

UNIDAD 4

Estequiometría

Introducción Teórica

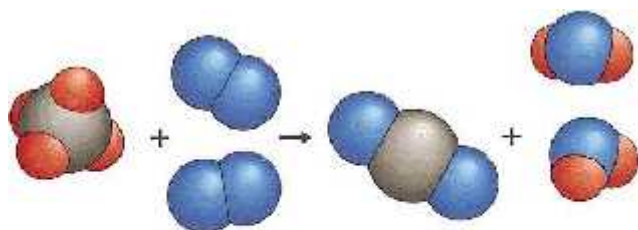
- ✓ **Estequiometría es** la parte de la química que se ocupa de calcular las masas y / o los volúmenes de los elementos y de los compuestos que intervienen en una reacción química



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 Oxígeno 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 oxígeno) como de los productos de reacción dióxido de carbono y agua



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

A nivel molecular:



A nivel macroscópico:



- 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 está 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 reaccionarían 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

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



ESTEQUIOMETRIA

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



Reaccionan 8 moles de carbono con oxígeno. Calcular:

- ¿Qué masa de oxígeno reacciona?
- ¿Qué volumen de dióxido de carbono medido en CNPT se produce?
- ¿Qué volumen de dióxido de carbono se obtiene si la reacción se lleva a cabo a 20 °C y a 1009hPa?

Resolución

- a) ¿qué masa de oxígeno reacciona?

$$\frac{1 \text{ mol } \text{C}}{32 \text{ g } \text{O}} = \frac{8 \text{ mol } \text{C}}{X}$$

X= 256 g de Oxígeno molecular

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

$$\frac{1 \text{ mol } \text{C}}{22,4 \text{ L}} = \frac{8 \text{ mol } \text{C}}{X}$$

X= 179,20 litros

- c) ¿Qué volumen de dióxido de carbono se obtiene si la reacción se lleva a cabo a 20 °C Y a 1009hPa?

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \quad \equiv \quad \mathbf{V_1 = 192,87 \text{ L}}$$

2. PROBLEMAS CON REACTIVO LIMITANTE

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

Se plantea la reacción química y la ecuación correspondiente balanceada



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

- A) calcular que cantidad de cinc reacciona con 360 gramos de ácido

$$72\text{g}/360\text{g} = 1 \text{ m} / X$$

$$X = 5 \text{ moles de Cinc}$$

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

- a) **el ácido clorhídrico es el reactivo limitante** dado que limita la cantidad de cinc que reaccionara
- b) El Cinc es **el reactivo en exceso**

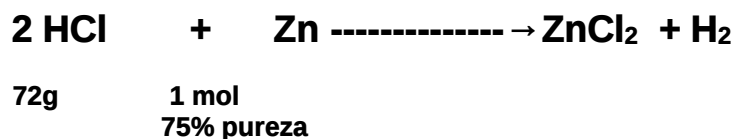
La masa del **reactivo en exceso** se calcula a partir de la masa atómica del Cinc

$$1 \text{ m de Zn} / 65\text{g} = 5 \text{ m de Zn} / X$$

$$X = 325\text{g de Zn (masa del reactivo en exceso)}$$

3. PROBLEMAS CON PUREZA DE REACTIVOS

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

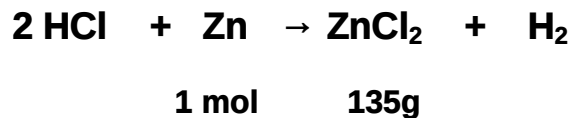


$$100\% \text{ p} / 1 \text{ m de Zn} = 75\% / X$$

$$X = 540 \text{ g de HCl es la masa reaccionante}$$

4. PROBLEMAS CON RENDIMIENTO

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



X= 1350g ZnCl₂ (esta masa corresponde a un 100% es un rendimiento ideal)

X = 810 gramos de ZnCl₂

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.

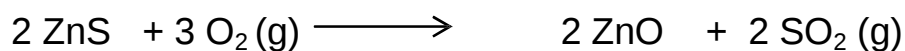
Se calculan las magnitudes planteadas en el problema por ejemplo masas; moles; moléculas; volúmenes según la ecuación química balanceada.

Se plantean las proporciones y se despeja la incógnita

Si lo solicita el problema calcular RL; Pureza y Rendimiento

GUÍA DE EJERCITACIÓN

Con el objeto de interpretar el significado estequiométrico de la ecuación:



Completamos el siguiente cuadro:

Magnitud	Reactivos		Productos	
Nº de mol	2 ZnS	3 O ₂	2 ZnO	2 SO ₂
Masa (g)	194,72	96	162,6	128
Volumen (dm ³) en CNPT	x	67,242	x	44,828

Resuelve los siguientes problemas:

1. ¿Cuántos gramos de oxígeno y de mercurio se obtienen al calentar 25 g de óxido de mercurio II?
Calcular el volumen de oxígeno en CNPT y a 27°C y 1,2 atm que se obtienen.



Rta. 23,15 g de Hg y 1,84 g de O₂ 1,293 dm³ de oxígeno en CNPT y 1,18 dm³ de oxígeno a 27°C y 1,2 atm de presión.

2. El nitrógeno forma varios óxidos con el oxígeno. Uno de ellos, llamado gas hilarante, (N₂O) se forma cuando reaccionan totalmente 2,62 g de nitrógeno
¿Cuántos gramos y cuántos mol de N₂O se formó?

Rta. 4,12 g y 0,093 mol de N₂O

3. Una cierta masa de magnesio (Mg) reacciona totalmente con 80 de oxígeno (O₂) produciendo 200 g de óxido de magnesio (MgO). Indicar cuántos gramos de Mg han reaccionado.

Rta. 120 g de Mg

4. Dada la ecuación:



Calcular:

- El número de los moles de producto que se obtiene a partir de 8 de moles de moléculas de oxígeno.
- El número de moles de moléculas de fósforo que se combina con 50 g de oxígeno.
- La masa de producto que se obtiene a partir de 5×10^{24} moléculas de fósforo.

Rta. a. 5,33 mol P_2O_3 b. 0,52 mol P_4 c. 16,61 mol P_2O_3

5. El hierro reacciona con oxígeno para dar óxido de hierro (III). Cuando un clavo de hierro se oxida completamente, se obtienen 3,20 g del óxido.

- Escribir la ecuación balanceada de la reacción.
- Determinar la masa del clavo que se oxidó completamente.
- Calcular el número de mol de oxígeno que se consumió.

Rta. b. 2,24 g de Fe c. 0,03 mol de O_2

6. Numerosos antiácidos contienen hidróxido de aluminio que neutraliza el exceso de ácido contenido en el jugo gástrico. La reacción que se produce puede representarse mediante la siguiente ecuación química:

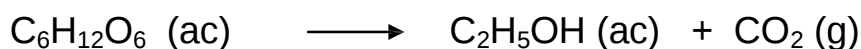


Se hace reaccionar una pastilla de antiácido que contiene 0,780 g de hidróxido de aluminio.

- Calcular el número de mol de HCl que reacciona.
- Calcular la masa de sal obtenida.

Rtas. a. 0,03 mol b. 1,335 g

7. Por fermentación de la glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) se obtiene etanol y dióxido de carbono según:



Se fermentan 45,0 g de glucosa. Calcular:

- Masa y moles de etanol que se produce.
- El volumen en dm^3 que ocupa el CO_2 (g) producido a 1,00 atm y $0,00^\circ \text{C}$.

Rtas. a. 0,5 mol y 21 g de glucosa b. 11,20 dm^3

8. Cuando un cierto volumen de cloro medido a 273,15 K y 1,00 atm reacciona con hidróxido de sodio se obtienen $7,23 \times 10^{23}$ moléculas de agua, según:



- Calcular el volumen de cloro que reaccionó.
- Calcular el número de aniones cloruro que se obtienen.

Rtas. a. 26,92 dm^3 b. 1,2 mol de Cl^-

9. En un proceso para obtener amoníaco gaseoso, se tratan 25 kg de cal (hidróxido de calcio) con exceso de cloruro de amonio. La ecuación correspondiente es

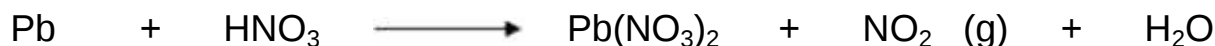


Calcular:

- Balancear la ecuación
- El volumen de amoníaco en dm^3 , obtenido a 27°C y 1 atm.
- La masa de agua formada, en kg.
- Número de moles de CaCl_2 producidos.
- Número de moléculas de agua que se obtienen.

Rtas. b. $16629,79 \text{ dm}^3$ c. $12,162 \text{ kg}$ d. $337,84 \text{ g}$ e. $4,067 \times 10^{26}$ moléculas de agua

10. Se hacen reaccionar $129,5 \text{ g}$ de Pb con HNO_3 según la siguiente ecuación:

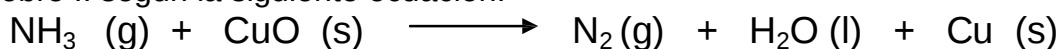


Calcular

- Balancear la ecuación.
- Masa de HNO_3 necesaria para la reacción.
- La temperatura del $\text{NO}_2(\text{g})$ obtenido, si ocupa un volumen de $8,0 \text{ dm}^3$ a 1,5 atm.
- El número de moles de nitrato de plomo producido.
- Número de moles y número de moléculas de $\text{NO}_2(\text{g})$ producidos.

Rtas. b. $157,5 \text{ g}$ c. $117,07 \text{ K}$ d. $0,625 \text{ mol}$ e. $1,25 \text{ mol}$ y $7,52 \times 10^{23}$ moléculas

11. Se hicieron reaccionar $17,0 \text{ g}$ de amoníaco con suficiente cantidad de óxido de cobre II según la siguiente ecuación:

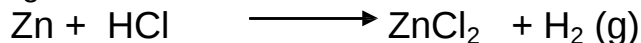


- Balancear la ecuación.
- Indicar la masa y número de moles de óxido de cobre II que reaccionó.
- Calcular número de moléculas de agua que se formaron.
- Calcular número de moles de moléculas de nitrógeno que se obtienen.

Rta

b. $1,5 \text{ mol}$ y $111,5 \text{ g}$ de CuO c. $1,5 \text{ mol}$ de agua d. $3,01 \times 10^{23}$ moléculas.

12. Al hacer reaccionar 43,6 gramos de Zn impuro con exceso de HCl se obtienen 54,56 gramos de ZnCl_2 según:



Calcular:

- La pureza del Zn utilizado
- La masa mínima de HCl que debe emplearse

Rtas: a) 60 % b) 29,2 g

13. Se hace reaccionar una muestra de 2,50 g de soda Solvay (Na_2CO_3 de 90,0 % de pureza) con suficiente solución acuosa de HNO_3 , según:

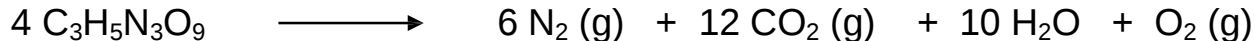


Calcular:

- La masa de impurezas que contiene la muestra.
- Número de mol de CO_2 formado.
- La masa de la sal obtenida.

Rtas. a. 0,25 g de impurezas b. 0,021 mol de CO_2 c. 3,608 g de sal

14. La nitroglicerina ($\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9$) es un poderoso explosivo. Su descomposición se puede representar por

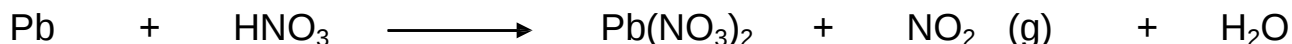


Esta reacción genera una gran cantidad de calor y muchos productos gaseosos. La veloz formación de estos gases aunada a su rápida expansión, es lo que produce la explosión.

- ¿Cuál es la máxima cantidad de oxígeno en gramos que se puede obtener de 200 g de nitroglicerina?
- Calcule el rendimiento porcentual de esta reacción si se encuentra que la cantidad de oxígeno generada es de 6,55 g.
- ¿Qué volumen de oxígeno en dm^3 se produce a 1 atm de presión y 25°C ?

Rtas. a. 7,048 g b. 92,93% c. $5,378 \text{ dm}^3$

15. Se hacen reaccionar 129,5 g de Pb (80 % de pureza) con 2,70 mol de HNO_3 según la siguiente ecuación



El rendimiento de la reacción es de 85%

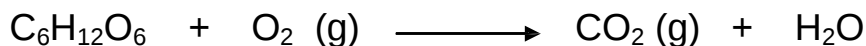
Calcular

- La temperatura del NO_2 (g) obtenido, si ocupa un volumen de $8,0 \text{ dm}^3$ a 1,5 atm.
- El número de moles de nitrato de plomo producido.
- La masa de ácido nítrico necesarios para la reacción total.

Rtas. a. 172,16 K b. 0,425 mol c. 126 g

16. Cualquier persona elimina más agua que la que ingiere, y la diferencia se debe al agua que se produce por el metabolismo de los alimentos.

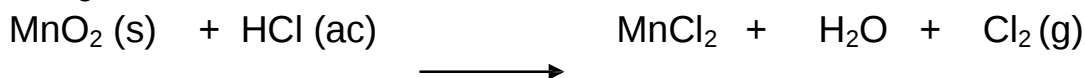
La reacción de oxígeno con 10 g de glucosa $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ se produce de acuerdo con la siguiente ecuación.



- Balance de la ecuación
- La masa de agua obtenida.
- Volumen de oxígeno en CNPT necesario para la reacción total.
- Rendimiento de la reacción si se obtuvieron 12 g de CO_2

Rtas. b. 6 g c. $7,47 \text{ dm}^3$ d. 82,19%

17. Se hacen reaccionar 2,00 moles de dióxido de manganeso con 6,00 moles de ácido clorhídrico, según la ecuación:

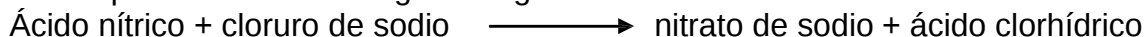


Calcular:

- La masa que sobra del reactivo en exceso.
- La masa de agua formada.
- El volumen que ocupa el cloro obtenido a $27,0^\circ\text{C}$ y 760 Torr.

Rtas. a. 564,85 g b. 54 g c. $36,9 \text{ dm}^3$

18. Se desea fabricar 10 kg de nitrato de sodio para ser utilizado como fertilizante, el producto puede obtenerse según la siguiente reacción:



Calcular:

- a. la masa de cloruro de sodio 90% de pureza que se necesita.
- b. Los moles de ácido clorhídrico que se forman.

Rta a. 7647,05 g b. 117,65 mol

19. La piedra caliza (un mineral que contiene principalmente CaCO_3) es utilizado en la industria de la construcción, luego de pulido como mármol. Por tratamiento de 50,0 g de caliza (80,0% de CaCO_3) con exceso de HCl, se obtuvieron 5,40 g de H_2O según:



Calcular:

- a. el rendimiento de la reacción.
- b. el volumen que ocupa el CO_2 obtenido a 32,0 °C y 1520 hPa.

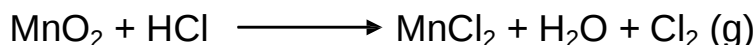
Rtas a. 75,0% b. 5,00 dm³

20. Se ponen a reaccionar 150 gramos de una muestra de MnO_2 impura (87 % Pureza) con suficiente cantidad de ácido clorhídrico.

Sabiendo que el rendimiento de la reacción es del 80%.

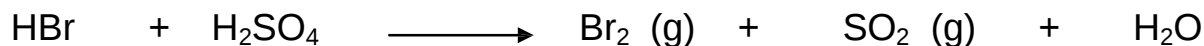
Calcular:

- a. la masa de agua que se forma
- b. moles de cloro que se obtiene
- c. Balancear la ecuación química por método de tanteo o redox (dados previamente en la clase)



Rtas a. 43,2 gramos b. 1,20 moles de Cl_2

21. Dada la ecuación:



Se hacen reaccionar 1,30 moles de HBr con 110 g de H_2SO_4 (80% de pureza)

Si el rendimiento es del 90% indicar

- a. Reactivo limitante y reactivo en exceso.
- b. La masa de Br obtenido en gramos
- c. El volumen de SO_2 (g) obtenido a 0,90 atm y 27° C.

Rtas. a. limitante HBr y en exceso H_2SO_4 b. 93,48 g

22. Se calienta clorato (V) de potasio, obteniéndose oxígeno y cloruro de potasio con un rendimiento del 80%. Escriba y equilibre la ecuación. Calcular:

- la masa de clorato (V) de potasio necesaria para obtener 400 cm³ de oxígeno medido a 21 °C y 640 torr.
- los moles de cloruro de potasio que se forman simultáneamente.

Rtas. a. 1,143 g b. 0,009 mol

23. Al hacer reaccionar una muestra de 90 g de Al (90,0% de pureza) con 5,00 dm³ de solución de HCl 2,00 M se obtienen 55,0 dm³ de H₂(g) a 25,0 °C y 1,60 atm, según la ecuación:



Seleccione en cada ítem la respuesta correcta.

I) El rendimiento de la reacción es

- 27,8%
- 72,0%
- 75,0%
- 80,0%
- ninguna es correcta

II) La masa de AlCl₃ formada es

- 400 g
- 320 g
- 256 g
- 160 g
- ninguna es correcta

III) Si el rendimiento de la reacción fuera del 100%, quedarían sin reaccionar

- 146 g de HCl puro
- 73,0 g de HCl puro
- 9,0 g de Al puro
- 36,5 g de HCl puro
- ninguna es correcta

Rtas. I) d II) b III) d

24. La tostación de la pirita (80% de pureza FeS₂) da lugar a la siguiente reacción:



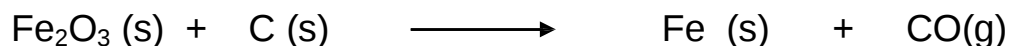
Suponiendo un rendimiento de la reacción del 75%, si se hacen reaccionar 20 kg de la pirita,

Calcular:

- La masa de Fe₂O₃ que se formará
- El volumen de aire necesario en CNPT (dato: O₂ en el aire 21% v/v)
- El volumen de SO₂ que se formará a 1520 mm Hg y 37 °C.

Rtas. a. 9,99 kg b. 49,00 m³ c. 4,24 m³

25. El proceso de metalurgia del hierro consiste en la reducción de minerales de hierro oxidados, como por ejemplo la hematita (Fe_2O_3) en presencia de carbón de acuerdo a la siguiente ecuación:



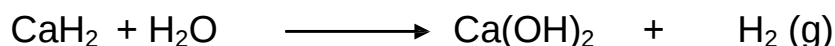
Calcular:

- la masa de óxido de hierro (III) necesaria por cada 100 Tn de hierro producido.
- el volumen de CO obtenido, medido simultáneamente a 0,8 atm. y 700°C .
- los moles de C que han reaccionado.

Dato 1 Tn = 1000 kg

Rtas. a. $1,43 \times 10^8 \text{ g}$ b. $2,68 \times 10^8 \text{ dm}^3$ c. $2,69 \times 10^6 \text{ mol}$

26. Un generador portátil de hidrógeno utiliza la reacción:



¿Qué cantidad en gramos de hidruro de calcio (85% de pureza) se necesita para producir 15 dm^3 de hidrógeno a 2 atm y 34°C ? Suponiendo un rendimiento del 95%.

Rtas. 58,85 g de CaH_2

27. Se ponen a reaccionar 119 g de Cu impuro con exceso de HNO_3 y se obtienen 28,8g de H_2O con un rendimiento del 80,0% según:

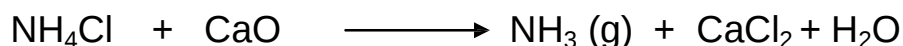


Calcular:

- la pureza de cobre utilizado
- La masa de sal obtenida.
- Y el volumen de NO_2 que se produce a 30°C y 1,15 atm.

Rtas. a. 42,69% b. 120 g c. $27,67 \text{ dm}^3$

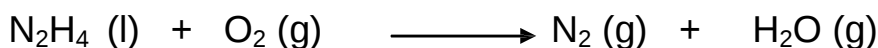
28. El amoníaco es una de las sustancias más usadas en la industria, para fabricación de urea, ácido nítrico, nitrato de amonio, etc. En el laboratorio se desea producir amoníaco para realizar una serie de experimentos de acuerdo con la siguiente ecuación:



Si se parte de 321 g de cloruro de amonio y 112 g de óxido de calcio, y sabiendo que el rendimiento del proceso es del 65%, calcular:

- ¿qué reactivo está en exceso y cuántos moles de éste quedan sin reaccionar?
 - el volumen de amoníaco desprendido en la reacción a 30°C y 1013 hPa.
 - la molaridad de la solución que resultará de disolver el amoníaco obtenido, siendo el volumen final de dicha solución de 250 cm³.
- Rtas. a. limitante CaO, 1 mol de NH₄Cl sin reaccionar. b. 64,63 dm³ c. 10,4 M

29. La hidracina N₂H₄, se utiliza como combustible en los cohetes espaciales. La ecuación de la reacción de combustión de la hidracina es:



- ¿Cuántos litros de nitrógeno, medidos en condiciones normales, se formarán a partir de 1 Kg de hidracina y 1 Kg de oxígeno?
- ¿Cuántos gramos de reactivo en exceso sobrarán?

Rta. 700,44 dm³ equivalentes a 700,44 l de nitrógeno.

30. Una solución acuosa de carbonato de sodio se trata con ácido sulfúrico en caliente ocurriendo la reacción:



Como resultado de este proceso se obtuvieron 5 dm³ de CO₂ medidos en CNPT. Calcule la masa de carbonato de sodio que reaccionó, si el rendimiento fue del 75%.

Rta. 31,5 g

Integrando estequiometria, ecuaciones de óxido reducción y soluciones

1. Dada la siguiente reacción:

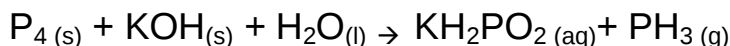


Y sabiendo que reaccionan 5 moles de moléculas de MnO₂ determine:

- Volumen de gas Cl₂ formado a 18°C y 2 atm
- Volumen de solución de HCl empleada si la solución es al 15% m/v.

Rta: a) 59,66 dm³ b) 1866,7 cm³

2. Dada la siguiente reacción



Y sabiendo que reaccionan 6×10^{25} átomos de fósforo, determine:

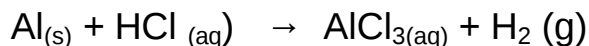
- a) Molaridad de la solución de hidróxido de potasio empleada si en la reacción se consumen 5 litros de la misma
 - b) Numero de moléculas de agua consumidas en la reacción
 - c) La cantidad de KH_2PO_2 formadas
 - d) Volumen de gas PH_3 formado a 40°C y 3 atm.
- Rtas: a) 15 M b) $4,52 \times 10^{25}$ moléculas c) 74,8 mol d) 213,88 litros

3. 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 oxígeno

4. Se ponen a reaccionar 102 gramos de una muestra de aluminio (70% de pureza) con exceso de solución 0,300M de cloruro de hidrógeno .La reacción que se produce es la siguiente:

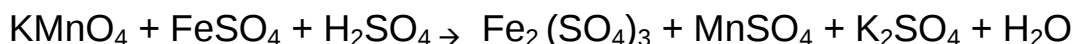


Si el rendimiento es del 85%

Calcular:

- a) El volumen de hidrógeno gaseoso obtenido en CNPT
 - b) Cantidad de cloruro de hidrógeno que se consumirían si el rendimiento fuese del 100%
 - c) Indicar cuál de las especies es el agente oxidante y cuál el reductor
 - d) Si se emplea cloruro de hidrógeno 0,400M manteniendo las demás condiciones indicar si la masa de sal obtenida aumenta, disminuye o no varía
- Rtas: a) 75,44L en CNPT b) 7,92 moles c) Al (agente reductor) y HCl el oxidante d) No cambia

5. Dada la siguiente reacción



Y sabiendo que se obtienen 400 g $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ (pureza 88%), determine:

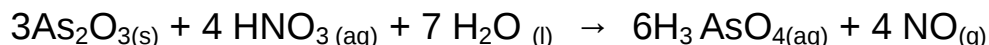
- a) Masa de KMnO_4 consumida
- b) Volumen de solución de H_2SO_4 consumida si la misma es de concentración 3 M
- c) Numero de moléculas de FeSO_4 consumidas
- d) Estructura de Lewis para FeSO_4 y K_2SO_4

Rtas: a) 63,1gr b) 208,3ml c) $1,2 \times 10^{24}$ moléculas

6. Se ponen reaccionar 220 g de As_2O_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 dm³ a 43,0°C y 608 Torr

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

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



Rta: 0,056 M

7. Se hacen reaccionar 19 g de carbonato de calcio impuro con 450cm³ de bromuro de hidrógeno al 8,55% m/v; si el dióxido de carbono gaseoso se recoge en un recipiente rígido de 3,50dm³ a 20 °C ejerciendo una presión de 0,910atm según la siguiente ecuación:



a) Calcular la pureza de Carbonato de calcio si el rendimiento fue del 78,5%

b) Si se duplicara la masa del carbonato puro indicar si la cantidad de iones bromuro aumentaría, no cambiaría o disminuiría

c) ¿Qué masa quedaría sin reaccionar del reactivo en exceso considerando que la reacción tuviera un 100% de rendimiento?

Rtas: a) 88,7% b) Carbonato es el RL, mayor cantidad de iones opción a) Aumentaría 11,2 g de bromuro de hidrógeno sin reaccionar

QUIMICA ORGÁNICA

EJERCICIOS DE ESTEQUIOMETRIA RELACIONANDO MASAS Y VOLÚMENES.

1. ¿Qué masa de etanol es necesario tratar con ácido sulfúrico para obtener 15L de eteno en C.N.P.T?

Rta: 30,82g

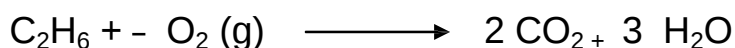
2. Cuantos g de bromo (g) se requieren para saturar las siguientes cantidades de hidrocarburos

14 g de 2-buteno Rta= 39,95g
20 g de 1,3 butadieno Rta= 118,25 g
17g de acetileno

3. El compuesto de formula C_2H_6 se quema en presencia de oxígeno gaseoso para obtener dióxido de carbono correspondiente y agua.

¿Qué volumen de oxígeno gaseoso a una temperatura de $38^\circ C$ y 1,2 atm de presión es indispensable para producir 10 gramos de CO_2 en el proceso químico?

Rta = 8,46 L de O_2 (g)



Problemas para pensar un poquito más.....

27ª OLIMPIADA ARGENTINA DE QUÍMICA 1DE NOVIEMBRE DEL 2017 CERTAMEN NACIONAL-NIVEL 1 –

DATOS Y ECUACIONES

Utiliza la información de tu tabla periódica para obtener los datos atómicos que consideres necesarios

“El uso de los aceites vegetales como combustible y fuente energética podrá ser insignificante hoy, pero con el curso del tiempo será tan importante como el petróleo y el carbón” Rudolph Diesel, 1898.

El biodiesel es un combustible líquido que se puede obtener a partir de recursos naturales renovables, teniendo elevado potencial para ser utilizado como reemplazo del petrodiesel (combustible obtenido del petróleo). Sin embargo, una de las desventajas del biodiesel es que su producción puede favorecer la deforestación.

En Argentina, la principal fuente de biodiesel es el aceite de soja, cuyo rendimiento es de 922 L de aceite por hectárea plantada por año. En 2016, en nuestro país se produjeron 2700 millones de litros de biodiesel, lo que nos coloca como el 5to productor mundial de biodiesel.

a) Sabiendo que se requieren 5,5 litros de aceite de soja para obtener 1 litro de biodiesel, calcula la cantidad de hectáreas plantadas con soja para la producción nacional de biodiesel de 2016.

RTA: N° de hectáreas: $1,61 \times 10^7$ Ha

El aceite de soja se hace reaccionar con un alcohol y una base, reacción que se denomina como “transesterificación”, para producir los ésteres metílicos de ácidos grasos. Estos ésteres son los que componen el biodiesel ya que pueden ser usados como combustibles.

En el caso del aceite de soja, éste está compuesto mayoritariamente (75% m/m) por un triglicérido llamado linoleína. Cuando se hace reaccionar linoleína ($C_{57}H_{98}O_6$) con metanol (CH_4O) se obtiene glicerina ($C_3H_8O_3$) y linoleato de metilo ($C_{19}H_{34}O_2$), como se muestra en la ecuación (I).



b) Calcula volumen (en ml) de linoleato de metilo obtenido a partir de 1 g de aceite de soja.

Notas:

- la densidad de la linoleína es 0,925 g/ml;
- la densidad del linoleato de metilo es 0,889 g/ml;
- la reacción de trans-esterificación tiene un rendimiento del 75%

RTA: V de linoleato de metilo = 0,636 ml

BIBLIOGRAFÍA:

Whitten Kennet, Gailey Kennet, David Raymond (1992). “Química General”. 3ra. Edición Mc. Graw Hill.
Angelini M y otros (1999). “Temas de Química General e Inorgánica”. Versión ampliada. Eudeba.
Google imágenes publicas
Di Risio; Roverano; Vázquez (2011) 4ta Edición, Editorial Educando, “Química Básica”
CBC (Ciclo Común Básico) (2014) Cátedra única de Química, “Química” Ejes temáticos y ejercicios de Química
Baumagantner, Benítez C, Crubelatti R, Guerrrien D, Landau L, Servant R, Sileo M, Vázquez, Bs. As, “Química”
Recopilación de Ejercicios varios.