

<i>Contenidos:</i> Cálculos estequiométricos. Reacciones de especial interés	<i>Nivel:</i> 4º ESO
--	--------------------------------

Fundamento teórico

o Uno de los aspectos más importantes de la química, esencial en la investigación y la industria, es la posibilidad de establecer relaciones cuantitativas o estequiométricas entre los reactivos y productos que intervienen en una reacción química. Para realizar los **cálculos estequiométricos** es necesario: 1. Escribir la ecuación química, 2. Ajustar la ecuación química, 3. Establecer la relación estequiométrica (en moles) entre las distintas sustancias que participan.



o **Ejemplos de reacciones químicas** de gran importancia en procesos biológicos, y aplicaciones cotidianas e industriales, son las reacciones de neutralización, combustión y síntesis. En este tipo de reacciones se debe valorar también la repercusión medioambiental que conllevan cuando se trabaja a gran escala, provocando verdaderos problemas en el medio ambiente.

- **Neutralización.** Los ácidos y las bases son sustancias que forman parte de nuestra vida cotidiana, tienen múltiples utilidades, además de estar presentes en nuestro organismo. No menos importante es la reacción de neutralización que se establece entre un ácido y una base (la técnica de valoración ácido-base está basada en una reacción de neutralización).

- **Combustión.** Las reacciones de combustión son reacciones exotérmicas entre un combustible y un comburente. Ejemplos de éstas son las reacciones de hidrocarburos con oxígeno y el proceso durante la respiración celular entre la glucosa y el oxígeno.

- **Síntesis.** Las reacciones de síntesis son las reacciones químicas más empleadas en la industria química y farmacéutica. Reacciones importantes son la síntesis del amoníaco y del ácido sulfúrico, y en el campo de la química orgánica, las reacciones de condensación.

Problemas tipo

1. Industrialmente, el amoníaco se obtiene por el método de Haber, reacción directa entre el hidrógeno y el nitrógeno gaseosos en altas condiciones de presión y temperatura, y en presencia de un catalizador. Una planta industrial necesita producir dos toneladas de amoníaco. Calcula la masa de los reactivos que deben reaccionar para obtener la cantidad deseada del producto.

2. La técnica de valoración nos permite determinar la concentración de una disolución de base midiendo el volumen de una disolución de ácido de concentración conocida necesaria para neutralizarla (o viceversa). Esta sustancia básica se podría emplear por ejemplo para neutralizar la acidez de los lagos y suelos causada por la lluvia ácida. Determina la concentración molar de una disolución de hidróxido de calcio si para neutralizar 20 mL de la misma han sido necesarios 38 mL de ácido clorhídrico 1 M.

3. El metano y el butano son hidrocarburos ampliamente usados como combustibles. En la combustión de metano se liberan 890 kJ/mol, y en la de butano se desprenden 2880 kJ/mol. Si se queman 100 kg de cada combustible, calcula la energía obtenida en cada proceso y la masa de dióxido de carbono liberada a la atmósfera. Valora qué combustible es más eficiente energéticamente y cuál es menos contaminante.

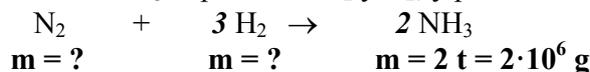


FICHAS DE TRABAJO – CONTENIDOS CURRICULARES

Resolución del problema nº 1

Datos M_{at} : N = 14 u ; H = 1 u

Escribimos la reacción de síntesis del NH_3 a partir del N_2 y H_2 , y posteriormente la ajustamos:



Para resolver el problema seguimos el esquema adjunto en la teoría de la ficha. Se necesita calcular la masa molar de las distintas sustancias para proceder a realizar los factores de conversión necesarios:

$$M_{molar}(N_2) = 28 \text{ g/mol}$$

$$M_{molar}(H_2) = 2 \text{ g/mol}$$

$$M_{molar}(NH_3) = 17 \text{ g/mol}$$

$$2 \cdot 10^6 \text{ g } NH_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } NH_3}{17 \text{ g } NH_3} = 1,18 \cdot 10^5 \text{ moles } NH_3$$

A partir de la M_{molar} del NH_3 , pasamos el dato de masa a moles de NH_3

$$1,18 \cdot 10^5 \text{ moles } NH_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } N_2}{2 \text{ moles } NH_3} \cdot \frac{28 \text{ g } N_2}{1 \text{ mol } N_2} = 1652000 \text{ g } N_2 = \boxed{1,652 \text{ t } N_2}$$

A partir de la estequiometría, se calculan los moles de N_2

A partir de la M_{molar} del N_2 , pasamos el dato de moles a masa de N_2

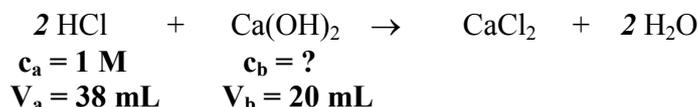
Procedemos de la misma forma, partiendo de $1,18 \cdot 10^5$ moles NH_3 , para calcular la masa del reactivo H_2 :

$$1,18 \cdot 10^5 \text{ moles } NH_3 \cdot \frac{3 \text{ moles } H_2}{2 \text{ moles } NH_3} \cdot \frac{2 \text{ g } H_2}{1 \text{ mol } H_2} = 354000 \text{ g } H_2 = \boxed{354 \text{ kg } H_2}$$

Resolución del problema nº 2

Nota: en este problema se emplea el concepto de concentración molar. Muchas reacciones químicas ocurren en disolución, y en estos casos el número de moles se calcula a partir de la concentración de la disolución y del volumen de la misma: $c_M = n \text{ (moles de soluto)}/V \text{ (L de disolución)}$ y se expresa en mol/L o M.

Escribimos la reacción de neutralización entre el HCl y el $Ca(OH)_2$ dando lugar a una sal, $CaCl_2$ y H_2O . Se ajusta a continuación:



Como se ha comentado anteriormente, la técnica cuantitativa de volumetría está basada en una reacción de neutralización. A partir de la concentración conocida del HCl utilizado y del volumen determinado experimentalmente, calculamos el número de moles de ácido que han reaccionado con la base cuya concentración se pretende conocer. La relación estequiométrica entre los reactivos y los moles calculados de ácido, permitirá hallar los moles de $Ca(OH)_2$, y con este dato y el del volumen empleado de base en la valoración, se obtiene la concentración de la sustancia básica.

$$c_M = \frac{n \text{ ácido}}{V \text{ disolución}} \rightarrow n \text{ ácido} = c_M \cdot V_{\text{disolución}} \rightarrow n \text{ ácido} = 1 M \cdot 0,038 L = 0,038 \text{ moles HCl}$$

Factor de conversión que relaciona los moles de HCl con los moles de $Ca(OH)_2$ a través de la estequiometría de la reacción

$$\rightarrow 0,038 \text{ moles HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol } Ca(OH)_2}{2 \text{ moles HCl}} = 0,019 \text{ moles } Ca(OH)_2$$



FICHAS DE TRABAJO – CONTENIDOS CURRICULARES

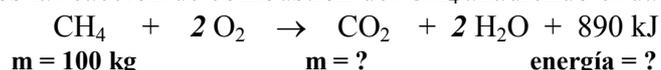
Por último se aplica la fórmula de concentración molar para el Ca(OH)_2 :

$$c_M = \frac{n_{\text{base}}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{0,019 \text{ moles Ca(OH)}_2}{0,02 \text{ L}} \rightarrow \boxed{c_M \text{ Ca(OH)}_2 = 0,95 \text{ M}}$$

Resolución del problema nº 3

Datos M_{at} : C = 12 u ; H = 1 u ; O = 12 u

Escribimos la reacción de combustión del CH_4 añadiendo el dato de energía liberada y ajustamos:



Se calcula la masa molar de los combustibles y del CO_2 :

$$M_{\text{molar}}(\text{CH}_4) = 16 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{molar}}(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 58 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{molar}}(\text{CO}_2) = 44 \text{ g/mol}$$

Resolvemos el problema con los factores de conversión adecuados. A partir del primer cálculo del número de moles del combustible en cuestión, y partir de la estequiometría, determinamos tanto la energía liberada como la masa de CO_2 :

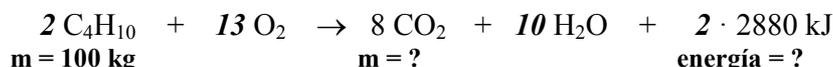
$$10^5 \text{ g CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16 \text{ g CH}_4} = 6250 \text{ moles CH}_4 \cdot \frac{890 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CH}_4} = \boxed{5562500 \text{ kJ}} \rightarrow \boxed{55625 \text{ kJ/kg CH}_4}$$

Factor de conversión que relaciona los moles de CH_4 con la energía liberada a través del dato energético del problema

$$6250 \text{ moles CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CH}_4} \cdot \frac{44 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 275000 \text{ g CO}_2 = \boxed{275 \text{ kg CO}_2} \rightarrow \boxed{2,75 \text{ kg CO}_2/\text{kg CH}_4}$$

A partir de la estequiometría, se calculan los moles de CO_2 y con la M_{molar} se pasa de moles a masa

Se hace lo propio para el caso de utilizar butano como combustible:



$$10^5 \text{ g C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{58 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} = 1724 \text{ moles C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{2880 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} = \boxed{4965120 \text{ kJ}} \rightarrow \boxed{49651,2 \text{ kJ/kg C}_4\text{H}_{10}}$$

$$1724 \text{ moles C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{8 \text{ moles CO}_2}{2 \text{ moles C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{44 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 303424 \text{ g CO}_2 = \boxed{303,4 \text{ kg CO}_2} \rightarrow \boxed{3,03 \text{ kg CO}_2/\text{kg C}_4\text{H}_{10}}$$

Para comparar ambos combustibles nos fijamos en los datos relativos a kg de combustible. Así, el metano es más eficiente energéticamente ya que por kg de combustible quemado, libera más energía que el butano. Por ello mismo, el metano es menos contaminante, que además desprende menos CO_2 por kg de metano.