

Ofimega acadèmies – Química - Ejercicios de ajuste

| | | |
|----|-----------------------------------------------------------------------------------------------|--|
| 1 | $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ | |
| 2 | $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$ | |
| 3 | $\text{H}_2\text{O} + \text{Na} \rightarrow \text{Na}(\text{OH}) + \text{H}_2$ | |
| 4 | $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$ | |
| 5 | $\text{BaO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}_2$ | |
| 6 | $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$ | |
| 7 | $\text{FeS}_2 \rightarrow \text{Fe}_3\text{S}_4 + \text{S}_2$ | |
| 8 | $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{C} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 + \text{CO}_2$ | |
| 9 | $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$ | |
| 10 | $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na} + \text{Cl}_2$ | |
| 11 | $\text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$ | |
| 12 | $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{C} \rightarrow \text{CO} + \text{K}$ | |
| 13 | $\text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{NaCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{AgCl}$ | |
| 14 | $\text{NaNO}_3 + \text{KCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{KNO}_3$ | |
| 15 | $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{Fe}$ | |
| 16 | $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{NaHCO}_3$ | |
| 17 | $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$ | |
| 18 | $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Cr}$ | |
| 19 | $\text{Ag} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O} + \text{AgNO}_3$ | |
| 20 | $\text{CuFeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{CuO} + \text{FeO}$ | |

Soluciones

| | | | |
|----|-----------------------------------------------------------------------------------------------------|----|-----------------------------------------------------------------------------------------------|
| 1 | $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$ | 11 | $4 \text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$ |
| 2 | $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$ | 12 | $\text{K}_2\text{CO}_3 + 2 \text{C} \rightarrow 3 \text{CO} + 2 \text{K}$ |
| 3 | $2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{Na} \rightarrow 2 \text{Na}(\text{OH}) + \text{H}_2$ | 13 | $\text{Ag}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NaCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{AgCl}$ |
| 4 | $2 \text{KClO}_3 \rightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$ | 14 | $\text{NaNO}_3 + \text{KCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{KNO}_3$ |
| 5 | $\text{BaO}_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}_2$ | 15 | $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{CO} \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 2 \text{Fe}$ |
| 6 | $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NaCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{HCl}$ | 16 | $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow 2 \text{NaHCO}_3$ |
| 7 | $3 \text{FeS}_2 \rightarrow \text{Fe}_3\text{S}_4 + \text{S}_2$ | 17 | $4 \text{FeS}_2 + 11 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3 + 8 \text{SO}_2$ |
| 8 | $2 \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{C} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{SO}_2 + \text{CO}_2$ | 18 | $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2 \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2 \text{Cr}$ |
| 9 | $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{SO}_3$ | 19 | $3 \text{Ag} + 4 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{AgNO}_3$ |
| 10 | $2 \text{NaCl} \rightarrow 2 \text{Na} + \text{Cl}_2$ | 20 | $\text{CuFeS}_2 + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{SO}_2 + \text{CuO} + \text{FeO}$ |

Tipos de Reacciones

- ▶ **Reacciones de oxidación-reducción (redox):** Se produce un intercambio de electrones entre los reactivos. El oxidante es todo átomo, molécula o ion que *gana* o capta electrones en el proceso, mientras que el reductor es todo átomo, molécula o ion que *pierde* o cede electrones.
- ▶ **Reacciones ácido-base (de neutralización):** ocurre entre un ácido (HCl) y una base (NaOH). Al reaccionar, éstos neutralizan sus propiedades mutuamente y dan como resultado una tercera sustancia llamada sal.
- ▶ **Reacciones de síntesis o adición:** se combinan dos o más sustancias para formar un único compuesto.
- ▶ **Reacciones de descomposición:** un compuesto concreto se descompone y divide en dos o más sustancias.
- ▶ **Reacciones de combustión:** Un tipo de oxidación extremadamente rápida y enérgica, en el que una sustancia orgánica reacciona con oxígeno.
- ▶ **Reacciones de desplazamiento, sustitución o intercambio:** un compuesto pasa a otro debido a su interacción

PROBLEMAS DE CALCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

- A 400 °C el nitrato de amonio se descompone en monóxido de dinitrógeno y vapor de agua.
 - Escribir la ecuación ajustada correspondiente al proceso.
 - Calcular los gramos de agua que se formarán en la descomposición de 8,00 g de nitrato de amonio.
- El carbonato de calcio reacciona con el ácido clorhídrico para dar cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua
 - Escribir la ecuación ajustada correspondiente al proceso.
 - ¿Qué volumen de dióxido de carbono medido a 20 °C y 700 mm de Hg se desprenderá cuando reaccionen 10,0 g de carbonato de calcio?
- Se trata un exceso de hidróxido de sodio en disolución con 1,12 L de cloruro de hidrógeno gaseoso medidos a 30 °C y 820 mm de Hg
 - Escribir la ecuación ajustada correspondiente al proceso
 - ¿Qué peso de NaCl se obtendrá supuesta completa la reacción?
- Se queman 5 litros de metano (gas). Calcular los litros de oxígeno necesarios y el volumen de dióxido de carbono obtenido si todos los gases se miden en las mismas condiciones de P y T
- En el proceso Mond para purificar el níquel se produce el níquel tetracarbonilo, $\text{Ni}(\text{CO})_4$, mediante la reacción

$$\text{Ni} + 4 \text{CO} \rightarrow \text{Ni}(\text{CO})_4$$
 - Calcular el volumen de monóxido de carbono necesario para combinarse con 1 kg de níquel si se supone medido a 300 °C y 2 atm de presión.
 - Una vez terminada la reacción se determina la cantidad de $\text{Ni}(\text{CO})_4$ obtenida, obteniéndose 2326,2 g ¿Cuál es el rendimiento del proceso?
- En la síntesis del amoniaco:

Nitrógeno + Hidrógeno \rightarrow Amoniaco,

 reaccionan 10 g de nitrógeno. Calcular el volumen de amoniaco obtenido (medido en c.n.) si el rendimiento del proceso es del 40 %.
- El ácido nítrico se puede preparar por reacción entre el nitrato de sodio y el ácido sulfúrico según la siguiente reacción:

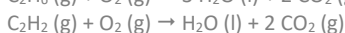
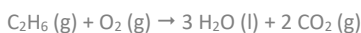
Nitrato de sodio + Ácido sulfúrico \rightarrow Sulfato de sodio + Ácido nítrico

 Si se quieren preparar 100 g de ácido nítrico ¿qué cantidad de ácido sulfúrico se debe emplear suponiendo un rendimiento del 70 % para el proceso?
- En un recipiente se introducen 1,5 litros de propano (C_3H_8) y 10 litros de oxígeno y se inicia la combustión de la mezcla.
 - ¿Cuál es el reactivo limitante?
 - ¿Cuál será la composición de la mezcla final?
- Se mezclan 2 L de cloro gas medidos a 97° C y 3 atm con 3,45 g de sodio metal y se dejan reaccionar hasta completar la reacción. Calcular
 - Los gramos de cloruro de sodio obtenidos.
 - Los gramos de los reactivos no consumidos
- Con el fin de obtener cloruro de hidrógeno se hacen reaccionar 0,92 moles de ácido sulfúrico y 1,49 moles de cloruro de sodio.
 - Indicar cuál es el reactivo limitante y la cantidad del otro que hay en exceso
 - Calcular la masa de sulfato de sodio obtenida
- Cuando se calienta una mezcla de clorato de potasio y azufre se produce una reacción muy exotérmica que conduce a la formación de cloruro de potasio y dióxido de azufre. Si la mezcla contiene 10 g de clorato de potasio y 5 g de azufre ¿qué reactivo estará en exceso? ¿qué cantidad de dióxido de azufre se formará?
- Calcular la pureza, en % en peso, de una muestra de sulfuro de hierro(II), sabiendo que al tratar 0,5 g de la muestra con ácido clorhídrico se desprenden 100 mL de sulfuro de hidrógeno gas, medidos a 27 °C y 760 mm de Hg. El otro producto de la reacción es cloruro de hierro(II)
- En la reacción del carbonato de calcio con ácido clorhídrico se producen dióxido de carbono, cloruro de calcio y agua.
 - Calcula la cantidad de caliza, cuya riqueza en carbonato de calcio es del 82%, que se necesita para obtener 2,1 Kg de cloruro de calcio.
 - ¿Qué volumen ocupará el dióxido de carbono medido a 27°C y a una presión de 770 mmHg?. (M a: C=12 ; O=16 ; Ca=40 ; Cl=35,5)
- El níquel reacciona con ácido sulfúrico según:

$$\text{Ni} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NiSO}_4 + \text{H}_2$$
 - Una muestra de 3 g de níquel impuro reacciona con 2 mL de una disolución de ácido sulfúrico 18 Molar. Calcule el porcentaje de níquel en la muestra.
 - Calcule el volumen de hidrógeno desprendido, a 27°C y 1 atm, cuando reaccionan 20 g de níquel puro con exceso de ácido sulfúrico. (R = 0'082 M a Ni = 58'7)
- Al reaccionar estaño (Sn) con ácido nítrico (HNO_3), el estaño se oxida a dióxido de estaño y se desprende óxido de nitrógeno (II) (NO). Si el estaño forma parte de una aleación y de 1 kg de la misma se obtienen 0,382 kg de dióxido de estaño, hallar el porcentaje de estaño en la aleación. (Ma: N= 14, Sn= 118,7, O= 16, H= 1).
- Una disolución que contiene 0,5 g de hidróxido de calcio se neutraliza con ácido clorhídrico 0,1 M. Calcular el volumen de ácido necesario
- El ácido sulfúrico reacciona con el peróxido de bario para dar sulfato de bario y agua oxigenada. Calcular el volumen de ácido sulfúrico 4 M necesario para obtener 5,0 g de peróxido de hidrógeno.
- ¿Qué volumen de ácido clorhídrico 1,5 M es necesario para reaccionar con 2,5 g de magnesio?

19. El hidróxido de sodio reacciona con el tricloruro de hierro para dar cloruro de sodio y un precipitado pardo de hidróxido de hierro(III). Si a una disolución de tricloruro de hierro se le añaden 20 mL de disolución 0,75 M de hidróxido de sodio ¿qué masa de hidróxido de hierro(III) se obtendrá?
20. 50 mL de una disolución 0,5 M de dicloruro de cobalto se mezclan con igual volumen de otra disolución 1,3 M de carbonato de sodio formándose un precipitado de carbonato de cobalto(II)
- ¿Cuál es el reactivo limitante?
 - ¿Cuánto sobra del que está en exceso?
 - ¿Qué cantidad de precipitado debería de obtenerse?
 - ¿Qué volumen tendría que tomarse de la disolución del reactivo en exceso para que contuviera la cantidad justa para la reacción?
21. Se hacen reaccionar 6,54 g de zinc con ácido clorhídrico del 35 % y 1,18 g/mL de densidad. Calcular el volumen de ácido necesario para reacción total
22. Se desea neutralizar una disolución que contiene 4,8 g de hidróxido de magnesio. Para ello se dispone de ácido sulfúrico comercial del 98 % y 1,83 g/mL de densidad. Calcular el volumen de ácido que se gastará en la reacción de neutralización.
23. ¿Qué volumen de ácido clorhídrico del 20 % y 1,10 g/mL de densidad deben reaccionar con cinc para liberar 10,92 g de hidrógeno
24. 10 gramos de un mineral que tiene un 60% de cinc reaccionan con una disolución de ácido sulfúrico del 96 % y densidad 1823 kg/m³.
- La cantidad de sulfato de cinc producido.
 - El volumen de hidrógeno obtenido si se mide a 25 ° C y 740 mm.
 - El volumen de ácido sulfúrico necesario para la reacción.
25. En un recipiente hermético, se introducen 45 cm³ de una mezcla de etano y acetileno, y 180 cm³ de oxígeno medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura. Se cierra el recipiente y se hace estallar la mezcla mediante una chispa eléctrica. Al recuperar las condiciones iniciales y condensar el vapor de agua, queda un residuo gaseoso de 121,5 cm³, de dióxido de carbono y oxígeno en exceso. Calcula la composición de la mezcla.

Sol:



Los cm³ de CO₂ formados a partir de ambos son: $2x + 2y$. Los cm³ de O₂ consumidos por cada cm³ de etano y de etino son: $-7/5x + 5/2y$. Los cm³ de O₂ sobrantes serán: $180 \text{ cm}^3 - 7/5x - 5/2y$.

inicialmente tenemos: $x + y = 45 \text{ cm}^3$ Del sistema se deduce:

$x = 36 \text{ cm}^3$; $y = 9 \text{ cm}^3$. Con lo cual, los porcentajes son:

$36/45 \cdot 100 = 80\% C_2H_6$; $9/45 \cdot 100 = 20\% C_2H_2$

Soluciones:

- 1.- a) $NH_4NO_3 \rightarrow N_2O + 2 H_2O$; b) 3,60 g de H₂O
- 2 a) $CaCO_3 + 2 HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$; b) 2,6 L de CO₂
- 3 a) $NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$; b) 2,85 g de NaCl
- 4 a) $CH_4 + 2O_2 \rightarrow 2H_2O + CO_2$
 5 de CH₄ · 2 moles de O₂ = 10 litros de O₂
 5 de CH₄ · 2 moles de CO₂ = 5 litros de CO₂
- 5 $Ni + 4CO \rightarrow Ni(CO)_4$
 1Kg de Ni → 17,03 moles de Ni → 68,12 moles de CO
 $PV=nRT \rightarrow V=nRT/P = 1600,3$ Litros de CO
 b) 17,3 moles de Ni(CO)₄ · 170,7 g = 2907 g
 rendimiento = $2326 / 2907 \cdot 100 = 80\%$
- 6 $N + 3H \rightarrow NH_3$
 10 g de N → 0.71 mol de NH₃
 $PV = nRT \rightarrow V = nRT/P = 15,89$ litros
 Rendimiento del 40%: $15,9 \cdot 40/100 = 6,45$ litros
- 7 $2NaNO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2 HNO_3$
 100g HNO₃ · 989/(63·0,7) = 111,1 g de H₂SO₄
8. $C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4 H_2O$
 a) Moles O₂ disponibles:0,44; necesarios: 0,33L
 Reactivo limitante: C₃H₈
 b) Vol CO₂ = 0,2 · 22,4 = 4,5 L (34,6 % vol)
 Vol O₂ = 0,11 · 22,4 = 2,5 L ; H₂O (lic)
9. $PV=nRT \rightarrow n= 0,197$ moles de Cl₂
 a) 8,9 g de NaCl b) 8,3 g de Cl₂
10. $H_2SO_4 + 2 NaCl \rightarrow 2 HCl + Na_2SO_4$
 a) Reactivo limitante: NaCl. Exceso: 16,9 g de H₂SO₄
 b) 0,745 mol de H₂SO₄ · 133 g = 99,1 g
11. Reactivo en exceso: S ; 7,8 g de SO₂
12. $FeS + 2 HCl \rightarrow H_2S + FeCl_2$
 87,92 g de FeS → $V = nRT/P = 24,6$ L de H₂S
 $x \text{ FeS} = 0,357 \text{ g}$; Pureza = $0,357/0,5 \cdot 100 = 71,5\%$ (74)
13. a) $(2100 \cdot 100 \cdot 100)/(111 \cdot 82) = 2307,2$ g
 b) $2100/111=18,92$ moles → $V=nRT/P = 459,46$ L de CO₂
14. $2 \text{ mL} \cdot 18 \cdot 58,7/1000 = 2,113$ g Ni → % = $2,113/3=70,43\%$
 b) 20 g Ni / 58,7 = 0,34 Moles H₂ → $V=nRT/P = 8,36$ L H₂
15. $4HNO_3 + 3Sn \rightarrow 3 SnO_2 + 4NO + 2H_2O$
 $x=382 \cdot 3156/452,1 = 300,88$ g de Sn iniciales % ;
 % = $300,88g / 1000g \cdot 100 = 30,1\%$
16. $HCl(ac) + NaOH(ac) \rightarrow NaCl(ac) + H_2O(liq)$
 135 mL de ácido 0,1 M
17. $H_2SO_4 + BaO_2 \rightarrow BaSO_4 + H_2O_2$
 Moles de H₂O₂ = 5 g / 34 g/mol = 0,147 mol
 0,147 mol H₂SO₄ × (1 L / 4 mol) = 0,03675 L = 36,75 mL
18. $Mg+2HCl \rightarrow MgCl_2+H_2$
 Moles Mg = 2,5/24.305 = 0,1028
 Moles HCl = 0,1028×2 = 0.2056;
 Vol HCl = 0,2506/1,5M = 0,137L = 137,1 mL
19. $3NaOH+FeCl_3 \rightarrow 3NaCl + Fe(OH)_3$
 moles Fe(OH)₃ = 0,0015/3 = 0,005
 Masa molar de Fe(OH)₃ = 106,869
 masa de Fe(OH)₃ producida = 0,005 · 106,869 = 0,5343 g
20. $CoCl_2(aq)+Na_2CO_3(aq) \rightarrow CoCO_3(s)+2NaCl(aq)$
 a) Moles de CoCl₂ = 0.025 ; Moles de Na₂CO₃=0.065
 Reactivo limitante: CoCl₂ b) 0,04 moles
 c) Masa de CoCO₃= 0,025 · 119 = 3,0 g
 d) Vol Na₂CO₃ = 0,025/1,3M = 19, 3 mL
21. $Zn+2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2 \rightarrow V = 20.0834/1,18=17,7$ mL del 35%
22. $Mg(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + 2H_2O \rightarrow V=8,23/1,83=4,5$ mL
23. $Zn+2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2 \rightarrow V = 1974,25/1,1 = 1800$ mL
24. $Zn+H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$
 a) m de ZnSO₄ = 0,0918 · 161,44 = 14,8 g;
 b) $V=nRT/P = 0,0918 \cdot 0,082 \cdot 298,15/0,974 \text{ atm} = 2,3$ L H₂
 c) Vol = 9,379/1,823 = 5,14 ml = cm³ de ácido del 96%

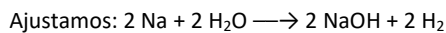
Ejercicios MG:

1.- Cuando el sodio reacciona con agua se obtiene hidróxido sódico e hidrógeno. Calcula:

a) ¿Qué masa de sodio podrá reaccionar con 100 mL de agua?

b) ¿Cuántas moléculas de H₂ se obtendrán?

Sol:



$$a) 100 \text{ g de H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{18 \text{ g de H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ moles de Na}}{2 \text{ moles de H}_2\text{O}}$$

$$\cdot \frac{23 \text{ g de Na}}{1 \text{ mol de Na}} = 127,8 \text{ g de Na}$$

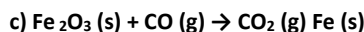
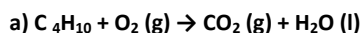
$$b) \text{ Los } 127,8 \text{ gramos de Na se corresponden con } \frac{127,8}{23} = 5,555 \text{ moles de Na}$$

Por tanto:

$$5,555 \text{ moles de Na} \cdot \frac{2 \text{ moles de H}_2}{2 \text{ moles de Na}}$$

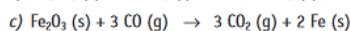
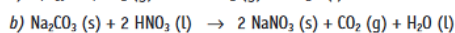
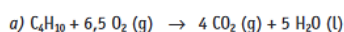
$$\cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de H}_2}{1 \text{ mol de H}_2} = 3,3 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de H}_2$$

2.- Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:



En la reacción a), si se queman 190 g de butano, calcula cuántos gramos de oxígeno se necesitan para tener una combustión completa. ¿Cuántos moles de dióxido de carbono se formarán?

Sol:



$$190 \text{ g C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{58 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{6,5 \text{ moles de O}_2}{1 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{32 \text{ g de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2} = 681,38 \text{ g de O}_2$$

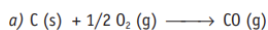
$$190 \text{ g C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{58 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{4 \text{ moles de CO}_2}{1 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}} = 13,2 \text{ moles de CO}_2$$

3. En los lugares mal ventilados, la combustión del carbón C (s) supone la combinación con el oxígeno O₂ (g) atmosférico, y se forma un gas muy venenoso llamado monóxido de carbono CO (g).

a) Escribe y ajusta la ecuación química correspondiente.

b) Suponiendo que el carbón fuese carbono puro, ¿qué cantidad de oxígeno se necesita para que se produzca la reacción de combustión de 500 g de carbón?

c) ¿Cuántas moléculas de monóxido de carbono se forman?



b) De la ecuación ajustada se deduce:

$$500 \cdot 10^3 \text{ g de C} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}}{12 \text{ g de C}} \cdot \frac{0,5 \text{ moles de O}_2}{1 \text{ mol de C}}$$

$$\cdot \frac{32 \text{ g de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2} = 666,6 \cdot 10^3 \text{ g de O}_2$$

c) $500 \cdot 10^3 \text{ g de C} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}}{12 \text{ g de C}} \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}}{1 \text{ mol de C}}$

$$\cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de CO}}{1 \text{ mol de CO}} =$$

$$= 2,51 \cdot 10^{25} \text{ moléculas de CO}$$

4. Calcula los gramos de hidróxido sódico comercial de un 85 % de riqueza en masa que harán falta para preparar 250 mL de una disolución de NaOH 0,5 M.

$$0,25 \text{ L disol} \cdot \frac{0,5 \text{ moles NaOH}}{1 \text{ L disol}}$$

$$\cdot \frac{40 \text{ g NaOH puros}}{1 \text{ mol NaOH}} \cdot \frac{100 \text{ g NaOH comercial}}{85 \text{ g NaOH puros}} = 5,9 \text{ g NaOH}$$

5. La sosa cáustica (NaOH) se prepara comercialmente mediante la reacción de carbonato sódico con cal apagada, Ca(OH)₂.

a) ¿Cuántos gramos de NaOH se pueden obtener tratando 1 kg de carbonato sódico con cal apagada?

b) Si el rendimiento del proceso fuera del 80 %, ¿qué cantidad de carbonato sódico sería necesaria para obtener la misma cantidad de NaOH?

a) $1000 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{2 \cdot 40 \text{ g NaOH}}{106 \text{ g Na}_2\text{CO}_3} = 755 \text{ g de NaOH}$

b) $1000 \text{ g puros Na}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{100 \text{ g totales de Na}_2\text{CO}_3}{80 \text{ g de Na}_2\text{CO}_3 \text{ puros}} = 1250 \text{ g}$

6. El cinc reacciona con ácido sulfúrico para dar sulfato de cinc e hidrógeno. Calcula:

a) ¿Qué cantidad de ZnSO₄ se obtendrá al reaccionar 50 gramos de Zn con H₂SO₄ en exceso?

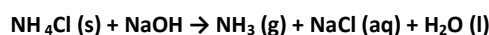
b) ¿Qué volumen de H₂ se obtendrá con los 50 g de Zn si la reacción tiene lugar a 710 mmHg de presión y 20 °C de temperatura?

a) $50 \text{ g Zn} \cdot \frac{161,4 \text{ g/mol ZnSO}_4}{65,4 \text{ g/mol Zn}} = 123 \text{ g ZnSO}_4$

b) $50 \text{ g Zn} \cdot \frac{2 \text{ g H}_2}{65,4 \text{ g Zn}} = 1,53 \text{ g H}_2$

$$V = \frac{\frac{1,53}{2} \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm L/mol K} \cdot 293 \text{ K}}{\frac{710}{760} \text{ atm}} = 19,7 \text{ L de H}_2$$

7. El amoníaco se puede obtener haciendo reaccionar NaOH con cloruro amónico:



¿Cuántos gramos de una muestra de cloruro amónico con un 20 % de impureza serán necesarios para obtener 1 litro de amoníaco medido a 20 °C y 700 mmHg?

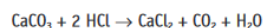
El litro de NH₃ medido en cn es:

$$\frac{700}{760} \text{ atm} \cdot 1 \text{ L} = \frac{m}{17 \text{ g/mol}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 293 \text{ K}$$

de donde $m = 0,65 \text{ g de NH}_3$

$$0,65 \text{ g de NH}_3 \cdot \frac{53,5 \text{ g NH}_4\text{Cl puros}}{17 \text{ g NH}_3} \cdot \frac{100 \text{ g muestra}}{80 \text{ g puros}} = 2,56 \text{ g}$$

8. Calcula la cantidad de caliza con un 85 % de riqueza que podrá reaccionar con 200 mL de HCl 1 M



$$0,2 \text{ L} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{2 \text{ mol HCl}} \cdot 100 \text{ g/mol CaCO}_3 \cdot \frac{100 \text{ g caliza}}{85 \text{ g CaCO}_3} = 11,76 \text{ g}$$

EJERCICIOS PROPUESTOS DE CALCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

- A 400 °C el nitrato de amonio se descompone en monóxido de dinitrógeno y vapor de agua.
 - Escribir la ecuación ajustada correspondiente al proceso.
 - Calcular los gramos de agua que se formarán en la descomposición de 8,00 g de nitrato de amonio.
Sol: a) $NH_4NO_3 \rightarrow N_2O + 2 H_2O$; b) 3,60 g de H_2O
- El carbonato de calcio reacciona con el ácido clorhídrico para dar cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua
 - Escribir la ecuación ajustada correspondiente al proceso.
 - ¿Qué volumen de dióxido de carbono medido a 20 °C y 700 mm de Hg se desprenderá cuando reaccionen 10,0 g de carbonato de calcio?
Sol: a) $CaCO_3 + 2 HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$; b) 2,6 L de CO_2
- Se trata un exceso de hidróxido de sodio en disolución con 1,12 L de cloruro de hidrógeno gaseoso medidos a 30 °C y 820 mm de Hg
 - Escribir la ecuación ajustada correspondiente al proceso
 - ¿Qué peso de NaCl se obtendrá supuesta completa la reacción?
Sol: a) $NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$; b) 2,85 g de NaCl
- Se queman 5 litros de metano (gas). Calcular los litros de oxígeno necesarios y el volumen de dióxido de carbono obtenido si todos los gases se miden en las mismas condiciones de P y T
Sol: a) 10 litros de O_2 ; 5 litros de CO_2
- En el proceso Mond para purificar el níquel se produce el níquel tetracarbonilo, $Ni(CO)_4$, mediante la reacción

$$Ni + 4 CO \rightarrow Ni(CO)_4$$
 - Calcular el volumen de monóxido de carbono necesario para combinarse con 1 kg de níquel si se supone medido a 300 °C y 2 atm de presión.
 - Una vez terminada la reacción se determina la cantidad de $Ni(CO)_4$ obtenida, obteniéndose 2 326,2 g ¿Cuál es el rendimiento del proceso?
Sol: a) 1600 litros de CO ; b) 80%
- En la síntesis del amoniaco: Nitrógeno + Hidrógeno \rightarrow Amoniaco, reaccionan 10 g de nitrógeno. Calcular el volumen de amoniaco obtenido (medido en c.n.) si el rendimiento del proceso es del 40 %.
Sol: 6,4 litros de NH_3
- El ácido nítrico se puede preparar por reacción entre el nitrato de sodio y el ácido sulfúrico según la siguiente reacción:

$$\text{Nitrato de sodio} + \text{Ácido sulfúrico} \rightarrow \text{Sulfato de sodio} + \text{Ácido nítrico}$$
 Si se quieren preparar 100 g de ácido nítrico ¿qué cantidad de ácido sulfúrico se debe emplear suponiendo un rendimiento del 70 % para el proceso?
Sol: 111,1 g de H_2SO_4
- En un recipiente se introducen 1,5 litros de propano (C_3H_8) y 10 litros de oxígeno y se inicia la combustión de la mezcla.
 - ¿Cuál es el reactivo limitante?
 - ¿Cuál será la composición de la mezcla final?
Sol: a) Reactivo limitante: C_3H_8 b) 4,5 L CO_2 (34,6 % vol) 6,0 L H_2O (g) (46,2 % vol), 2,5 L O_2 19,2% vol)
- Se mezclan 2 L de cloro gas medidos a 97 °C y 3 atm con 3,45 g de sodio metal y se dejan reaccionar hasta completar la reacción. Calcular
 - Los gramos de cloruro de sodio obtenidos.
 - Los gramos de los reactivos no consumidos
Sol: a) 8,9 g de NaCl b) 8,3 g de Cl_2
- Con el fin de obtener cloruro de hidrógeno se hacen reaccionar 0,92 moles de ácido sulfúrico y 1,49 moles de cloruro de sodio.
 - Indicar cuál es el reactivo limitante y la cantidad del otro que hay en exceso
 - Calcular la masa de sulfato de sodio obtenida
Sol: a) Reactivo limitante: NaCl. Exceso: 16,9 g de H_2SO_4 b) 105, 8 g
- Cuando se calienta una mezcla de clorato de potasio y azufre se produce una reacción muy exotérmica que conduce a la formación de cloruro de potasio y dióxido de azufre. Si la mezcla contiene 10 g de clorato de potasio y 5 g de azufre ¿qué reactivo estará en exceso? ¿qué cantidad de dióxido de azufre se formará?
Sol: Reactivo en exceso: S ; 7,8 g de SO_2

12. Calcular la pureza, en % en peso, de una muestra de sulfuro de hierro(II), sabiendo que al tratar 0,5 g de la muestra con ácido clorhídrico se desprenden 100 mL de sulfuro de hidrógeno gas, medidos a 27 °C y 760 mm Hg. El otro producto de la reacción es cloruro de hierro(II). *Sol: 74 %*
13. Calcular la cantidad de caliza, cuya riqueza en carbonato de calcio es del 85,3 % , que se necesita para obtener, por reacción con un exceso de ácido clorhídrico, 10 litros de dióxido de carbono medidos a 18 °C y 752 mm Hg
Sol : 48,6 g
14. En el análisis de una blenda, en la que todo el azufre se encuentra combinado como ZnS, se tratan 0,94 g de mineral con ácido nítrico concentrado. Todo el azufre pasa al estado de ácido sulfúrico y éste se precipita como sulfato de bario. Una vez filtrado y secado el precipitado pesa 1,9 g. Calcular el % de ZnS en la muestra analizada. *Sol : 84,0%*
15. Si el estaño forma parte de una aleación, y de 1 kg de la misma se obtienen 38,2 g de dióxido de estaño, hallar el % de estaño de la aleación. *Sol: 3,0%*
16. Una disolución que contiene 0,5 g de hidróxido de calcio se neutraliza con ácido clorhídrico 0,1 M. Calcular el volumen de ácido necesario. *Sol: 135 mL de ácido 0,1 M*
17. El ácido sulfúrico reacciona con el peróxido de bario para dar sulfato de bario y agua oxigenada. Calcular el volumen de ácido sulfúrico 4 M necesario para obtener 5,0 g de peróxido de hidrógeno.
Sol: 36,8 mL
18. ¿Qué volumen de ácido clorhídrico 1,5 M es necesario para reaccionar con 2,5 g de magnesio? *Sol: 137,1 mL*
19. El hidróxido de sodio reacciona con el tricloruro de hierro para dar cloruro de sodio y un precipitado pardo de hidróxido de hierro(III) . Si a una disolución de tricloruro de hierro se le añaden 20 mL de disolución 0,75 M de hidróxido de sodio ¿qué masa de hidróxido de hierro(III) se obtendrá? *Sol: 0,53 g*
20. 50 mL de una disolución 0,5 M de dicloruro de cobalto se mezclan con igual volumen de otra disolución 1,3 M de carbonato de sodio formándose un precipitado de carbonato de cobalto(II)
- ¿Cuál es el reactivo limitante?
 - ¿Cuánto sobra del que está en exceso?
 - ¿Qué cantidad de precipitado debería de obtenerse?
 - ¿Qué volumen tendría que tomarse de la disolución del reactivo en exceso para que contuviera la cantidad justa para la reacción?
- Sol: a) Reactivo limitante: CoCl_2 , b) 0,04 moles ; c) 3,0 g de CoCO_3 ; d) 19, 3 mL*
21. Se hacen reaccionar 6,54 g de zinc con ácido clorhídrico del 35 % y 1,18 g/mL de densidad. Calcular el volumen de ácido necesario para reacción total
Sol : 17,7 mL de ácido del 35%
22. Se desea neutralizar una disolución que contiene 4,8 g de hidróxido de magnesio. Para ello se dispone de ácido sulfúrico comercial del 98 % y 1,83 g/mL de densidad. Calcular el volumen de ácido que se gastará en la reacción de neutralización. *Sol: 4,5 mL*
23. ¿Qué volumen de ácido clorhídrico del 20 % y 1,10 g/mL de densidad deben reaccionar con cinc para liberar 10,92 g de hidrógeno
Sol: 1811,7 mL
24. 10 gramos de un mineral que tiene un 60% de cinc reaccionan con una disolución de ácido sulfúrico del 96 % y densidad 1823 kg/m³.
- La cantidad de sulfato de cinc producido.
 - El volumen de hidrógeno obtenido si se mide a 25 °C y 740 mm.
 - El volumen de ácido sulfúrico necesario para la reacción.
- Sol: 14,8 g de ZnSO_4 ; 2,3 litros de H_2 ; 5,14 cm³ de ácido del 96%*