

Seminario Química General

Tema: Estequiometria

- Clase 17-04-2020
- Dra. Ing. LAURA LERICI
- laulerici@hotmail.com

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:

Ejercicios simples: donde solo se conoce la cantidad de uno de los reactivos, estando las cantidades de las otras especies en exceso.

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.

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.

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.

Plantear la ecuación: escribir las fórmulas químicas de las especies intervinientes.

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)

Problema:

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

Resolución

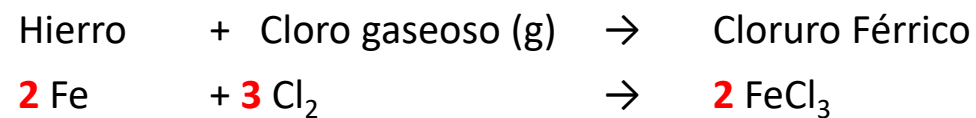
•Plantear la ecuación química y balancearla.

Especies intervinientes en la reacción:

•Reactivos: Hierro y cloro gaseoso

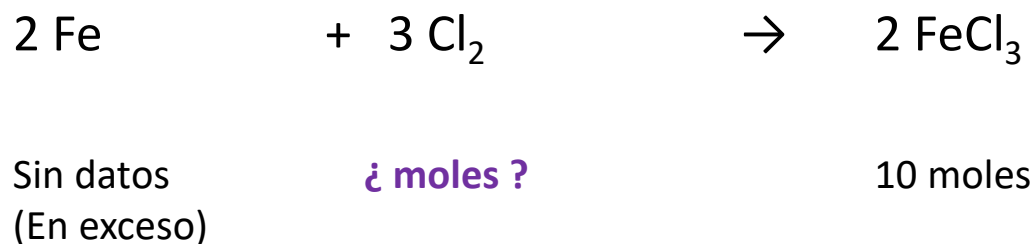
•Productos: Cloruro férrico

Para poder escribir las fórmulas correspondientes Ver “[Tabla de cationes y aniones](#)”



- **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.

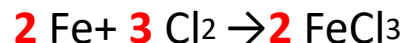


- **Calcular la magnitud requerida.**

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 estequiometria 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:

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

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

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

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 yoduro plumboso, PbI_2 , se obtienen cuando reaccionan entre sí 77,53 g de nitrato plumboso, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, y 63,41 g de yoduro de sodio, NaI ? Como producto secundario se obtiene NaNO_3 .

Resolución

1. Plantear la ecuación química y balancearla:

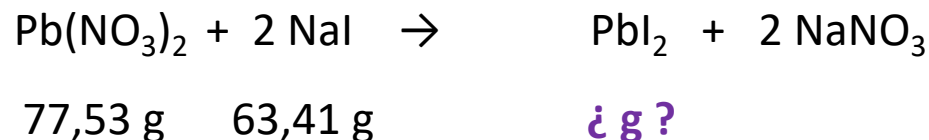
Especies intervinientes en la reacción:

- 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

Calculo del reactivo limitante:

Según la estequiometria 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 g/mol * 2)

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

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

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

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

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

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

70.06 g	<	77.53 g
Cantidad 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.

Calculo 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?

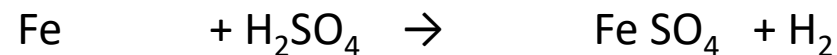
Resolución

1. Plantear la ecuación química y balancearla:

Especies intervinientes en la reacción:

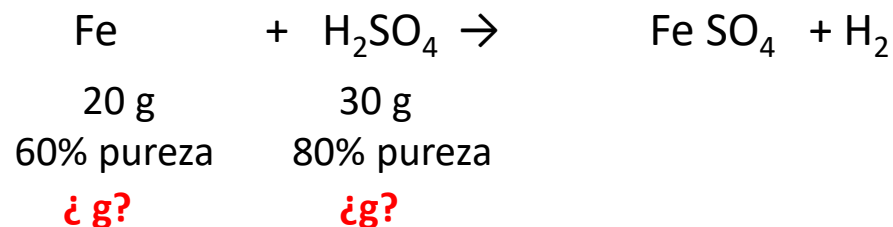
Reactivos: hierro (Fe) y ácido sulfúrico (H_2SO_4)

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.

Calculo 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:

$$20 \text{ g Fe} * 60 \% = (20 \text{ g} * 60) / 100 = 12 \text{ g}$$

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

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

Calculo del reactivo limitante:

Según la estequiometria 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:

55.85 g de Fe ----- 98 g de H₂SO₄

x ----- 24 g de H₂SO₄

$$x = (24 \text{ g} \cdot 55.85 \text{ g}) / (98 \text{ g})$$

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

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

13.68 g

>

12 g

La cantidad
necesaria de Fe
para consumir todo
el H₂SO₄

La cantidad de Fe
disponible para la reacción

La cantidad disponible de Fe es menor que la cantidad necesaria para consumir todo el H₂SO₄. Por lo tanto, el Fe es el reactivo limitante.

Ahora vamos a calcular la cantidad de H₂SO₄ que reacciona:

55.85 g de Fe ----- 98 g de H₂SO₄

12 g ----- x

$$x = (12 \text{ g} \cdot 98 \text{ g}) / (55.85 \text{ g})$$

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

Rta La cantidad de Fe que reacciona es 12 g y 21.06 g de H₂SO₄

o 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

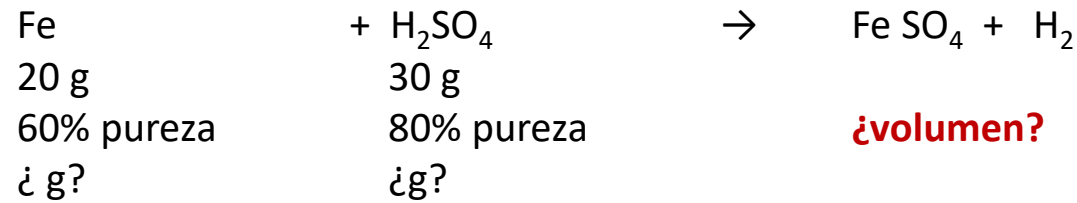
1. Plantear la ecuación química y balancearla:

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%

1. 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:

55.85 g de Fe ----- 1 moles de H₂

12 g ----- x

$$x = (12 \text{ g} * 1 \text{ g}) / (55.85 \text{ g})$$

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

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

Entonces:

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

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

$$x = (80 \cdot 0.215 \text{ mol}) / 100$$

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

Estos son los moles de H₂ 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:

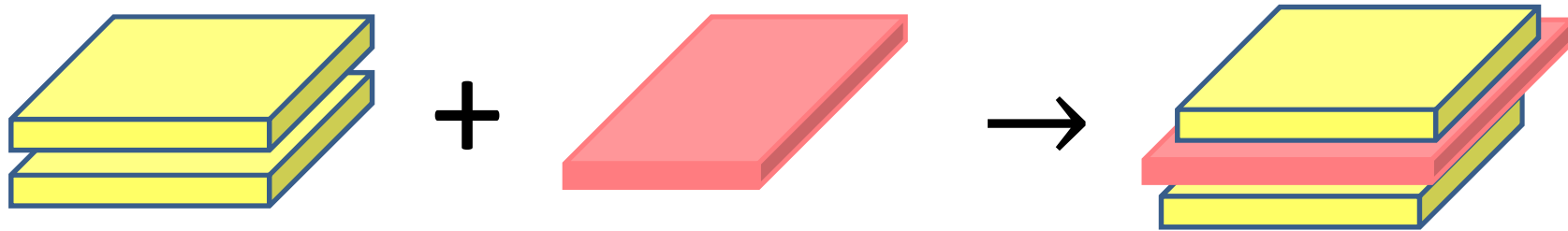
$$1 \text{ mol H}_2 \text{ ----- } 22.4 \text{ L}$$

$$0.172 \text{ moles H}_2 \text{ ----- } x$$

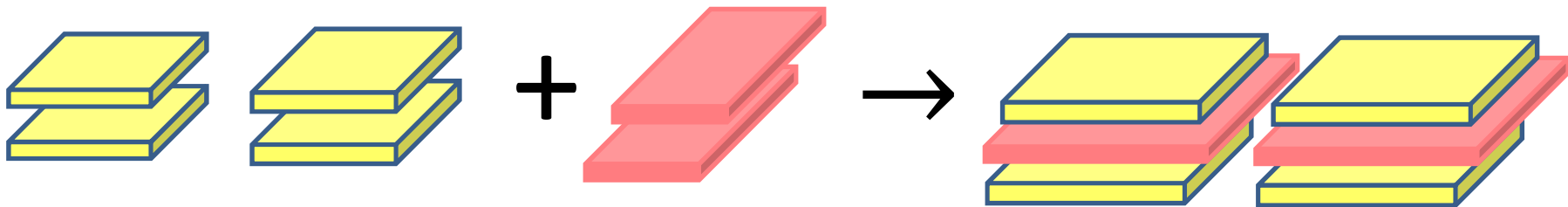
$$x = (0.172 \text{ moles} \cdot 22.4 \text{ L}) / (1 \text{ mol})$$

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

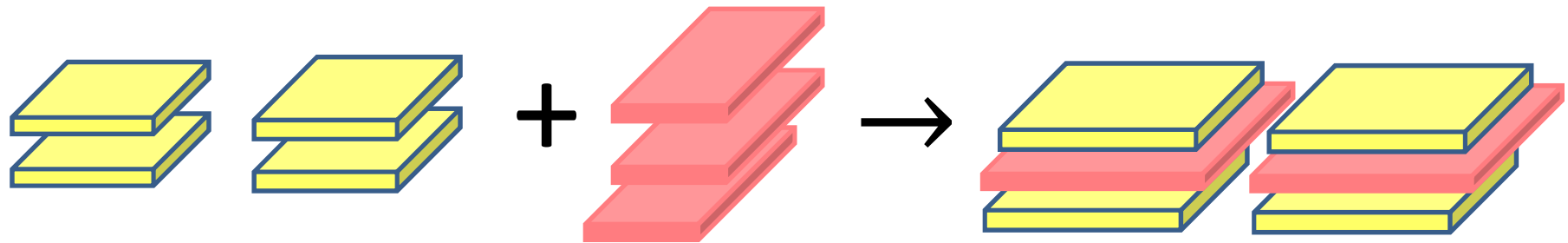
Rta.: Se obtienen 3.85 L de H₂ gaseoso.



2 PAN + 1 JAMON \rightarrow 1 SANDWICH



4 PANES + 2 JAMON \rightarrow 2 SANDWICHES



4 PANES + 3 JAMON \rightarrow ???

4 PANES + 3 JAMON \rightarrow 2 SANDWICHIS

LIMITANTE

EN EXCESO



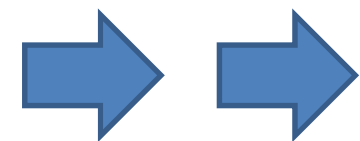
Lerici

TABLA 3: Tabla de aniones más comunes

Nombre	Fórmula	Ácido
Bromuro	Br^-	Bromhídrico
Carbonato	CO_3^{2-}	Carbónico
Carbonato ácido o bicarbonato	HCO_3^-	
Cianuro	CN^-	Cianhídrico
Clorato	ClO_3^-	Clórico
Clorito	ClO_2^-	Cloroso
Cloruro	Cl^-	Clorhídrico
Cromato	CrO_4^{2-}	Crómico
Dicromato	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Dicrómico
Fluoruro	F^-	Fluorhídrico
Fosfato	PO_4^{3-}	Fosfórico
Fosfato ácido	HPO_4^{2-}	
Fosfato diácido	H_2PO_4^-	
Fosfito	PO_3^{3-}	Fosforoso
Hidróxido	OH^-	Agua
Hidruro	H^-	
Hipoclorito	ClO^-	Hipocloroso
Manganato	MnO_4^{2-}	Mangánico
Nitrato	NO_3^-	Nítrico
Nitrito	NO_2^-	Nitroso
Nitruro	N^{3-}	
Óxido	O^{2-}	
Perclorato	ClO_4^-	Perclórico
Permanganato	MnO_4^-	Permangánico
Peróxido	O_2^{2-}	
Sulfato	SO_4^{2-}	Sulfúrico
Sulfato ácido o bisulfato	HSO_4^-	
Sulfito	SO_3^{2-}	Sulfuroso
Sulfuro	S^{2-}	Sulfhídrico
Sulfuro ácido	HS^-	
Superóxido	O_2^-	
Tiocianato	SCN^-	Tiocianhídrico
Yoduro	I^-	Yodhídrico

TABLA 2: Tabla de cationes más comunes

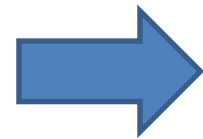
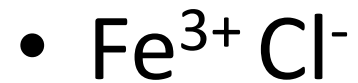
Nombre	Fórmula	Nombre	Fórmula
Aluminio	Al^{3+}	Férrico	Fe^{3+}
Amonio	NH_4^+	Ferroso	Fe^{2+}
Aúrico	Au^{3+}	Hidrógeno, protón	H^+
Auroso	Au^+	Litio	Li^+
Bario	Ba^{2+}	Magnesio	Mg^{2+}
Cadmio	Cd^{2+}	Manganoso	Mn^{2+}
Calcio	Ca^{2+}	Mercúrico	Hg^{2+}
Cesio	Cs^+	Mercurioso	Hg_2^{2+}
Cobáltico	Co^{3+}	Niquélico	Ni^{3+}
Cobaltoso	Co^{2+}	Niqueloso	Ni^{2+}
Crómico	Cr^{3+}	Plata	Ag^+
Cúprico	Cu^{2+}	Plúmbico	Pb^{4+}
Cuproso	Cu^+	Plumboso	Pb^{2+}
Estánico	Sn^{4+}	Potasio	K^+
Estañoso	Sn^{2+}	Sodio	Na^+
Estroncio	Sr^{2+}	Zinc	Zn^{2+}



Lerici

Cloruro férrico

- Tabla de Aniones: cloruro
 Cl^-
- Tabla de Cationes: férrico
 Fe^{3+}



Lerici