

PROBLEMAS DE ESTEQUIOMETRIA

1. Dada la ecuación de síntesis del agua, si partimos de 15 moles de oxígeno calcular: los moles de hidrógeno que necesitaremos y los moles de agua que se formarán.
2. Se evapora agua de 135 mL de una disolución de clorito de cesio 0,188 M hasta que el volumen es de 110 mL. ¿Qué molaridad tendrá la nueva muestra?
3. Calcular el volumen de disolución de ácido nítrico del 20 % de concentración en masa y densidad 1,3 g/mL que se necesita para preparar 0,4 L de otra disolución de concentración 4 g/L.
4. Se disuelven 12,6 g de ácido nítrico en agua hasta completar un matraz aforado de 1000 mL, obteniéndose una disolución de densidad $d = 1,05$ g/mL. Calcular: **(a)** La molaridad de la disolución y su concentración en % en masa. **(b)** De dicho matraz se toman 200 mL y se añaden a otro matraz aforado de 500 mL que se termina de llenar con agua. ¿Cuál es la nueva molaridad?
5. Se mezclan 200 mL de una disolución de ácido fosfórico 0,1 M con 100 mL de otra 0,05 M. ¿Cuál es la molaridad resultante?
6. El cloruro de amonio es un subproducto del proceso Solvay (síntesis de amoníaco), y de dicha sustancia se recupera el amoníaco según la reacción:
$$\text{CaO} + \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{NH}_3 (\text{g}) + \text{H}_2\text{O}$$
¿Qué volumen de amoníaco gaseoso, medido en c.n., se puede obtener a partir de 43,8 g de cloruro de amonio?
7. Se queman 87 g de butano en atmósfera de oxígeno: $\text{C}_4\text{H}_{10} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
(a) Igualar la reacción correspondiente. **(b)** Calcular el volumen de CO_2 en c.n. formado.
8. El peróxido de bario (BaO_2) se descompone dando óxido de bario (BaO) y oxígeno. Si se parte de 50 g de peróxido de bario, ¿qué masa de óxido se obtendrá y qué volumen de oxígeno en c.n.?
9. Un globo meteorológico se llena con hidrógeno procedente de la reacción:
$$\text{CaH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$$

(a) ¿Cuántos gramos de hidruro de calcio harán falta para producir 250 L de hidrógeno medidos en c.n.? **(b)** ¿Cuánto hidróxido de calcio se habrá formado? **(c)** ¿Qué volumen de ácido clorhídrico 0,1 M será necesario para reaccionar con todo el hidróxido de calcio formado?
10. El clorato de potasio se descompone en cloruro de potasio y oxígeno. **(a)** Calcular los gramos de clorato de potasio que deberemos descomponer para obtener 100 g de cloruro de potasio. **(b)** ¿Cuántos moles de oxígeno se obtendrían en el proceso anterior?

11. Para quemar totalmente una cierta cantidad de metano (CH_4), se han necesitado 20 L de oxígeno medidos en c.n.. Calcular: **(a)** los moles de metano que han reaccionado; **(b)** los gramos de agua que se han producido; **(c)** el volumen de dióxido de carbono obtenido medido en c.n.
12. Una disolución de nitrato de plata en agua contiene 15 g de soluto y ocupa un volumen de 10 L. Calcular: **(a)** los moles de soluto que se han disuelto; **(b)** la concentración de la disolución en g/L y en mol/L; **(c)** si tomamos 20 mL de la disolución y los hacemos reaccionar con cloruro de sodio, ¿qué masa de cloruro de plata aparecerá como precipitado?; ¿cuántos moles de cloruro de sodio habrán reaccionado?
13. El óxido de mercurio (II) se descompone por acción del calor, en mercurio y oxígeno. Escribir la reacción que tiene lugar y determinar la cantidad de mercurio que se obtiene al tratar 1000 kg de un mineral que tiene una riqueza del 80 % en óxido de mercurio (II).
14. El principal componente de la piedra caliza es el carbonato de calcio, que se utiliza para obtener cal viva (CaO). En un horno de cal descomponemos 500 g de piedra caliza de un 70 % de riqueza en carbonato de calcio, según la reacción: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$. Calcular: **(a)** cuántos gramos de carbonato de calcio reaccionan; **(b)** cuántos gramos de cal se obtienen; **(c)** cuántos gramos de piedra caliza harían falta para obtener 100 kg de cal.
15. La pirita (FeS_2) se tuesta industrialmente con oxígeno obteniéndose en el proceso dióxido de azufre y óxido de hierro (II). **(a)** ¿Cuántos gramos de óxido de hierro (II) se obtienen con 500 g de pirita? **(b)** ¿Cuántos moles de SO_2 se obtienen? **(c)** ¿Qué volumen de O_2 , medido en c.n. se consume en el proceso?
16. Considerando la reacción de combustión de 5 kg de butano (C_4H_{10}). Calcular en gramos, en moles y en volumen en c.n. las cantidades de todos los reactivos y los productos que participan en el proceso.
17. Se mezclan 35,4 g de cloruro de sodio disueltos en agua con 99,8 g de nitrato de plata. **(a)** Escribir e igualar la reacción química correspondiente. **(b)** Calcular la masa de cada reactivo. **(c)** ¿Cuánto cloruro de plata precipita?
18. Se quema butano (C_4H_{10}) y se producen 2 L de CO_2 medido en c.n. Calcular: **(a)** La masa de butano necesaria. **(b)** El volumen de aire necesario para dicha combustión. **(c)** Los moles de nitrógeno que no ha reaccionado. **(d)** El dióxido de carbono se hace reaccionar con óxido de calcio (sólido) del 90 % de pureza y se forma carbonato de calcio. ¿Qué masa de carbonato se ha producido?
19. La reacción de formación del amoníaco a partir de sus elementos se realiza a 450°C y 200 atm de presión. Calcular: **(a)** Los moles de amoníaco producidos si se parte de 2 L de nitrógeno en las condiciones indicadas. **(b)** ¿Qué volumen de aire mínimo será necesario, medido en c.n., para que por destilación fraccionada se obtenga todo el nitrógeno que reacciona?

20. La caliza es una roca sedimentaria compuesta mayoritariamente por carbonato de calcio (CaCO_3). Se disponen de 250 g de una caliza del 98 % en masa de pureza y con calor se descompone en dióxido de carbono y óxido de calcio. Calcular: **(a)** El volumen de CO_2 que se obtiene si se mide a 200°C y 2 atm de presión. **(b)** El óxido de calcio producido se disuelve en agua, y reacciona con ésta formando hidróxido de calcio. ¿Cuál será la molaridad de la disolución resultante si se obtienen 4 L totales?
21. Se queman 25 g de butano (C_4H_{10}). Calcular: **(a)** El volumen de CO_2 obtenido medido en c.n. **(b)** El volumen de aire necesario, también en c.n., si se encuentra en un 50 % en exceso.
22. El pentóxido de dinitrógeno es un sólido incoloro que se puede obtener con una pureza del 96 % y reacciona con agua formando el ácido nítrico. Si se disponen de 200 g de dicho compuesto, calcular: **(a)** El número de átomos de nitrógeno en dicha muestra. **(b)** Los gramos de ácido nítrico que se formarán al reaccionar el óxido con agua. **(c)** Si todo el ácido nítrico se encuentra disuelto en 10 L de disolución de $d = 1,1 \text{ g/mL}$, ¿cuál será el % en masa de la disolución y cuál su molaridad? **(d)** Se añaden a la disolución sosa (98 % en hidróxido sódico); ¿qué masa de sosa será necesaria añadir para la completa neutralización? **(e)** ¿Cuántos gramos de nitrato de sodio se formarán?
23. Se quema etano (C_2H_6) y se producen 2 litros de dióxido de carbono, medidos en c.n. Calcular: **(a)** Los gramos de etano necesarios. **(b)** El volumen de aire necesario para dicha combustión si se utiliza el 25 % más del necesario. **(c)** Los moles de nitrógeno que no ha reaccionado. **(d)** El dióxido de carbono se recoge con óxido de calcio (sólido) del 90 % de pureza y se forma carbonato de calcio. ¿Qué masa de carbonato se ha producido?
24. Se dispone de una disolución de ácido clorhídrico del 10 % en masa y $d = 1,05 \text{ g/mL}$. Calcular: **(a)** El volumen necesario de la disolución del ácido para que reaccionen 2 g de una muestra de metal de Zn del 96 % de pureza. **(b)** El volumen de hidrógeno obtenido a 700 mm de Hg y 27°C . **(c)** ¿Qué cantidad de sal se produce? **(d)** ¿Qué volumen de ácido reacciona con 20 mL de hidróxido de calcio del 20 % en masa y densidad $d = 0,95 \text{ g/mL}$?
25. Se mezclan en un recipiente de 20 litros y a 300°C , 50 g de hidrógeno y 400 g de oxígeno. Ambos gases reaccionan rápidamente y se forma agua, produciendo un aumento de temperatura hasta los 400°C . Calcular: **(a)** Los moles finales de las especies después de la reacción. **(b)** La presión inicial y final, si el recipiente no varía el volumen.
26. Se dispone de una pirita del 90 % en masa de FeS_2 . Se tuesta en aire y tras la posterior oxidación se obtienen como producto el trióxido de azufre, que es un gas en c.n. **(a)** ¿Qué cantidad de pirita hace falta para obtener 2000 L de dicho gas medido a 100°C y 5 atm de presión? **(b)** ¿Qué volumen de aire será necesario si se mezcla con un 80 % en exceso de aire medido en las condiciones anteriores. **(c)** ¿Cuál es la cantidad de oxígeno y de nitrógeno que no han reaccionado? **(d)** ¿Qué volumen de agua será necesario para que al reaccionar el trióxido de azufre con la misma se obtenga una disolución de ácido sulfúrico 2 M?

27. 50 g de etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) reaccionan con oxígeno. Determinar: **(a)** El volumen de aire, medido a 50°C y 2 atm de presión, necesario para la combustión. **(b)** Los gramos de CO_2 producidos. **(c)** El gas resultante se recoge en una disolución de hidróxido de calcio formándose carbonato de calcio y agua. ¿Habrá suficiente hidróxido en 5 L de una disolución 1 M? **(d)** En caso afirmativo ¿cuánto sobraría?
28. Se disuelven 12,6 g de sosa del 90 % de pureza en hidróxido sódico en agua y se completa hasta 500 mL, obteniéndose una disolución de densidad 1,05 g/mL. Determinar: **(a)** La molaridad de la disolución resultante. **(b)** El volumen de disolución que hay que tomar para neutralizar 50 mL de ácido sulfúrico 0,05 M.
29. El nitrato de amonio es un fertilizante que se obtiene a partir de la reacción entre el nitrógeno y el oxígeno procedente del aire, formándose pentaóxido de dinitrógeno en varias fases. Si se parte de 100 L de aire a 2 atm y 300°C , calcular: **(a)** ¿Qué cantidad de alguno de los dos elementos sobraría? **(b)** ¿Cuántos moles de óxido se formarán? **(c)** Si todo el óxido reacciona con el agua, ¿cuántos litros de agua serán necesarios para obtener una disolución 0,5 M de ácido nítrico? **(d)** ¿Cuántos gramos de nitrato de amonio se formarán después de reaccionar todo el ácido formado con amoniaco? **(e)** El abonado de cierta tierra de labor exige anualmente 250 kg de nitrato de sodio. Es necesario cambiar de producto utilizando sulfato de amonio, ¿qué cantidad anual sería necesario añadir a dichos campos?
30. En un recipiente de 3,5 L a 25°C se introducen 20 g de nitrógeno y 20 g de dióxido de carbono. En dichas condiciones estos gases no reaccionan entre sí. ¿Cuál es la presión final de la mezcla y su composición en % en volumen?
31. El lindano es un insecticida cuyo uso está prohibido; sólo contiene C, H y Cl. Si se quema con oxígeno una muestra de 3,000 g se obtienen 2,724 g de CO_2 y 0,557 g de H_2O . ¿Cuál es la fórmula empírica del insecticida?
32. El tricloruro de fósforo es un compuesto importante desde el punto de vista comercial y se utiliza en la fabricación de pesticidas, aditivos para la gasolina y otros muchos productos. Se obtiene por combinación directa del fósforo y el cloro, según la siguiente reacción:
- $$\text{P}_4 (\text{s}) + 6 \text{Cl}_2 (\text{g}) \rightarrow 4 \text{PCl}_3 (\text{g})$$
- Responde a las siguientes cuestiones: **(a)** Si disponemos de 125 g de P_4 y de 323 g de cloro, ¿cuál de los dos reactivos es el limitante? **(b)** ¿Qué masa de tricloruro de fósforo se produce? **(c)** ¿Cuál es el volumen del producto si se obtiene a 300°C y 2 atm de presión?
33. Si tenemos una muestra de 11 g de dióxido de carbono, calcular: **(a)** el número de moles de compuesto; **(b)** el volumen que ocupa la muestra en condiciones normales; **(c)** el volumen que ocuparía a 0,5 atm y 27°C .
34. A partir de 100 g de sosa (95 % en hidróxido sódico), se desea calcular la cantidad de ácido clorhídrico necesario para neutralizar totalmente la sosa. Si la densidad del ácido es 1,1 g/mL y su concentración es del 25 % en masa, ¿qué volumen de ácido será preciso?

35. Al disolver 1 mol de ácido clorhídrico (gas) en agua se forma una disolución del 30 % en masa. **(a)** ¿Qué volumen de disolución se obtendrá si su densidad es de 1,05 g/mL? **(b)** ¿Qué volumen de ácido clorhídrico será necesario, si este gas se almacena a 5 atm de presión y 200°C?