

TEMA 6. PARTE 3.

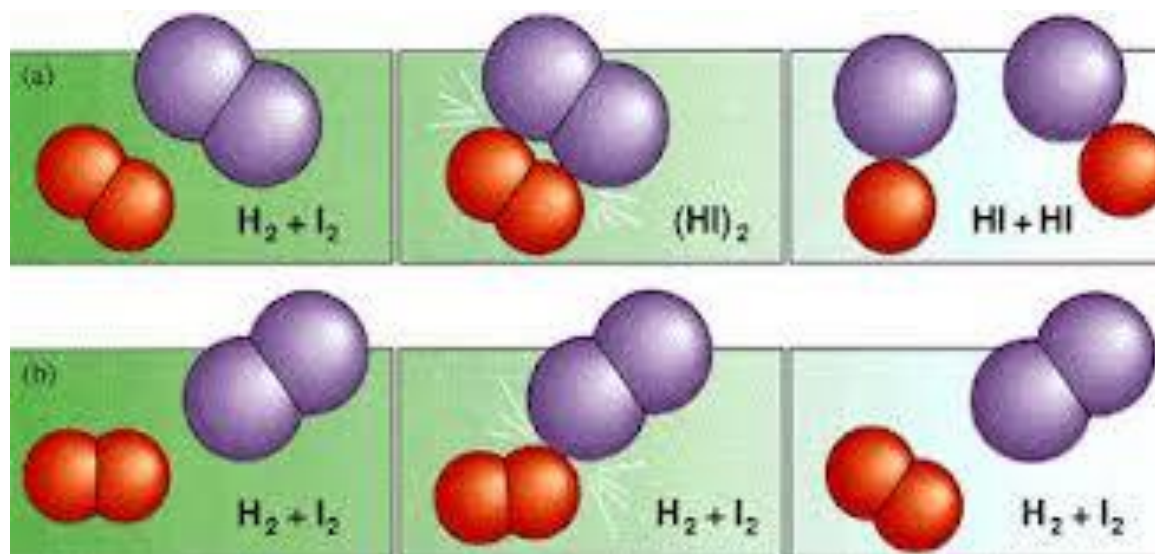
REACCIONES QUÍMICAS Y CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

1.-VELOCIDAD DE REACCIONES QUÍMICAS

La velocidad de reacción nos indica lo deprisa o despacio que se efectúa la reacción y se mide por la cantidad de sustancia que se transforma en la unidad de tiempo.

Para explicar el camino por el que transcurren las reacciones químicas, se utiliza como modelo la **teoría de colisiones**, que dice que para que una reacción tenga lugar, es necesario que las moléculas de los reactivos entren en contacto, "**choquen**", por lo que, a mayor número de choques, mayor velocidad de reacción. Ahora bien, **no todos los choques son eficaces**, según esta teoría, para que se produzca una reacción deben cumplirse tres condiciones:

- 1- Las moléculas de los reactivos tienen que **chocar** entre sí.
- 2- Estos choques deben de producirse con **energía suficiente** de forma que se puedan romper y formar enlaces químicos.
- 3- En el choque debe haber una **orientación adecuada** para que los enlaces que se tienen que romper y formar estén a una distancia y posición viable.



Vemos en a) que el choque es eficaz, la orientación es adecuada y hay reacción. Mientras que en b) la orientación NO es adecuada y no hay reacción.

Los factores que afectan a la velocidad de una reacción son:

Temperatura: Al aumentar la temperatura, también lo hace la velocidad a la que se mueven las partículas y, por tanto, aumentará el número de colisiones y habrá una mayor velocidad en la reacción.

Concentración de los reactivos: Si los reactivos están en disolución o son gases, cuanto mayor sea su concentración, al haber más partículas en el mismo espacio, aumentará el número de colisiones y, por tanto, mayor será la velocidad de la reacción.

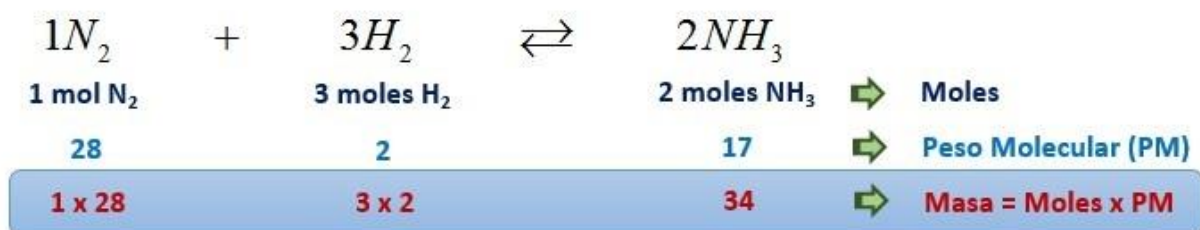
Estado físico de los reactivos o grado de pulverización: En general, las reacciones entre gases o entre sustancias en disolución son rápidas ya que las mismas están finamente divididas, mientras que las reacciones en las que aparece un sólido son lentas, ya que la reacción sólo tiene lugar en la superficie de contacto. Se puede aumentar la superficie de contacto, y por tanto el número de colisiones eficaces, aumentando el grado de pulverización del sólido, por lo que aumentará también la velocidad de la reacción.

Ver vídeo: <https://www.youtube.com/watch?v=ryvqeVyhyvA>
(Pondré el enlace en la web)

2. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

La estequiometría es la parte de la Química que estudia las relaciones entre las cantidades de las sustancias que intervienen en una reacción química (reactivos y productos), es decir, la relación entre las cantidades de reactivos que reaccionan y las cantidades de los productos que se obtienen.

La Ley de conservación de la masa o Ley de Lavoisier, establece que la masa total de los productos que se obtienen en una reacción química es igual a la masa total de los reactivos iniciales, de modo que la masa permanece constante durante la reacción. Esto está relacionado con lo que ya sabemos, que durante una reacción química no se crean ni se destruyen átomos, sino que estos simplemente se reorganizan.



Según la "Ley de Conservación de Masa"

Masa (reactantes) = Masa (productos)

$$28 + 6 = 34$$

Se cumple la ley de conservación de masa

En una ecuación química ajustada la suma de las masas de los reactivos debe ser igual a la de los productos.

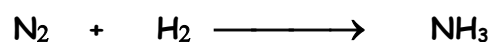
Los cálculos estequiométricos deben hacerse siempre a partir de la ecuación ajustada y hay que leer dicha reacción en moles. Los coeficientes estequiométricos que se anteponen a cada una de las sustancias para ajustar la ecuación nos indican los moles que reaccionan de cada reactivo y los moles que se forman de cada producto. Con esta información y las masas molares de los reactivos y productos podemos realizar cualquier cálculo que nos pidan.

El protocolo que debes seguir para realizar un cálculo estequiométrico puede resumirse en los siguientes pasos:

- 1) Se escribe la reacción y se ajusta.
- 2) Pasamos a moles las cantidades que nos dan (volumen, masa, moléculas,...) de las sustancias.
- 3) Relacionamos los moles de las sustancias que intervienen en la reacción, según nos indican los coeficientes estequiométricos de la reacción ajustada.
- 4) Pasamos los moles que hemos obtenido a la magnitud que nos pidan en el problema (volumen, masa, partículas,...)

EJEMPLOS:

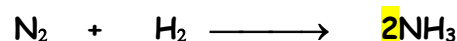
Ejemplo número 1: La reacción de formación de amoníaco es un proceso conocido en la industria como proceso de Haber-Bosch, y consiste en la reacción entre nitrógeno e hidrógeno gas para dar el mencionado amoníaco. El proceso sigue la siguiente fórmula, sin ajustar:



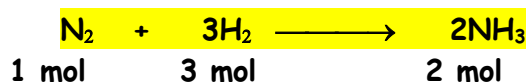
- a) Calcula el número de moles necesarios de H_2 para que reaccionen 15 moles de N_2

Primero llevamos a cabo el ajuste de la reacción

1^{er} paso: Ajustamos los N, hay dos átomos de N en el lado de los reactivos (N_2) y un N en el lado de los productos (NH_3), hay que multiplicar por dos el NH_3



2^o paso: Una vez tenemos el mismo número de N a ambos lados, ajustamos los H restantes, comprobando que tenemos 2 átomos de H en el lado de los reactivos (H_2) y 6 a la derecha ($2 \cdot \text{NH}_3$), hay que multiplicar por 3 el H_2 , por lo que la ecuación ajustada sería:



Ahora ya podemos calcular. vemos en la reacción ajustada que, por estequiometría, por cada mol de N₂ reaccionan 3 moles de H₂, por lo que:

DATO: 15 mol N₂

PREGUNTA: ¿mol DE H₂?

$$\frac{1 \text{ mol de N}_2}{3 \text{ moles de H}_2} = \frac{15 \text{ moles de N}_2}{x}; x = 45 \text{ moles de H}_2$$

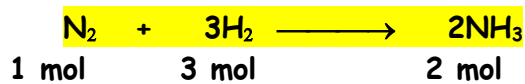
Solución: 45 moles de H₂

b) Calcula el número de moles de NH₃ que se obtiene si reaccionan esos 15 moles de N₂

DATO: 15 mol N₂

PREGUNTA: ¿mol DE NH₃?

Ahora ya tenemos la reacción ajustada, y vemos que, por estequiometría, por cada mol de N₂ que reacciona se obtienen dos moles de NH₃, por lo que:



$$\frac{1 \text{ mol de N}_2}{2 \text{ moles de NH}_3} = \frac{15 \text{ moles de N}_2}{x}; x = 30 \text{ moles de NH}_3$$

Solución: 30 moles de NH₃

c) Calcula la masa de NH₃ que se obtendrán si reaccionan 10 g de H₂

DATO: 10 g de H₂

PREGUNTA: ¿masa de NH₃?

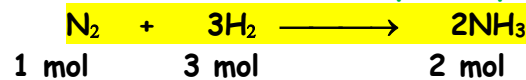
Como hemos visto en la teoría, siempre tenemos que pasar el dato de la cantidad que nos den a moles, en este caso los 10 gramos de H₂, para ello tenemos que calcular la masa molar de H₂

Dato masa atómica H=1

Masa molar H₂ = 2 × 1 = 2 g/mol

$$\begin{aligned} \text{número de moles} &= \frac{\text{masa (gramos)}}{\text{masa molar } \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)} = \\ &= \frac{10 \text{ gramos}}{2 \text{ gramos/mol}} = 5 \text{ moles H}_2 \end{aligned}$$

Según vemos en la reacción ajustada, por cada 3 moles de H_2 que reaccionan se van a formar 2 moles de NH_3 , por lo que:



$$\frac{3 \text{ mol de } H_2}{2 \text{ moles de } NH_3} = \frac{5 \text{ moles de } H_2}{x}; x = 3.33 \text{ moles de } NH_3$$

Por último, solo tendremos que pasar los moles de amoníaco calculados, a masa, por lo que tendremos que calcular antes la masa molar del NH_3 , que es la masa de un mol de NH_3

Dato masas atómicas $H=1$ $N=14$

Masa molar $NH_3 = M_M = (1 \times 14) + (3 \times 1) = 17 \text{ g/mol}$

$$3.33 \text{ moles de } NH_3 \cdot \frac{17 \text{ gramos}}{1 \text{ mol}} = 56.61 \text{ gramos de } NH_3$$

Solución: **56,61 g de NH_3**

d) Calcula la masa de N_2 y de H_2 que tenemos que hacer reaccionar si queremos obtener 68 g de NH_3

DATO: 68 g de NH_3

PREGUNTAS: ¿masa de N_2 ?
¿masa de H_2 ?

Lo primero es pasar el dato que nos dan a mol, para ello como nos dan gramos, necesitamos la masa molar, es decir lo que pesa un mol

Dato masas atómicas $H=1$ $N=14$

La masas molares de las tres sustancias:

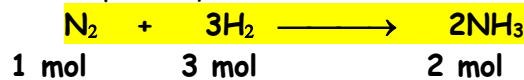
$$M_M (NH_3) = (1 \times 14) + (3 \times 1) = 17 \text{ g/mol}$$

$$M_M (N_2) = (2 \times 14) = 28 \text{ g/mol}$$

$$M_M (H_2) = (2 \times 1) = 2 \text{ g/mol}$$

$$\begin{aligned} \text{número de moles} &= \frac{\text{masa (gramos)}}{\text{masa molar } \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)} = \\ &= \frac{68 \text{ gramos}}{17 \text{ gramos/mol}} = 4 \text{ moles } NH_3 \end{aligned}$$

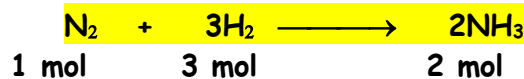
Según vemos en la reacción ajustada, por cada mol de N_2 que reaccionan se van a formar 2 moles de NH_3 , por lo que:



$$\frac{1 \text{ mol de } N_2}{2 \text{ moles de } NH_3} = \frac{x}{4 \text{ moles } NH_3}; x = 2 \text{ moles de } N_2$$

$$2 \text{ moles de } N_2 \cdot \frac{28 \text{ gramos}}{1 \text{ mol}} = 56 \text{ gramos de } N_2$$

Para calcular la masa de H_2 , actuamos igual. Vemos en la reacción ajustada, por cada 3 moles de H_2 que reaccionan se van a formar 2 moles de NH_3 , por lo que:



$$\frac{3 \text{ mol de } H_2}{2 \text{ moles de } NH_3} = \frac{x}{4 \text{ moles } NH_3}; x = 6 \text{ moles de } H_2$$

Ahora hay que pasarlo a g, que es como nos lo piden:

$$6 \text{ moles de } H_2 \cdot \frac{2 \text{ gramos}}{1 \text{ mol}} = 12 \text{ gramos de } H_2$$

Soluciones: 56 g de N_2

12 g de H_2

d) Calcula el volumen de NH_3 (medido en condiciones normales, C.N.) que se obtendrá si reaccionan 40 L de H_2 , medidos también en C.N.

DATO: 40 L de H_2 , medidos en C.N.

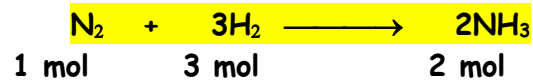
PREGUNTA: ¿Volumen de NH_3 ?, medidos en C.N.

Tenemos que memorizar lo que ya se ha visto en la teoría, que en condiciones normales (Presión = 1 atmósfera y temperatura= 273 K) el volumen molar de cualquier gas es de 22,4 L., es decir que un mol de cualquier gas (CO_2 , O_2 , N_2 ,...el que sea) ocupa 22,4 L, siempre que se encuentre a una $p= 1 \text{ atm}$ y una $T=273 \text{ K}$

Lo primero es pasar el dato que nos dan a mol:

$$40 \text{ L de } H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} = 1,78 \text{ mol de } H_2$$

Para calcular el volumen de NH_3 , actuamos igual. Vemos en la reacción ajustada, por cada 3 moles de H_2 que reaccionan se van a formar 2 moles de NH_3 , por lo que:



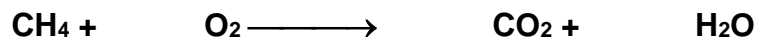
$$\frac{3 \text{ mol de H}_2}{2 \text{ moles de NH}_3} = \frac{1.78 \text{ moles de H}_2}{x}; x = 1.18 \text{ moles de NH}_3$$

Ahora hay que pasarlo a volumen en L, que es como nos lo piden:

$$1.18 \text{ moles de H}_2 \cdot \frac{22.4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 26.41 \text{ L g de NH}_3$$

Solución: 26,41 L de NH_3

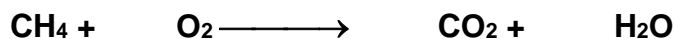
Ejemplo número 2: Vamos a considerar ahora la reacción de combustión del metano



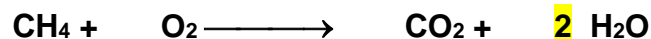
a) Calcula la masa de agua que se formará si reaccionan 64 g de CH_4

Primero llevamos a cabo el ajuste de la reacción

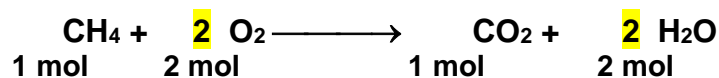
1^{er} paso: Ajustamos los C, hay un átomo de C en el lado de los reactivos (CH_4) y un C en el lado de los productos (CO_2), está ajustado



2^o paso: En estas reacciones de combustión, después del C hay que ajustar el H, por último, el O. Una vez tenemos el mismo número de C a ambos lados, ajustamos los H, comprobando que tenemos 4 átomos de H en el lado de los reactivos (CH_4) y 2 a la derecha (H_2O), hay que multiplicar por 2 el H_2O , por lo que la ecuación quedaría sería:



Lo último que tenemos que ajustar es el O, comprobando que tenemos 4 átomos de O en el lado de los reactivos (2 en el CO_2 y otros 2 en 2 H_2O), hay que multiplicar por 2 el O_2 , por lo que la ecuación ajustada sería:



Ahora ya podemos calcular. Primero ponemos el dato y lo que nos piden:

DATO: 64 g de CH₄

PREGUNTA: ¿Masa de H₂O?

Primero pasamos a moles el dato que nos dan, para ello hay que calcular la masa molar

Dato masas atómicas H=1 C=12 O=16

La masas molares de las sustancias:

$$M_M(\text{CH}_4) = (1 \times 12) + (4 \times 1) = 16 \text{ g/mol}$$

$$M_M(\text{H}_2\text{O}) = (2 \times 1) + (1 \times 16) = 18 \text{ g/mol}$$

$$\begin{aligned} \text{número de moles} &= \frac{\text{masa (gramos)}}{\text{masa molar } \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)} = \\ &= \frac{64 \text{ gramos}}{16 \text{ gramos/mol}} = 4 \text{ moles CH}_4 \end{aligned}$$

Vemos en la reacción ajustada que por cada mol de CH₄ que reaccionan se forman 2 moles de H₂O, por lo que:

$$\frac{1 \text{ mol de CH}_4}{2 \text{ moles de H}_2\text{O}} = \frac{4 \text{ moles de CH}_4}{x}; x = 8 \text{ moles de H}_2\text{O}$$

Ahora pasamos los moles a masa, que es como nos lo piden:

$$8 \text{ moles de H}_2\text{O} \cdot \frac{18 \text{ gramos}}{1 \text{ mol}} = 144 \text{ gramos de H}_2\text{O}$$

Solución: 144 g de H₂O

b) Calcula el volumen de O₂ necesario, medido en C.N.

Vemos en la reacción ajustada que por cada mol de CH₄ que reaccionan reaccionan 2 moles de O₂, por lo que:

$$\frac{1 \text{ mol de CH}_4}{2 \text{ moles de O}_2} = \frac{4 \text{ moles de CH}_4}{x}; x = 8 \text{ moles de O}_2$$

Ahora lo pasamos a volumen, que es como nos lo piden, como es un gas en C.N., sabemos que 1 mol ocupa 22,4 L

$$8 \text{ moles de O}_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol}} = 179,2 \text{ L g de O}_2$$

Solución: 179,2 L g de O₂