA DADA, SE DIVIDEN LOS GRAMOS DE SUSTANCIA(w) POR EL PESO MOLECULAR DE LA SUSTANCIA(PM)**

 **n= \_w\_**

 **PM**

También se puede calcular mediante el factor de conversión, así:

**moles de la sustancia** = Masa de la sustancia (g) **x** \_\_1 mol de la sustancia\_\_\_\_\_\_

 Peso molecular de la sustancia

**Cálculos mol-mol:**

Para resolver cálculos mol-mol es necesario tener en cuenta:

* Escribir correctamente la ecuación y balancearla
* El factor molar se realiza con los moles de la ecuación balanceada de las sustancias involucradas en el problema
* Pasara **moles,** los gramos de las sustancias dadas.

**EJEMPLO 1:** Para la siguiente ecuación

 

**CALCULE**:

1) ¿Cuántas mol de aluminio (Al) son necesarios para producir 5.27 mol de Al2O3?

2) ¿Cuántas moles de oxígeno (O2) reaccionan con 3.97 moles de Al?

**PASO 1: Se verifica si la ecuación está balanceada:**



**PASO 2: Identificar la sustancia buscada y la sustancia dada.**

**Sustancia buscada:** El texto del ejercicio indica que debemos calcular las moles de aluminio, por lo tanto esta es la sustancia deseada. Se pone la fórmula y entre paréntesis la unidad solicitada, que en este caso son **moles**. : Al (mol)

**Sustancia dada:** El dato proporcionado en el problema **es 5.27 mol de óxido de aluminio** (Al2O3) por lo tanto, esta es la sustancia dada.

**PASO 3 Aplicar el factor molar**

**FACTOR MOLAR = MOLES DE SUSTANCIA BUSCADA =**

 **MOLES DE SUSTANCIA DADA**

****



Se simplifica mol de Al2O3 y la operación que se realiza es **5.27 x 4**  = **10,54 mol de Al**

  **2**

**RESPUESTA : **

2) ¿Cuántas moles de oxígeno (O2) reaccionan con 3.97 moles de Al?

Paso 1: la ecuación está balanceada



**Ejemplo 2**

¿Cuántas moles de amoniaco (NH3) se forman cuando 306 moles de hidrógeno (H2) reaccionan con nitrógeno, de acuerdo con la ecuación? **N2 + 3H2 2NH3**

**SOLUCIÓN:**

DATOS DEL PROBLEMA:

**SUSTANCIA DADA**= 306 moles de hidrógeno (H2)

**SUSTANCIA BUSCADA**= moles de amoniaco (NH3)

**FACTOR MOLAR = MOLES DE SUSTANCIA BUSCADA**  = **2 moles de NH3**

 **MOLES DE SUSTANCIA DADA 3 moles de H2**

CANTIDAD DADA X FACTOR MOLAR = CANTIDAD BUSCADA

**306 moles de H2** x **2 moles de NH3 = 204 moles de NH3**

 **3 moles de H2**

**Respuesta: a partir de 306 moles de H2  se obtienen 204 moles de NH3**

**EJERCICIOS:**

1. ¿Cuántas moles de oxígeno se requieren para producir 586 moles de agua según la ecuación:

2 H2 + O2 2 H2O

1. ¿cuántas moles de metano (CH4) pueden quemarse si se dispone de 6,54 moles de oxígeno y la reacción de combustión es: CH4 + 2O2 CO2 + 2H2O
2. ¿Cuántas moles de Ca(OH)2 y moles de HCl se necesitan para obtener 8 moles de CaCl2? Respuesta 8 moles de Ca(OH)2 y 16 moles de HCl

**CALCULOS GRAMOS- MOL**

En esta clase de problemas se desea calcular el número de moles de una sustancia producidos a partir de una masa dada de otra sustancia, o viceversa.

 Ejemplos: 1. Para la ecuación mostrada



 CALCULE:

a) Cuántos Moles de Mg(OH)2 (hidróxido de magnesio) que se producen a partir de **125 g** de agua.

b) cuántos gramos de Mg3N2 (Nitruro de magnesio) necesarios para obtener **7.11 mol** de NH3 (amoniaco).

**SOLUCIÓN:**

DATOS DEL PROBLEMA:

**SUSTANCIA DADA**= H2O (agua) 125 g

**SUSTANCIA BUSCADA**= Mg(OH)2 (hidróxido de magnesio) en MOL

**FACTOR MOLAR = MOLES DE SUSTANCIA BUSCADA**  = **3 moles de Mg(OH)2**

 **MOLES DE SUSTANCIA DADA 6 moles de H2O**

Se pasan los 125 gramos de agua a moles

 **n= \_w\_ peso molecular del agua es 18 g /mol**

 **PM**

**nH2O** = 125 g\_\_\_ = 6,94 moles

 18 g/mol

ahora

CANTIDAD DADA X FACTOR MOLAR = CANTIDAD BUSCADA



Solución : **Se produce  a partir de 125 g de agua.**

**b) Respuesta son necesarios 356,18 gramos de Mg3N2 para obtener 7.11 moles de NH3 (amoniaco).**

**EJERCICIOS GRAMOS- MOL**

1. De acuerdo con la siguiente ecuación balanceada:
2. ¿Cuántos gramos de **H3PO4** (ácido fosfórico) reaccionan con 5.70 mol de **Ca(OH)2** (hidróxido de calcio)?
3. ¿Cuántas mol de agua se producen si se obtienen 500 g de **Ca3(PO4)2** (fosfato de calcio)?
4. ¿Cuántos gramos de **H3PO4** (ácido fosfórico) son necesarios para producir 275 g de agua?

**RESPUESTAS**

a) 37.24 g H3PO4

b) 9.66 mol H2O

c) 498.82 g H3PO4

1. Determine la masa de **CO2** que se producirá al reaccionar 8,00 g de **C8H18** con 48,00 g de **O2** según la siguiente ecuación (no balanceada):

 **C8H18 (g) + O2 (g) CO2 (g) + H2**

1. El óxido de hierro(III) reacciona con coque (Carbón) en un alto horno para producir monóxido de carbono y hierro fundido. ¿Cuántas moles de hierro se pueden producir a partir de 22 g de óxido de hierro (III)?

 **Fe2O3 + 3 C 2 Fe + 3CO**

 Respuesta: 0,275 moles de Fe se producen

**CALCULOS MASA-MASA**

En este tipo de cálculos químicos, las cantidades de las sustancias se expresan en gramos; estos cálculos se conocen como *relación masa- masa*.

Para resolver este tipo de cálculos:

1. se convierten a moles las cantidades *de* las sustancias
2. Se establece la relación molar entre ellas
3. Se convierten los moles a gramos para dar la respuesta

Para solucionar este tipo de ejercicios se aplican los siguientes pasos:

* Se plantea y balancea la ecuación química
* Se calcula la masa molecular de las sustancias que intervienen en los cálculos
* Se establece la relación molar de acuerdo a los coeficientes estequiométricos
* Se convierte a gramos las cantidades de sustancias expresadas en moles

EJEMPLO:

El ácido nítrico (HNO3) se emplea para producir el explosivo trinitrotolueno (TNT) la ecuación que representa la reacción es

C7H8 + HNO3 H2SO4 C7H5N3O6 +H2O

Tolueno ácido TNT agua

 nítrico

**SOLUCIÓN**

* Se plantea y balancea la ecuación química

C7H8 + **3**HNO3 H2SO4 C7H5N3O6 +**3**H2O

Tolueno ácido TNT agua

 nítrico

* **Se calcula la masa molecular de las sustancias que intervienen en los cálculos**

Peso molecular del tolueno (C7H8 ) = 92 g/mol

Peso molecular del TNT (C7H5N3O6)= 227 g/mol

* **Se establece la relación molar de acuerdo a los coeficientes estequiométricos**

**Hallamos las moles de tolueno**

500g de C7H8 x 1 mol de C7H8 = 5,43 mol de C7H8

 92 g C7H8

Se establece el factor molar entre el tolueno y el TNT

5,43 mol de C7H8 x 1 mol de C7H5N3O6 = 5,43 moles de TNT

 1 mol de C7H8

* **Se convierte a gramos las cantidades de sustancias expresadas en moles**

Convertimos los moles de TNT a gramos

5,43 moles de C7H5N3O6 x \_\_227 gramos\_\_\_\_\_ = **1232,6 gramos de TNT**

 1 mol de C7H5N3O6

**EJERCICIOS DE APLICACIÓN**

1. Calcular la masa de dióxido de azufre que puede ser preparada a partir de la combustión de 94 gramos de azufre, según la ecuación **S8 + 8O2 8SO2**

 Respuesta: **2,92 gramos de SO2**

1. Hallar la masa de oxígeno que se puede obtener por la descomposición de 72 gramos de clorato de potasio: **2KClO3 2 KCl + 3O2** Respuesta: **28,18 g de O2**
2. En la producción del aluminio se parte del óxido del aluminio Al2O3, obtenido a su vez, del mineral bauxita. El óxido de aluminio bse reduce con el carbón

**2Al2O3  + 3C 4Al + 3CO2**

¿Cuántos gramos de aluminio se pueden obtener a partir de 2040 gramos de Al2O3

Respuesta: 1080 gramos de aluminio.