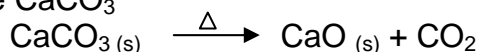




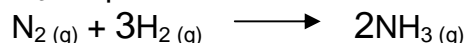
CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

1. Calcular el peso de Cal viva (CaO) que puede prepararse calentando 500,0 g de Caliza con una pureza del 90% de CaCO_3



R. 252 g CaO

2. a. ¿Cuántos gramos de NH_3 (g) se pueden obtener por la reducción de 0,2 moles de Nitrógeno en exceso de Hidrógeno? b. ¿Cuántos moles de Hidrógeno se consumieron? c. ¿Cuántas moléculas de NH_3 se producen?

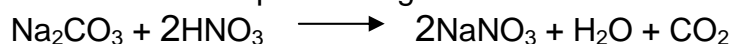


R. a. 6,8 g NH_3

b. 0,6 mol H_2

c. $2,41 \times 10^{23}$ moléculas NH_3

3. El Carbonato de Sodio, Na_2CO_3 reacciona con el Ácido Nítrico HNO_3 , para producir Nitrato de Sodio NaNO_3 , Agua y Dióxido de Carbono, CO_2 . Determinar: a. El número de gramos de NaNO_3 que se pueda preparar a partir de 53 g de Na_2CO_3 b. El número de moles de CO_2 producidos c. El peso de agua obtenido

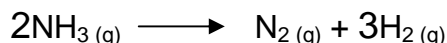


R. a. 85 g NaNO_3

b. 0,5 mol CO_2

c. 9 g H_2O

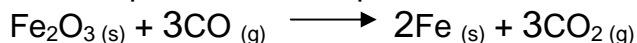
4. A partir de la siguiente ecuación:



Determinar moles de H_2 (g) producidos a partir de $9,07 \times 10^5$ g de NH_3

R. 8×10^4 mol H_2

5. La Hematita, Fe_2O_3 , es un mineral importante de Hierro, (un mineral es una sustancia natural del cual se puede obtener ventajosamente el metal), el metal libre se obtiene por reacción de la Hematita con Monóxido de Carbono, CO , en un alto horno. El Monóxido de Carbono se forma en el horno por combustión parcial de carbono. La reacción es:



a. ¿Cuántos gramos de Hierro se pueden producir a partir de 1,5 Kg de Fe_2O_3 ?

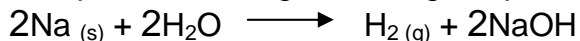
b. ¿Cuántas moléculas de CO_2 se formaron?

R. a. $1,05 \times 10^2$ g Fe

b. $1,69 \times 10^{25}$ moléculas de CO_2

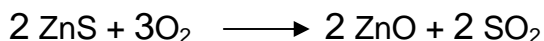
6. El Sodio es un metal reactivo, blando, que reacciona en forma instantánea con agua para dar gas Hidrógeno y una solución de Hidróxido de Sodio, NaOH . ¿Cuántos gramos de

metal de Sodio se necesitan para dar 7,81 g de Hidrógeno por esta reacción?



R. 179,6 g Na

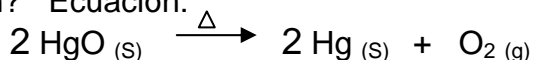
7. La Esfalerita es un mineral de Sulfuro de Zinc (ZnS) y una fuente importante del metal Zinc. El primer paso en el procesamiento de la mina consiste en calcular el Sulfuro con Oxígeno para dar Óxido de Zinc, (ZnO), y dióxido de Azufre, SO_2 . a. ¿Cuántos kg de gas Oxígeno se combinan con $5,00 \times 10^3$ g de Sulfuro de Zinc en esta reacción? b. Moles de SO_2 producidos.



R. a. 2,474 kg O_2

b. 51,5 mol SO_2

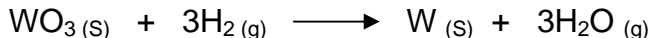
8. El químico británico Joseph Priestley preparó el Oxígeno en 1774 por calentamiento de Óxido de Mercurio (II) HgO . El metal Mercurio es el otro producto. Si se recogen 6,47 g de Oxígeno a ¿Cuántos gramos del Mercurio metálico se producen también? b. ¿Cuántos litros de O_2 se recogieron? Ecuación:



R. a. 81,27 g Hg

b. 4,5 L O_2

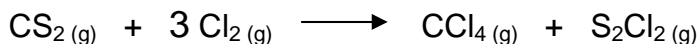
9. El metal Tungsteno, W, se emplea para fabricar filamentos de lámparas incandescentes. El metal es producido a partir de Óxido Tungsteno (VI), amarillo WO_3 , por reacción con Hidrógeno



¿Cuántos gramos de Tungsteno se pueden obtener a partir de 4,81 kg de Hidrógeno con un exceso de Óxido de Tungsteno (VI).

R. $1,47 \times 10^5$ g W

10. La reacción siguiente se emplea para fabricar el Tetracloruro de Carbono, CCl_4 , un disolvente y materia prima para la fabricación de refrigerantes fluorocarbonados y propelentes de aerosoles

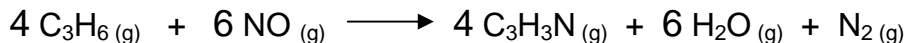


a. ¿Calcule el número de gramos de Sulfuro de Carbono, CS_2 , necesarios para una reacción a escala de laboratorio con 62,7 g de Cloro gaseoso, Cl_2 ? b. ¿Gramos de CCl_4 producidos?

R. a. 22,37 g CS_2

b. 45,33 g CCl_4

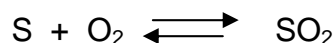
11. El Acrilonitrilo, $\text{C}_3\text{H}_3\text{N}$, es la materia prima para la producción de una clase de fibra sintética (acrílicos). Se puede fabricar a partir de Propileno, C_3H_6 , por relación con Óxido Nítrico, NO



¿Cuántos gramos de Acrilonitrilo se obtienen a partir de 651 kg de Propileno y un exceso de NO?

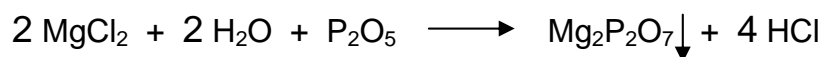
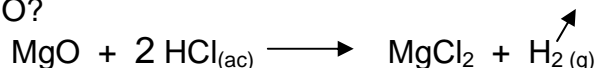
R. $8,215 \times 10^5$ g C_3H_3N

12. ¿Cuántas toneladas de Azufre deben quemarse para producir 12 toneladas de SO_2 ?



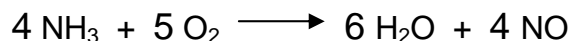
R. 6 Tons.

13. Una muestra de MgO puro ha sido primeramente disuelta en Ácido Clorhídrico, $HCl_{(ac)}$, para dar una solución de $MgCl_2$ que posteriormente se ha transformado en un precipitado de $Mg_2P_2O_7$ puro y seco que tiene una masa de 7,02 g. ¿Calcular la masa en gramos de la muestra original de MgO ?



R. 1,26 g MgO

14. El gas Amoniacó es oxidado por el Oxígeno en presencia de un catalizador de la siguiente:

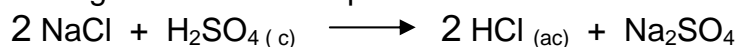


- a. ¿Cuántos litros de Oxígeno serán necesarios para oxidar 500 litros de NH_3 ?
b. ¿Cuántos litros de NO y de vapor de agua se formarán? Todos los gases han sido medidos en las mismas condiciones.

R. a. 625 L O_2

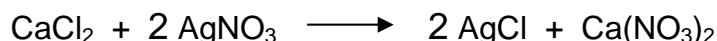
b. 500 L NO ; 749,95 L $H_2O_{(g)}$

15. El Ácido Clorhídrico comercial se prepara calentando Cloruro de Sodio con Ácido Sulfúrico que contiene el 95% de H_2SO_4 , se necesitan para la producción de 3 kg de HCl concentrado que contenga el 50% de HCl puro.



R. 1,913 kg $H_2SO_4 \approx 2$ kg H_2SO_4

16. La reacción del Cloruro de Calcio con el Nitrato de Plata produce Cloruro de Plata y Nitrato de Calcio, de acuerdo con la reacción:



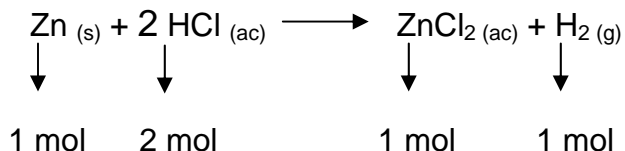
- a. ¿Cuántos gramos de $AgCl$ se pueden obtener a partir de 100 g de $CaCl_2$?
b. ¿Cuántos moles de $Ca(NO_3)_2$ se han producido?

R. a. 129,3 g $AgCl$

b. 0,9 moles de $Ca(NO_3)_2$

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS CON RENDIMIENTO PORCENTUAL

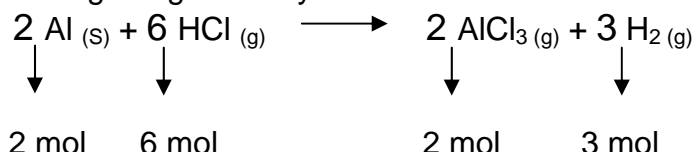
1. El metal Zn reacciona con Ácido Clorhídrico de acuerdo con la siguiente reacción:



Si 0,30 mol de Zn se adicionan a HCl que contiene 0,52 moles de HCl. ¿Cuántos moles de H₂ se producen?

R. 0,26 mol H₂

2. El Cloruro de Aluminio se utiliza como catalizador en diversas reacciones. Se prepara a partir de Cloruro de Hidrógeno gaseoso y viruta de Aluminio metálico



Suponga que un vaso de reacción contiene 0,15 mol de Al y 0,35 mol de HCl a. ¿Cuántos moles de AlCl₃ se producen? b. ¿Litros de hidrógeno producidos? c. ¿Gramos de Aluminio gastados? d. ¿Porcentaje de rendimiento de la reacción si se obtuvo 12,95 g de AlCl₃

R. a. 0,116 mol AlCl₃ b. 3,92 LH₂ c. 3,15 g AL d. 83,66 %

3. El Cloro gaseoso, Cl₂, se puede obtener mediante la acción de Ácido Clorhídrico, HCl, sobre el Bióxido de Manganeso MnO₂. En la reacción también se producen MnCl₂ y H₂O. ¿Cuántos moles de Cl₂ se pueden preparar a partir de 73 g HC



R. 0,5 mol Cl₂

4. Calcular el peso de Cal viva (CaO) que puede prepararse calentando 500,0 g de Caliza con una pureza del 90% de CaCO₃. Si se obtuvo 250 g CaO



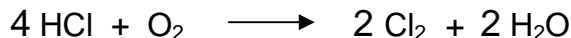
R. 252 g CaO

5. El Carbonato de Sodio Na₂CO₃, reaccionan con el Ácido Nítrico (HNO₃), para producir Nitrato de Sodio, NaNO₃, agua y CO₂. Determinar: a. Gramos de NaNO₃ que se puedan preparar a partir de 53 g de Na₂CO₃, b. El número de moles de CO₂ producidos, c. El peso de agua obtenido. Ecuación:



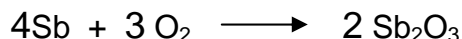
R. a. 85 g NaNO₃ b. 0,5 mol CO₂ c. 9 g H₂O

6. El Ácido Clorhídrico, HCl, reacciona con el Oxígeno a temperaturas altas para formar Cloro, (Cl₂) y agua a. ¿Cuántos gramos de HCl se necesitan para formar 0,6 moles de Cl₂? b. ¿Cuántos moles de O₂ han reaccionado? c. ¿Cuántas moléculas de H₂O se han producido? Ecuación:



R. a. 43,8 g HCl b. 0,3 mol O₂ c. 3,61 x 10²³ moléculas H₂O

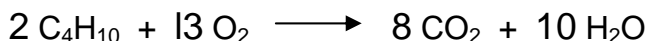
7. El Antimonio se oxida en atmósfera de Oxígeno para producir Sb₂O₃, de acuerdo con la siguiente reacción:



- a. ¿Cuántos gramos de O₂ se necesitan para quemar 6 moles de Antimonio?
b. ¿Cuántos moles de Sb₂O₃ se producen?

R. a. 144 g O₂ b. 3 mol Sb₂O₃

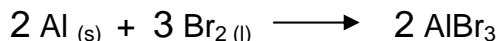
8. Cuando se quema el Butano, (C₄H₁₀), en un exceso de Oxígeno se produce CO₂ y H₂O según la reacción:



- a. ¿Cuántos moles de O₂ se necesitan para quemar 232,0 g de C₄H₁₀?
b. ¿Cuántos gramos de CO₂ se producen?
c. ¿Cuántas moléculas de CO₂?

R. a. 2 mol O₂ b. 704 g CO₂ c. 9,63 x 10²³ moléculas CO₂

9. La reacción del Aluminio metálico con el Bromo, un no metal líquido, es espontánea (no se requiere energía externa para iniciar la reacción) Las cantidades de las sustancias que se mezclan se indican debajo de los reactivos.

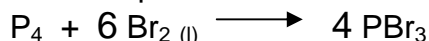


4,00 g 42,0 g

- a. ¿Qué sustancia es el reactivo limitante?. Presenta los cálculos. b. ¿Cuál es el rendimiento teórico de AlBr₃? c. Si el rendimiento real es de 32,2 g de AlBr₃ ¿Cuál es el rendimiento porcentual?

R. a Al b. 39,5 g AlBr₃ c. 81,5 %

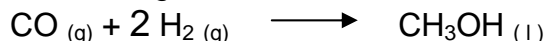
10. Cuando se agrega un trozo de Fósforo a Bromo líquido, la reacción es espontánea y libera calor. Las cantidades de las sustancias que se mezclan son 5.00 g de Fósforo y 40,5 g de Bromo. Según la ecuación química:



- a. ¿Qué sustancia es el reactivo límite?. Presenta los cálculos.
b. ¿Cuál es el rendimiento teórico de PBr₃?
c. Si el rendimiento real es de 37.5 g de PBr₃. ¿Cuál es rendimiento porcentual?

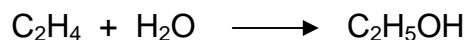
R. a. P₄ b. 43,36 g PBr₃ c. 86,5 %

11. Al Metanol, CH_3OH , se le da el nombre común de Alcohol Metílico. Casi todo el Metanol comercial se produce mediante la reacción del Monóxido de Carbono, CO , con H_2 (g) a temperatura y presión elevadas. Para 72,0 kg de CO que reaccionan con 5,50 kg de H_2 , hacer los cálculos con base en la siguiente ecuación:



- ¿Cuál es el reactivo límite?, (resolver el problema primero en g) Se pueden tratar las cantidades en kg pues son proporcionales.
 - ¿Cuál es el rendimiento Teórico de Metanol?
 - Si el rendimiento real del Metanol es de 39,5 kg. ¿Cuál es el rendimiento porcentual?
- R. a. H_2 b. 44 kg CH_3OH c. 89,7 %

12. El Etanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, tiene el nombre común de Alcohol Eílico. Gran parte del Etanol que se produce en forma comercial proviene de la reacción del Etano C_2H_4 , con agua. Para 80,0 kg de Etano que reaccionan con 55,0 kg de agua, haz los cálculos en base a la siguiente ecuación:

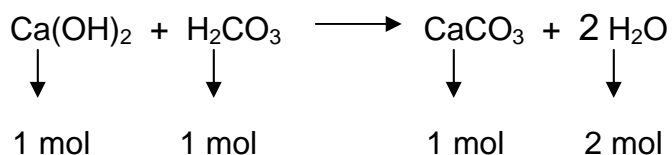


- ¿Cuál es el reactivo limitante?
- ¿Cuáles el rendimiento teórico del Etanol?
- Si el rendimiento real del Etanol es de 125 kg ¿Cuál es el rendimiento porcentual?

R. a C_2H_4 b. $2,85 \times 10^3$ moles $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$; 131,100 g $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ c. 95 %

13. Para la obtención de CaCO_3 se utilizaron 12 g $\text{Ca}(\text{OH})_2$ de 15 % de pureza y se obtuvo 1,25 g de la sal. Determinar:

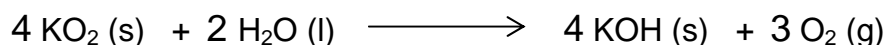
- El rendimiento teórico
- El rendimiento porcentual
- Gramos de H_2O



R. a. 1,8 g CaCO_3 b. 69,5 % c. 0,8757 g H_2O

REACTIVO LIMITE RENDIMIENTO TEÓRICO Y PORCENTUAL

1. El superóxido de potasio, KO_2 se emplea en máscaras de respiración para generar oxígeno.

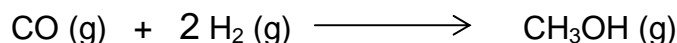


Si una reacción contiene 0.15 Mol de KO_2 y 0.10 Mol de H_2O . ¿Cuál es el reactivo limitante?

¿Cuántos Moles de oxígeno se pueden producir?

R. Limite KO_2 . b) 0.112 Mol O_2 .

2. El Metanol, CH_3OH , se prepara industrialmente a partir de una reacción catalítica en fase gaseosa:



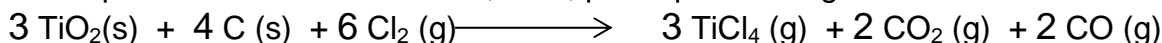
En una prueba en el laboratorio, un vaso de reacción se llenó con 35.4 gramos de CO y 11.02 gramos de H_2 .

¿Cuántos gramos de Metanol se pudieron producir en una reacción completa?

¿Cuánto reactivo queda sin consumir al final de la reacción? ¿Cuántos gramos de el quedan?

R. a) 40.32 gramos CH_3OH b) R. Limite CO c) 5.06 gramos H_2 .

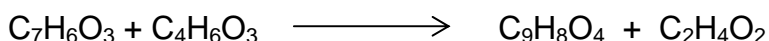
3. El Titanio, el cual se utiliza para fabricar motores y estructuras de aeroplanos, se puede obtener a partir del dióxido de Titanio, TiO_2 , por el proceso siguiente:



Un vaso contiene 4.15 g de TiO_2 , 5.67 g de C , y 6.78 g de Cl_2 . Suponga que la reacción procede hasta ser completa como se ha escrito. ¿Cuántos gramos de Tetracloruro de Titanio, TiCl_4 se producen?

R. a) 9,025 g de TiCl_4 .

4. La Aspirina (ácido acetilsalicílico) se prepara por calentamiento del ácido Salicílico, $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$, con Anhídrido acético, $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3$. El otro producto es el ácido acético, $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$.

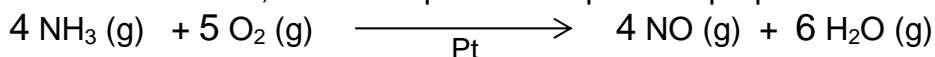


¿Cuál es el rendimiento teórico en gramos de Aspirina, $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$, cuando se calientan 2.00 g de ácido Salicílico con 4.00 g de Anhídrido Acético? Si el rendimiento real de aspirina es 2.10 g.

¿Cuál es el porcentaje de rendimiento?

R. a) 2.74 g de $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$, b) 76.75 %.

5. Grandes cantidades de amoníaco, NH_3 , son quemadas en presencia de un catalizador de platino para dar Óxido Nítrico, ésta es la primera etapa en la preparación de ácido Nítrico.

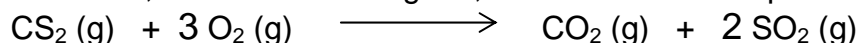


Suponga que un vaso contiene 0.120 Mol de NH_3 y 0.140 Mol de O_2 ¿Cuál es el reactivo limite?

¿Cuántos Moles de NO se pudieron obtener? ¿Cuántos gramos de H_2O se producen?

R. a) R. Limite O_2 , b) 0.112 Mol de NO c) 3,024 g de H_2O .

6. El Disulfuro de Carbono, CS_2 arde en oxígeno, la combustión completa da la reacción:

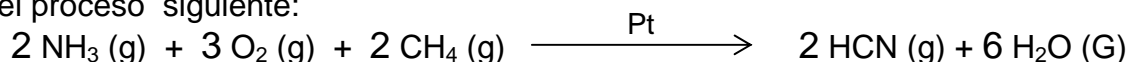


¿Calcule los gramos de Dióxido de Azufre, SO_2 , producidos cuando reacciona una mezcla de 15.0 g de Disulfuro de Carbono y 35.0 g de Oxígeno ¿Cuál reactivo permanece sin consumir al final de la combustión?

¿Cuántos gramos quedan? ¿Cuántos gramos de SO_2 se obtuvieron realmente si tuvo un rendimiento de 86%?

R. a) 25,22 g de SO_2 b) 16,088 g de O_2 c) 21,689 g de SO_2

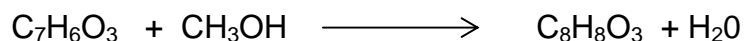
7. El Cianuro de Hidrógeno, HCN , se prepara a partir de Amoníaco, Aire y Gas natural CH_4 por el proceso siguiente:



El Cianuro de Hidrógeno se utiliza para preparar Cianuro de Sodio NaCN , el cual se emplea en parte para obtener Oro a partir de las rocas de la Veta Aurífera. Si un vaso de reacción contiene 11.5 g de NH_3 , 10.0 g de O_2 y 10.5 g de CH_4 . ¿Cuál es la máxima masa en g de Cianuro de Hidrógeno que se puede producir suponiendo que la reacción procede hasta ser completa como se ha escrito? ¿Cuántos g de H_2O se formaron? ¿Cantidad de g de CH_4 consumidos?

R. a) 5.62 g HCN b) 11.23 g H_2O c) 3,328 g CH_4

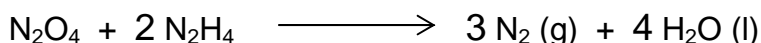
8. El Salicilato de Metilo (aceite de Gaulteria) se prepara por calentamiento del ácido salicílico, $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$, con Metanol, CH_3OH .



En un experimento, 1.50 g de Ácido Salicílico se hicieron reaccionar con 11.20 g de Metanol. El rendimiento de Salicilato de Metilo, $\text{C}_8\text{H}_8\text{O}_3$, fue de 1.31 g. ¿Cuál es el % de rendimiento?

R. a) 79.78 %

9. Para la reacción:



¿Determinar la cantidad de g de N_2 que se produce a partir de 6 Mol de N_2H_4 ?

¿G de N_2H_4 necesarios para producir 16 Mol de N_2 ?

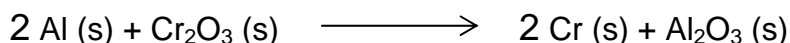
¿Reactivo limitante, si se tiene 28 g de N_2O_4 y 35.6 g de N_2H_4 ?

¿Porcentaje de rendimiento si se obtuvieron 21.98 g de $\text{N}_2 (\text{g})$?

¿Litros de $\text{N}_2 (\text{g})$ en CN que se liberaron?

R. a) 252 g N_2 b) 341.33 g N_2O_4 c) R. limite N_2O_4 d) 86.06% e) 20.43 L. N_2

10. Para la reacción:



¿Calcular : a) g de Cromo a partir de 5 Mol- at de aluminio

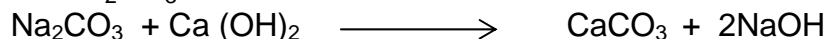
b) Cantidad de molécula se Cr_2O_3 que producen 6 toneladas de Cromo

c) Cantidad de Cromo obtenido si el rendimiento fue de 95%

R. a) 260 g Cr b) 3.47×10^{28} Molécula Cr_2O_3 c) 247g Cr

11. Al hacer reaccionar 85.64 g de Na_2CO_3 con 56.40 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ se obtienen 72.3 g de CaCO_3 .

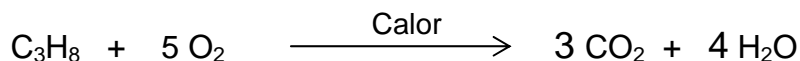
Determinar: a) El % de rendimiento de la reacción b) g de NaOH producidos c) g que no reaccionan de Na_2CO_3 .



R. a) 95.13% b) 60.8 g NaOH c) 5.08 g Na_2CO_3

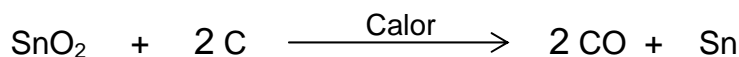
12. Al quemar 5.45 Mol de Propano C_3H_8 en presencia de Oxígeno se obtienen 12.15 Mol de CO_2 .

¿Cuál será la eficiencia o rendimiento de la reacción, y la producción molar de H_2O ?



R. a) 74.31% b) 21.8 Mol H_2O

13. El Estaño metal utilizado en la fabricación de hojalata se obtiene calentando Óxido de Estaño (IV) con Carbón (C) en un horno de reverbero, según la reacción:



Si se hacen reaccionar 6.8×10^2 Kg de SnO_2 con 3.5×10^2 Kg de Carbono.

Calcular: a) Reactivo Límite

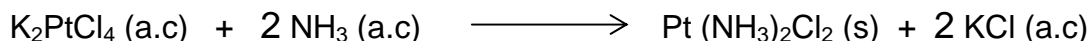
b) Reactivo en exceso sobrante

c) Rendimiento de la reacción si se obtienen 3.9×10^2 Kg de Sn

d) G de CO desprendidos

R. a) R. Limite SnO_2 b) 2.42×10^5 g Carbono c) 72.89% d) 2.52×10^5 g CO

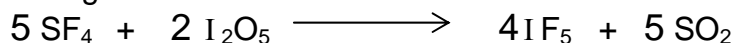
14. El compuesto Cisplatino ($\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2$) se ha usado como agente antitumoral. Se prepara mediante la reacción entre Tetracloro Platinato de Potasio (K_2PtCl_4) y Amoníaco (NH_3):



¿Cuántos g de Cisplatino se pueden obtener a partir de 0.8862 g de K_2PtCl_4 ? Se puede suponer que hay suficiente NH_3 para reaccionar con todo el K_2PtCl_4 .

R) 0.64g $\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2$

15. Se dispone de 10g de SF_4 y 10 g I_2O_5 . Calcule el máximo número de gramos de IF_5 que se pueden obtener según la ecuación:



R) 13.32 g IF_5

16. Considere la reacción:



Si reaccionan 0.86 Mol de MnO_2 y 48.2 g de HCl ¿Que reactivo se agotara primero?

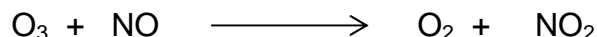
¿Cuántos litros de Cl_2 en Condiciones Normales se producirán?

¿Cuál será la cantidad de MnCl_2 producidos si el rendimiento fue de 92%?

¿Cantidad en gramos que no reaccionaron?

R. a) R. Limite HCl b) 7,392 L Cl_2 c) 38.25 g MnCl_2 d) 46.11g MnO_2

17. El agotamiento de Ozono (O_3) en la Estratosfera ha sido materia de gran preocupación entre los científicos en los últimos años. Se cree que el Ozono puede reaccionar con el Oxido Nitrito (NO) proveniente de las emisiones de los aviones de propulsión a elevadas alturas. La reacción es:

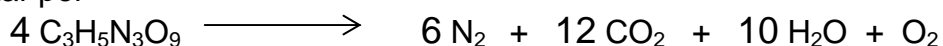


Si 0.740 g de O_3 reaccionan con 0.670 g de NO . ¿Cuántos g de NO_2 se pueden producir?

¿Que compuesto es el reactivo limitante? ¿Calcule el número de Moles del reactivo excedente que permanecen al final de la reacción?

R. a) 0.709 g NO_2 b) R. Limite O_3 c) 0.007 Mol NO

18. 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.

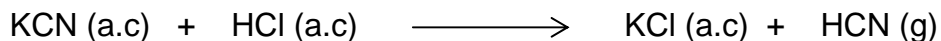
¿Cuál es la máxima cantidad de O_2 en g que se puede obtener de 1.34×10^2 de Nitroglicerina?

¿Calcule el rendimiento porcentual de esta reacciona si se encuentra que la cantidad de O_2 generada es de 2.65 g? ¿Litros de CO_2 en condiciones normales producidos?

¿Moles de H_2O formados? ¿g de N_2 formados?

R. a) 4.72 g de O_2 b) 56.14% c) 39.65 L CO_2 d) 1,475 Mol H_2O e) 24.78 g N_2 .

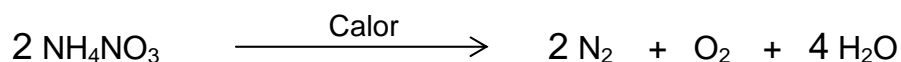
19. Cuando el Cianuro de Potasio (KCN) reacciona con los ácidos, se desprende un gas venenoso letal, el Cianuro de Hidrogeno, HCN . Esta es la ecuación:



Si una muestra de 1.48 g de KCN se trata con 2.11 g de HCl ¿Calcule la cantidad de HCN formado g ¿Cuántos Moles de KCl se forman? ¿Cuántos g de HCl quedan sin reaccionar?

R. a) 0.6129 g HCN b) 0.023 Mol de KCl c) 1.27 g HCl

20. El Nitrato de Amonio es una sal que se descompone en forma explosiva, de acuerdo con la ecuación:



¿Cuántos g de cada producto resultantes se obtendrán al descomponerse 80 g de

NH_4NO_3 ?

¿Que volumen de N_2 en condiciones normales se obtendrá si se descomponen 80 g NH_4NO_3 al 65% de pureza?

R. a) 28 g N_2 , 16 g O_2 , 36 g H_2O b) 14.56 L N_2

EJERCICIOS DE SOLUCIONES EN UNIDADES FÍSICAS

1. Cuántos gramos de agua deben evaporarse para obtener una solución que contenga 800 gramos y se desea llevar su concentración de 5% al 7%.
R. 229 g H_2O se evaporan.
2. El HCl es un gas muy soluble, en agua, y mezclado con ésta forma ácido clorhídrico. Estas disoluciones, por lo general, tienen una concentración de 36% m/m y una densidad de 1.18 g/cm³. a) Calcular % m/v. b) Si se diluyen 5 cm³ de solución, cual es la concentración en % m/v; si se completó 150 cm³ de la nueva solución. c) Si se desea preparar 40 cm³ de una solución de ácido clorhídrico al 2% m/v; y que volumen de la nueva solución concentrada se debe usar.
R. a) 42.48% m/v ; b) 1.42% m/v ; c) 1.88 cm³ sol
3. Se tienen 250 gramos de solución de Sulfato de Calcio al 8% m/m, que al calentarse se, logra evaporar 45 g. de agua. ¿Cuál será la concentración de la nueva solución?.
R. 9.76% m/m
4. ¿Qué cantidad de soluto se tendrá que añadir a 680 cm³ de solución al 15% v/v, para que su concentración se eleve al 20% v/v.
R. 34 g sto se añaden.
5. Determinar la concentración de una solución que se prepara añadiendo 30 gramos de agua a 170 gramos de solución de Cloruro de Potasio al 25% m/m.
R. 21.25% m/m.
6. ¿Qué volumen de Alcohol Etílico se necesitará para preparar 800 cm³ de solución Hidroalcohólica al 10% v/v.
R. 80 cm³ sto.
7. Determinar la concentración de una solución que se prepara adicionando 25 gramos de Cloruro de Potasio a 450 gramos de solución de Cloruro de Potasio al 65% m/m
R. 66.84% m/m.
8. Al calentar 650 cm³ de solución de Cloruro de Magnesio al 15% m/v, se evaporaron 50 cm³ de agua. ¿Cuál será la concentración de la solución resultante?
R. 16.25% m/v
9. Se mezclan 65 cm³ de solución de H_2SO_4 al 15% v/v, con 80 cm³ de solución del mismo ácido al 8% v/v. ¿Cuál será la concentración de la solución que resulta?

R. 11.14% v/v.

10. Si se tienen 255 gramos de solución de HCl al 30% m/m; y se mezclan con 480 g de solución del mismo ácido al 75% m/m. Determinar la concentración para la solución resultante en % m/m.
R. 59.38% m/m.
11. ¿Cuántos gramos de azúcar deberán disolverse en 60 gramos de agua para dar una solución al 25%.
R. 20 g. azúcar.
12. La masa de 15 cm³ de solución es de 12 gramos. ¿Calcular la densidad de dicha solución?
R. 0.8 g/cm³.
13. Una solución de H₂SO₄ al 44% m/m, tiene una densidad de 1.343 g/cm³. ¿Cuántos gramos de H₂SO₄ hay en 60 cm³ de dicha solución?.
R. 35.46g H₂SO₄.
14. 10 gramos de NH₄Cl, se disuelven en 100 g de una solución al 10% de NH₄Cl en agua. Calcular el % m/m de la solución formada.
R. 18.18% m/m.
15. Nos dan 100 gramos de una solución al 10% de NaNO₃ en agua. ¿Cuántos gramos de NaNO₃ deberán ser disueltos en la solución anterior al 10% para transformarla en otra al 20%.
R. 12.5 g de NaNO₃.
16. Al evaporar 80 ml de una solución, quedó un residuo sólido de 15 gramos. Calcular el % m/v de la solución.
R. 18.75% m/v.
17. 30 ml de HCl de 1.2 g/ml de densidad y 30% m/m de concentración se mezclan con 50 ml de agua. Calcular: a) La densidad y la concentración de la solución resultante en % m/v.
R. a) 1.075 g/ml ; b) 32.25% m/v.
18. Se tiene una solución de KCl al 25% y su densidad es 1.15 g/cm³. ¿Cuál es la concentración de la solución en gramos por litro?.
R. 28.7 g/l.
19. Si se tienen en el laboratorio una botella de HCl al 34% m/v y se desea preparar 180 cm³ de solución al 20% m/v. ¿Qué volumen de la solución original del ácido se debe medir?.
R. 105.9 cm³ sol.
20. Se mezclan 500 cm³ de HCl, de densidad 1.2 g/cm³ al 25% m/m, con 250 cm³ del mismo ácido de densidad 1.1 g/cm³ al 20% m/m. ¿Cuál es la densidad y la concentración en % m/m y % m/v de la solución resultante?
R. a) 1.17 g/cm³ ; b) 23.43% m/m ; c) 27.33% m/v.

UNIDADES QUÍMICAS DE SOLUCIONES

1. Se determina que la molaridad de una solución de H_2SO_4 , de densidad 1,84 g/ml, es de 1,84 M. ¿Calcule la concentración de la solución, expresada en % m/m?
R. 9,8 % m/m.
2. ¿Cuántos mililitros de Ácido Clorhídrico HCl , concentrado, densidad 1,18 g/ml y concentración 32% m/m, son necesarios para preparar un litro de solución 0,5 M?
R. 48,33 ml HCl
3. ¿Calcule la normalidad de una solución de Ácido Nítrico HNO_3 , cuya concentración es del 70 % m/m y cuya densidad es 1,42 g/ml?
R. 15,78 eq/L
4. A 200 ml de solución 2N de Ácido Fosfórico H_3PO_4 , se agregan 300 ml de H_2O destilada. ¿Calcule la normalidad de la solución resultante?
R. 0,8 eq/L
5. ¿Cuántos gramos de Hidróxido de Sodio NaOH , serán necesarios para preparar 200 ml de solución 0,4 M?
R. 3,2 g NaOH
6. ¿Cuál será la molaridad de una solución que contiene disueltos 2 g de KOH en 500 ml de solución?
R: 0,07 mol/L
7. En que volumen de solución deberán disolverse 20 g de Hidróxido de Calcio Ca(OH)_2 para que la solución resultante sea de 0,8 M
R. 0,34 L sol
8. Determine el número de gramos de soluto que serán necesarios para preparar 250 ml de solución 1/4 M de $\text{Ca(NO}_3)_2$
R. 10,25 g $\text{Ca(NO}_3)_2$
9. Determine los gramos de soluto necesarios para preparar 2 litros de solución 6M de $\text{NH}_4\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2$
R. 924 g sto.
10. ¿Calcule el volumen de solución en (ml) que se necesitará para obtener una solución 0,25 N con 5 g de Ba(OH)_2 ?
R. 233,9 ml sol.
11. Se tienen 500 ml de solución 1/6 M de Tricloruro de Cromo CrCl_3 . Determinar el número de gramos de soluto que se utilizaron para preparar dicha solución.
R. 12,68 g sto.
12. ¿Calcule el volumen de solución que se necesitará para obtener una solución 1/3 M al disolver 16,25 g FeCl_3 ?

- R. 33 ml sol.
13. ¿Calcule el número de gramos de carbonato de sodio Na_2CO_3 contenidos en 25 ml de solución 0,5 N?
- R. 0,66 g Na_2CO_3
14. ¿Calcule el número de mililitros de solución 0,4 N de Nitrato de Plata AgNO_3 , que se obtendrán por disolución de 13,59 g de la sol?
- R. 199,85 ml sol.
15. Determine la normalidad de 200 ml de solución en la cual se encuentran disueltos 5,7 g de Sulfato de Aluminio $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
- R. 0,5 eq/L.
16. ¿Calcule la molalidad de una solución de Ácido Sulfúrico H_2SO_4 cuya concentración es del 15 % m/m?
- R. 1,8 mol/kg ste.
17. Se tiene una solución de Hidróxido de Potasio KOH, de densidad 1,4 g/ml y de concentración 42 % m/m. Calcule: a. Molaridad; b. Normalidad; c. molalidad.
- R. a. 10,5 mol/L; b. 10,5 eq/L; c. 12,93 mol/kg ste.
18. ¿Calcule la molalidad de una solución de Ácido Clorhídrico $\text{HCl}_{(\text{ac})}$, que tiene una concentración del 30 % m/m?
- R. 11,74 mol/kg ste.
19. ¿Cuántos gramos de agua se utilizaron para disolver 32 g de Nitrato de calcio $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ y obtener una solución de concentración 0,9 mol/kg ste?
- R. 216,8 g H_2O
20. Para neutralizar 40 ml de solución de Ácido Sulfúrico H_2SO_4 , se emplearon 23,5 ml de solución 0,5 N de Hidróxido de Potasio KOH. ¿Calcule la normalidad de la solución del Ácido?
- R. 0,29 eq/L.
21. ¿Calcule cuantos mililitros de Vinagre (solución de Ácido Acético) de concentración 0,5 N se neutralizarán con 50 ml de solución 0,8 N de Hidróxido de potasio?
- R. 80 ml sol ácida.
22. ¿Calcule el número de mililitros de solución 0,1 N de Ácido Clorhídrico_(ac) HCl, que reaccionarán, sin que quede residuo, con 0,125 g de Carbonato Disódico Na_2CO_3 ?
- R. 23,58 ml HCl.
23. Se determina experimentalmente que 23,6 ml de solución de Ácido Sulfúrico H_2SO_4 reaccionan completamente con 0,125 g de Carbonato Disódico Na_2CO_3 . Con estos datos calcule la normalidad del Ácido Sulfúrico H_2SO_4
- R. 0,099 eq/L.
24. Con 30 ml de HCl, concentrado, de densidad 1,1 g/ml y concentración 20,2 %, se neutralizan 20,5 ml de solución de Hidróxido de Sodio NaOH. ¿Calcule la normalidad de la

solución de NaOH, partiendo de estos datos.

R. 8,89 eq/L.

25. Se hacen reaccionar en su totalidad 0,625 g de Sulfato de Potasio K_2SO_4 con solución 0,1 N de Ácido Carbónico H_2CO_3 y se desea calcular el número de mililitros de la solución del ácido que se emplearán.

R. 71,84 ml H_2CO_3

26. Con 500 ml de solución de Ácido Clorhídrico $HCl_{(ac)}$, se neutralizan 10 g de NaOH. Determine la normalidad del Ácido Clorhídrico HCl.

R. 0,5 eq/L.

27. ¿Calcule la fracción molar del Ácido Sulfúrico en 100 g de solución al 20% m/m?

R. 0,043 X H_2SO_4

28. Se disuelven 25 g de Metanol CH_3OH en 50 g de H_2O . ¿Calcular la fracción molar del Metanol y del H_2O en la solución?

R. $X_{CH_3OH} = 0,22$; $X_{H_2O} = 0,78$

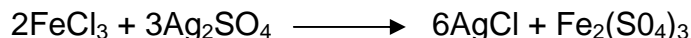
29. ¿Cuál es la fracción molar del H_2SO_4 en 100 g de solución al 20 % m/m?

R. $X_{H_2SO_4} = 0,314$

30. Una solución contiene 20 gramos de Ácido Acético CH_3COOH , en 250 gramos de agua H_2O . ¿Cuál es la concentración de la solución expresada en:
a. molaridad; b. Fracción molar de los compuestos.

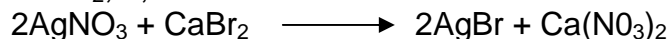
R. a. 1.33 mol/kg ste; b. $X_{CH_3COOH} = 0,023$ $X_{H_2O} = 0,976$

31. ¿Cuántos mililitros de Sulfato de Plata Ag_2SO_4 ; 0,4 M reaccionarán con 50 ml de $FeCl_3$ 0.30 M. Si la reacción es:



R. 56,25 ml Ag_2SO_4

32. ¿Qué volumen de $AgNO_3$, 0,930 M será necesario para precipitar como AgBr todo el ión Bromuro en 70 ml de $CaBr_2$, 0,256 M? La reacción es:



R. 38,54 ml $AgNO_3$

33. Se disolvió una muestra de 2 g de $Na_2CO_3 \cdot 10 H_2O$ en 20 ml de agua. Se agregó agua hasta completar 250 ml de solución. ¿Cuál es la concentración molar del $Na_2CO_3 \cdot 10 H_2O$.

R. 0,028 mol/L

34. Una solución de Ácido Nítrico HNO_3 , tiene una concentración del 40 % en masa y una densidad de 1,249 g/ml. ¿Qué volumen de la solución contiene 20 gramos de HNO_3 ?

R. 40 ml sol HNO_3

35. 100 ml de una solución concentrada de $HCl_{(ac)}$, 12 M se diluyen hasta 2 litros. ¿Cuál es la molaridad de la solución diluida?

R 0,6 mol/L.

36. Se prepara una solución disolviendo 86,53 g de Carbonato de Sodio Na_2CO_3 en agua, en un matraz volumétrico de 1000 ml, añadiendo agua hasta la marca y mezclando la densidad de la solución es $1,081 \text{ g/cm}^3$. Determinar:
 a. La molaridad de la solución; b. La molalidad.
 R. a. $0,816 \text{ mol/L}$; b. $0,82 \text{ mol/kg ste}$.
37. Una solución es 0,250 fracción mol en Metanol CH_3OH , y 0,750 fracción mol en Etanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$. ¿Cuál es la molalidad del Metanol en la solución?
 R. $7,24 \text{ mol/kg ste}$.
38. La Urea $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$, se emplea como un fertilizante. ¿Cuál es la concentración molar de una solución acuosa que es 3,42 m de Urea. La densidad de la solución es $1,045 \text{ g/ml}$.
 R. $2,96 \text{ mol/L}$.
39. Una solución acuosa es 0,907 M en $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. ¿Cuál es la molalidad de Nitrato de Plomo $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, en esta solución. La densidad de la solución es $1,252 \text{ g/ml}$?
 R. $0,953 \text{ mol/kg ste}$.
40. El Tolueno $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3$, es un compuesto líquido similar al Benceno C_6H_6 . Es la materia prima para otras sustancias, entre ellas el Trinitrotolueno (TNT). Encuentre la molalidad del Tolueno $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3$, en una solución que contiene 35,6 g de Tolueno en 125 g de Benceno C_6H_6 .
 R. $3,09 \text{ mol/kg ste}$.

ESTEQUIOMETRÍA DE SOLUCIONES Y GASES

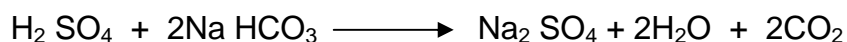
1. De una solución de Sulfato de Sodio, Na_2SO_4 que se neutraliza con una solución de Cloruro de Bario, (BaCl_2) según la siguiente reacción:

$$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \longrightarrow 2\text{NaCl} + \text{BaSO}_4$$

 Se toman 25 ml de Na_2SO_4 a $0,301 \text{ M}$, y 36 ml de BaCl_2 a 4N . Determinar:
 a. g de NaCl formados.
 b. moles de BaSO_4 producidos
 c. g de BaCl_2 que no reaccionan.
 R.= a. $0,878 \text{ g NaCl}$ b. $7,52 + 10^{-3} \text{ mol BaSO}_4$ c. $13,31 \text{ g BaCl}_2$
2. El Ácido Fosfórico, (H_3PO_4) , y el Hidróxido de Magnesio, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, se neutralizan, según la siguiente reacción:

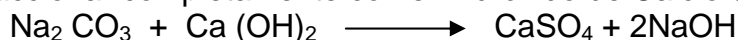
$$2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{Mg}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 + 6\text{H}_2\text{O}$$

 Si se dispone de 85 ml de solución de H_3PO_4 a 5N y 135 ml de solución de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ a $0,35 \text{ M}$. Determinar:
 a. g de $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ formados si el rendimiento de la reacción fue de 88%
 b. moles de H_3PO_4 que no reaccionan
 c. g de H_2O formados.
 R. = a. $7,14 \text{ g Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ b. $0,08 \text{ mol H}_3\text{PO}_4$ c. $1,69 \text{ g H}_2\text{O}$
3. Cuántos ml de H_2SO_4 , $0,150 \text{ M}$. se requieren para reaccionar con 2,05 g de Carbonato Ácido de Sodio NaHCO_3 , de acuerdo con la reacción siguiente:



R. = 81,3 ml de H_2SO_4

4. Un matraz contiene 53,1 ml de Ca(OH)_2 0,150 M. ¿Cuántos ml de Na_2CO_3 0,350 M se requieren para reaccionar completamente con el Hidróxido de Calcio en la reacción:

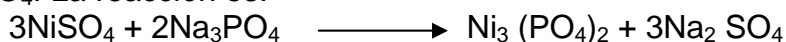


R. = 22,76 ml Na_2CO_3

5. Los ingredientes activos de una tableta antiácida contenían solamente Hidróxido de Magnesio Mg(OH)_2 é Hidróxido de Aluminio, Al(OH)_3 . La neutralización de una muestra de los ingredientes activos requirió 48,5 ml de Ácido Clorhídrico HCl , 0,187 M. Las sales cloruros de esta neutralización se obtuvieron por evaporación del filtrado de la titulación; pesaron 0,4200 g. ¿Cuál fue el porcentaje por masa de Hidróxido de Magnesio en los ingredientes activos de la tableta antiácida?

R. = 61,9% Mg(OH)_2

6. El Sulfato de Níquel, NiSO_4 , reacciona con Fosfato Trisódico Na_3PO_4 para dar un precipitado amarillo-verde pálido de Fosfato de Níquel $\text{Ni}_3(\text{PO}_4)_2$ y una solución de Sulfato de Sodio, Na_2SO_4 . La reacción es:



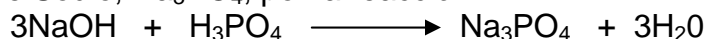
¿Cuántos ml sol de NiSO_4 0,375 M reaccionarán con 45,7 ml sol de Na_3PO_4 a 0,265 M.?

R. = 48,4 ml NiSO_4

7. Una solución acuosa contiene 4,50% de NH_3 (amoniaco) en masa. La densidad del Amoniaco acuoso es 0,979 g/ml. ¿Cuál es la molaridad del Amoniaco en esta solución?

R. = M = 2,59 mol/L sol

8. Determine el volumen de solución de Hidróxido de Sodio, NaOH , necesario para preparar 26,2 g de Fosfato de Sodio, Na_3PO_4 , por la reacción:



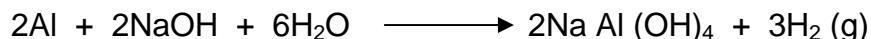
La solución de NaOH , cuya densidad es 1,133 g/ml contiene 12% de NaOH en masa.

R.= 140,33 ml sol NaOH .

9. ¿Qué volumen de una solución de Etanol, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, que tiene 94% de Etanol en masa, contiene 0,200 mol de $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$?. La densidad de la solución de $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ es 0,807 g/ml.

R.= 12 ml sol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$

10. Una aleación de Aluminio y Magnesio se trató con solución de Hidróxido de Sodio, en la cual sólo reacciona el Aluminio



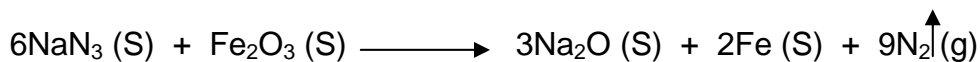
Si una muestra de aleación, que pesa 1,118 g, dio 0,1068 g de Hidrógeno. ¿Cuál es el porcentaje de Aluminio en la aleación?

R. = 85,97% de Al

PROBLEMAS SOBRE GASES

1. Los automóviles ahora se venden equipados con bolsas de aire que se inflan cuando hay una colisión para proteger a los ocupantes de sufrir lesiones. Muchas de esas bolsas de

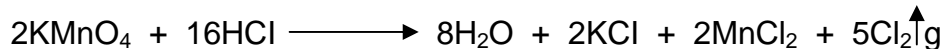
aire son infladas con Nitrógeno N_2 , mediante la reacción de la Azida de Sodio NaN_3 , y óxido de Hierro (III), Fe_2O_3 , la cual se inicia con una chispa. La reacción general es:



¿Cuántos gramos de Azida de Sodio se requieren para proporcionar 75,0 L de gas Nitrógeno a 25°C y 748 mmHg?

R. = 130,87 g NaN_3

2. ¿Cuántos litros de Cloro gaseoso, Cl_2 , se pueden obtener a 40°C y 787 mmHg a partir de 9,41 g de Cloruro de Hidrógeno, HCl , de acuerdo con la ecuación siguiente:



R.=1,98 L Cl_2

3. Una muestra de 1,00 L de aire seco a 25°C y 786 mmHg contiene 0,925 g de N_2 más otros gases que incluyen O_2 , Ar, y CO_2 ,

a. ¿Cuál es la presión parcial en mmHg de N_2 en la muestra de aire?

b. ¿Cuál es la fracción mol y el por ciento de moles de N_2 en la mezcla?

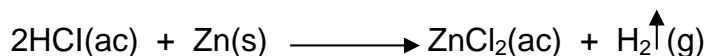
R. = a. 613,6 mmHg P_{N_2}

b. 78% de N_2

4. Un matraz de 10,0 L contiene 1,031 g de O_2 y 0,572 g de CO_2 a 18°C. ¿Cuáles son las presiones parciales de Oxígeno y Dióxido de Carbono? ¿Cuál es la presión total? ¿Cuál es la fracción mol de Oxígeno en la mezcla?

R. = $P_{O_2} = 0,0769$ atm; $P_{CO_2} = 0,031$ atm; $P_{total} = 0,108$ atm; $X_{O_2} = 0,712$

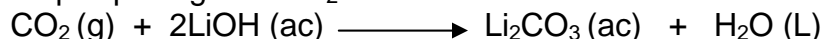
5. El gas Hidrógeno se produce por la reacción del Ácido Clorhídrico sobre Zinc Metálico



El gas se recoge sobre agua. Si se recolectaron 156 ml de gas a 19 °C y 769 mmHg de presión total. ¿Cuál es la masa de Hidrógeno que se recolectó? P_{VH_2O} a 19 °C es 16,5 mmHg.

R. = 0,0129 g H_2

6. Un frasco cuyo volumen es 0,85 L se llena con Dióxido de Carbono (CO_2) gaseoso a la presión de 1,44 atm y la temperatura de 312 K. Una solución de Hidróxido de Litio ($LiOH$), de volumen despreciable se introduce en el frasco. Eventualmente la presión de CO_2 se reduce a 0,56 atm porque algo de CO_2 se consume en la reacción:



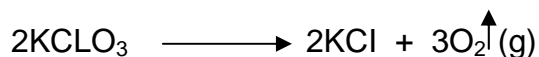
¿Cuántos gramos de Carbonato de Litio, (Li_2CO_3), se forman medio este proceso? Considérese que la temperatura permanece constante.

R. = 2,16 g Li_2CO_3

7. Una mezcla de gases contiene 4,46 moles de Neón (Ne), 0,74 moles de Argón (Ar), y 2,15 moles de Xenón (Xe). Calcular las presiones parciales de los gases si la presión total es 2,00 atm a cierta temperatura.

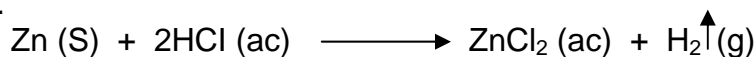
R. = $P_{Ne} = 1,214$ atm; $P_{Ar} = 0,201$ atm; $P_{Xe} = 0,585$ atm

8. El Oxígeno gaseoso generado en la descomposición térmica del Clorato de Potasio (KClO_3), se recoge sobre agua. El volumen del gas recogido a 24°C y la presión atmosférica de 726 mmHg es de 128 ml. Calcular la masa (en gramos) del Oxígeno gaseoso obtenido. La presión del vapor de agua a 24°C es igual a 22,4 mmHg.



R.= 0,164 g O_2

9. Una muestra de Zinc Metálico se deja reaccionar completamente con un exceso de Ácido Clorhídrico (HCl).



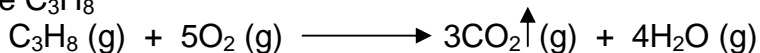
El Hidrógeno gaseoso producido se recoge en agua a 25°C . El volumen del gas es de 7,80 L y la presión de 0,980 atm. Calcular la cantidad de Zinc Metálico en gramos consumidos en la reacción. (Presión de vapor del agua a 25°C = 23,8 mmHg).

R.= 19,64 g de Zn

10. El hielo seco es Dióxido de Carbono sólido. Una muestra de 0,050 gramos de hielo seco se coloca en un recipiente vacío cuyo volumen es de 4,6 L a 30°C . Calcular la presión dentro del recipiente después de que todo el hielo seco se ha convertido a CO_2 gaseoso.

R.= $6,14 \times 10^{-3}$ atm

11. El Propano (C_3H_8) arde en Oxígeno para producir Dióxido de Carbono gaseoso y vapor de agua. Calcule el número de litros de CO_2 , medidos a C.N. que se pueden producir a partir de 7,45 g de C_3H_8



R.= 11,38 L CO_2

12. El volumen de una muestra de HCl gaseoso puro fue de 189 ml a 25°C y 108 mmHg. Se disolvió completamente en 60 ml de agua y se tituló con solución de NaOH ; se necesitaron 15,7 ml de solución de NaOH , para neutralizar el HCl . Calcule la molaridad de la solución de NaOH .

R.= $M = 5,31 \times 10^{-3}$ mol/L

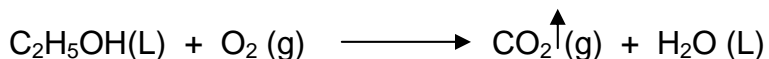
13. Un volumen de 0,280 L de un gas a C.N. pesa 0,400 gramos. Calcule la masa molar del gas.

R.= $PM = 32\text{g/mol}$

14. Un compuesto tiene la fórmula empírica SF_4 . 0,100 g de compuesto gaseoso a 20°C ocupan un volumen de 22,1 ml y ejercen una presión de 1,02 atm. ¿Cuál es su fórmula molecular?

R.= SF_4

15. El Etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) se quema en el aire:



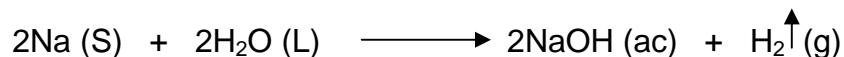
Balancee la ecuación y determine el volumen de aire en litros a 35 °C y 790 mmHg que se requiere para quemar 227 g de C₂H₅OH. Suponga que el aire tiene 21% de O₂ en volumen.

R.= 1,71 x 10³ L de aire.

16. Una mezcla de gases contiene, CH₄, C₂H₆, C₃H₈,. Si la presión total es de 1,50 atm y los números de moles de los gases presentes son, 0,31 mol de CH₄, 0,25 mol de C₂H₆, y 0,29 mol de C₃H₈. Calcular las presiones parciales de los gases.

R. = PCH₄ = 0,574 atm; P_{C₂H₆} = 0,441 atm; P_{C₃H₈} = 0,512 atm

17. Un trozo de Sodio Metálico se hace reaccionar con agua completamente como sigue:



El Hidrógeno gaseoso generado se recoge en agua a 25°C. El volumen del gas es de 246 ml medido a 1 atm. Calcular el número de gramos de Sodio usado en la reacción. (Presión del vapor del agua a 25°C = 0,0313 atm).

R. = 0.448 g Na.

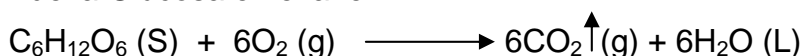
18. Una mezcla gaseosa de helio y Neón se recoge sobre agua a 28°C y 745 mmHg. Si la presión parcial del helio es de 368 mmHg. ¿Cuál es la presión parcial del Neón? (Presión de vapor del agua a 28 °C = 28,3 mmHg).

R. = P_{Ne} = 348,5 mmHg.

19. Una muestra de aire sólo contiene Nitrógeno y Oxígeno gaseoso cuyas presiones parciales son 0,80 atm y 0,20 atm, respectivamente. Calcular la presión total y las fracciones molares de los gases.

R. = P_{total} = 1 atm; P_{N₂} = 0,80; P_{O₂} = 0,20

20. La ecuación para la degradación metabólica de la Glucosa C₆H₁₂O₆ es la misma que la de la combustión de la Glucosa en el aire



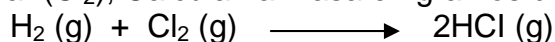
Calcular el volumen de CO₂ producido a 37 °C y 1 atm de presión cuando se utilizan 5,60 gramos de glucosa en la reacción anterior.

R. = V_{CO₂} = 4,75 L

21. Al disolver 3,00 g de una muestra impura de Carbonato de Calcio en Ácido Clorhídrico se producen 0,656 L de CO₂ medidos a 20 °C y 792 mmHg. Calcular el porcentaje en masa de Carbonato de Calcio (CaCO₃) en la muestra.

R. = 94,67% de CaCO₃.

22. Un volumen de 5,6 L de Hidrógeno molecular medido a C.N. se hace reaccionar con un exceso de Cloro molecular (Cl₂), Calcular la masa en gramos de HCl producidos.



R. = 18,17 g HCl

23. Una cantidad de 73 g de NH_3 se mezcla con una masa igual HCl . ¿Cuál es la masa de NH_4Cl sólido formado? ¿Cuál es el volumen del gas remanente medido a 14°C y 752 mmHg?

R. = 229,5 g H_4Cl

24. El aire seco cerca del nivel del mar tiene la siguiente composición en volumen: $\text{N}_2 = 78,08\%$; $\text{O}_2 = 20,94\%$; $\text{Ar} = 0,93\%$, $\text{CO}_2 = 0,05\%$. La presión atmosférica es 1,00 atm. Calcular:

- La presión parcial de cada gas en atm
- La concentración de cada gas en mol/L a 0°C

(Ayuda: dado que el volumen es proporcional al número de moles presente, las fracciones molares de los gases se pueden expresar como relaciones de volumen a la misma temperatura y presión)

R. = $P_{\text{N}_2} = 0,7808 \text{ atm}$; $P_{\text{O}_2} = 0,2094 \text{ atm}$; $P_{\text{Ar}} = 0,0093 \text{ atm}$;
 $P_{\text{CO}_2} = 5 \times 10^{-4} \text{ atm}$ $M_{\text{N}_2} = 78,08 \text{ mol/L}$; $M_{\text{O}_2} = 20,94 \text{ mol/L}$;
 $M_{\text{Ar}} = 0,93 \text{ mol/L}$ $M_{\text{CO}_2} = 0,05 \text{ mol/L}$.

25. Las moléculas de Ozono presentes en la estratosfera absorben buena parte de la radiación solar dañina. La temperatura y presión típicas del Ozono en la estratosfera son 250 K y $1,0 \times 10^{-3} \text{ atm}$, respectivamente. ¿Cuántas moléculas de Ozono están presentes en 1,0 L de aire en estas condiciones:

R. = $2,408 \times 10^{18}$ moléculas O_3

26. El gas ideal originalmente a 0,85 atm y 66°C se expande hasta que su volumen final, presión y temperatura son 94 ml, 0,60 atm y 45°C , respectivamente. ¿Cuál era su volumen inicial?

R. = 70,73 ml.

27. Un gas a 772 mmHg y 35°C ocupa un volumen de 6,85 L. ¿Calcule su volumen en C.N.?

R. = $V = 7,85 \text{ L gas}$.

28. La temperatura de 2,5 L de un gas inicialmente a C.N. se aumenta a 250°C a volumen constante. ¿Calcular la presión final en atm?.

R. = $P_2 = 1,92 \text{ atm}$.

29. Qué volumen ocuparían 5,6 moles de Hexafluoruro de Azufre (SF_6). Si la temperatura y presión del gas son 128°C y 9,4 atm.

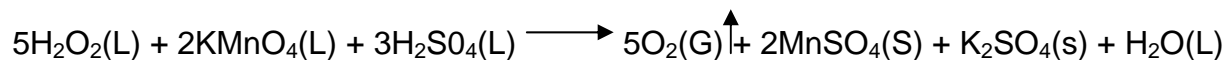
R. = $V = 19,6 \text{ L de SF}_6$

30. El Óxido Nitroso (N_2O) se puede obtener por descomposición térmica de Nitrato de Amonio (NH_4NO_3).

En cierto experimento un estudiante obtiene 0,340 L del gas a 718 mmHg y 24°C . Si el gas pesa 0,580 gramos. Calcular el valor de la constante de los gases.

R. = $0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$

31. Una solución de Peróxido de Hidrógeno, (H₂O₂), se titula con una solución de Permanganato de Potasio, KMnO₄, la reacción es:



Se requieren 46,9 ml de KMnO₄ 0,145 M para titular 20,0 g de la solución de Peróxido de Hidrógeno. ¿Cuál es el porcentaje de masa de H₂O₂ en la solución?

R.= 2,89% m/m de H₂O₂

32. ¿Cuál es la densidad del Oxígeno, O₂, en gramos por litro, (g/L), a 25 °C y 0,850 atm?

R. = 1,11 g/L de O₂

33. Una muestra de una sustancia gaseosa 25 °C y 0,862 atm tiene una densidad de 2,26 g/L. ¿Cuál es el peso molecular de la sustancia?

R. = PM = 64,14 g/mol.

Lic. María Emilia Benítez.