

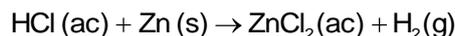
Ejemplos de cálculos estequiométricos

El cinc reacciona con el ácido clorhídrico (HCl) formando cloruro de cinc (ZnCl₂) e hidrógeno (H₂) gas. Si hacemos reaccionar 6 g de ácido clorhídrico, HCl:

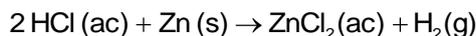
- a) **Determine la masa, en gramos, de cinc que reacciona.**
- b) **¿Cuál sería el volumen de H₂ obtenido si se mide a 0°C y 760 mmHg?**

- Identifica reactivos y productos. Plantea la ecuación** y a continuación formula las sustancias que intervienen:

Ácido clorhídrico + Cinc → Cloruro de cinc + Hidrógeno



- Ajusta la ecuación:**



- Pasa el dato que te dan a moles:**

$$6,0 \text{ g de HCl} \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g de HCl}} = 0,16 \text{ moles de HCl}$$

Para plantear este factor de conversión debes obtener la masa molecular del compuesto.

- Transforma ahora los moles del dato en moles de la incógnita** leyendo el correspondiente factor de conversión en la ecuación ajustada

$$0,16 \text{ moles de HCl} \frac{1 \text{ mol de Zn}}{2 \text{ mol de HCl}} = 0,08 \text{ moles de Zn}$$

Lee el factor en la ecuación ajustada

- Transforma moles en gramos** usando la masa atómica o molecular:

$$0,08 \text{ moles de Zn} \frac{65,4 \text{ g de Zn}}{1 \text{ mol de Zn}} = \boxed{5,2 \text{ g de Zn}}$$

Esto se puede hacer de forma directa "empatando" unos factores de conversión con otros:

$$6,0 \text{ g de HCl} \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ moles HCl}} \frac{65,4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 5,2 \text{ g Zn}$$

Convierte gramos a moles

Convierte moles a gramos

Permite relacionar dato (HCl) con la incógnita (Zn)

- Si la sustancia es un gas y está medido en c.n. (0°C y 1atm)**, se puede obtener el volumen teniendo en cuenta que 1 mol de cualquier sustancia gaseosa ocupa 22,4 litros (volumen molar)

$$6,0 \text{ g de HCl} \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ moles HCl}} \frac{22,4 \text{ litros H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 1,84 \text{ litros H}_2$$

Factor que convierte moles en litros (sólo para gases medidos en c.n.)

Cálculos masa - masa

El dato está expresado en gramos y la incógnita la piden también en gramos.

Ejemplo:

Calcule los gramos de dicloruro de manganeso (MnCl_2) que se obtienen cuando reaccionan 7,5 g de ácido clorhídrico (HCl) con dióxido de manganeso, MnO_2 . En la reacción se obtiene además $\text{Cl}_2(\text{g})$ y H_2O .



$$7,5 \text{ g de HCl} \frac{1 \text{ mol de HCl}}{36,5 \text{ g de HCl}} \frac{1 \text{ mol de MnCl}_2}{4 \text{ moles de HCl}} \frac{126,0 \text{ g de MnCl}_2}{1 \text{ mol de MnCl}_2} = 6,5 \text{ g de MnCl}_2$$

Factor leído en la ecuación ajustada. Nos transforma dato (HCl) en incógnita (MnCl_2)

Cálculos masa - volumen

El dato está expresado en gramos y la incógnita, por ser un gas, piden su volumen en litros.

Ejemplo:

Calcule el volumen de cloro (Cl_2), medido en condiciones normales (0°C y 1 atm) que se obtendrá cuando reaccionen, según la ecuación anterior, 7,5 g de ácido clorhídrico, HCl con MnO_2 .



$$7,5 \text{ g de HCl} \frac{1 \text{ mol de HCl}}{36,5 \text{ g de HCl}} \frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{4 \text{ moles de HCl}} \frac{22,4 \text{ litros de Cl}_2}{1 \text{ mol de Cl}_2} = 1,2 \text{ litros de Cl}_2$$

Factor leído en la ecuación ajustada

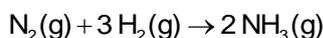
Esta relación se puede usar únicamente cuando el gas esté medido en c. n.

Cálculos volumen - volumen

Si las sustancias consideradas están en fase gaseosa la relación establecida por la ecuación ajustada puede considerarse relación en volumen, **siempre que los gases estén medidos en las mismas condiciones de P y T ya que "volúmenes iguales de gases diferentes, medidos en las mismas condiciones de P y T contienen el mismo número de moles."**

Ejemplo:

Determine los litros de amoníaco, NH_3 , que se obtendrán cuando reaccionan 0,5 L de H_2 con la cantidad de nitrógeno (N_2) necesaria si se supone que ambos gases están medidos a igual presión y temperatura.



$$0,5 \text{ L H}_2 \frac{2 \text{ L NH}_3}{3 \text{ L H}_2} = 0,333 \text{ L NH}_3$$

Cálculos con rendimiento distinto del 100%

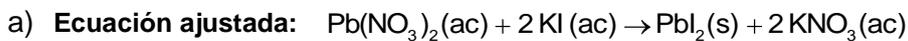
Lo más frecuente es que, debido a razones diversas, a la hora de la realización práctica de una reacción química las cantidades obtenidas sean distintas de las calculadas teóricamente. Se define el rendimiento de la reacción como:

$$r = \frac{\text{gramos reales}}{100 \text{ gramos teóricos}}$$

Ejemplo:

El nitrato de plomo(II), $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, reacciona con el yoduro de potasio (KI) para dar un precipitado de color amarillo de yoduro de plomo(II), PbI_2 , y se forma también nitrato de potasio, KNO_3 .

- a) Plantea y ajusta la ecuación correspondiente al proceso
- b) Cuando se hacen reaccionar 15,0 g de nitrato de plomo(II) se obtienen 18,5 g de yoduro de plomo(II) ¿Cuál es el rendimiento del proceso?



b) Gramos de yoduro de plomo(II) que deberían obtenerse teóricamente:

$$15,0 \text{ g de } \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \frac{1 \text{ mol de } \text{Pb}(\text{NO}_3)_2}{331,2 \text{ g de } \text{Pb}(\text{NO}_3)_2} \frac{1 \text{ mol de } \text{PbI}_2}{1 \text{ mol de } \text{Pb}(\text{NO}_3)_2} \frac{461,0 \text{ g de } \text{PbI}_2}{1 \text{ mol de } \text{PbI}_2} = 20,9 \text{ g de } \text{PbI}_2$$

✓ Cálculo del rendimiento:

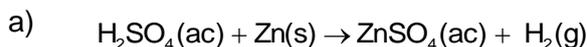
$$\frac{18,5 \text{ g } \text{PbI}_2 \text{ reales}}{20,9 \text{ g } \text{PbI}_2 \text{ teóricos}} \frac{100,0 \text{ g } \text{PbI}_2 \text{ teóricos}}{100,0 \text{ g } \text{PbI}_2 \text{ teóricos}} = 88,5 \frac{\text{g } \text{PbI}_2 \text{ reales}}{100,0 \text{ g } \text{PbI}_2 \text{ teóricos}} = 88,5 \%$$

Factor para calcular el tanto por ciento
No se divide por el 100 del denominador,
 ya que forma parte de la unidad solicitada.

Ejemplo:

10,30 g de cinc metal reaccionan con ácido sulfúrico, H_2SO_4 , para dar sulfato de cinc (ZnSO_4) e hidrógeno gaseoso (H_2).

- a) Plantea y ajusta la ecuación correspondiente al proceso
- b) Calcula la cantidad de ZnSO_4 obtenida si el rendimiento del proceso es de un 75%.



b) Cantidad de sulfato de zinc obtenida

$$10,30 \text{ g de Zn} \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \frac{1 \text{ mol ZnSO}_4}{1 \text{ mol Zn}} \frac{151,5 \text{ g ZnSO}_4}{1 \text{ mol ZnSO}_4} \frac{75,0 \text{ g ZnSO}_4 \text{ reales}}{100,0 \text{ g ZnSO}_4 \text{ teóricos}} = 19,1 \text{ g ZnSO}_4 \text{ reales}$$

Factor que considera el rendimiento de la reacción

Procesos con reactivo limitante

A la hora de llevar a cabo una reacción química puede suceder que uno de los reactivos esté en exceso, entonces la reacción transcurrirá mientras exista algo del otro reactivo. Una vez que éste se acaba la reacción se para, quedando el exceso del primero sin reaccionar. El reactivo que al agotarse hace que la reacción se detenga se denomina **reactivo limitante**.

Los cálculos se efectúan considerando las cantidades que reaccionan.

Ejemplo: Una mezcla de 100,0 g disulfuro de carbono y 200,0 g de cloro (gas) se pasa a través de un tubo de reacción caliente produciéndose la reacción:



Calcular la cantidad de S_2Cl_2 que se obtendrá

- ✓ Como dan cantidades para ambos reactivos, vemos si están en cantidades estequiométricas (justas):

$$100,0 \text{ g } \cancel{\text{CS}_2} \frac{1 \text{ mol } \text{CS}_2}{76,2 \text{ g } \cancel{\text{CS}_2}} = 1,31 \text{ mol } \text{CS}_2$$

$$200,0 \text{ g } \cancel{\text{Cl}_2} \frac{1 \text{ mol } \text{Cl}_2}{71,0 \text{ g } \cancel{\text{Cl}_2}} = 2,82 \text{ moles } \text{Cl}_2$$

Como (según se lee en la ecuación química) 1 mol de CS_2 reacciona con 3 moles de Cl_2 , para reaccionar con 1,31 moles de CS_2 se necesitarían: $1,31 \times 3 = 3,93$ moles de Cl_2 . Por tanto, como sólo existen 2,82 moles de Cl_2 :

Reactivo en exceso (no reacciona todo): CS_2 . Reactivo limitante (reacciona todo) : Cl_2

- ✓ A la hora de efectuar los cálculos ha de tenerse presente que parte del CS_2 quedará sin reaccionar. Por tanto, ha de usarse, bien el reactivo limitante (reacciona totalmente), o bien la parte que reacciona del reactivo en exceso:

Usando el reactivo limitante: $2,82 \text{ mol } \cancel{\text{Cl}_2} \frac{1 \text{ mol } \text{S}_2\text{Cl}_2}{3 \text{ mol } \cancel{\text{Cl}_2}} \frac{135,0 \text{ g } \text{S}_2\text{Cl}_2}{1 \text{ mol } \cancel{\text{S}_2\text{Cl}_2}} = 126,9 \text{ g } \text{S}_2\text{Cl}_2$

Reactivos impuros

Si los reactivos que se emplean en la reacción no son puros ha de tenerse en cuenta el dato de pureza y realizar los cálculos sólo con la parte de la muestra que reacciona.

Ejemplo: Al calentar el óxido de mercurio(II), HgO , se descompone en oxígeno (gas), $\text{O}_2(\text{g})$, y mercurio metálico (Hg). Calcular la cantidad de Hg que podremos obtener al descomponer 20,5 g de un óxido de mercurio(II) del 80 % de pureza.



Parte de la muestra no es HgO . Por eso hablamos de "óxido" cuando nos referimos a la muestra impura

$$20,5 \text{ g de } \cancel{\text{óxido}} \frac{80 \text{ g de } \cancel{\text{HgO}}}{100 \text{ g de } \cancel{\text{óxido}}} \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{HgO}}}{216,8 \text{ g } \cancel{\text{HgO}}} \frac{2 \text{ mol } \cancel{\text{Hg}}}{2 \text{ mol } \cancel{\text{HgO}}} \frac{200,6 \text{ g } \cancel{\text{Hg}}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{Hg}}} = 15,2 \text{ g Hg}$$

Factor que convierte los gramos de muestra en gramos de Hg O

Determinación de la pureza de un reactivo

Basándonos en la cantidad de productos obtenidos (o de reactivos que reaccionan) se puede establecer la pureza de un reactivo o su contenido en determinada sustancia (riqueza)

Ejemplo: Una muestra impura de 50,0 g de cinc reacciona con 53,7 g de ácido clorhídrico, HCl. Calcular el porcentaje de Zn presente en la muestra (riqueza).



- ✓ La cantidad de cinc presente en la muestra se puede calcular a partir del ácido consumido suponiendo que las impurezas no reaccionan con el ácido:

$$53,7 \text{ g HCl} \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ mol HCl}} \frac{65,4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 48,1 \text{ g Zn}$$

- ✓ El cálculo de la pureza se reduce a calcular un tanto por ciento:

$$\frac{48,1 \text{ g Zn}}{50,0 \text{ g muestra}} \frac{100,0 \text{ g muestra}}{100,0 \text{ g muestra}} = 96,2 \frac{\text{g Zn}}{100,0 \text{ g muestra}} = 96,2 \% \text{ Zn}$$

Relación entre el Zn puro y la masa total de muestra

Factor para calcular el tanto por ciento. Recordar que por el "100" del denominador no se divide ya que forma parte de la unidad final.

Reactivos en disolución (molaridad)

Lo común es que los reactivos que se utilicen se encuentren en forma de disolución acuosa y que se trabaje directamente con cantidades de disolución y no de soluto:

Ejemplo: Se hacen reaccionar 6,5 g de carbonato de calcio (CaCO₃) con ácido clorhídrico (HCl) 1,5 M. Calcular la cantidad de HCl necesario para reacción completa.



$$6,5 \text{ g de CaCO}_3 \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100,1 \text{ g CaCO}_3} \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol CaCO}_3} \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ disolución}}{1,5 \text{ mol HCl}} = 86,7 \text{ cm}^3 \text{ disolución}$$

Este factor permite transformar moles de HCl (soluto) en volumen de disolución usando la definición de molaridad.

**Reactivos en disolución
(tanto por ciento en peso)**

Una forma muy corriente de expresar la concentración de una disolución es en tanto por ciento en peso (masa). Si se pretende operar con volumen de disolución es preciso, además, conocer la densidad de la disolución

Ejemplo: Se hacen reaccionar 4,5 g de cinc con ácido clorhídrico (HCl) del 35% en masa y 1,18 g/mL de densidad. Calcule el volumen de HCl necesario en la reacción.



$$4,5 \text{ g Zn} \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Zn}} \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \frac{100,0 \text{ g ácido}}{35,0 \text{ g HCl}} \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ ácido}}{1,18 \text{ g ácido}} = 12,2 \text{ cm}^3 \text{ ácido (disolución)}$$

Factor que convierte moles de HCl en gramos de HCl

Usando la definición de concentración en tanto por ciento en peso se puede convertir gramos de HCl (solute) en gramos de ácido (disolución)

El dato de densidad permite convertir gramos (masa) en cm^3 (volumen) de disolución