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

**Respeto – Responsabilidad – Resiliencia – Tolerancia**

**CORREO CONSULTAS:** [**cienciascestarosa@gmail.com**](mailto:cienciascestarosa@gmail.com)

**CIENCIAS NATURALES – GUÍA 9 – EJE QUIMICA – 1° MEDIO**

NIVEL 1 – UA 04 - OA 20

Objetivo (s): Resolver ejercicios, relacionando conceptos de Estequiometria.

**CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS**

**Cuando se representa una reacción química a través de una ecuación, se pueden establecer relaciones cuantitativas que permiten calcular la cantidad de sustancias que intervienen en la reacción química. Estas operaciones se conocen como cálculos estequiométricos.**

**En una reacción química se pueden establecer relaciones cuantitativas:**

**– entre las cantidades de materia**

**– entre las masas**

**– entre los volúmenes (en el caso de los gases).**

**¿Qué información nos entrega una ecuación química?**

**Para conocer la información entregada, puedes seguir estos pasos:**

**1. Escribe la ecuación química balanceada.**

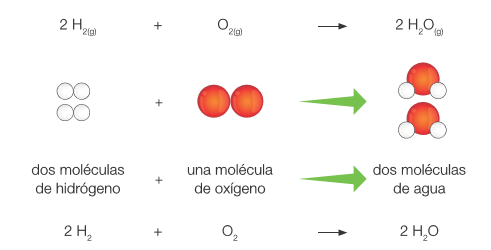
**2. Indica las moléculas que hay en cada reactante y producto.**

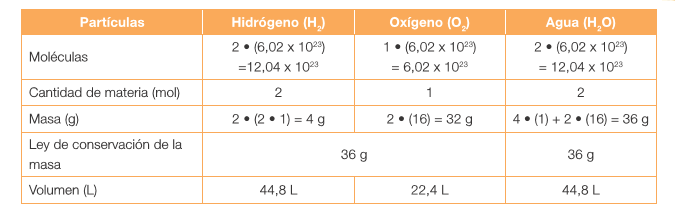
**3. Señala la cantidad de materia que hay en cada reactante y producto.**

**4. Indica la masa que hay en cada reactante y producto.**

**5. Señala si se cumple la ley de conservación de la masa.**

**6. Solo en el caso de sustancias gaseosas se indica el volumen que hay en cada reactante y producto.**

**La ecuación química que representa la formación del agua entrega la siguiente información:**



**A partir de la información en el cuadro, podemos decir que:**

**• 2 moles de hidrógeno forman 2 moles de agua.**

**• 4 gramos de hidrógeno reaccionan con 32 gramos de oxígeno para formar 36 gramos de agua.**

**• 2 moles de hidrógeno forman 12,04 x 1023 moléculas de agua.**

**Las reacciones químicas nos entregan información muy importante que sirve para poder establecer cuánto producto se formará al usar una determinada masa o volumen de un reactante. La cantidad de reactantes y productos que participan en una reacción química se puede expresar en unidades de masa, de volumen o de cantidad de sustancia.**

**EJEMPLOS DE RESOLUCIÖN DE PROBLEMAS**

**CASO 1**

**La azida de sodio (NaN3 ) es el producto químico utilizado en**

**las bolsas de aire de los automóviles (airbags). Con el impacto**

**de un choque, esta sal se descompone y forma nitrógeno**

**gaseoso, capaz de inflar la bolsa de aire que sale del manubrio**

**y protege al conductor. La ecuación química balanceada que**

**representa la reacción de descomposición de la azida es:**

**2 NaN3(s) 🡪 3 N2(g) + 2 Na(s)**

**¿Cuánta azida de sodio se necesita para inflar una bolsa de aire de 30 L?**

**PASO 1**

**Debemos calcular la cantidad de nitrógeno que se produce a partir de una determinada masa de azida de sodio. De la tabla periódica podemos obtener las masas atómicas de los elementos constitutivos de la sal y luego calcular su masa molar.**

**(Na = 23 uma; N = 14 uma)**

**PASO 2**

**Ordenamos la información en un cuadro según los datos que nos entrega la ecuación balanceada.**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **2 NaN3(s) 🡪 3 N2(g) + 2 Na(s)** | | | |
| **Cantidad de materia (mol)** | **2** | **3** | **2** |
| **Masa (g)** | **2 • (23 + 3 • 14) = 130 g** | **3 • (14 • 2) = 84 g** | **2 • 23 = 46 g** |
| **Volumen (L)** | **2 • 22,4 L = 44,8 L** | **3 • 22,4 L = 67,2 L** | **2 • 22,4 L= 44,8 L** |

**PASO 3**

**Establecemos la relación entre mol y volumen. 1 mol = 22,4 L**

**X = 30 L**

**X = 1,3 mol de N2**

**Según la reacción, 2 mol de azida producen 3 mol de nitrógeno gaseoso.**

**2 mol de NaN3  = 3 mol de N2**

**X = 1,3 mol de N2 X = 2 mol de NaN3  • 1,3 mol de N2**

**3 mol de N2**

**x = 0,8 mol de NaN3**

**Convertimos a masa usando:**

**n = m 🡪 m = n • M masa = 0,8 mol de NaN3 • 65 g/mol**

**M masa = 52 g de NaN3**

**RESPUESTA: Se requieren 52 g de NaN3 para poder inflar una bolsa de aire de 30 L.**

**CASO 2**

**El amoníaco gaseoso se sintetiza a partir del nitrógeno e hidrógeno gaseosos de acuerdo con la siguiente ecuación balanceada:**

**N2(g)  + 3 H2(g)  🡪 2 NH3(g)**

**¿Cuántos gramos de hidrógeno gaseoso se requieren para que reaccionen completamente 3,75 g**

**de nitrógeno gaseoso?**

**PASO 1**

**Sabemos que la cantidad de hidrógeno dependerá del número de moléculas de nitrógeno presentes en 3,75 g y de la relación molar del hidrógeno y nitrógeno gaseosos en la ecuación química balanceada.**

**PASO 2**

**Completamos un cuadro con la información que nos entrega la ecuación química balanceada.**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **N2(g)  + 3 H2(g)  🡪 2 NH3(g)** | | | |
| **N° moles** | **1** | **3** | **2** |
| **Masa** | **2 • 14 = 28 g** | **6 • 1= 6 g** | **2 • (14 + 3 • 1) = 34 g** |

**PASO 3**

**La ecuación balanceada muestra que 3 moles de H2  reaccionan con 1 mol de N2 , y que 28 g de nitrógeno gaseoso reaccionan con 6 g de hidrógeno gaseoso. Entonces,**

**28 g de N2  = 6 g de H2**

**3,75 g de N2 = x X = 3,75 g de N2  • 6 g de H2  🡪 x = 0,804 g de H2**

**28 g de N2**

**RESPUESTA: Reaccionan 0,804 g de hidrógeno gaseoso con 3,75 g de nitrógeno gaseoso.**

**APLICAR**

**1. La combustión del propano, C3H8, combustible que se usa en artefactos de calefacción, produce dióxido de carbono y vapor de agua según la siguiente ecuación balanceada:**

**C3H8(g)  + 5 O2(g) 🡪 3 CO2(g) + 4 H2O(g)**

**PASO 1:**

**PASO 2:**

**a. ¿Qué masa de dióxido de carbono se forma cuando se queman 95,6 g de propano?**

**PASO 3**

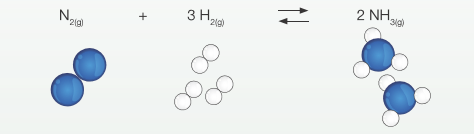
**RESPUESTA:**

**b. ¿Cuántos litros de vapor de agua se producen cuando la combustión utiliza 10 moles de oxígeno?**

**PASO 3:**

**RESPUESTA:**

**2. Completa el cuadro con la información que entrega la ecuación química balanceada que representa la producción de amoníaco a nivel industrial.**

****

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **N° de moléculas** | **1 • (6,02 • 1023) =**  **6,02 • 1023 (N2)** |  |  |
| **N° de Moles** |  |  | **2 (NH3)** |
| **Masa Molar (g/mol)** |  |  | **(14 + 3 • 1 ) = 17** |
| **Masa (g)** |  |  | **2 • 17 = 34** |
| **(L)** |  | **3 • 22,4 = 67,2** |  |