



GUÍA DE APRENDIZAJE: CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

QUÍMICA 2º MEDIO A y 2º MEDIO B

NOMBRE : CURSO:

APRENDIZAJE(S) ESPERADO:	<p>OA 20 Establecer relaciones cuantitativas entre reactantes y productos en reacciones químicas (estequiometría) y explicar la formación de compuestos útiles para los seres vivos, como la formación de la glucosa en la fotosíntesis</p> <p>OAC1 Aplicar las leyes de la combinación química a reacciones químicas que explican la formación de compuestos comunes relevantes para la nutrición de seres vivos, la industria, la minería, entre otros</p>
TEMA DEL TRABAJO:	CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS
ACTIVIDADES DE APLICACIÓN:	➤ Ejercicios
MECANISMO DE EVALUACIÓN AL REGRESAR A CLASES:	➤ Revisión socializada ➤ Evaluación individual

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 cálculo estequiométrico.

En una reacción química se pueden establecer relaciones estequiométricas: entre las cantidades de materia, entre las masas y entre los volúmenes (en el caso de los gases).

¿Qué información nos entrega una ecuación química?

La ecuación química que representa la formación de amoníaco es la siguiente y de ella podemos extraer:

	$N_2 (g)$	+	$H_2 (g)$	--->	$NH_3 (g)$
REPRESENTACIÓN					
EC. BALANCEADA	$N_2 (g)$	+	$3H_2 (g)$	--->	$2NH_3 (g)$
MOLÉCULAS	1		3		2
CANT. DE	1		3		2
MATERIA (mol)					
MASA (g)	28		3 x 2		2 x 17
LEY DE			34		34
CONSERVACIÓN					
DE LA MASA					
VOLUMEN (L)	22,4		67,2		44,8

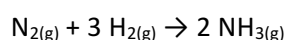


A partir de la reacción anterior, podemos establecer las siguientes relaciones estequiométricas:

- 1 molécula de N_2 reacciona con 3 moléculas de H_2 para obtener 2 moléculas de NH_3 .
- 1 mol de N_2 reacciona con 3 mol de H_2 para obtener 2 mol de NH_3 .
- 28 g de N_2 reaccionan con 6 g de H_2 para obtener 34 g de NH_3 .
- Como en los reactivos hay 34 g, al igual que en los productos, entonces se cumple la ley de conservación de la materia.
- 22,4 L de N_2 reaccionan con 67,2 L de H_2 para obtener 44,8 L de NH_3 .

Ejemplo 1

De acuerdo a la información estequiométrica entregada por la reacción balanceada de la formación de amoníaco, calcular: ¿cuántos moles de amoníaco (NH_3) se formarán con 70 g de nitrógeno (N_2)?



Primero, calculamos la masa que se formará. Para ello establecemos una proporción:

$$\frac{28 \text{ g de } N_2}{70 \text{ g de } N_2} = \frac{34 \text{ g de } NH_3}{X \text{ g de } NH_3} \quad X = 85 \text{ g de } NH_3$$

Luego, transformamos los gramos a moles:

$$\frac{2 \text{ mol de } NH_3}{X \text{ mol de } NH_3} = \frac{34 \text{ g de } NH_3}{85 \text{ g de } NH_3} \quad X = 5 \text{ mol de } NH_3$$

Entonces, se producen **5 mol de NH_3** .

Reactivos limitante y excedente

En una reacción química, el reactivo que se consume totalmente porque se encuentra en menor cantidad, se denomina reactivo limitante; de él depende la cantidad máxima de producto que se forma. Si una reacción ha terminado es porque el reactivo limitante ha reaccionado por completo. Los otros reactivos, que se encuentran en exceso, se llaman reactivos excedentes, y parte de ellos queda sin reaccionar.

Ejemplo 2

Se tiene un recipiente con 55 g de N_2 y 55 g de H_2 . ¿Cuál será el reactivo limitante?, ¿cuántos gramos de NH_3 produce la reacción?

Consideremos que:

- 1 mol de N_2 reacciona con 3 mol de H_2 para obtener 2 mol de NH_3 .

Primero, calcula el número de moles para cada reactivo.

$$n_{N_2} = 1,96 \text{ mol}$$

$$n_{H_2} = 27,5 \text{ mol}$$

Como 1 mol de N_2 reacciona con 3 mol de H_2 , la cantidad de moles de H_2 que reacciona con 1,96 mol de N_2 será:

$$\frac{1 \text{ mol de } N_2}{1,96 \text{ mol de } N_2} = \frac{3 \text{ mol de } H_2}{X \text{ mol de } H_2} \quad X = 5,88 \text{ mol de } H_2$$

"EL SÍ DE LA FAMILIA MARIANISTA"

Entonces, como al inicio se tenían 27,5 mol de H_2 y solo se necesitan 5,88 mol de H_2 para reaccionar con 1,96 mol de N_2 , se concluye que el reactivo limitante es N_2 y el excedente es H_2 .

➤ Ahora, calculemos la masa de NH_3 formada:

$$\frac{1 \text{ mol de } N_2}{1,96 \text{ mol de } N_2} = \frac{2 \text{ mol de } NH_3}{X \text{ mol de } NH_3} \longrightarrow X = 3,99 \text{ mol de } NH_3$$

$$m_{NH_3} = 3,99 \text{ mol} \cdot 17 \text{ g/mol}$$

$$m_{NH_3} = 67,83 \text{ g}$$

Moles de NH_3

Masa molar del NH_3

Por lo tanto, la reacción produce 67,83 g de NH_3 .

Rendimiento de una reacción

Se conoce como rendimiento de una reacción a la cantidad de producto que se obtiene al finalizar una reacción química. Este rendimiento puede ser teórico, real o porcentual.

Rendimiento teórico: es la cantidad máxima de sustancia que se puede formar cuando reacciona todo el reactivo limitante. Por ejemplo, en el caso del amoníaco presentado en la página anterior, es de 67,83 g.

Rendimiento real: es la cantidad real de producto que se obtiene en una reacción química, una vez finalizado el proceso.

En la mayoría de las reacciones que se realizan a nivel industrial o en laboratorios, es muy difícil obtener un rendimiento del 100%; en general, el rendimiento real será menor al teórico. Esto se puede deber a:

- ✓ que la reacción sea reversible, por lo que se volverán a formar reactivos.
- ✓ se usen gases como reactivos, los que se escapan fácilmente.
- ✓ los productos formados vuelven a reaccionar entre sí formando nuevos productos.
- ✓ se pierde parte de los productos al trasvasiar de un recipiente a otro.

Rendimiento porcentual: este rendimiento representa la relación entre el rendimiento teórico y el rendimiento real. Este rendimiento se obtiene aplicando la siguiente expresión:

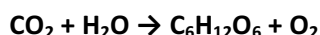
$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100$$



ACTIVIDAD

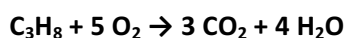
INDICACIONES.- desarrolle cada uno de los ejercicios en su cuaderno, debe utilizar calculadora y tabla periódica. Utilice 3 cifras decimales y trunque los resultados finales.

- 1) La fotosíntesis es un proceso anabólico que realizan las plantas, algas y algunas bacterias fotosintéticas. En este proceso, las plantas captan energía lumínica proveniente del sol y la utilizan para sintetizar glucosa, principal molécula portadora de energía química. Este proceso ocurre según la siguiente ecuación no balanceada:

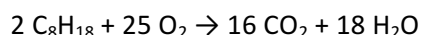


- A. Escribe la ecuación equilibrada del proceso de fotosíntesis.
B. Escribe las relaciones estequiométricas que se establecen en esta reacción.
C. Calcula la cantidad de materia (mol) de oxígeno (O_2) que se obtiene cuando reaccionan 76 g de H_2O .

- 2) El propano (C_3H_8) es un hidrocarburo gaseoso derivado del petróleo. Se emplea como combustible y como solvente selectivo en la refinación de los aceites lubricantes. Calcula la masa de oxígeno que se consume durante la combustión de 1 kg de gas propano, si la ecuación equilibrada es:



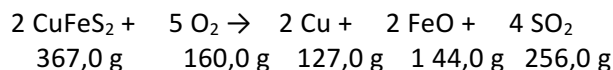
- 3) Un automóvil gasta en promedio 1 L de bencina por cada 10 km recorridos. Suponiendo que el combustible es octano (C_8H_{18}) y que un litro tiene una masa de 725 g, calcula la masa en gramos de oxígeno consumido por cada litro de octano. La ecuación equilibrada que representa el proceso es:



- 4) Se hacen reaccionar 2,33 g de hierro con oxígeno para obtener como producto óxido de hierro (III).

- A. Escribe la ecuación química balanceada.
B. Indica la cantidad de moléculas que hay de cada reactivo y producto.
C. Indica la cantidad de materia (mol) que hay en cada reactivo y producto.
D. Indica la masa (gramos) que hay en cada reactivo y producto.
E. Indica el volumen (litros) que hay en cada reactivo y producto.
F. ¿Qué cantidad de óxido de hierro se obtiene con 2,33 g de hierro?

- 5) Calcula el rendimiento de la reacción, si por cada 1.000 g de calcopirita que se procesa, se obtienen 320 g de cobre metálico. A continuación se entrega información sobre la reacción de combustión de la calcopirita.



- 6) El boro se puede obtener a partir de la fusión de óxido de boro (B_2O_3) con magnesio (Mg), de acuerdo a la siguiente ecuación: $\text{B}_2\text{O}_3 + 3 \text{Mg} \rightarrow 2 \text{B} + 3 \text{MgO}$. Si se hacen reaccionar 107,44 g de B_2O_3 con 132 g de Mg :

- A. ¿cuál de los reactivos es el limitante?
B. ¿qué cantidad de reactivo excedente queda sin reaccionar?
C. ¿qué cantidad de boro se forma?

- 7) El nitruro de silicio (Si_3N_4) es un material cerámico que se obtiene al calentar silicio y nitrógeno a altas temperaturas. Calcula la masa de silicio que se debe combinar con un exceso de nitrógeno para producir 800 g de nitruro de silicio, si este producto tiene una eficiencia de 92%. La ecuación química balanceada que representa este proceso es:

