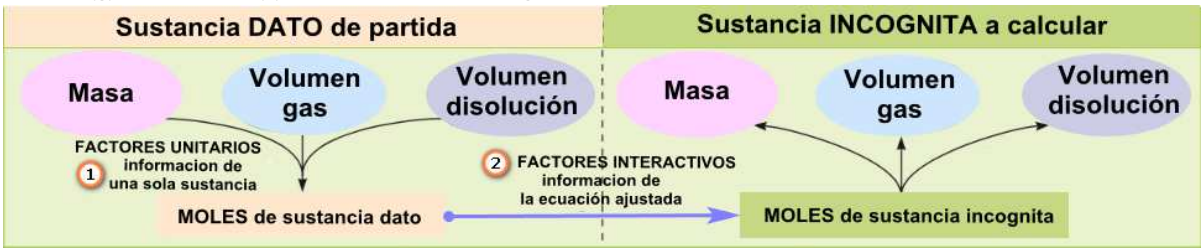
ESTEQUIOMETRÍA Y ENERGÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

La estequiometría de una reacción es la proporción en moles en la que se combinan los distintos reactivos y en la que se obtienen los distintos productos de la misma. Una vez determinado el número de moles de reactivos y productos (AJUSTE DE LA REACCIÓN) se pueden hacer cálculos en masa (g) o en volumen (L) en el caso de sustancias gaseosas o en disolución



Cuando en una reacción intervienen cantidades de dos o más reactivos, aquel reactivo que se consume por completo es el reactivo limitante pues determina o limita la cantidad de producto formado, porque al agotarse, la reacción termina.

Si existen reactivos con impurezas, es necesario determinar primero, las cantidades existentes de sustancia PURA.

$$\text{Riqueza} = \frac{\text{masa de sustancia pura}}{\text{masa total de sustancia}} \cdot 100\%$$

En los procesos químicos no suele obtenerse, el 100% de las cantidades esperadas de las sustancias, por diversas razones: reacciones colaterales que no llevan al producto deseado, impurezas de reactivos, fugas en el reactor, malos equipos…

$$\text{Rendimiento} = \frac{\text{masa del producto obtenido}}{\text{masa del producto que debería obtenerse}} \cdot 100\%$$

CÁLCULOS MASA-MASA, MASA-VOLUMEN Y VOLUMEN-VOLUMEN

1. Al reaccionar totalmente 9 g de aluminio con ácido sulfúrico se obtiene sulfato de aluminio e hidrógeno gas. Calcula cuántos gramos de sulfato de aluminio se forman y cuántos litros de hidrógeno se obtienen en c.n.
   Datos: masas atómicas: S=32; Al=27; O=16; R=0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1} *Sol: 57 g; 11,2 L de H_2*

2. Se hace arder en atmósfera de oxígeno 30 g de etano. Calcula:
   a) El volumen necesario de oxígeno en c.n. y los litros que se obtienen de CO_2 también en c.n.
   b) El volumen necesario de oxígeno a 1,5 atmósferas de presión y 60ºC
   Datos: masas atómicas (u): C=12; H=1; R=0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1} *Sol: 78,4 L de O_2 y 44,8 L de CO_2; 63,7 L de O_2*

3. Calcula la masa de amoniaco que puede obtenerse con 10 L de hidrógeno medidos en c.n. y con exceso de nitrógeno, si el rendimiento del proceso es del 70%. *Sol: 3,5 g de NH_3*

4. Para determinar la riqueza en magnesio de una aleación se toma una muestra de 2,83 g de la misma y se la hace reaccionar con oxígeno en unas condiciones en las que solo se obtienen 3,6 g de óxido de magnesio. ¿Cuál será el porcentaje de magnesio en la aleación? Datos: masas atómicas (u) Mg=24 *Sol: 76,4% de Mg*

5. El óxido de hierro (III) reacciona con el monóxido de carbono para dar hierro metálico y se libera dióxido de carbono. Calcula la cantidad de óxido de hierro (III) de riqueza 65%, que se necesita para obtener 32 g de hierro metálico.
   Datos: masas atómicas (u) Fe=56; O=16 *Sol: 71,23 g muestra del óxido*

6. Cuando una muestra impura de sodio metálico, de 4,98 g, reacciona con agua, se forma hidróxido de sodio y se desprenden 1,4 L de hidrógeno medidos a 25ºC y 720 mm de Hg. Escribe la ecuación ajustada y determina la pureza de la muestra de sodio. Datos: masas atómicas (u): Na=23; H=1; O=16; R=0,082 atm·L/mol·K *Sol: 50,14%*

7. Al reaccionar 10,3 g de zinc con ácido sulfúrico se forma sulfato de zinc e hidrógeno. Halla la cantidad de sulfato de zinc obtenida si el rendimiento del proceso es del 75 %. Datos: masas atóm (u) Zn=65,4; S=32; O=16; H=1 *Sol: 19,1 g de $ZnSO_4$*

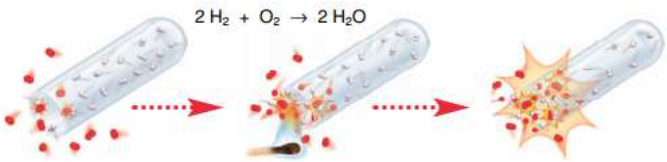
8. Uno de los pasos para la fabricación del ácido sulfúrico es: $SO_{2\,(g)} + ½\, O_{2\,(g)} \rightarrow SO_{3\,(g)}$. En una ocasión se mezclaron 11 L de dióxido de azufre a 1,2 atm y 50°C con oxígeno y se formaron 30 g de SO_3. Determina el rendimiento de la reacción y las moléculas de oxígeno que han debido reaccionar.
   Datos: masas atómicas (u) S=32; O=16; R= 0,082 atm·L/mol·K; N_A= 6,02·10^{23} *Sol: 75%; 1,5·10^{23} moléculas de O_2*

9. En la reacción de tostación de la pirita: $FeS_{2}\,(s) + O_{2}\,(g) \rightarrow Fe_2O_3(s) + SO_{2}\,(g)$. Determina cuánto óxido de hierro(III) se podrá obtener a partir de 1 ton de pirita, sabiendo que esta tiene una riqueza del 95% y el rendimiento de la reacción es del 84%
   Datos: masas atómicas (u) Fe=56; O=16; S=32 *Sol: 531,6 Kg de Fe_2O_3*

CÁLCULOS CON REACTIVO LIMITANTE:

10. La hidracina, N_2H_4, utilizada como combustible en cohetes, arde por contacto con peróxido de hidrógeno desprendiéndose nitrógeno y agua gaseosos. Si reaccionan 1 g de cada uno de los reactivos, calcula:
    a) El reactivo limitante y la cantidad de reactivo sobrante. Datos: masas atómicas (u): N=14; H=1; O=16
    b) El volumen de gas desprendido, medido en condiciones normales. *Sol: 1,62 L*

11. Si calentamos a alta temperatura una mezcla de 16 g de oxígeno con 2 g de hidrógeno no quedan ni oxígeno ni hidrógeno. Explica razonadamente qué ocurriría si calentásemos 20 g de oxígeno con 20 g de hidrógeno.



12. Se hizo reaccionar a altas temperaturas 6,4 g de azufre con 6,5 g de hierro, originándose sulfuro de hierro(II). Determina cuál es el reactivo limitante, que cantidad de producto se forma y qué masa de reactivo en exceso quedó al final de la reacción. Datos: masas atómicas (u): S=32; Fe=56 *Sol: reactivo limitante: Fe; 10,2 g de FeS; 2,7 g de S sobran*

13. Al reaccionar 500 g de nitrato de plomo(II) con 920 g de yoduro de potasio, se obtienen 600 g de yoduro de plomo(II) y también nitrato de potasio. Determina el rendimiento de la reacción y cuál de los reactivos está en exceso. Datos: masas atómicas (u): I=127; K=39; Pb=207; N=14; O=16 *Sol: 86,2%; exceso: KI*

14. El metanol líquido se obtiene haciendo reaccionar monóxido de carbono (g) e hidrógeno (g) a altas presiones y temperaturas. Escribe la reacción. Determina el reactivo limitante y la masa de metanol que se puede obtener como máximo, a partir de 7 g de monóxido de carbono y 3 g de hidrógeno. *Sol: 8 g de metanol*

15. El P_4 (g) reacciona con el Cl_2 (g) para dar PCl_3 (g). En un recipiente de 15 L que contiene Cl_2 en c. n se introducen 20 g de fósforo y se ponen en condiciones de reaccionar. ¿Cuál es la máxima cantidad de tricloruro de fósforo que se puede obtener? Determina la presión que ejercerá si se recoge en el recipiente de 15 L a 50°C.
Datos: masas atómicas (u) P=31; Cl=35,5; R= 0,082 atm·L/mol·K *Sol: 0,79 L de PCl_3*

16. El cadmio reacciona con el ácido nítrico dando nitrato de cadmio e hidrógeno. Se hacen reaccionar 8 g de cadmio con 60 mL de ácido nítrico 1,5 M. ¿Cuántos gramos de hidrógeno se obtendrán como máximo?
Datos: masas atómicas (u) Cd=112,4; H=1 *Sol: 0,09 g de H_2*

17. El primer paso en la fabricación del ácido nítrico es la oxidación del amoniaco: NH_3 (g) + O_2 (g) $\rightarrow$ NO (g) + H_2O (g)
En un recipiente se introducen 25 L de amoniaco y 50 L de oxígeno medidos ambos en c.n. Determina los gramos de cada una de las sustancias que tendremos al final del proceso.
Datos: masas atómicas (u) N=14; H=1; O=16 *Sol: 33,6 g de NO; 30,24 g de H_2O; 26,56 g de O_2 sin reaccionar*

CÁLCULOS CON REACTIVOS EN DISOLUCIÓN:

18. A 100 mL de una disolución de cloruro de sodio 0,5 M, se añade nitrato de plata en exceso. Escribe la ecuación química del proceso en el que se forma nitrato de sodio y cloruro de plata y calcula la masa de cloruro de plata que se obtendrá si el rendimiento de la reacción es del 55%.
Datos: masas atómicas (u): Na=23; Cl=35,5; Ag=108 *Sol: 3,9 g de AgCl*

19. Se hacen reaccionar 30 ml de una disolución de ácido clorhídrico de densidad 1,100 g/ml y del 25 % en masa, con carbonato de calcio, y se obtiene dióxido de carbono, cloruro de calcio y agua. Calcula:
   a) los gramos de carbonato de calcio que reaccionarán. *Sol: 11,3 g $CaCO_3$*
   b) el volumen de disolución de cloruro de calcio 0,5 M que se puede preparar con el cloruro obtenido. *Sol: 0,23 L*
   c) el volumen de CO_2 obtenido a 30ºC y 800 mmHg. *Sol: 2,5 L CO_2*
   Datos: masas atómicas (u) Ca=40; Cl=35,5; H=1; C=12; R= 0,082 atm·L/mol·K

20. ¿qué volumen de disolución de ácido sulfúrico 0,1 M se necesita para neutralizar 10 mL de disolución 1,0 M de hidróxido de sodio? *Sol: 50 mL de H_2SO_4*

21. El ácido sulfúrico reacciona con el cobre y forma sulfato de cobre(II), dióxido de azufre y agua. En una experiencia se emplean 90 mL de ácido sulfúrico 5,0 M y 20 g de cobre del 90% de pureza. Escribe la reacción ajustada y determina:
   a) Qué cantidad de reactivo queda sin reaccionar.
   b) El volumen de dióxido de azufre gas que se produce a 700 mm de Hg y 25ºC si el rendimiento del proceso es 60%

22. Para determinar la riqueza de una partida de cinc se toman 50,0 g de una muestra y se tratan con ácido clorhídrico al 37 % en masa y densidad 1,18 g/mL, gastándose 126 mL de ácido. La reacción del cinc con ácido clorhídrico produce cloruro de cinc e hidrógeno. Escriba la reacción ajustada y calcule el porcentaje de cinc en la muestra. *Sol: 98,56%*

23. Calcula la cantidad mínima de mineral de zinc del 20% de pureza que se necesita para que reaccione totalmente con 0,5 L de disolución 1,0 M de ácido clorhídrico. Los productos de la reacción son cloruro de zinc e hidrógeno.
Datos: masas atómicas (u): Cl=35,5; H=1 *Sol: 82 g de mineral*

24. La reacción de ácido sulfúrico con cloruro de bario, produce sulfato de bario y ácido clorhídrico.
   a) Calcula el volumen de disolución de ácido sulfúrico, de densidad 1,84 g/mL y 96% en masa, necesario para reaccionar con 21,6 g de cloruro de bario. Sol: 5,8 mL
   b) ¿Qué masa de sulfato de bario se obtendrá? Datos: m (u) S=32; H=1; O=16; Cl=35,5; Ba= 137 Sol: 24,3 g de $BaSO_4$