

Claves para resolver los ejercicios de estequiometria

○ Algunas definiciones para arrancar!

- **Estequiometria**: es la ciencia que mide las proporciones cuantitativas o relaciones de masa de los elementos químicos que están implicados en una reacción química.
- **Reacción química**: se produce cuando sustancias, llamadas reactivos, se transforman, en nuevas sustancias, llamadas productos de reacción.
- **Ecuación química**: representa de forma simbólica la reacción química. Nos indica el tipo y cantidad de sustancias que intervienen en una reacción química.

○ Existen 4 tipos de casos posibles:

- a. **Ejercicios simples**: donde solo se conoce la cantidad de uno de los reactivos, estando las cantidades de las otras especies en exceso.
- b. **Ejercicios de reactivo limitante y en exceso**: se combinan cantidades conocidas de los reactivos. Es necesario determinar **PREVIAMENTE**, el reactivo que limita la formación de los productos y usar esa especie como base para el cálculo.
- c. **Ejercicios donde alguna de las especies tiene porcentaje de pureza**: en estas situaciones es necesario conocer la **pureza** de las especies para afectar los cálculos.
- d. **Ejercicios donde la reacción **NO** es completa**: en estas reacciones los reactivos no se consumen completamente, por lo que la cantidad de productos formados va a ser menor que la teórica. La reacción posee un porcentaje de **rendimiento**.

Además cada uno de estos casos puede combinarse con los otros!

○ Pasos claves para resolver cualquier caso

1. **Plantear la ecuación química y balancearla.**

- a. Plantear la ecuación: escribir las fórmulas químicas de las especies intervinientes.
- b. Balancear: significa que la suma de la masa (o moles) de las sustancias reaccionantes debe ser igual a la suma de las Masas (o moles) de los productos. Para lograr esto se agregan los coeficientes estequiométricos delante de cada especie, según corresponda. **NUNCA modificar los subíndices de las fórmulas químicas para balancear!!** Esto cambiaría la identidad de la especie interviniente. El método para balancear es por tanteo siendo conveniente balancear la final los oxígenos y los hidrógenos.

2. Identificar los datos correspondientes a cada especie y la incógnita a averiguar.

Acomodar toda la información proporcionada por el problema de forma esquemática de manera que sea sencillo la identificación de los datos proporcionados y los valores requeridos (incógnitas a calcular).

3. Calcular la magnitud requerida.

Identificar el caso o la combinación de situaciones que se presentan:

- Si hay algún reactivo limitante, dicho reactivo será el que definirá la cantidad de producto obtenido.
- Si algunos de los reactivos presenta un porcentaje de pureza, la cantidad de la especie disponible para reaccionar será menor.
- Si la reacción no se completa se dice que tiene un determinado rendimiento. El rendimiento de la reacción disminuye la cantidad de producto que se puede obtener.

○ Ejemplo Ejercicios simples (a)

Veamos la aplicación de este método la resolución de un problema.

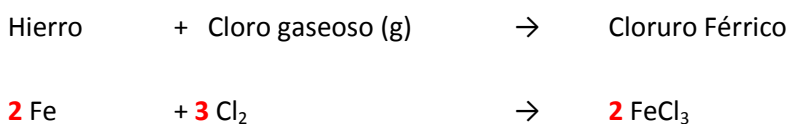
Problema: Si se calienta hierro en presencia de cloro gaseoso se forma un sólido marrón que es el cloruro férrico. Calcule: a) Números de moles de Cloro para producir 10 moles de FeCl_3 .

Resolución**1. Plantear la ecuación química y balancearla.**

Especies intervinientes en la reacción:

- Reactivos: Hierro y cloro gaseoso
- Productos: Cloruro férrico

Para poder escribir las fórmulas correspondientes deben repasar el tema “Nomenclatura de compuestos inorgánicos”. Una herramienta de mucha ayuda para esto es la tabla periódica y la “Tabla de cationes y aniones”, ambas presentadas al final de la guía de ejercicios.



Una vez equilibrada la reacción pasamos al paso siguiente

2. Identificar los datos correspondientes a cada especie y la incógnita a averiguar.

Acorde a lo enunciado en el problema, no hay datos de la cantidad de hierro presente. Esto es debido a que se asume que la cantidad de hierro es tal que permite que se consuma todo el cloro gaseoso.



3. Calcular la magnitud requerida.

El ejercicio corresponde a la situación a, donde solo es conocida la cantidad de uno de los reactivos, en este caso el cloro.

Para calcular la cantidad de cloro gaseoso (Cl_2) debemos relacionar la información que brinda la reacción:

Según la estequiometría de la reacción:

- 2 moles de Fe reaccionan con 3 moles Cl_2 para generar 2 moles de FeCl_3 .

Para saber qué cantidad de cloro se requiere para producir 10 moles de FeCl_3 , debo relacionar mediante una regla de tres las especies correspondientes:

$$\begin{array}{ccc} 3 \text{ moles de } \text{Cl}_2 & \text{-----} & 2 \text{ moles de } \text{FeCl}_3 \\ x & \text{-----} & 10 \text{ moles de } \text{FeCl}_3 \end{array}$$

$$x = \frac{10 \text{ mol} * 3 \text{ mol}}{2 \text{ mol}}$$

$$x = 15 \text{ moles}$$

Rta: Para producir 10 moles de FeCl_3 , se necesitan 15 moles de Cl_2

○ Ejemplo Ejercicios Reactivo limitante y en exceso (b)

Problema: ¿Cuántos gramos de PbI_2 se obtienen cuando reaccionan entre sí 77,53 g de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ y 63,41 g de NaI ? Como producto secundario se obtiene NaNO_3 .

Resolución

1. Plantear la ecuación química y balancearla:

Especies intervinientes en la reacción:

- Reactivos: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ y NaI
- Productos: PbI_2 y NaNO_3



Una vez equilibrada la reacción, podemos enfocarnos en los datos que presenta el problema.

2. Identificar los datos correspondientes a cada especie y la incógnita a averiguar.



3. Calcular la magnitud requerida

- Cálculo del reactivo limitante:

Según la estequiometría de la reacción:

- ✓ 1 mol de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ reaccionan con 2 moles de NaI .

Expresado en masas podemos decir que:

- ✓ 331.2 g de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ reaccionan con 299,78 g de NaI ($149.89 \text{ g/mol} \times 2$)

Para calcular el reactivo limitante relacionamos ambos reactivos en la siguiente regla de tres:

- ✓ 331.2 g de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ----- 299,78 g de NaI

$$x \quad \text{-----} \quad 63,41 \text{ g de NaI}$$

$$x = \frac{63.41 \text{ g} \times 331.2 \text{ g}}{299.78 \text{ g}}$$

$$x = 70.06 \text{ g de Pb}(\text{NO}_3)_2$$

Comparar la cantidad obtenida con la disponible para reaccionar (77,53 g)

70.06 g

<

77.53 g

Cantidad de necesaria de
 $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ para consumir todo el NaI

Cantidad de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
 disponible para la reacción

La cantidad disponible de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ excede la cantidad necesaria para consumir todo el NaI.

Por lo tanto, el $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ es el reactivo en exceso, mientras que el NaI es el reactivo limitante.

- Cálculo de la cantidad de producto generado

Vamos a calcular la cantidad de PbI_2 producido relacionando en una regla de tres las cantidades del reactivo limitante con el producto.

✓ 461.01 PbI_2 ----- 299,78 g de NaI

x ----- 63,41 g de NaI

$$x = \frac{63.41 \text{ g} \cdot 461.01 \text{ g}}{299.78 \text{ g}}$$

x = 97.51 g de PbI_2

Rta Se obtienen 97.51 g de PbI_2

○ Ejemplo Ejercicios con pureza (c)

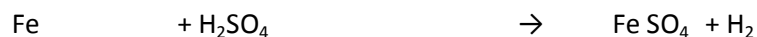
Problema: Se parte de 20 g de hierro (pureza: 60%) y de 30 g de ácido sulfúrico (pureza: 80%) para obtener sulfato de hierro (II) e hidrógeno gaseoso. ¿Qué masas de hierro y de ácido sulfúrico reaccionan?

Resolución

1. Plantear la ecuación química y balancearla:

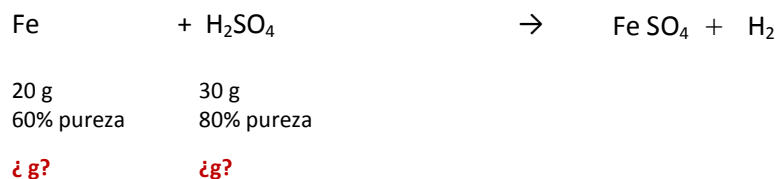
Especies intervinientes en la reacción:

- Reactivos: hierro (Fe) y ácido sulfúrico (H_2SO_4)
- Productos: sulfato de hierro (II) (FeSO_4) e hidrogeno gaseoso (H_2)



La ecuación química está equilibrada.

2. Identificar los datos correspondientes a cada especie y la incógnita a averiguar.



3. Calcular la magnitud requerida.

- Cálculo de la masa de reactivo disponible para la reacción (Pureza)

Debemos tener en cuenta que la ecuación química se plantea para las especies en estado puro. Por lo tanto, en primer lugar debemos afectar las cantidades con la pureza. En ambos casos la cantidad de reactivo disponible para la reacción va a ser menor a la detallada en el enunciado (20 y 30 g, respectivamente).

Para el caso del Fe, que posee un 60% de pureza, la cantidad disponible para la reacción es 12 g:

$$20 \text{ g Fe} * 60 \% = \frac{20 \text{ g} * 60}{100} = 12 \text{ g}$$

Para el caso del H₂SO₄, que posee un 80% de pureza, la cantidad disponible para la reacción es 24 g:

$$30 \text{ g H}_2\text{SO}_4 * 80 \% = \frac{30 \text{ g} * 80}{100} = 24 \text{ g}$$

- Cálculo del reactivo limitante:

Según la estequiometría de la reacción:

- ✓ 1 mol de Fe reaccionan con 1 moles de H₂SO₄. Si expresamos esto en masas podemos decir que:
- ✓ 55.85 g de Fe reaccionan con 98 g de H₂SO₄.

Relacionamos ambos reactivos en la siguiente regla de tres:

$$\begin{array}{ccc} \checkmark & 55.85 \text{ g de Fe} & \text{-----} & 98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \\ & x & \text{-----} & 24 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \end{array}$$

$$x = \frac{24 \text{ g} * 55.85 \text{ g}}{98 \text{ g}}$$

$$x = 13.68 \text{ g de Fe}$$

Comparar esta cantidad con la cantidad disponible para reaccionar (12 g).

13.68 g	$>$	12 g
La cantidad necesaria de Fe para consumir todo el H_2SO_4		La cantidad de Fe disponible para la reacción

La cantidad disponible de Fe es menor que la cantidad necesaria para consumir todo el H_2SO_4 . Por lo tanto, el Fe es el **reactivo limitante**.

Ahora vamos a calcular la cantidad de H_2SO_4 que reacciona:

$$\checkmark \quad 55.85 \text{ g de Fe} \quad \text{-----} \quad 98 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

$$12 \text{ g} \quad \text{-----} \quad x$$

$$x = \frac{12 \text{ g} \cdot 98 \text{ g}}{55.85 \text{ g}}$$

$$x = 21.06 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

Rta La cantidad de Fe que reacciona es 12 g y 21.06 g de H_2SO_4

○ Ejemplo Ejercicios con rendimientos de reacción (d)

Problema: el ejercicio del caso anterior agregamos el siguiente apartado: ¿Qué volumen de hidrógeno en C.N.T.P. se obtiene si el rendimiento de la reacción es del 80%?

Resolución

1. Plantear la ecuación química y balancearla:

Especies intervinientes en la reacción:

Ídem caso anterior

2. Identificar los datos correspondientes a cada especie y la incógnita a averiguar.

Ídem caso anterior. Agregamos el dato del rendimiento de reacción.



Dato: rendimiento de reacción 80%

3. Calcular la magnitud requerida.

- Calculo de la masa de reactivo disponible para la reacción.

Idem caso anterior.

- Calculo del reactivo limitante:

Ídem caso anterior

- Calculo de la cantidad de H₂ formado

Tomando como base para el cálculo el reactivo limitante (Fe), podemos planteamos la siguiente regla de tres:

$$\checkmark \quad 55.85 \text{ g de Fe} \text{ ----- } 1 \text{ moles de H}_2$$

$$12 \text{ g} \text{ ----- } x$$

$$x = \frac{12 \text{ g} \cdot 1 \text{ g}}{55.85 \text{ g}}$$

$$x = 0.215 \text{ moles de H}_2$$

Este sería el resultado si la reacción se completara, es decir, si se consumiera todo el reactivo limitante. Pero sabemos que la reacción se lleva a cabo con un rendimiento del 80%. Es decir que se consume el 80% del limitante y en consecuencia se forma solo el 80% del producto.

Entonces:

$$0.215 \text{ moles H}_2 \text{ ----- } 100\%$$

$$x \text{ ----- } 80\%$$

$$x = \frac{80 \cdot 0.215 \text{ mol}}{100}$$

$$x = 0.172 \text{ moles}$$

Estos son los moles de H_2 formados en una reacción con un rendimiento del 80%

En condiciones normales de presión y temperatura (C.N.P.T.) 1 mol de gas ocupa 22.4 L,
entonces:

$$1 \text{ mol } H_2 \text{ ----- } 22.4 \text{ L}$$

$$0.172 \text{ moles } H_2 \text{ ----- } x$$

$$x = \frac{0.4297 \text{ moles} \cdot 22.4 \text{ L}}{1 \text{ mol}}$$

$$x = 3.85 \text{ Litros}$$

Rta.: Se obtienen 3.85 L de H_2 gaseoso.