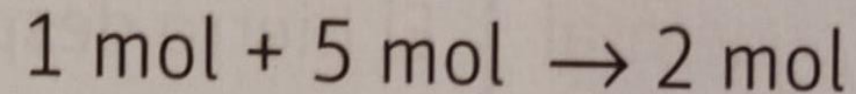
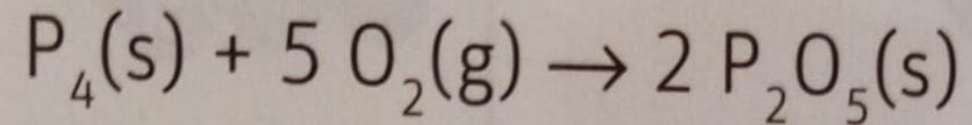


### 3.3 Cálculos estequiométricos

Tanto en el laboratorio como en la industria química, con frecuencia es necesario conocer con exactitud la cantidad de producto que se obtiene a partir de cantidades específicas de reactivos. Para ello, hay que conocer la proporción exacta en la que intervienen todas las sustancias. Esta información la suministra la ecuación química ajustada. Los cálculos necesarios para obtener dichas cantidades se denominan **cálculos estequiométricos**. Los coeficientes estequiométricos en una ecuación ajustada indican la proporción en la que intervienen los compuestos.

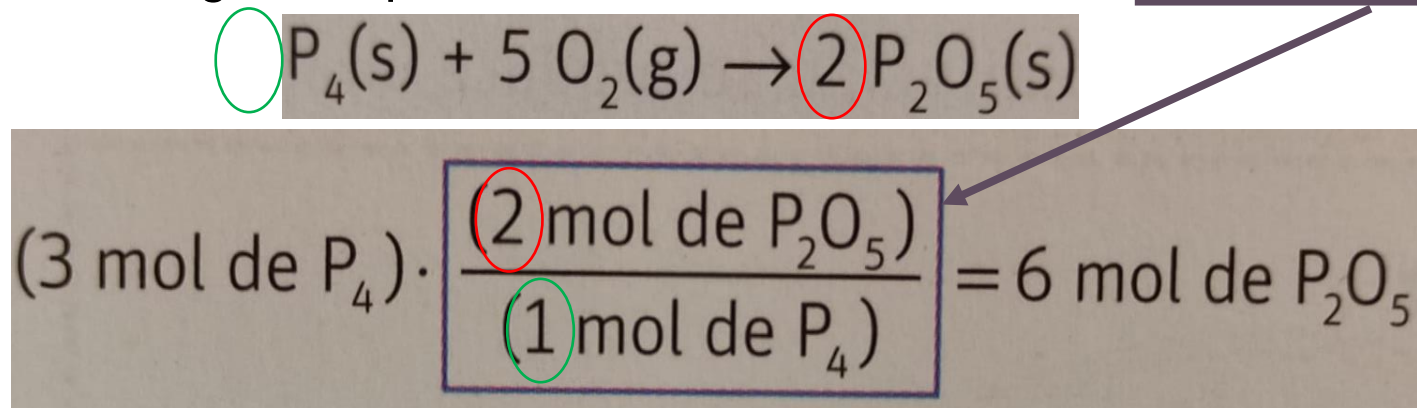


### 3.3 Cálculos estequiométricos

Por lo general, los pasos a seguir para realizar cálculos estequiométricos son:

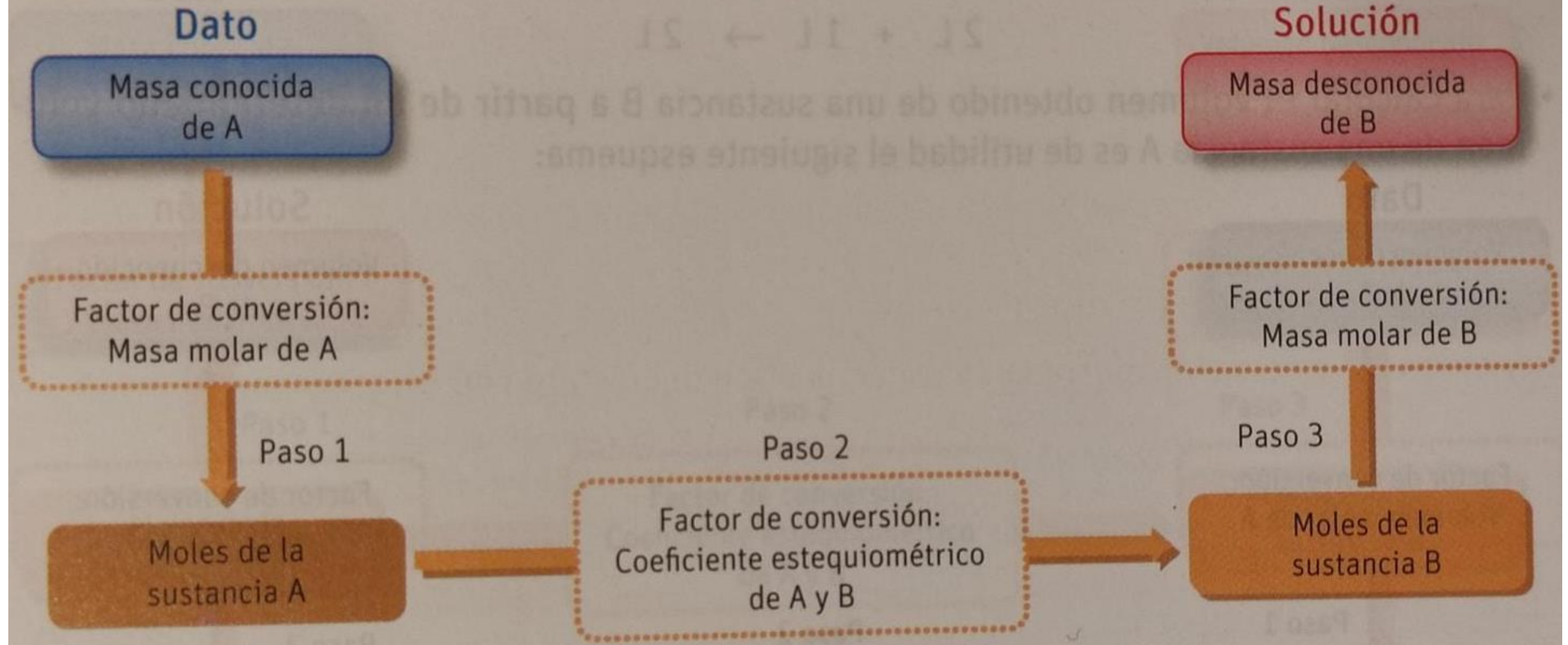
1. Ajustar la ecuación química a partir de las fórmulas correctas de todos los reactivos y productos.
2. Convertir las cantidades conocidas (datos) a moles.
3. Utilizar los coeficientes estequiométricos para calcular el número de moles de las sustancias buscadas (incógnitas).
4. A partir del número de moles obtenido, y de las masas molares, convertirlos en las unidades requeridas (gramos, litros, etc.).

La forma más sencilla de seguir los pasos anteriores es a través de **factores de conversión**:



### 3.3 Cálculos estequiométricos. Cálculos con masas

- Para calcular la cantidad de masa de una sustancia B a partir de una determinada masa de una sustancia A es de utilidad el siguiente esquema:



### 3.3 Cálculos estequiométricos. Cálculos con masas

1. El sodio es un metal alcalino que reacciona muy activamente con el agua para producir hidrógeno gaseoso y el hidróxido del metal.

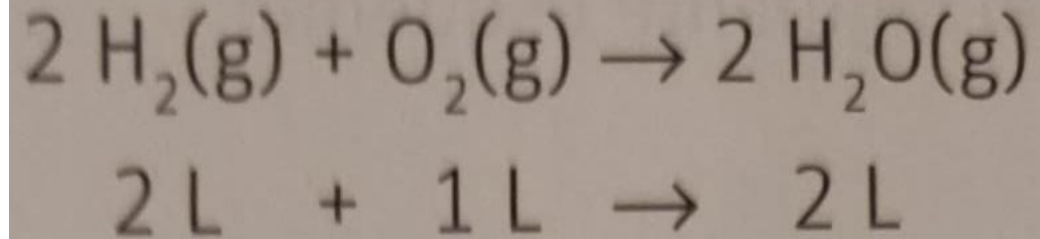
- a) ¿Cuántos gramos de hidrógeno se formarán si se añaden 62 g de sodio?
- b) ¿Qué cantidad de Na hay que añadir al agua para obtener 1,5 mol de hidrógeno?

2. Nuestro cuerpo obtiene la energía de sustancias químicas como la glucosa ( $C_6H_{12}O_6$ ), que durante la oxidación celular se combina con oxígeno para formar dióxido de carbono y agua.

- a) Escribe la reacción ajustada.
- b) Si una persona consume una pastilla de glucosa de 18 g, ¿cuántos moles y gramos de oxígeno se consumirán?
- c) Calcula los moles de agua formados.
- d) ¿Qué cantidad de glucosa debe tomar para producir 88 g de dióxido de carbono?

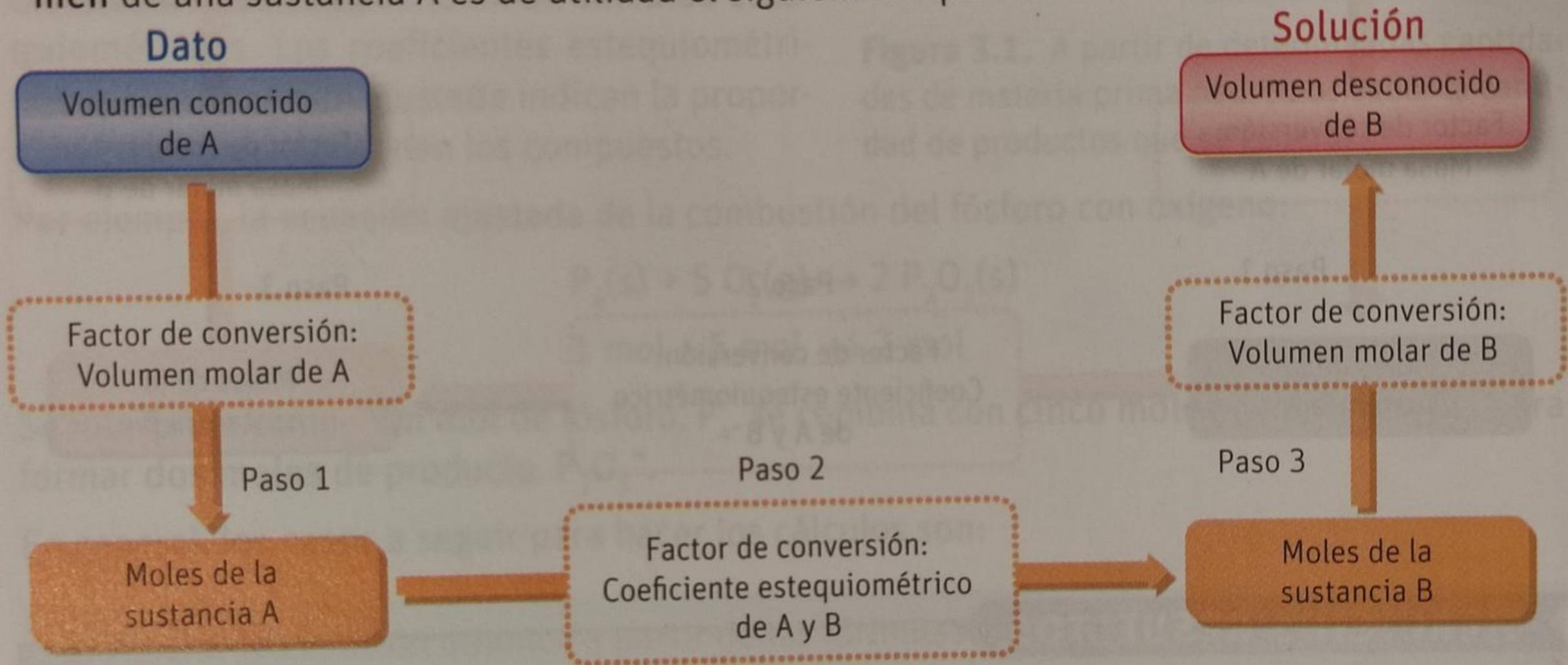
### 3.3 Cálculos estequiométricos. Cálculos con volúmenes

En las reacciones químicas en que intervienen gases, se suele indicar el volumen del gas consumido como reactivo o desprendido como producto. Cuando las condiciones de presión y temperatura son iguales, las relaciones entre los volúmenes de combinación son las mismas que las relaciones entre los moles indicados por los coeficientes estequiométricos. Por ejemplo, para la formación del agua:



### 3.3 Cálculos estequiométricos. Cálculos con volúmenes

- Para calcular el volumen obtenido de una sustancia B a partir de un determinado volumen de una sustancia A es de utilidad el siguiente esquema:



### 3.3 Cálculos estequiométricos. Cálculos con volúmenes

1. En la industria, el ácido clorhídrico gaseoso se obtiene mediante un proceso de síntesis a partir de cloro e hidrógeno gaseoso.

- a) Calcula el volumen que se forma de HCl al reaccionar 4,5 L de H<sub>2</sub>, a 1 atm y 0 °C.
- b) ¿Qué volumen de Cl<sub>2</sub>, es necesario para obtener 10 L de HCl a 1 atm y 0 °C?

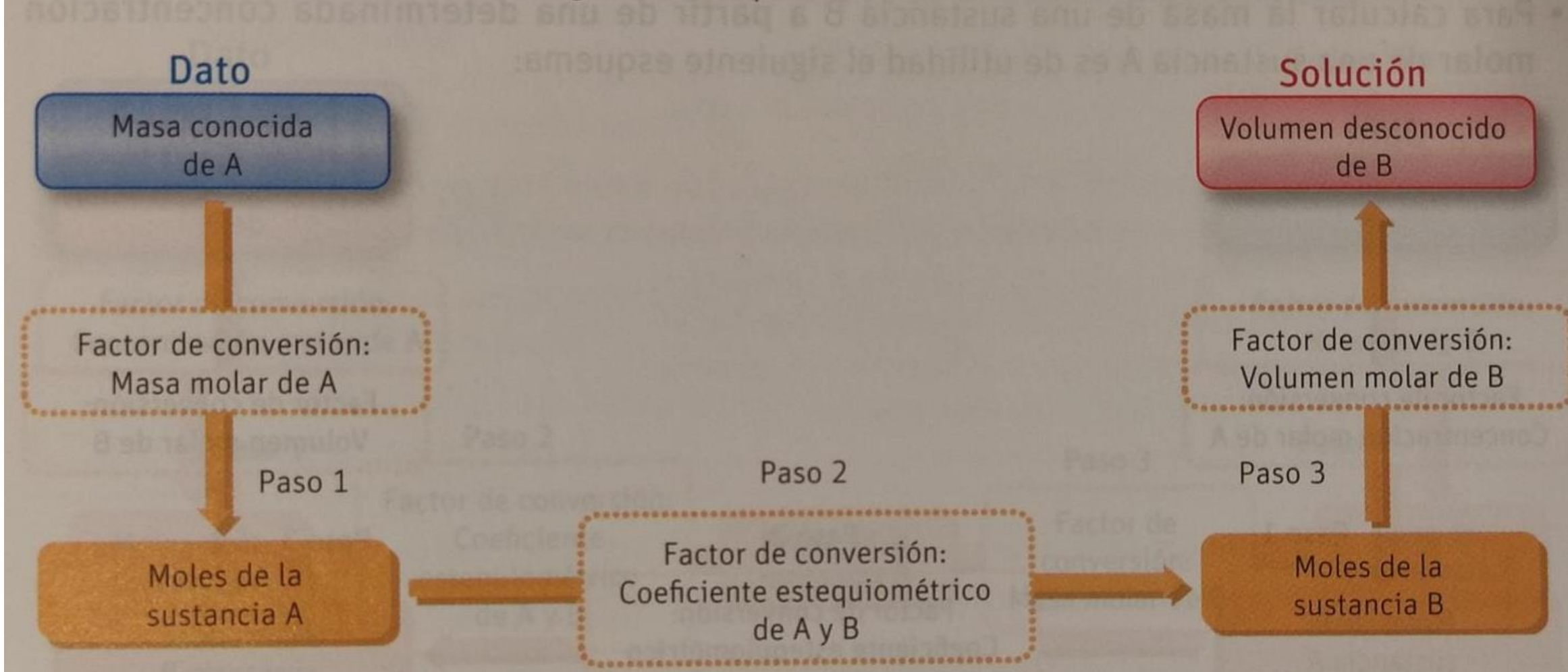
2. El metano, CH<sub>4</sub>, combustible principal del gas natural, arde en presencia de oxígeno produciendo dióxido de carbono y agua.

- a) Escribe la reacción ajustada.
- b) Calcula el volumen de oxígeno necesario para quemar 10 L de metano medidos a 2 atm y 27 °C.
- c) ¿Qué volumen de agua se formará?
- d) ¿Qué volumen de metano des prenderán 30 L de dióxido de carbono en las mismas condiciones?

### 3.3 Cálculos estequiométricos. Cálculos masa-volumen

En ocasiones, en las reacciones químicas intervienen reactivos y productos que se encuentran en diferentes estados. Cuando cualquiera de ellos se encuentra en estado gaseoso hay que relacionar una masa con un volumen.

- Para calcular el volumen obtenido de una sustancia B a partir de una determinada masa de una sustancia A es útil el siguiente esquema:



### 3.3 Cálculos estequiométricos. Cálculos masa-volumen

1. El magnesio reacciona con el ácido clorhídrico para formar cloruro de magnesio y desprender hidrógeno gaseoso.

- a) Al hacer reaccionar 7,2 g de Mg con HCl, ¿qué cantidad de H<sub>2</sub>, se formará a 25 °C y 700 mm de Hg?
- b) ¿Qué cantidad de HCl tiene que reaccionar con el magnesio para obtener 50 L de H<sub>2</sub>, a 1 atm y 0 °C?

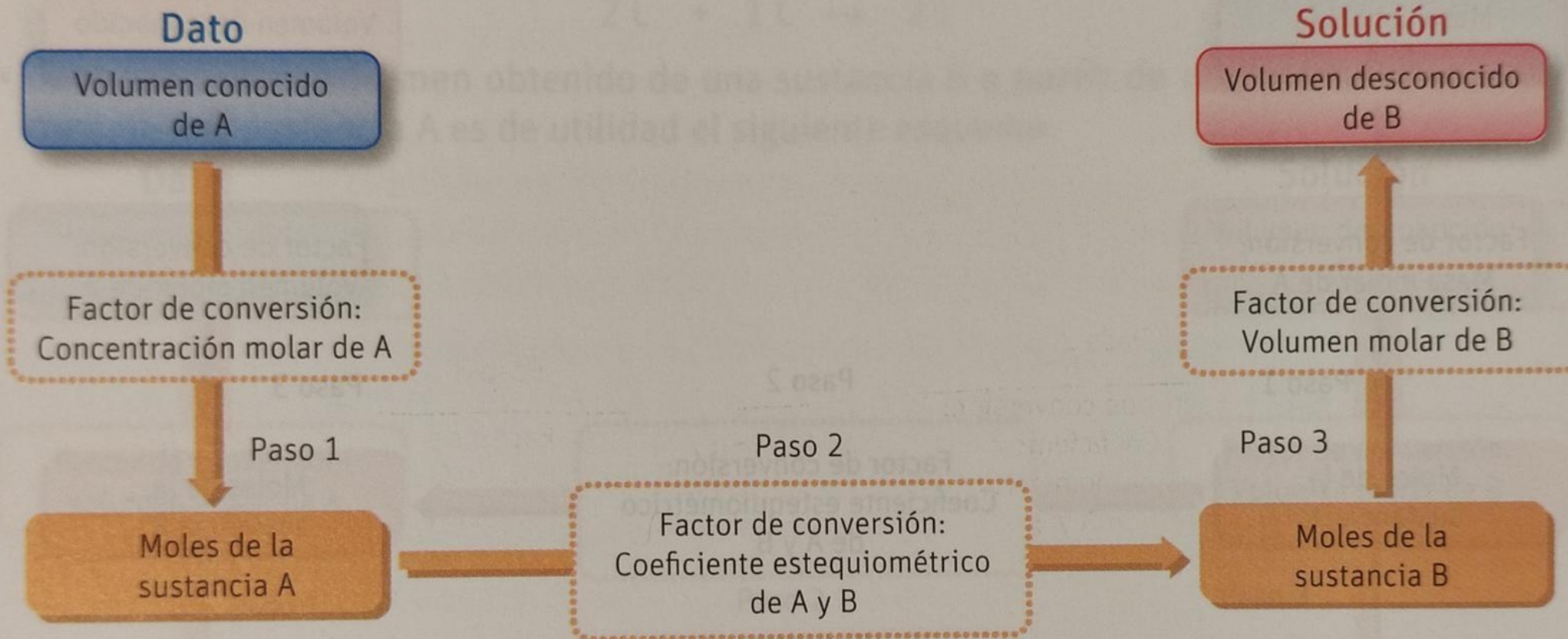
2. El ácido clorhídrico concentrado reacciona con el carbonato de calcio, CaCO<sub>3</sub>, produciendo cloruro de calcio, CaCl<sub>2</sub>, agua y desprendiendo dióxido de carbono gaseoso, CO<sub>2</sub>.

- a) Escribe la reacción ajustada.
- b) Calcula la masa de carbonato necesaria para que se desprendan 132 g de dióxido de carbono.
- c) Calcula el volumen de dióxido de carbono desprendido a 1 atm y 0 °C si se han obtenido 90 g de agua.
- d) Repite el apartado anterior siendo las condiciones de la reacción 1,2 atm y 50 °C.

### 3.3 Cálculos estequiométricos. Cálculos con reactivos en disolución

En muchas reacciones químicas se hace reaccionar una masa de un reactivo con un reactivo en disolución. En estas situaciones hay que relacionar los moles del reactivo cuya masa se conoce con los moles del otro reactivo que se encuentra en disolución, teniendo en cuenta su concentración molar ( $c$ ) % en masa y % en volumen.

- Para calcular la masa de una sustancia B a partir de una determinada concentración molar de una sustancia A es de utilidad el siguiente esquema:



### 3.3 Cálculos estequiométricos. Cálculos con reactivos en disolución

1. El ácido sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , reacciona con el aluminio para formar sulfato de aluminio,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ , e hidrógeno.

- a) Calcula la masa de aluminio que reaccionará con 1500 mL de concentración 2,5 mol  $\text{L}^{-1}$ .
- b) ¿Qué volumen de ácido sulfúrico 1,5 mol  $\text{L}^{-1}$  se necesita para reaccionar completamente con una muestra de 540 g de aluminio?

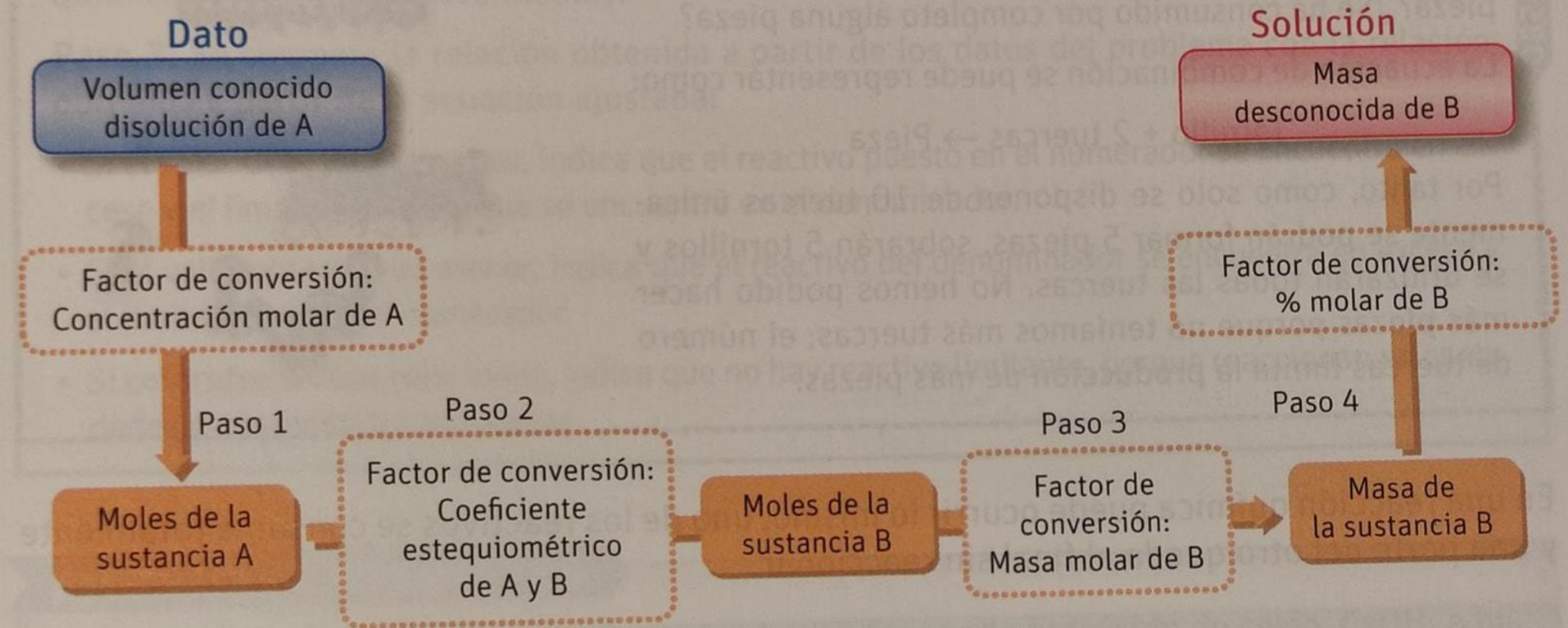
2. El cinc reacciona con el ácido clorhídrico para dar cloruro de cinc e hidrógeno.

- a) Escribe la reacción ajustada.
- b) Calcula el volumen de ácido clorhídrico 2 mol  $\text{L}^{-1}$  necesario para disolver una muestra del metal de 21,8 g.
- c) ¿Qué cantidad de hidrógeno se puede formar a partir 500 mL de ácido clorhídrico de concentración 0,8 mol  $\text{L}^{-1}$ ?

### 3.3 Cálculos estequiométricos. Cálculos con reactivos y productos en disolución

En otras situaciones, tanto los reactivos como los productos se encuentran en disolución. Es el caso de las reacciones de neutralización entre sustancias ácidas y sustancias básicas. En estos casos, la concentración del reactivo en disolución se suele dar en % en masa.

- Para calcular la masa de una sustancia B de concentración conocida, % en masa, a partir de una determinada masa de una sustancia A es de utilidad el siguiente esquema:



### 3.3 Cálculos estequiométricos. Cálculos con reactivos y productos en disolución

1. El ácido clorhídrico neutraliza al hidróxido de calcio para formar una sal (cloruro de calcio) y agua.

a) Calcula los gramos de ácido clorhídrico de una concentración del 36 % en masa que neutralizarán una disolución que contiene 259 g de hidróxido de calcio.

b) Si el hidróxido de calcio disponible en el laboratorio no fuese puro, sino que estuviese en disolución con una concentración de  $2 \text{ mol L}^{-1}$ , ¿qué volumen tendríamos que tomar de esta disolución para obtener los 259 g de hidróxido de calcio?

2. El yoduro de potasio, KI, reacciona con el nitrato de plomo (II),  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , formándose nitrato de potasio,  $\text{KNO}_3$ , y precipitando el insoluble yoduro de plomo (II)  $\text{PbI}_2$

a) Escribe la reacción ajustada.

b) Calcula el volumen de KI, de concentración  $0,5 \text{ mol L}^{-1}$  que reaccionará con 100 mL de  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , de concentración  $2 \text{ mol L}^{-1}$ .

### 3.3 Cálculos estequiométricos. Cálculos con reactivo limitante

La siguiente figura muestra diez tornillos y diez tuercas. Si cada tornillo necesita dos tuercas para formar una pieza completa, ¿cuántas piezas podremos montar?

Al montar todas las piezas posibles, ¿ha sobrado alguna pieza? ¿Se ha consumido por completo alguna pieza?

La ecuación de combinación se puede representar como:



Por tanto, como solo se disponen de 10 tuercas únicamente se podrán formar 5 piezas, sobrarán 5 tornillos y se utilizarán todas las tuercas. No hemos podido hacer más piezas porque no teníamos más tuercas; el número de tuercas limita la producción de más piezas.



### 3.3 Cálculos estequiométricos. Cálculos con reactivo limitante

En una reacción química puede ocurrir lo mismo, uno de los reactivos se consume totalmente y una parte del otro queda al final sin reaccionar.

El **reactivo limitante** es el reactivo que se consume totalmente en una reacción química y limita la cantidad de producto que se puede formar.

El **reactivo en exceso** es el reactivo que se encuentra en mayor cantidad de la necesaria para reaccionar con la cantidad de reactivo limitante y al final de la reacción siempre sobra. El reactivo que se utiliza para calcular la cantidad de producto es el limitante.

Para identificar al reactivo limitante hay que seguir un método adecuado.

### 3.3 Cálculos estequiométricos. Cálculos con reactivo limitante

#### Método A

Paso 1. Se ajusta la ecuación química correspondiente.

Paso 2. Utilizando el dato del primer reactivo, expresado en moles, se calcula la cantidad de producto que se obtendría, sin tener en cuenta al otro reactivo.

Paso 3. A partir del dato del segundo reactivo, expresado en moles, se calcula la cantidad de producto que se obtendría en este caso.

Paso 4. Se comparan las dos cantidades de producto obtenidas. Aquella que sea menor, corresponderá al reactivo limitante, y la que sea mayor, al reactivo que se encuentra en exceso.

**1. En un matraz se mezclan 6 moles de nitrógeno con 3 moles de hidrógeno para obtener amoníaco, ¿Cuántos moles de amoníaco se formarán?**

### **3.3 Cálculos estequiométricos. Cálculos con reactivo limitante**

**2. En un matraz se combinan 3 moles de oxígeno con 4 moles de hidrógeno para formar agua.**

**a) Indica cuál es el reactivo limitante.**

**b) Calcula la cantidad de agua que se formará.**

**c) Indica la cantidad de reactivo que quedará sin reaccionar.**

### 3.3 Cálculos estequiométricos. Cálculos con reactivo limitante

#### Método B

Paso 1. Una vez ajustada la ecuación química se escribe la relación estequiométrica entre los reactivos que se combinan, expresada en moles.

Paso 2. A partir de los datos del problema, se escribe la relación de combinación entre los reactivos, expresada en moles, manteniendo el mismo orden que aparecen en la ecuación química (numerador/denominador).

Paso 3. Se compara la relación obtenida a partir de los datos del problema con la relación obtenida a partir de la ecuación ajustada:

- Si el valor obtenido es mayor, indica que el reactivo puesto en el numerador se encuentra en exceso y el limitante será el que se encuentra en el denominador.
- Si el valor obtenido es menor, indica que el reactivo del denominador se encuentra en exceso y el limitante es el del numerador.
- Si coinciden ambas relaciones, indica que no hay reactivo limitante, porque reaccionan en cantidades estequiométricas exactas.

### **3.3 Cálculos estequiométricos. Cálculos con reactivo limitante**

**1. El cesio reacciona violentamente con el agua formando hidróxido de cesio, CsOH, e hidrógeno.**

- a) Calcula la cantidad de hidrógeno que se desprenderá al añadir una muestra de 13,3 g de cesio a un vaso con 100 mL de agua.**
- b) Indica la cantidad del reactivo que quedará en exceso.**

**2. En un proceso se combinan 100 g de hidrógeno con 100 g de oxígeno para formar agua oxigenada.**

- a) Indica razonadamente cuál es el reactivo limitante.**
- b) Calcula la cantidad de producto que se formará.**
- c) Indica las cantidades de cada sustancia al final del proceso.**

### 3.3 Cálculos estequiométricos. Rendimiento de las reacciones químicas

Las cantidades de productos calculadas a partir de una ecuación química serían las cantidades teóricas si la reacción fuese completa.

Sin embargo, en la práctica, las cantidades reales de productos que se obtiene son casi siempre menores que la cantidad teórica.

Algunas razones que explican esta diferencia son:

- Los reactivos no son totalmente puros.
- Pueden existir reacciones secundarias o competitivas.
- Los productos siguen reaccionando para formar otros productos.

El **rendimiento de una reacción química**,  $r$ , nos indica la eficacia de un proceso químico y se calcula:

$$r(\%) = \frac{\text{cantidad real de producto}}{\text{cantidad teórica de producto}} \cdot 100$$

En la industria química interesa que el rendimiento de las reacciones se aproxime al 100 % para reducir la cantidad de materias primas usadas.

### 3.3 Cálculos estequiométricos. Rendimiento de las reacciones químicas

1. La combustión de minerales de carbón (lignito, antracita, hulla), para producir energía en las centrales térmicas, emite millones de toneladas de dióxido de carbono, uno de los gases responsables del efecto invernadero. En un horno industrial se quema una masa de mineral de carbón que contiene 1,0 t de carbono.

- a) Calcula el rendimiento de la reacción si se han vertido 3,0 t de  $\text{CO}_2$  al aire.
- b) Si el rendimiento fuese del 90 %, calcula la masa y el volumen que se desprendería de  $\text{CO}_2$  medido a 1 atm de presión y 0 °C.

2. En la fermentación de la glucosa,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , se produce etanol,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ , y dióxido de carbono en presencia de oxígeno.

- a) Escribe ajustada la reacción química.
- b) Si se parte de 180 g de glucosa y se obtienen 85 g de  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ , ¿cuál será el rendimiento del proceso?
- c) Calcula la masa de etanol si el rendimiento de la reacción anterior fuese del 75 %.
- d) ¿Sería posible obtener 100 g de etanol a partir de 180 g de glucosa?

### 3.3 Cálculos estequiométricos. Pureza de los reactivos

Los reactivos que se utilizan en la industria química, o en el laboratorio, contienen mayor o menor cantidad de impurezas, que limitan el rendimiento de los procesos obteniendo cantidades reales de productos menores que las teóricas.

La **pureza o riqueza de una muestra** de sustancia se calcula por la relación entre la masa de la sustancia pura y la masa de la muestra:

$$Riqueza (\%) = \frac{\textit{masa de la sustancia pura}}{\textit{masa de la muestra}} \cdot 100$$

Una vez determinada la masa de la sustancia pura, se realizan los cálculos estequiométricos correspondientes al problema siguiendo el procedimiento habitual.

### 3.3 Cálculos estequiométricos. Pureza de los reactivos

1. Una muestra de oligisto (óxido de hierro (III),  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , con impurezas) reacciona con el ácido clorhídrico comercial de concentración 36% en masa y densidad  $1,2 \text{ g mL}^{-1}$  para formar cloruro de hierro(III) y agua.

a) Escribe y ajusta la reacción. Interpreta la ecuación.

b) Calcula la riqueza del óxido de hierro (III) si 4 g de este óxido reaccionan exactamente con 10 mL de ácido.

c) Calcula la masa de cloruro de hierro que se obtendrá.

2. Para determinar la riqueza de una muestra de cinc se tomaron 50 g del mineral y se trataron con ácido clorhídrico del 37 % en masa y densidad  $1,18 \text{ g mL}^{-1}$  consumiéndose 120 mL del ácido. Calcula:

a) La cantidad del ácido consumida.

b) La cantidad del cinc que ha reaccionado.

c) La riqueza del cinc en la muestra.