

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA EL PINAL <i>"Un comienzo basado en el respeto y la convivencia para lograr la excelencia"</i> GESTION ACADEMICA	FECHA: MEDELLÍN 5 DE junio 2015
	TALLER RECUPERACION DE TIEMPO	Pagina n° ____

ASIGNATURA /AREA	Procesos químicos	GRADO:	9°
PERÍODO	segundo	AÑO:	2015
NOMBRE DEL ESTUDIANTE			
NOMBRE DOCENTE	Paola Laza Martínez		

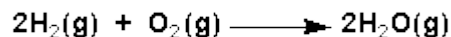
TEMA(AS): estequiometria	
ACTIVIDADES PRÁCTICAS A DESARROLLAR: taller, sustentación	
Realiza los siguientes ejercicios teniendo en cuenta la explicación en el anexo - El alcohol etílico se quema de acuerdo con la siguiente ecuación: $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ ¿cuántos moles de CO_2 se producen cuando se queman 3.00 mol de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ de esta manera. - El octano se quema de acuerdo con la siguiente ecuación: $2\text{C}_8\text{H}_{18} + 25\text{O}_2 \longrightarrow 16\text{CO}_2 + 18\text{H}_2\text{O}$ ¿Cuántos gramos de CO_2 se producen cuando se queman 5.00 g de C_8H_{18} ¿Cuántos gramos de óxido de hierro Fe_2O_3, se pueden producir a partir de 2.50 g de oxígeno que reaccionan con hierro sólido? ¿Qué masa de magnesio se necesita para que reaccione con 9.27 g de nitrógeno? (No olvide balancear la reacción.) $\text{Mg} + \text{N}_2 \longrightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2$ ¿Cuántos gramos de H_2O se forman a partir de la conversión total de 32.00 g O_2 en presencia de H_2, según la ecuación $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$?	
RECURSOS: internet, libros, videos, revistas, explicaciones del profesor (pblaza@gmail.com)	
OBSERVACIONES: se debe realizar una presentación en power point para la sustentación del taller, la pregunta seleccionada para el grupo será al azar, el trabajo se realizara en grupos de 3 o 4 estudiantes	
FECHA DE ENTREGA DEL TRABAJO	FECHA DE SUSTENTACIÓN
FIRMA DEL DOCENTE	

Estequiometría Es el cálculo de las cantidades de reactivos y productos de una reacción química.

Información cuantitativa de las ecuaciones ajustadas Los coeficientes de una ecuación ajustada representan:

- el número relativo de moléculas que participan en una reacción
- el número relativo de moles participantes en dicha reacción.

Por ejemplo en la ecuación ajustada siguiente:



La producción de dos moles de agua requieren el consumo de 2 moles de H_2 un mol de O_2 .

Por lo tanto, en esta reacción tenemos que: "2 moles de H_2 , 1 mol de O_2 y 2 moles de H_2O " son cantidades estequiométricamente equivalentes.

Estas relaciones estequiométricas, derivadas de las ecuaciones ajustadas, pueden usarse para determinar las cantidades esperadas de productos para una cantidad dada de reactivos.

Ejemplo:

¿Cuántas moles de H_2O se producirán en una reacción donde tenemos 1,57 moles de O_2 , suponiendo que tenemos hidrógeno de sobra?

$$(1,57 \text{ moles de } \text{O}_2) \times \frac{2 \text{ moles de } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de } \text{H}_2} = 3,14 \text{ moles de } \text{H}_2\text{O}$$

El cociente:

$$\frac{2 \text{ moles de } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de } \text{H}_2}$$

es la relación estequiométrica entre el H_2O y el O_2 de la ecuación ajustada de esta reacción.

Ejemplo:

Calcula la masa de CO_2 producida al quemar 1,00 gramo de C_4H_{10} .

Para la reacción de combustión del butano (C_4H_{10}) la ecuación ajustada es:



Para ello antes que nada debemos calcular cuantas moles de butano tenemos en 100 gramos de la muestra:

$$(1,0 \text{ g de } \text{C}_4\text{H}_{10}) \times \frac{1 \text{ mol de } \text{C}_4\text{H}_{10}}{58,0 \text{ g de } \text{C}_4\text{H}_{10}} = 1,72 \times 10^{-2} \text{ moles de } \text{C}_4\text{H}_{10}$$

de manera que, si la relación estequiométrica entre el C_4H_{10} y el CO_2 es:

$$\frac{8 \text{ moles de } \text{CO}_2}{2 \text{ moles de } \text{C}_4\text{H}_{10}}$$

por lo tanto:

$$\frac{8 \text{ moles de } \text{CO}_2}{2 \text{ moles de } \text{C}_4\text{H}_{10}} \times 1,72 \times 10^{-2} \text{ moles de } \text{C}_4\text{H}_{10} = 6,88 \times 10^{-2} \text{ moles de } \text{CO}_2$$

Pero la pregunta pedía la determinación de la masa de CO_2 producida, por ello debemos convertir los moles de CO_2 en gramos (usando el **peso molecular** del CO_2):

$$6,88 \times 10^{-2} \text{ moles de } \text{CO}_2 \times \frac{44 \text{ g de } \text{CO}_2}{1 \text{ mol de } \text{CO}_2} = 3,03 \text{ g de } \text{CO}_2$$

De manera similar podemos determinar la masa de agua producida, la masa de oxígeno consumida, etc.

Las etapas esenciales

Ajustar la ecuación química

Calcular el peso molecular o fórmula de cada compuesto

Convertir las masas a moles

Usar la ecuación química para obtener los datos necesarios

Reconvertir las moles a masas si se requiere

Cálculos

Cálculos de moles

La ecuación ajustada muestra la proporción entre reactivos y productos en la reacción



de manera que, para cada sustancia en la ecuación se puede calcular las moles consumidas o producidas debido a la reacción.

Si conocemos los pesos moleculares, podemos usar cantidades en gramos.

Conversión de moles a gramos:

Ejemplo: N_2 ¿Cuántos moles hay en 14,0 g?

$$\text{PM} = 14,01 \times 2 = 28,02 \text{ g/mol}$$

$$\text{N}_2 = 14 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{28,02 \text{ g}} = 0,50 \text{ moles}$$

Cálculos de masa

Normalmente no medimos cantidades molares, pues en la mayoría de los experimentos en el laboratorio, es demasiado material. Esto, no es así cuando trabajamos en una planta química

En general mediremos gramos, o miligramos de material en el laboratorio y toneladas en el caso de plantas químicas

Los pesos moleculares y las ecuaciones químicas nos permiten usar masas o cantidades molares

Los pasos son:

Ajustar la ecuación química

Convertir los valores de masa a valores molares

Usar los coeficientes de la ecuación ajustada para determinar las proporciones de reactivos y productos

Reconvertir los valores de moles a masa.

Para la reacción:



Tenemos un exceso de HCl, de manera que está presente todo el que necesitamos y más.

Nótese que por cada Ca producimos 1 H_2

1) Calculamos el número de moles de Ca que pusimos en la reacción.

$$11,91 \text{ g de H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g de H}_2\text{O}} \times \frac{2 \text{ moles de H}_2}{2 \text{ moles de H}_2\text{O}} \times \frac{2,02 \text{ g de H}_2}{1 \text{ mol de H}_2} = 1,33 \text{ g de H}_2$$

2) 10 g de Ca son 0,25 moles, como tenemos 0,25 moles de Ca, únicamente se producirán 0,25 moles de H_2 .

¿Cuántos gramos produciremos?

$$\text{gramos de H}_2 = \text{moles obtenidos} \times \text{peso molecular del H}_2 = 0,25 \text{ moles} \times 2,016 \text{ (g/mol)} = 0,504 \text{ g}$$

¿Cuántos g de CaCl_2 se formaron? También serán 0,25 moles. Y entonces:

$$\text{gramos de CaCl}_2 = \text{moles obtenidos} \times \text{peso molecular del CaCl}_2 = 0,25 \text{ moles} \times 110,98 \text{ (g/mol)} = 27,75 \text{ g}$$

Algunos ejercicios prácticos

Cuando se ha ajustado una ecuación, los coeficientes representan el número de cada elemento en los reactivos y en los productos. También representan el número de moléculas y de moles de reactivos y productos.

Factores para calcular Moles-Moles

Cuando una ecuación está ajustada, basta un cálculo simple para saber las moles de un reactivo necesarias para obtener el número deseado de moles de un producto. Se encuentran multiplicando las moles deseada del producto por la relación entre las moles de reactivo y las moles de producto en la ecuación ajustada. La ecuación es la siguiente:

$$\text{Moles necesarias de reactivo} = \text{Moles deseadas de producto} \times \frac{\text{moles de reactivo}}{\text{moles de producto}}$$

Ejemplo:

Cual de las siguientes operaciones es correcta para calcular el número de moles de hidrógeno necesarios para producir 6 moles de NH_3 según la siguiente ecuación?



a) 6 moles NH_3 x 2 moles NH_3 / 3 moles H_2

b) 6 moles NH_3 x 3 moles NH_3 / 2 moles H_2

c) 6 moles NH_3 x 3 moles H_2 / 2 moles NH_3

d) 6 moles NH_3 x 2 moles H_2 / 3 moles NH_3

En este caso, el reactivo es H_2 , y el producto es NH_3 .

La respuesta correcta es **c**

a) **FALSA:** la relación aquí es [moles de producto / moles de reactivo], pero debe ser [moles de reactivo / moles de producto].

b) **FALSA:** la relación aquí es [moles de producto / moles de reactivo], pero debe ser [moles de reactivo / moles de producto].

c) **VERDADERA:**

$$\text{Moles de H}_2 = 6 \text{ moles de NH}_3 \times \frac{3 \text{ moles de H}_2}{2 \text{ moles de NH}_3}$$

d) **FALSA:** la relación aquí es [2 moles de reactivo / 3 moles de producto], pero debe ser [3 moles de reactivo / 2 moles de producto].

Factor para Cálculos Mol-Gramos

Para encontrar la masa de producto, basta con multiplicar las moles de producto por su peso molecular en g/mol.

Ejemplo:

¿Cuál de las siguientes operaciones calcula correctamente la masa de oxígeno producida a partir de 0,25 moles de KClO_3 según la siguiente ecuación?

(Pesos Atómicos: K = 39,1, Cl = 35,45, O = 16,00).



a) 0,25 moles KClO_3 x 2 moles KClO_3 / 3 moles O_2 x 32 g / 1 mol O_2

b) 0,25 moles KClO_3 x 3 moles O_2 / 2 moles KClO_3 x 32 g / 1 mol O_2

c) 0,25 moles KClO_3 x 2 moles KClO_3 / 3 moles O_2 x 1 mol O_2 / 32 g

d) 0,25 moles KClO_3 x 3 moles O_2 / 2 moles KClO_3 x 1 mol O_2 / 32 g

En este caso, el reactivo es KClO_3 , y el producto O_2

La respuesta correcta es **b**

a) **FALSA:** la relación usada aquí es [moles de reactivo / moles de producto], pero debe ser moles de producto / moles de reactivo].

b) **VERDADERA:**

$$0,25 \text{ moles de KClO}_3 \times \frac{3 \text{ moles de O}_2}{2 \text{ moles de KClO}_3} \times \frac{32 \text{ g}}{1 \text{ mol de O}_2}$$

c) **FALSA:** la relación usada aquí es [moles de reactivo / moles de producto], pero debe ser [moles de producto / moles de reactivo]. Además, la expresión correcta para el peso molecular es g/mol, y no mol/g.

d) **FALSA:** el número de moles de producto se multiplica por mol/g, pero lo correcto es por g/mol.

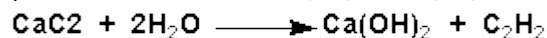
Factor para Cálculos Gramos-Gramos

En la cuestión correspondiente a este apartado, es muy importante estar seguros de usar la relación correcta de reactivos y productos de la ecuación ajustada.

Ejemplo:

¿Cuál de las siguientes operaciones es la correcta para calcular el número de gramos de carburo de calcio (CaC_2) necesarios para obtener 5,2 gramos de acetileno (C_2H_2)?

(Pesos Atómicos: Ca = 40,01, C = 12,01, O = 16,00, H = 1,008).



a) $5.2 \text{ g C}_2\text{H}_2 \times (1 \text{ mol C}_2\text{H}_2 / 26 \text{ g C}_2\text{H}_2) \times (1 \text{ mol CaC}_2 / 1 \text{ mol C}_2\text{H}_2) \times (64.1 \text{ g CaC}_2 / 1 \text{ mol})$

b) $5.2 \text{ g C}_2\text{H}_2 \times (26 \text{ g C}_2\text{H}_2 / 1 \text{ mol}) \times (1 \text{ mol CaC}_2 / 1 \text{ mol C}_2\text{H}_2) \times (1 \text{ mol} / 64.1 \text{ g CaC}_2)$

c) $5.2 \text{ g C}_2\text{H}_2 \times (1 \text{ mol} / 26 \text{ g C}_2\text{H}_2) \times (1 \text{ mol C}_2\text{H}_2 / 1 \text{ mol CaC}_2) \times (1 \text{ mol} / 64.1 \text{ g CaC}_2)$

d) $5.2 \text{ g C}_2\text{H}_2 \times (26 \text{ g C}_2\text{H}_2 / 1 \text{ mol}) \times (1 \text{ mol C}_2\text{H}_2 / 1 \text{ mol CaC}_2) \times (64.1 \text{ g CaC}_2 / 1 \text{ mol})$

Escribiendo la ecuación en su forma estequiométrica correcta la respuesta es a

a) forma estequiométrica correcta.

$$5.2 \text{ g de C}_2\text{H}_2 \times \frac{1 \text{ mol de C}_2\text{H}_2}{26 \text{ g de C}_2\text{H}_2} \times \frac{1 \text{ mol de CaC}_2}{1 \text{ mol de C}_2\text{H}_2} \times \frac{64.1 \text{ g de CaC}_2}{1 \text{ mol de CaC}_2}$$

b) forma estequiométrica incorrecta.

$$5.2 \text{ g de C}_2\text{H}_2 \times \frac{26 \text{ g de C}_2\text{H}_2}{1 \text{ mol de C}_2\text{H}_2} \times \frac{1 \text{ mol de CaC}_2}{1 \text{ mol de C}_2\text{H}_2} \times \frac{1 \text{ mol de CaC}_2}{64.1 \text{ g de CaC}_2}$$

c) forma estequiométrica incorrecta.

$$5.2 \text{ g de C}_2\text{H}_2 \times \frac{1 \text{ mol de C}_2\text{H}_2}{26 \text{ g de C}_2\text{H}_2} \times \frac{1 \text{ mol de C}_2\text{H}_2}{1 \text{ mol de CaC}_2} \times \frac{1 \text{ mol de CaC}_2}{64.1 \text{ g de CaC}_2}$$

d) forma estequiométrica incorrecta.

$$5.2 \text{ g de C}_2\text{H}_2 \times \frac{26 \text{ g de C}_2\text{H}_2}{1 \text{ mol de C}_2\text{H}_2} \times \frac{1 \text{ mol de C}_2\text{H}_2}{1 \text{ mol de CaC}_2} \times \frac{64.1 \text{ g de CaC}_2}{1 \text{ mol de CaC}_2}$$

Problemas de estequiometría - Moles a Moles. Ejemplo:

Calcular el número de moles de dióxido de nitrógeno (NO_2) obtenidas cuando se producen 3 moles de oxígeno en la descomposición del ácido nítrico por la luz?



En esta reacción, se obtiene 1 mol de O_2 y 4 moles de NO_2 cuando se descompone 4 moles de ácido nítrico. Por tanto, cuando se forman 3 moles de O_2 se forman también $3 \times 4 = 12$ moles de NO_2 .

Problemas de estequiometría - Moles a Masa. Ejemplo:

¿Cuántos moles de dióxido de azufre pueden obtenerse quemando 16 gramos de azufre?

(Pesos Atómicos: S = 32,06, O = 16,00).



En esta reacción, 1 mol de S_8 reacciona para dar 8 moles de SO_2 . Por tanto:

$$16 \text{ g de S}_8 \times \frac{1 \text{ mol de S}_8}{256.48 \text{ g de S}_8} \times \frac{8 \text{ moles de SO}_2}{1 \text{ mol de S}_8} = 0.5 \text{ moles de SO}_2$$

Problemas de estequiometría - Masa a Masa. Ejemplo:

¿Que masa de H₂, que reacciona con exceso de O₂, produce 11.91 g de H₂O?

(Pesos Atómicos: H = 1,008, O = 16,00).



en esta reacción, 2 moles de H₂ reaccionan para dar 2 moles de H₂O. De acuerdo con la estequiometría de la reacción:

$$11,91 \text{ g de H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g de H}_2\text{O}} \times \frac{2 \text{ moles de H}_2}{2 \text{ moles de H}_2\text{O}} \times \frac{2,02 \text{ g de H}_2}{1 \text{ mol de H}_2} = 1,33 \text{ g de H}_2$$