

BOLETÍN de QUÍMICA · ESTEQUIOMETRÍA

- A 400 °C el nitrato amónico (NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>) 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 amónico.

Sol: a) NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub> → N<sub>2</sub>O + 2 H<sub>2</sub>O ; b) 3,60 g de H<sub>2</sub>O
- El carbonato cálcico (CaCO<sub>3</sub>) 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 en la reacción?

Sol: a) CaCO<sub>3</sub> + 2 HCl → CaCl<sub>2</sub> + CO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O; b) 2,6 mL de CO<sub>2</sub>
- Se trata un exceso de hidróxido de sodio (Na(OH)) en disolución con 1,12 L de cloruro de hidrógeno (HCl) 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 → NaCl + H<sub>2</sub>O; b) 2,85 g de NaCl
- Se queman 5 litros de metano, CH<sub>4</sub> (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<sub>2</sub> ; 5 litros de CO<sub>2</sub>
- En el proceso Mond para purificar el níquel se produce el níquel tetracarbonilo , Ni (CO)<sub>4</sub> , 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 Ni (CO)<sub>4</sub> 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 → 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<sub>3</sub>
- El ácido nítrico (HNO<sub>3</sub>) se puede preparar por reacción entre el nitrato de sodio (NaNO<sub>3</sub>) y el ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) según la siguiente reacción:

Nitrato de sodio + Ácido sulfúrico → 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?

Sol : 111,1 g de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- En un recipiente se introducen 1,5 litros de propano (C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>) 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<sub>3</sub>H<sub>8</sub> b) 4,5 L CO<sub>2</sub> ( 34,6 % vol) 6,0 L H<sub>2</sub>O (g) (46,2 % vol), 2,5 L O<sub>2</sub> 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 para formar NaCl. 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<sub>2</sub>

10. Con el fin de obtener cloruro de hidrógeno (HCl) 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<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> b) 105,8 g

11. Cuando se calienta una mezcla de clorato potásico (KClO<sub>3</sub>) y azufre se produce una reacción muy exotérmica que conduce a la formación de cloruro potásico (KCl) y dióxido de azufre. Si la mezcla contiene 10 g de clorato potásico 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<sub>2</sub>

12. Calcular la pureza, en % en peso, de una muestra de sulfuro de hierro(II) (FeS), sabiendo que al tratar 0,5 g de la muestra con ácido clorhídrico se desprenden 100 mL de sulfuro de hidrógeno gas (H<sub>2</sub>S), medidos a 27 °C y 760 mm de Hg. El otro producto de la reacción es cloruro de hierro(II) FeCl<sub>2</sub>

Sol: 72 %

13. Calcular la cantidad de caliza, cuya riqueza en carbonato cálcico (CaCO<sub>3</sub>) 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 de hidróxido de calcio (Ca(OH)<sub>2</sub>) 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 (BaO<sub>2</sub>) para dar sulfato de bario (BaSO<sub>4</sub>) y agua oxigenada (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>). 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), Fe(OH)<sub>3</sub> . 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: 19,2 g

20. 50 mL de una disolución 0,5 M de dicloruro de cobalto se mezclan con idéntico volumen de otra disolución 1,3 M de carbonato de sodio (Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) formándose un precipitado de carbonato de cobalto(II) CoCO<sub>3</sub>

- ¿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<sub>2</sub> , b) 0,04 moles ; c) 3,0 g de CoCO<sub>3</sub> ; 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 ( $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ). 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 zinc para liberar 10,92 g de hidrógeno

Sol: 1811,7 mL

24. 10 gramos de un mineral que tiene un 60% de zinc reaccionan con una disolución de ácido sulfúrico del 96 % y densidad 1823 kg/m<sup>3</sup>.

- La cantidad de sulfato de zinc producido ( $\text{ZnSO}_4$ )
- 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  $\text{ZnSO}_4$  ; 2,3 litros de  $\text{H}_2$  ; 5,14 cm<sup>3</sup> de ácido del 96%

25. Mezclamos 110 mL de una disolución de HCl (d = 1,22 g/mL, riqueza del 28 %) con 190 mL de otra disolución 10,4 M de Na(OH). ¿Qué volumen y de qué disolución quedará sin reaccionar?

26. Extraemos 100 mL de una disolución 5,4 M de Na(OH) y lo mezclamos con 250 mL de otra disolución de la misma sustancia (d = 1,24 g/mL, riqueza del 44 %). ¿Cuál será la molaridad de la disolución resultante? (Admitanse aditivos los volúmenes)

27. Atacamos una muestra de mineral de 800 g, cuyo contenido en  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  es del 59 %, con HCl (d = 1,15 g/mL, riqueza del 28 %) para producir  $\text{CO}_2$ , NaCl y agua. El NaCl obtenido se trata ahora con disolución 4,5 M de nitrato de plata,  $\text{AgNO}_3$  para producir un precipitado de cloruro de plata ( $\text{AgCl}$ ). ¿Qué volumen de esa disolución de  $\text{AgNO}_3$  hizo falta y qué cantidad de plata habrá en el precipitado que se formó?

28. Deseamos preparar 1,5 L de una disolución 12,5 M de HCl. Para eso, disponemos de una disolución de HCl que resulta ser 2,4 M y otra disolución distinta de HCl (d = 1,34 g/mL, riqueza del 40 %). Admitiendo aditivos los volúmenes, ¿cuántos mililitros de cada una deberíamos tomar para la preparación?

29. Para analizar una muestra de cinc puro, se trató con HCl 7,5 M y del hidrógeno desprendido ocupó 30 L en condiciones normales. ¿Qué masa de cinc contenía la muestra y qué volumen de la disolución de HCl se utilizó?

30. Se desea determinar la pureza de un ácido acético comercial. Para ello se diluyen 60 g del mismo y a la disolución obtenida se le añaden 50 g de  $\text{CaCO}_3$ . Se produce entonces la siguiente reacción química:



Cuando cesa el desprendimiento de  $\text{CO}_2$ , se observa que quedan 2 g de carbonato de calcio sin reaccionar. Calcula la pureza del ácido acético comercial en tanto por ciento en peso.