FÍSICA Y QUÍMICA 4º ESO

El alumnado de 4º de ESO, a partir del lunes 30 de marzo, trabajará los ejercicios de la siguiente ficha, en la que se incluye una carga teórica del tema, y trece problemas que deben ser entregado en el correo angelmanuelfyq@gmail.com, como fecha límite el lunes 6 de abril a las 15:00.

Mucho ánimo y que no decaiga. Hay que seguir intentando conseguir los estándares de formulación inorgánica y orgánica. Así como el ajuste de reacciones químicas y los cálculos estequiométricos, tendréis mas oportunidades y no podéis desaprovecharlas.

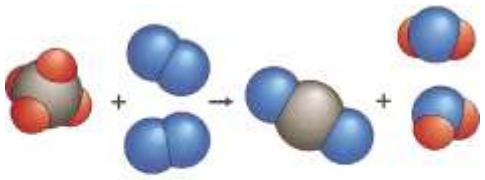
Estequiometría

Introducción Teórica

- **Estequiométrica** es la parte de la química que se ocupa de calcular las masas y / o los volúmenes de los elementos y de los compuestos que intervienen en una reacción química

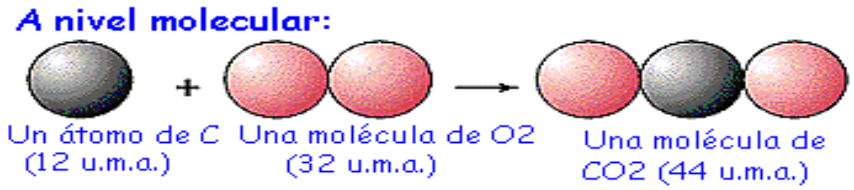
Es el estudio de las relaciones cuantitativas en las reacciones químicas.
Los cálculos estequiométricos establecen relaciones entre moléculas, moles
Masas, volúmenes (gases)

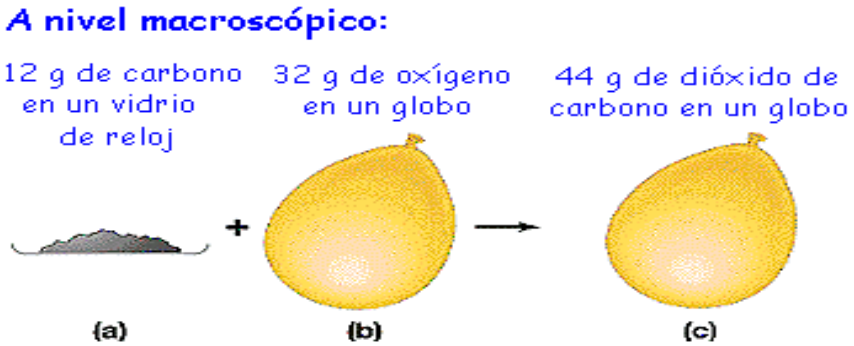
- Los cálculos estequiométricos se realizan sobre la base de ecuaciones químicas **Igualadas o balanceadas** en las que los coeficientes estequiométricos nos indican (MOLES) de las sustancias que reaccionan y de los productos de reacción. (ver concepto de reacción química en las unidades anteriores)
- Los métodos para la igualación desarrollados en el presente curso serán tanteo, algebraico y redox.
- En la siguiente figura (ejemplo de aplicación) se puede apreciar como 1mol de metano se combina con 2 moles de Oxigeno para transformarse en 1 mol de dióxido de carbono y 2 moles de agua.
- Estos números representan los coeficientes estequiométricos en la reacción química de los reactivos (metano y oxigeno) como de los productos de reacción dióxido de carbono y agua



$$CH_4 + 2O_2 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O$$

- La ecuación química del ejemplo anterior esta igualada, recordar el principio de conservación de la materia todo se transforma, nada se pierde.





- En general los cálculos estequiométricos involucran conceptos tales como reactivo limitante (RL), Pureza (p) y rendimiento de reacción (r).

- **Reactivo limitante (RL): definición:** el reactivo que se encuentra en menor proporción molar con respecto a la relación estequiométrica se denomina reactivo limitante mientras que el reactivo que no reacciona completamente se dice que esta en exceso.
  Dado que luego de consumirse el reactivo limitante la reacción termina todos los cálculos deben efectuarse sobre la base de este reactivo (RL)
  . Por lo tanto es lo primero que debemos determinar antes de resolver un problema.

- **Pureza: (p)** Dato que proporciona la información necesaria para reconocer que parte del reactivo será lo que verdaderamente interviene en la reacción estudiada, ya que es lógico pensar que las impurezas no reaccionaran del mismo modo que el propio reactivo (calidad del producto sin impurezas o contaminantes de la materia prima) El porcentaje de pureza se aplica siempre a los reactivos nunca a los productos.

- **Rendimiento de reacción: (r)** La proporción entre la cantidad de producto obtenida y la cantidad teórica de producto esperado expresado en porcentaje se denomina rendimiento de la reacción. Dicho rendimiento puede disminuir en una reacción por diferentes causas

$$\text{rendimiento}(\%) = \frac{\text{cantidad real de producto}}{\text{cantidad ideal de producto}} \cdot 100$$

Ejercicio de aplicación

1) En el siguiente ejercicio analizaremos los moles que se han formado, masa , partículas
(átomos o moléculas) y volumen de las sustancias que intervienen

$$C_{(S)} + O_{2\,(g)} \longrightarrow CO_{2\,(g)}$$

Reaccionan 8 moles de carbono con oxigeno. Calcular:

a) Que masa de oxigeno reacciona
b) Que volumen de dióxido de carbono medido en CNPT se produce
c) Que volumen de dióxido de carbono se obtiene si la reacción se lleva a cabo a 20 ^{0}C Y A 1009hPa

Resolución

a) ¿qué masa de oxigeno reacciona?

$$\frac{1 mol\ de\ C}{32\ g\ de\ Oxigeno} = \frac{8\ moles\ de\ C}{X}$$

X= 256 g de Oxigeno molecular

b) ¿Qué volumen de dióxido de carbono medido en CNPT se produce?

$$\frac{1\ mol\ de\ C}{22{,}4\ Litros} = \frac{8\ moles\ de\ C}{X}$$

X= 179,20 litros

c) ¿Que volumen de dióxido de carbono se obtiene si la reacción se lleva a cabo a 20 ^{0}C Y a 1009hPa?

$$\frac{P_1 . V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \equiv$$

V_1 = 192, 87 L

2) PROBLEMAS CON REACTIVO LIMITANTE

Se hacen reaccionar 360 gramos de acido clorhídrico con 10 moles de cinc. ¿Qué masa de reactivo esta en exceso?

Se plantea la reacción química y la ecuación correspondiente balanceada

2 HCl + Zn ----------→ $ZnCl_2$ + H_2

72g 1 mol

Las sustancias reaccionantes mantiene la siguiente proporción: 72 gramos HCl reaccionan con 1 mol de Cinc vamos

A) calcular que cantidad de cinc reacciona con 360 gramos de acido

$$72g/360g = 1\ mol/X$$

X= 5 moles de Cinc

Como la cantidad de cinc disponible es de 10 moles y solo se necesitan 5 se puede deducir que:

a) **el acido clorhídrico es el reactivo limitante** dado que limita la cantidad de cinc que reaccionara

b) El Cinc **es el reactivo en exceso**

La masa del **reactivo en exceso** se calcula a partir de la masa atómica del Cinc

$$1\ mol\ de\ Zn\ /65g = 5\ molo\ de\ Zn/\ X$$

X= 325g de Zn (masa del reactivo en exceso)

3) PROBLEMAS CON PUREZA DE REACTIVOS

Se hace reaccionar acido clorhídrico con 10 moles de Zn cuya pureza es del 75% ¿Que masa de acido reacciona?

2 HCl + Zn ----------→$ZnCl_2$ + H_2

72g **1 mol ,**
75% pureza

$100\%\ pureza\ /1\ mol\ de\ Zn = 75\ \%\ /X$

X = 540 g de HCl es la masa reaccionante

4) PROBLEMAS CON RENDIMIENTO

Se hace reaccionar acido clorhídrico con 10 moles de Zn. ¿Qué masa de sal se forma sabiendo que el rendimiento de la reacción es del 60 %?

2 HCl + Zn ----------→ $ZnCl_2$ +H_2

1 mol 135g

$1mol\ de\ Zn/135g\ HCl = 10\ mol\ de\ Zn\ /X$

X= 1350g $ZnCl_2$ (esta masa corresponde a un 100% es un rendimiento ideal)

$100\%\ /1350g\ = 60\%/\ X$

X = 810 gramos de $ZnCl_2$

5) PLANTEO DE UN PROBLEMA DE ESTEQUIOMETRIA

Se debe tener en cuenta escribir la reacción y balancearla ubicando los datos y las incógnitas con sus respectivas unidades.

Se calculan las magnitudes planteadas en el problema por ejemplo masas; moles; moléculas; volúmenes según la ecuación química balanceada.
Se plantean las proporciones y se despeja la incógnita
Si lo solicita el problema calcular RL; Pureza y Rendimiento

Estequiometría

GUÍA DE EJERCITACIÓN

Resolver los siguienes ejercicios aplicando relaciones entre masas,volúmenes,cantidades y moléculas.(Recuerde escribir las ecuaciones químicas de los ejercicios y ajustarlas)

1) Se combinan 4g de oxígeno gaseoso con cantidad suficiente de nitrógeno gaseoso. Calcular a) la masa de nitrógeno combinado. b) el volumen de óxido nitroso obtenido en c.n. c) la masa de óxido nitroso obtenido d) cantidad de óxido nitroso obtenido.
Rtas; a) 1,75 g b) 2,8 L c) 5,75 g d) 8 moles

2) 4 moles de molécuas de óxido sulfuroso, reaccionan con oxígeno gaseoso en c.n. para dar óxido sulfúrico. Calcular: a) volumen de oxígeno en c.n. que reaciona b) la masa de óxido sulfúrico que se obtiene c) el volumen de óxido sulfúrico que se obtiene a 127°C y 660 mm Hg.
Rtas: a) 44,8 L b) 320g c) 151,2 L

3) Se hacen reaccionar 234 gramos de Na_2O_2 con cantidad suficiente de agua según la siguiente reacción
:

$$\mathbf{2\ Na_2O_2 + 2\ H_2O \text{ ------}\rightarrow 4\ NaOH + O_2\ (g)}$$

Calcular: a) La masa en gramos de Hidróxido obtenida.
c) La cantidad de oxigeno molecular producida

Rtas: a) 80gr
b) 0,5 moles

4) El clorato de potasio industrialmente se descompone en cloruro de potasio y oxígeno gaseoso
Calcular:

a) Cantidad de clorato de potasio que son necesarios para producir $100dm^3$ de O_2 en c.n.

b)La masa de cloruro de potasio que acompaña a la formación de ese volumen de oxígeno

Rtas: a) 2,98 moles b) 222 g

5) En un horno se produce la siguiente reacción:

$$Bi_2S_{3(s)} + O_{2\,(g)} \text{------}\rightarrow Bi_2O_{3(s)} + SO_{2(g)}$$

a) Ajustar la ecuación química

b) Calcular la masa de Dióxido de azufre que se obtiene al reaccionar 1 Kg. de Bi_2S_3 con cantidad suficiente de Oxigeno
c) Calcular la masa de oxigeno que reacciona completamente con 5 moles de Bi_2S_3

Rtas: b) 374,4g c) 720 g

6) A partir de la ecuación ajustada:

$$C_{(s)} + O_{2\,(g)} \text{-----}\rightarrow CO_{2\,(g)}$$

Calcular:

a) La masa y cantidad de oxígeno necesaria para reaccionar con 10 g de carbono.
b) La masa y cantidad de dióxido de carbono que se obtendrá en el caso anterior.
c) La cantidad de partículas de oxigeno que reaccionan y de dióxido de carbono que se desprenden.
Rtas: a) 26,7 g y 0,83 moles; b) 36,7 g de CO_2 y 0,83 moles c) $5x10^{23}$ partículas.

7) Las caretas de oxígeno, utilizadas en las emergencias, contienen superóxido de potasio, KO_2, el cual reacciona con el CO_2 y el agua del aire exhalado dando oxígeno, según la ecuación:

$$KO_{2\,(s)} + H_2O_{(g)} + CO_{2(g)} \rightarrow KHCO_{3(s)}) + O_{2(g)}$$

Si una persona con una de estas caretas exhala 0,7 g de CO_2 por minuto
Calcular la masa de agua que se consumen en media hora.
Rta: 4,29g

8) ¿Que volumen de Oxigeno medido a 25 ^{0}C Y 700 mmHg se necesitan para quemar 10 litros de butano (C_4 H_{10}) a la misma temperatura y presión de 1 atm?
Rta: 69 L

9) El hidrógeno molecular reacciona con el oxígeno molecular para formar agua.

a) Escribir la ecuación química del proceso.

b) Si 4 g de hidrógeno gaseoso reaccionan con 40 g de oxígeno gaseoso ¿Se consumirán todas las masas de los reactivos? ¿Cuánta masa sobrará y de qué sustancia?

Rta: No; sobran 8 g de oxigeno

10) Se hacen reaccionar 25 g de nitrato de plata con 10 g de ácido clorhídrico para dar

Determinar: a) Reactivo limitante b) Reactivo en exceso c) ¿La masa queda sin reaccionar?
Rtas: a) nitrato de plata b) ácido clorhídrico c) 4,71 g

11) Cuando se calienta dióxido de silicio mezclando con carbono, se forma carburo de Silicio (SiC) y monóxido de carbono. La ecuación de la reacción es: (Ajusta la Reacción)

$$\mathbf{SiO_2\ (s) + C\ (s) \rightarrow SiC\ (s) + CO\ (g)}$$

Si mezclamos 150 g de dióxido de silicio con 105 g de carbono:
a) ¿Cuál es el reactivo limitante?
b) ¿Cuántos gramos de monóxido de carbono se formarán?
Rta: 140 g.

12) Dada la siguiente reacción

$$\mathbf{KMnO_4 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O}$$

Y sabiendo que se obtienen 400 g $Fe_2(SO_4)_3$ (pureza 88%),determine:

a) Masa de $KMnO_4$ consumida
b) Volumen de solución de H_2SO_4 consumida si la misma es de concentración 3 M
c) Numero de moléculas de $FeSO_4$ consumidas
d) Estructura de Lewis para $FeSO_4$ y K_2SO_4

Rtas: a) 63,1gr b) 208,3ml c) $1,2x10^{24}$ moléculas

13) Se ponen reaccionar 220 g de $As_2\ O_3$ (90% de pureza) con 25,4 dm3 de solución de ácido nítrico y exceso de agua, con un rendimiento del 85,0%; el monóxido de nitrógeno gaseoso desprendido es recogido en un recipiente rígido de 35,0 dm^3 a 43,0°C y 608 Torr

a) Calculen la molaridad de la solución de ácido nítrico.

b) .Que ocurre con la presión que soporta el recipiente donde se recoge el monóxido de nitrógeno gaseoso, si se efectua la reacción luego de evaporar agua de la solución de ácido nítrico sin modificar las demás condiciones?

$$\mathbf{3As_2O_{3(s)} + 4\ HNO_{3\ (aq)} + 7\ H_2O_{\ (l)} \rightarrow 6H_3\ AsO_{4(aq)} + 4\ NO_{(g)}}$$

Rta: 0,056 M