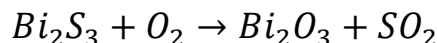


**CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS CON MASAS**

1. En la descomposición del clorato de potasio,  $KClO_3$ , se obtiene cloruro de potasio y oxígeno. ¿Cuántos gramos de KCl se obtienen a partir de 1 kg de clorato de potasio? Sol. 608 g.
2. El clorato de potasio se obtiene por la acción del cloro sobre una disolución de hidróxido de potasio en caliente, según la siguiente reacción:



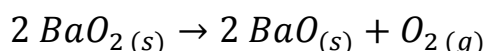
- a) Ajusta la ecuación química.
  - b) Calcula la cantidad de clorato de potasio, en moles, que se obtiene al reaccionar 10 moles de KOH con la cantidad suficiente de cloro gas. Sol. 1,67 moles.
  - c) Calcula la cantidad de cloro gas, en moles, que reacciona completamente con 5 moles de hidróxido de potasio. Sol. 2,5 moles.
3. ¿Qué cantidad de sulfuro de cobre se obtiene al hacer reaccionar 64 g de azufre con la cantidad adecuada de cobre? Nota: El azufre se encuentra en la naturaleza como  $S_8$ . Sol. 191 g.
  4. El hidrógeno y el oxígeno moleculares reaccionan entre sí para formar agua.
    - a. Escribe y ajusta la reacción.
    - b. ¿Qué cantidad de agua, en gramos, se formará a partir de 100 g de hidrógeno? Sol. 900 g.
  5. En un horno se produce la siguiente reacción química:



- a) Ajusta la reacción química.
  - b) Calcula la masa de dióxido de azufre que se obtiene al reaccionar 1 kg de sulfuro de bismuto(III) con la cantidad suficiente de oxígeno gas. Sol. 374,4 g.
  - c) Calcula la masa de oxígeno que reacciona completamente con 5 moles de  $Bi_2S_3$ . Sol. 720 g.
6. El amoníaco se descompone en nitrógeno e hidrógeno, ambos en estado gaseoso. Escribe la reacción ajustada y a continuación calcula cuántas moléculas de hidrógeno se desprenden en la descomposición de 68 g de amoníaco. Sol.  $3,61 \cdot 10^{24}$  moléculas.
  7. La reacción de oxidación del carbón mineral en presencia de aire es una reacción exotérmica, pero requiere de una chispa o iniciador porque tiene una energía de activación elevada. Si la oxidación es completa se produce solamente dióxido de carbono.
    - a. Escribe la ecuación de la reacción ajustada.
    - b. Calcula la cantidad de oxígeno necesaria para reaccionar con 10 gramos de carbono. Sol. 26,7 g.
  8. Cuando reacciona el magnesio con el oxígeno se produce óxido de magnesio. ¿Qué cantidad de óxido se obtiene si partimos de 200 g de magnesio? Sol. 331,7 g.
  9. Calcula la masa de gas propano que se necesita para que, por combustión de dicho gas, se formen 120 moles de dióxido de carbono. Sol. 1760 g.
  10. Calcula la masa de gas pentano que se necesita para que, por combustión de dicho gas, se formen 50 g de vapor de agua. Sol. 33,12 g.

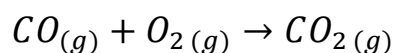
**CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS CON VOLUMEN**

11. El peróxido de bario se descompone a altas temperaturas, de acuerdo con la siguiente reacción:



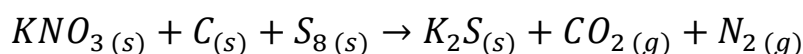
Si el oxígeno liberado al calentar 10 gramos de peróxido de bario se recoge en un recipiente de 1 litro, a 27 °C, ¿Cuál será la presión del oxígeno en el recipiente? Sol. 0,73 atm.

12. Calcula el volumen de dióxido de carbono, medido en condiciones normales, que se obtiene a partir de 25 g de CO, según la siguiente reacción química.



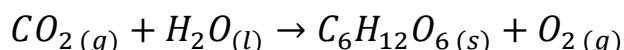
Nota: Según la IUPAC las condiciones normales o estándar son; temperatura de 0 °C y presión 10<sup>5</sup> Pa. Sol. 20,3 L.

13. Sea la siguiente reacción química:



Determina cuántos litros de gas, medidos a 0 °C y 1 atm, se desprenden al reaccionar completamente 50 g de nitrato de potasio. Sol. 22,16 L.

14. En la fotosíntesis el dióxido de carbono de la atmósfera se convierte en oxígeno gas según la siguiente reacción:



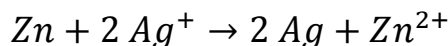
- Ajusta la reacción.
  - ¿Cuántos gramos de oxígeno gas se obtienen en la fotosíntesis de 10 L de CO<sub>2</sub> medidos en condiciones estándar (0 °C y 100.000 Pa)? Sol. 14,1 g.
15. ¿Qué volumen de oxígeno medido a 25 °C y 700 mmHg se necesita para quemar 10 L de butano, C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>, en las mismas condiciones de presión y temperatura? Sol. 65 L.
16. El ácido sulfúrico reacciona con el cloruro de sodio y se obtiene cloruro de hidrógeno gas e hidrogenosulfato de sodio (NaHSO<sub>4</sub>), que queda disuelto. Calcula:
- La masa del cloruro de sodio que se requiere para obtener 2 litros de cloruro de hidrógeno medidos a 0 °C y 1 atm. Sol. 5,2 g.
  - La cantidad de ácido sulfúrico, expresada en moles, que se necesitará. Sol. 0,089 moles.

**REACTIVO LIMITANTE**

*“El reactivo que se agota se denomina reactivo limitante, y es el que determina la cantidad exacta de las otras sustancias que reaccionan y las que se producen”.*

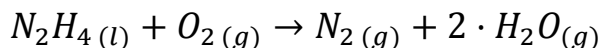
17. Si reaccionan 7 g de Fe (56 u) con 8 g de S (32 u) para formar FeS, ¿Cuál es el reactivo limitante y cuál el excedente?
18. El gas hidrógeno reacciona con el gas oxígeno para dar agua. Si 4 g de hidrógeno reaccionan con 40 g de oxígeno, ¿Se consumirán todas las masas de los reactivos?, en caso negativo ¿cuánta masa sobraré y de qué sustancia? Sol. Sobrarán 8 g de oxígeno.
19. Se hacen reaccionar 25 g de nitrato de plata con 10 g de ácido clorhídrico. ¿Reacciona todos los reactivos entre sí? ¿Existe algún reactivo limitante?

20. Las soluciones de plata pueden reaccionar con zinc metálico mediante la siguiente reacción:



Si una masa de 100 g de cinc se pone en contacto con 7 g de  $\text{Ag}^+$ , ¿reaccionarán los reactivos completamente? Sol. No, quedarán sin reaccionar 98 g de cinc.

21. La hidracina,  $\text{N}_2\text{H}_4$ , se utiliza como combustible en los cohetes espaciales. La reacción de combustión de la hidracina es la siguiente:



- ¿Cuántos litros de nitrógeno, medidos en condiciones normales, se formarán a partir de 1 kg de hidracina y 1 kg de oxígeno? Sol. 709 L.
- ¿Cuántos gramos de reactivo en exceso sobrarán? Sol. No hay reactivo en exceso.

22. Se produce una chispa eléctrica en una mezcla de 1 kg de hidrógeno gas y 1 kg de oxígeno gas, lo que hace que reaccionen entre sí formando vapor de agua.

- Formula y ajusta la reacción.
- ¿Quién es el reactivo limitante? ¿Cuánta agua se produce? Sol. 1125 g.

23. Cuando se calienta dióxido de silicio mezclado con carbón se forma carburo de silicio y monóxido de carbono.

- Formula y ajusta la reacción que tiene lugar.
- Si se mezclan 150 g de  $\text{SiO}_2$  con 100 g de C a 25 °C y 1 atm., ¿cuántos litros de CO se formarán? Sol. 122 L.

24. Se tratan 6 g de aluminio en polvo con 50 mL de disolución 0,6 M de ácido sulfúrico. Calcula:

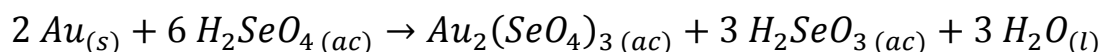
- El reactivo que se encuentra en exceso.
- El volumen de hidrógeno gaseoso que se obtendrá en la reacción, medido en condiciones normales. Sol. 0,68 L.
- La cantidad en gramos de sulfato de aluminio,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ , que se obtendrá por evaporación de la disolución resultante de la reacción. Sol. 3,4 g.

### CÁLCULOS CON REACTIVOS EN DISOLUCIÓN

25. Calcular el volumen de una disolución 0,1 M de nitrato de plata,  $\text{AgNO}_3$ , que se necesita para reaccionar exactamente con 100 c.c. de sulfuro de sodio,  $\text{Na}_2\text{S}$ , 0,1 M. Sol. 0,2 L de disolución.

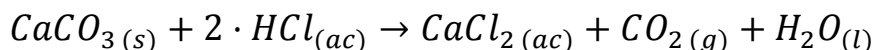
26. Calcula el volumen de una disolución 0,5 M de ácido clorhídrico que se necesita para disolver completamente una cinta de magnesio de 1,22 g. Sol. 0,2 L.

27. Sabiendo que el ácido selénico es capaz de oxidar al oro según la siguiente reacción:

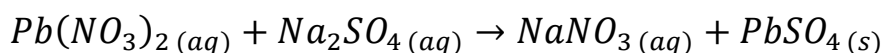


¿Qué volumen de ácido selénico 2 M se necesita para disolver 1 g de oro? Sol. 7,6 mL.

28. El carbonato de calcio,  $CaCO_3$ , es el principal ingrediente de las tabletas de antiácidos comerciales. En una disolución de  $HCl$ , el carbonato de calcio se disuelve según la siguiente reacción:



- ¿Qué volumen de  $HCl$  0,1 M se requeriría para que se disuelva completamente una tableta de 540 mg de  $CaCO_3$  puro? Sol. 108 mL.
  - Si para disolver la tableta anterior solamente se hubieran necesitado 79 mL de  $HCl$  0,1 M, ¿cuál sería el porcentaje de carbonato en dicha tableta? Sol. 73,2%.
29. Se añade un exceso de magnesio a 250 mL de una disolución de ácido clorhídrico 0,5 M.
- Calcula cuántos gramos de magnesio podrán disolverse. Sol. 1,5 g.
  - Haya el volumen de  $H_2$  desprendido, medido a 25 °C y 700 mmHg de presión. Sol. 1,7 L.
30. Un agua contaminada contiene nitrato de plomo(II) disuelto, que reacciona con el sulfato de sodio según la siguiente ecuación:



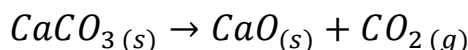
Calcula la concentración de  $Pb(NO_3)_2$  en el agua sabiendo que 500 mL de esta disolución reaccionaron completamente con 450 mg de sulfato de sodio sólido. Sol.  $6,34 \cdot 10^{-3} M$ .

31. Al mezclar una disolución acuosa de cloruro de calcio con otra de nitrato de plata se forma un precipitado de cloruro de plata. Si se mezcla un volumen de 15,0 mL de una disolución 0,30 M de cloruro de calcio con 30,0 mL de una disolución 0,05 M de nitrato de plata, calcula los gramos de  $AgCl$  que precipitarán. Primero formula y ajusta la reacción que tiene lugar. Sol. 0,215 g.
32. Sobre 64 g de Aluminio del 95 % de pureza se añaden 1,5 L de disolución de ácido sulfúrico 2 M. Calcula el volumen de hidrógeno desprendido a 20 °C y 706 mmHg de presión. Sol. 77,6 L.

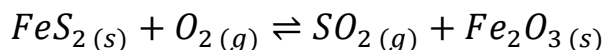
### CÁLCULOS CON REACTIVOS IMPUROS

$$Riqueza (\%) = \frac{\text{gramos puros}}{\text{gramos mezcla}} \cdot 100$$

33. Se hacen reaccionar 22,75 g de  $Zn$  que contiene un 7,25 % de impurezas con  $HCl$  suficiente. Calcula la masa de hidrógeno gas desprendida. Sol. 645 mg.
34. Calcula la masa de cal viva,  $CaO$ , que puede obtenerse a partir de 250 kg de piedra caliza que contiene un 90 % de carbonato de calcio,  $CaCO_3$ . Sol. 126 kg.



35. Por tostación de una pirita del 75 % de pureza se obtiene óxido férrico, también conocido como óxido de hierro(III), según la siguiente reacción:



- Ajusta la reacción.
- Calcula el óxido férrico obtenido a partir de 5 toneladas de pirita. Sol. 2498 kg.

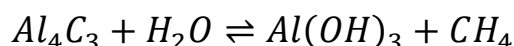
36. La hidracina,  $N_2H_4$ , y el peróxido de hidrógeno,  $H_2O_2$ , se usan juntos como combustible para cohetes. En la reacción entre ambos se producen nitrógeno gas y agua.

a. Formula y ajusta la reacción.

b. ¿Cuánto peróxido de hidrógeno con el 90 % de pureza debe mezclarse con cada gramo de hidracina? Sol. 2,36 g.

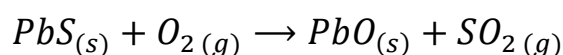
37. Determina el grado de pureza de un mármol,  $CaCO_3$ , si al descomponerse 125 g del mismo se desprenden 20 litros de dióxido de carbono medidos a 15 °C y 1 atm. Sol. 68 %.

38. Al descomponer tres gramos de carburo de aluminio con agua caliente se recogen 1,25 L de metano a 25 °C y 800 mmHg. Determina el grado de pureza del carburo de aluminio sabiendo que la reacción producida es la siguiente: Sol. 86,3 %.



39. Para disolver una muestra de 8,5 g de una aleación de cinc se han utilizado 150 mL de una disolución de ácido nítrico 1,5 M. Como resultado se obtiene nitrato de cinc y gas hidrógeno. Calcula la riqueza de cinc en la muestra. Sol. 86,5 % de Zn.

40. AMPLIACIÓN. La galena es un mineral de sulfuro de plomo(II) que se utiliza para fabricar ácido sulfúrico. Uno de los pasos del proceso es la tostación del mineral, que podemos representar por la siguiente ecuación (sin ajustar):



a. ¿Qué volumen de dióxido de azufre se obtendrá en la tostación de 1 tonelada de mineral, con un 52,3 % en  $PbS$ , si se recoge a 1 atm y 525 °C? Sol. 143 m<sup>3</sup>.

b. El aire contiene un 20,95 % de oxígeno en volumen. ¿Qué volumen de aire, medido en condiciones estándar, interviene en la reacción? Sol. 3550 L de aire.

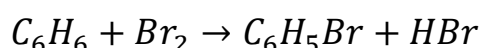
Datos: condiciones estándar: 0 °C y 10<sup>5</sup> Pa.

R = 0,082 (atm·L)/(K·mol).

## RENDIMIENTOS

$$\text{Rendimiento (\%)} = \frac{\text{gramos reales}}{\text{gramos teóricos}} \cdot 100$$

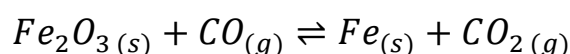
41. Para obtener bromobenceno,  $C_6H_5Br$ , se mezcla benceno con bromo gas según la siguiente reacción:



a. Calcula la cantidad teórica de bromobenceno obtenida a partir de 30 g de benceno y un exceso de bromo. Sol. 60,4 g.

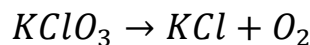
b. Si solo se obtienen 56,7 g de bromobenceno, ¿Cuál es el rendimiento porcentual de la reacción? Sol. 94 %.

42. Cuando 42,4 g de óxido de hierro(III) reaccionaron con un exceso de monóxido de carbono, se formaron 28,9 g de hierro. La ecuación de la reacción es la siguiente:

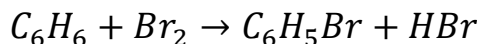


a. ¿Cuál es el rendimiento porcentual de la reacción? Sol. 97,5 %.

43. Mediante la descomposición térmica de 40 kg de clorato de potasio comercial, que tiene un 98% de riqueza en  $KClO_3$ , se obtuvieron 15,6 kg de  $KCl$ . Calcula el rendimiento de la reacción. Sol. 65,4 %.
44. A partir de 100 g de  $KClO_3$  se obtuvieron, a 18 °C y a la presión de 750 mmHg, 20 litros de oxígeno. ¿Cuál fue el rendimiento de la reacción? Sol. 67,6 %.

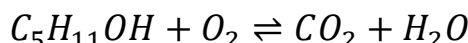


45. Para la obtención de bromobenceno se hacen reaccionar 250 cm<sup>3</sup> de benceno (d = 0,89 g/mL) con exceso de bromo gas.

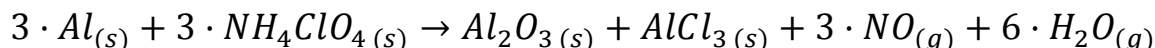


Determina la cantidad, en gramos, de bromobenceno obtenida si el rendimiento de la reacción fue del 65 %. Sol. 291,1 g.

46. El alcohol amílico se quema a través de la siguiente reacción:

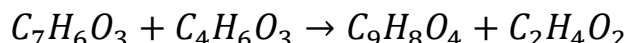


- Ajusta la reacción.
  - ¿Cuántos gramos de  $CO_2$  se obtendrán por gramo de alcohol quemado? Sol. 2,5 g.
  - ¿Cuántos moles de  $O_2$  reaccionarán con un mol de alcohol? Sol. 7,5 moles.
  - ¿Cuántos litros de  $CO_2$  se obtendrán en condiciones normales a partir de 1 mol de alcohol si la reacción tiene un rendimiento del 95 %? Sol. 107,8 L.
47. La lanzadera espacial utiliza aluminio metálico y perclorato de amonio como combustible sólido de sus cohetes reutilizables. La ecuación ajustada de la reacción es:



La mezcla de reacción contiene 5,75 g de aluminio y 7,32 g de  $NH_4ClO_4$

- ¿Cuál es la masa teórica del cloruro de aluminio formado? Sol. 2,77 g.
  - ¿Si se forman 1,87 g de  $AlCl_3$ , ¿cuál es el rendimiento de la reacción? Sol. 67,5 %.
48. La aspirina,  $C_9H_8O_4$ , se produce a partir del ácido salicílico,  $C_7H_6O_3$ , y el anhídrido acético,  $C_4H_6O_3$ :



- ¿Cuánto ácido salicílico se requiere para producir 100 kg de aspirina, suponiendo que todo el ácido salicílico se convierte en aspirina (rendimiento 100 %)? Sol. 76,7 kg.
  - ¿Cuál es el rendimiento de la reacción si se obtienen 182 kg de aspirina a partir de 185 kg de ácido salicílico y 125 kg de anhídrido acético? Sol. 82,5 %.
49. AMPLIACIÓN. Industrialmente el metanol,  $CH_3OH$ , se obtiene haciendo reaccionar monóxido de carbono e hidrógeno a elevadas presiones y temperaturas. Calcula la masa de metanol que se puede obtener a partir de los reactivos contenidos en un reactor de 50 L, a 100 atm de presión y 250 °C, si el rendimiento de la reacción es del 80 %. Sol. 996 g.

Datos: R = 0,082 (atm·L)/(K·mol).