

# Física y Química

## Unidad 3

# Reacciones químicas

Ya vimos anteriormente que cuando en la materia se produce un cambio químico, se altera su composición, se forman nuevas sustancias y desaparecen las que había al principio.

La vida, ya sea animal o vegetal se mantiene sobre cambios químicos, la respiración, la digestión de alimentos, el mantenimiento de la temperatura corporal, la función clorofílica de los vegetales. Gran parte de los materiales que manejamos (plásticos, papel, fármacos...) se han obtenido en la industria química a partir de otros. La energía que utilizamos habitualmente procede de cambios químicos. La energía eléctrica en gran parte se obtiene de reacciones de combustión o de la reacción que se produce en las pequeñas pilas que todos conocemos. La energía que utilizamos para el transporte, para cocinar, para calentarnos..., también la obtenemos de reacciones químicas.

Los **objetivos** que nos proponemos alcanzar en esta Unidad son los siguientes:



1. Comprender el significado de las ecuaciones químicas
2. Realizar cálculos estequiométricos en las reacciones químicas.
3. Introducir en los cálculos estequiométricos los conceptos de concentración, pureza y rendimiento.
4. Conocer los procesos básicos de la industria química, y sus aplicaciones en la sociedad actual.

# Índice de Contenido

1. Cambios químicos. Ruptura y formación de enlaces .....	3
2. Ecuaciones químicas .....	3
2.1 Ajuste de ecuaciones químicas .....	4
3. Interpretación molecular de una ecuación química .....	5
3.1. Interpretación microscópica.....	5
3.2. Interpretación macroscópica.....	6
4. Cálculos estequiométricos en reacciones.....	6
4.1. Relaciones de número de moles.....	7
4.2. Relaciones de masa .....	7
4.3. Relaciones en volumen. Procesos en los que intervienen gases.....	8
4.4 Cálculos en procesos en los que intervienen sustancias en disolución.....	10
4.5 Cálculos en procesos en los que intervienen reactivos con impurezas .....	11
4.6 Otro método: factores de conversión .....	12
5. Procesos con reactivo limitante.....	14
6. Rendimiento de las reacciones químicas .....	16
7. Industria química .....	17
7.1 Obtención de productos inorgánicos.....	18
7.2 Procesos básicos de la siderurgia .....	19
7.3 Nuevos materiales.....	21
Solucionario.....	23

# 1. Cambios químicos. Ruptura y formación de enlaces

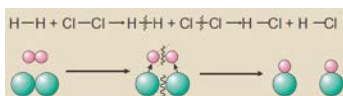
En un cambio químico, a partir de unas sustancias iniciales (**reactivos**), se forman otras sustancias nuevas (**productos**). En los procesos químicos no cambia ni el tipo de átomos ni el número de átomos, lo único que ocurre es que estos átomos se combinan entre sí de otra forma.

Se rompen enlaces entre los átomos que forman los reactivos y estos átomos se enlazan de otra manera, dando lugar a los productos. Es decir, en un cambio químico se rompen unos enlaces y se forman otros nuevos.

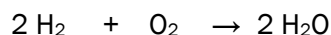
Supongamos la reacción del cloro con el hidrógeno para dar ácido clorhídrico.



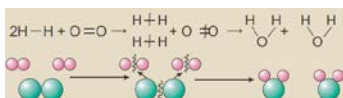
en esta reacción (ver figura), se rompe el enlace entre los dos átomos de H y el enlace entre los dos átomos de Cl y se forman enlaces entre los átomos de Cl y de H. Desaparece el  $\text{H}_2$  y el  $\text{Cl}_2$  y se forma otra sustancia nueva HCl.



En el siguiente ejemplo:



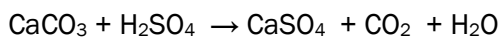
se rompe el enlace entre los átomos de H y el enlace entre los átomos de O y se forman enlaces entre cada átomo de O y dos átomos de H. Desaparece el  $\text{H}_2$  y el  $\text{O}_2$  y se forma otra sustancia nueva  $\text{H}_2\text{O}$ .



## 2. Ecuaciones químicas

En las reacciones químicas, los **reactivos** o sustancias iniciales se transforman en **productos** o sustancias finales. Esto se puede expresar de una forma sencilla, mediante ecuaciones químicas. En ellas, tanto **reactivos** como **productos** se representan mediante sus fórmulas químicas.

Los reactivos se escriben a la izquierda y los productos a la derecha, separados por una flecha que nos indica el sentido en el que se produce la reacción.



Se puede completar la ecuación indicando el estado físico de las sustancias que intervienen en la reacción. Para ello se utilizan los siguientes símbolos:

(s): sólido; (l): líquido; (g): gas; (ac): disuelta en agua.

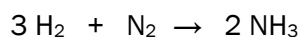
La ecuación anterior se podría escribir así:



## 2.1 Ajuste de ecuaciones químicas

La siguiente ecuación química:  $\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3$  nos indica que el hidrógeno reacciona con el nitrógeno y se produce amoníaco, pero no refleja la ley de conservación de la masa, no aparece el mismo número de átomos de cada elemento al principio y al final de la reacción. Se dice que la ecuación no está “ajustada”.

*Ajustar una ecuación química es reflejar que existe el mismo número de átomos de cada elemento al principio y al final de la reacción.* Esto se consigue colocando coeficientes numéricos delante de las fórmulas. En nuestro caso pondríamos un “2” delante del  $\text{NH}_3$ , para conseguir que haya dos átomos de N, igual que en los reactivos. Ahora tenemos 6 átomos de H en los productos, debemos poner un “3” delante del  $\text{H}_2$  para conseguir que haya también 6 átomos de H en los reactivos. La ecuación ajustada queda:



Para ajustar una ecuación química se siguen los siguientes pasos:

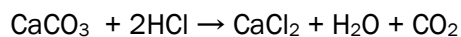
- Una vez escritas las fórmulas de productos y reactivos, para ajustar se utilizan coeficientes numéricos delante de las fórmulas. Se empieza por aquellos elementos que aparecen en una sola fórmula a cada lado de la ecuación. Solo podemos poner números delante de las fórmulas, nunca debemos modificar los subíndices de las fórmulas.



Nos fijamos en primer lugar en Ca, C, H y Cl que aparecen en una sola fórmula a cada lado de la ecuación. En este caso Ca y C están ajustados. El Cl y el H no, pues aparecen dos átomos de cada uno en los productos y tan sólo uno en los reactivos. Lo solucionamos poniendo un “2” delante de la fórmula HCl.

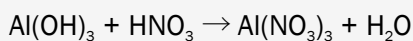
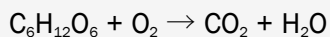
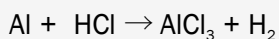
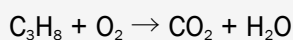
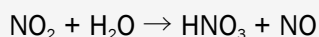
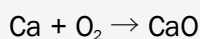
- A continuación se ajustan los elementos que aparecen en dos o más fórmulas del mismo lado de la ecuación. En nuestro caso el O aparece en lado de la derecha en dos fórmulas  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{CO}_2$ . En total suman tres átomos de O. También aparecen tres átomos de O en la parte de la iz-

quiera. No hará falta añadir ningún coeficiente. La ecuación ajustada será:



## ACTIVIDADES

1. Ajusta las siguientes reacciones:

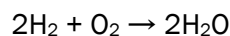


## 3. Interpretación molecular de una ecuación química

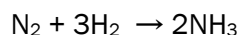
Una vez que se ha ajustado una ecuación química podemos interpretar lo que sucede a **nivel microscópico**, es decir, a nivel atómico, y lo que sucede a **nivel macroscópico**, es decir, con cantidades de productos y reactivos que se pueden medir.

### 3.1. Interpretación microscópica

Dadas las siguientes reacciones:



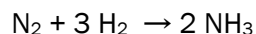
se interpreta de la siguiente forma: dos moléculas de gas  $\text{H}_2$  reaccionan con una molécula de  $\text{O}_2$  para formar dos moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$ .



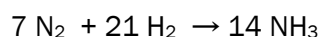
se interpreta de la siguiente forma: una molécula de  $\text{N}_2$  reacciona con tres moléculas de  $\text{H}_2$  para formar dos moléculas de  $\text{NH}_3$ .

### 3.2. Interpretación macroscópica

Cuando se ponen en contacto los reactivos y dan lugar a los productos, no se suele tener una, dos o tres moléculas de estas sustancias, sino muchas más, aunque la proporción reflejada en la ecuación química ajustada se mantiene siempre.

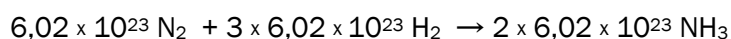


También valdría:



es decir, siete moléculas de  $\text{N}_2$  reaccionan con veintiuna moléculas de  $\text{H}_2$  para formar catorce moléculas de  $\text{NH}_3$ .

También podríamos escribir:



que se puede leer como: un mol de  $\text{N}_2$  reacciona con tres moles de  $\text{H}_2$  para formar dos moles de  $\text{NH}_3$ .

Esta relación en moles entre los reactivos y productos nos permite establecer lo que ocurre en una reacción en cantidades que fácilmente se pueden medir.



#### RECUERDA

Podemos decir que una reacción química ajustada nos indica la proporción en moles entre los reactivos y los productos de dicha reacción.

## 4. Cálculos estequiométricos en reacciones

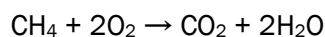
Nos podemos preguntar ¿Qué cantidad de un determinado reactivo será necesaria para obtener una determinada cantidad de un producto? Seguro que esta pregunta se la hacen en la industria química.

Con lo que se ha visto en este tema acerca de las ecuaciones químicas y manejando otros conceptos que ya conoces: mol, masas molares, concentración de disoluciones, volumen molar de gases..., se pueden realizar numerosos cálculos que nos ayudarán a conocer las cantidades, tanto de productos como de reactivos, que intervienen en las reacciones químicas.

Estos cálculos se llaman **cálculos estequiométricos**.

### 4.1. Relaciones de número de moles

Ya se ha visto que una reacción ajustada nos indica la proporción en moles entre los productos y los reactivos.



Esta es la reacción de combustión del gas metano, veamos cómo podemos conocer cuántos moles de  $\text{CO}_2$  se forman cuando se queman cinco moles de metano y cuántos moles de  $\text{O}_2$  reaccionan con esos cinco moles de metano.

Según la reacción establecemos la proporción:

$$\frac{1 \text{ mol CH}_4}{1 \text{ mol CO}_2} = \frac{5 \text{ mol CH}_4}{x \text{ mol CO}_2}$$

$$x = 5 \text{ mol de CO}_2$$

y para conocer los moles de oxígeno:

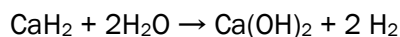
$$\frac{1 \text{ mol CH}_4}{2 \text{ mol O}_2} = \frac{5 \text{ mol CH}_4}{x \text{ mol O}_2}$$

$$x = 10 \text{ mol de O}_2$$

### 4.2. Relaciones de masa

Recuerda que un mol de cualquier sustancia es equivalente a su masa molar expresada en gramos. Podemos convertir los moles en gramos.

Teniendo en cuenta la siguiente reacción:



¿Cuántos gramos de  $\text{CaH}_2$  serán necesarios para obtener 100 gramos de  $\text{H}_2$ ? En primer lugar hallamos las masas molares del  $\text{H}_2$  y del  $\text{CaH}_2$ :

$$\text{Mm}(\text{H}_2) = 2 \text{ g/mol}; \quad \text{Mm}(\text{CaH}_2) = 40 + 2 = 42 \text{ g/mol}$$

Según la ecuación química, para obtener dos moles de  $\text{H}_2$  se necesita un mol de  $\text{CaH}_2$ , pasamos esta relación a gramos, utilizando las masas molares.

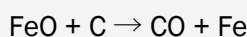
$$\frac{42 \text{ g CaH}_2}{4 \text{ g H}_2} = \frac{x \text{ g CaH}_2}{100 \text{ g H}_2}$$

$$x = \frac{4200}{4} = 1050 \text{ g de CaH}_2$$



## ACTIVIDADES

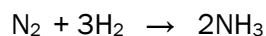
2. El metano  $\text{CH}_4$ , principal componente del gas natural, arde en presencia de oxígeno para producir  $\text{CO}_2$  y agua.
  - a. Escribe esta reacción de combustión ajustada.
  - b. Calcula el número de moles de  $\text{CO}_2$  y los gramos de agua que se producen al arder 500g de  $\text{CH}_4$ .
  
3. ¿Qué cantidad de  $\text{FeO}$  hemos de tratar con carbono para obtener una tonelada de hierro?



### 4.3. Relaciones en volumen. Procesos en los que intervienen gases

Según la Ley de Avogadro, un mol de cualquier gas ocupa, en las mismas condiciones de presión y temperatura, el mismo volumen. Por este motivo, cuando en una reacción intervienen gases que se encuentran en las mismas condiciones de presión y temperatura, la relación que hay entre sus moles es la misma que la que hay entre sus volúmenes

En el siguiente proceso químico, en el que todas las sustancias que intervienen son gases, vamos a determinar cuántos litros de  $\text{N}_2$  reaccionarán con cuarenta y dos litros de  $\text{H}_2$ , si se miden en las mismas condiciones de presión y temperatura.



Según la ecuación, por cada tres moles de  $\text{H}_2$ , reacciona un mol de  $\text{N}_2$ . Esta es la misma relación que para sus volúmenes.

$$\frac{3 \text{ litros } \text{H}_2}{1 \text{ litro } \text{N}_2} = \frac{42 \text{ litros } \text{H}_2}{x \text{ litros } \text{N}_2}$$

$$x = \frac{42}{3} = 14 \text{ litros de } \text{N}_2$$

¿Qué volumen de  $\text{NH}_3$  se formará si se mantienen las condiciones de presión y temperatura?



$$\frac{3 \text{ litros } H_2}{2 \text{ litros } NH_3} = \frac{42 \text{ litros } H_2}{x \text{ litros } NH_3}$$

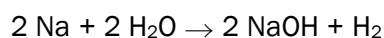
$$x = \frac{84}{3} = 28 \text{ litros de } NH_3$$

Se ha podido comprobar en el anterior ejemplo que no se conservan los volúmenes. No ocurre como con la masa. La masa de los reactivos es igual a la masa de los productos, pero esto no se cumple para los volúmenes. El volumen de los productos no tiene por qué coincidir con el volumen de los reactivos. No existe una ley de conservación del volumen.

En el ejemplo anterior, a partir de (42 + 14) litros de los reactivos, se obtienen 28 litros de los productos.

En otras reacciones en las que intervienen gases, cuando tenemos que hacer algún cálculo relacionado con ellos, se realizan los cálculos de la reacción manejando el número de moles del gas y luego se calcula el volumen a partir de la ecuación general de los gases.

En el siguiente ejemplo vamos a determinar el volumen de gas  $H_2$  que se puede formar, medido en condiciones normales, por la reacción completa de 920 gramos de Na.



Teniendo en cuenta que la masa molar del Na son 23g/mol calculamos el número de moles de Na correspondientes a 920 g

$$n = \frac{920 \text{ g}}{23 \text{ g/mol}} = 40 \text{ mol de Na}$$

A continuación, se calculan los moles de  $H_2$  que se obtienen.

$$\frac{2 \text{ mol Na}}{1 \text{ mol } H_2} = \frac{40 \text{ mol Na}}{x \text{ mol } H_2}$$

$$x = \frac{40}{2} = 20 \text{ moles de } H_2$$

Utilizando la ecuación de estado del gas ideal:  $pV = nRT$

$$1 \text{ atm } V = 20 \text{ mol } 0,082 \text{ atm litro } K^{-1} \text{ mol}^{-1} 273 \text{ K};$$

$$V \approx 448 \text{ litros de } H_2$$

También se podría resolver teniendo en cuenta que 1 mol de gas  $H_2$  en condiciones normales ocupa 22,4 litros.

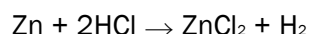
$$V = 20 \text{ mol} \times 22,4 \text{ litros/mol} = 448 \text{ litros de } H_2$$

## 4.4 Cálculos en procesos en los que intervienen sustancias en disolución

Cuando en una reacción intervienen reactivos en disolución, se suele conocer el volumen de disolución del que disponemos. Para poder hacer los cálculos en la reacción hemos de conocer, en primer lugar, los moles de reactivo presentes en dicha disolución. Recuérdese que la definición de molaridad

$$M = \frac{n^{\circ} \text{ moles de soluto}}{V_{\text{disolución}}}$$

Supongamos, como ejemplo la reacción del cinc con ácido clorhídrico.



¿Qué cantidad de Zn reaccionará con 600 cm<sup>3</sup> de una disolución 2,5M de HCl?

Los moles de ácido clorhídrico de que se dispone son:

$$n = M.V = 2,5 \text{ mol/litro} \times 0,6 \text{ litros} = 1,5 \text{ mol de HCl}$$

establecemos la proporción que se indica en la reacción:

$$\frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ mol HCl}} = \frac{x \text{ mol Zn}}{1,5 \text{ mol HCl}}$$

$$x = 0,75 \text{ mol de Zn}$$

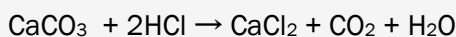
y como 1 mol de Zn tiene una masa molar de 65,4g.

$$m = 0,75 \times 65,4 \text{ g/mol} = 49,05 \text{ gramos de Zn}$$



### ACTIVIDADES

4. El Clorato de potasio, KClO<sub>3</sub>, cuando se calienta, se descompone produciendo gas O<sub>2</sub>, según la reacción: KClO<sub>3</sub> → KCl + O<sub>2</sub>
  - a. Si calentamos 36,75g. de KClO<sub>3</sub> ¿Cuántos gramos y moles de O<sub>2</sub> se obtienen?
  - b. ¿Qué volumen ocupará este gas O<sub>2</sub> si lo medimos en condiciones normales?
5. El mármol, constituido fundamentalmente por CaCO<sub>3</sub>, reacciona con el HCl, según la siguiente reacción:



Si hacemos reaccionar 250g. de mármol con suficiente disolución 2,5M de HCl.

- a. ¿Cuántos litros de CO<sub>2</sub> medidos a la presión de 0,9 atm. y 27 °C de temperatura se obtendrán?
- b. ¿Qué volumen de disolución de HCl será necesario?
- c. ¿Cuántos gramos de CaCl<sub>2</sub> se obtendrán?

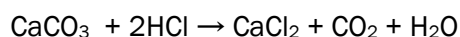
## 4.5 Cálculos en procesos en los que intervienen reactivos con impurezas

A veces, los reactivos contienen impurezas, lo que hace que baje el rendimiento de una reacción, puesto que las impurezas no intervienen en la reacción.

Si se conoce la cantidad de impurezas de un reactivo podemos calcular la cantidad de producto que se obtendrá realmente. La pureza se puede definir como:

$$\% \text{ de pureza} = \frac{\text{Cantidad real}}{\text{Cantidad teórica}} \times 100$$

En el siguiente ejemplo:



Partimos de 800 g de una roca caliza cuya pureza es tan solo del 60%. Determina la cantidad de  $\text{CaCl}_2$  que se puede obtener.

Hemos de calcular la cantidad que existe de  $\text{CaCO}_3$  que será la que realmente intervenga en la reacción y dará lugar a la formación de  $\text{CaCl}_2$ .

La masa de  $\text{CaCO}_3$  puro será:  $800 \text{ g} \times 0,6 = 480 \text{ g}$

Teniendo en cuenta que la masa molar del  $\text{CaCO}_3$  son  $100 \text{ g/mol}$  calculamos el número de moles correspondientes a  $480 \text{ g}$

$$n = \frac{480 \text{ g}}{100 \text{ g/mol}} = 4,8 \text{ mol de CaCO}_3$$

Teniendo en cuenta que la proporción en la reacción respecto al  $\text{CaCl}_2$  es 1:1 y que la masa molar del  $\text{CaCl}_2 = 111 \text{ g/mol}$ , se obtendrán  $4,8$  moles de  $\text{CaCl}_2$ , cuya masa es:

$$m(\text{CaCl}_2) = 4,8 \text{ mol} \times 111 \text{ g/mol} = 523,8 \text{ g}$$

Otro tipo de problema, consiste en calcular la pureza de un reactivo a partir de la cantidad de producto que se obtiene.

En el siguiente proceso:



Si a partir de  $120 \text{ g}$  de  $\text{Na}$  se obtienen  $160 \text{ g}$  de  $\text{NaOH}$ . Vamos a determinar el porcentaje de pureza del  $\text{Na}$  empleado en esta reacción.

Calculamos los moles de  $\text{NaOH}$  obtenidos teniendo en cuenta su masa molar ( $40 \text{ g/mol}$ ),

$$n = \frac{160 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 4 \text{ mol de NaOH}$$



### RECUERDA

Las cantidades utilizadas para calcular la pureza de un reactivo, puede ser gramos, moles, litros, etc., teniendo en cuenta que ambas estén en la misma unidad.

Como la proporción en la reacción entre el Na y el NaOH es 1:1, los moles de Na que han reaccionado son también 4, por tanto la masa inicial de Na es:

$$m(\text{Na}) = 4 \text{ g} \times 23 \text{ g/mol} = 92 \text{ g}$$

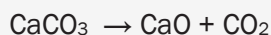
De los 120g. iniciales, tan solo 92 g. son de sodio.

$$\% \text{ de pureza} = \frac{92 \text{ g}}{120 \text{ g}} \times 100 = 76,6 \%$$



## ACTIVIDADES

6. El carbonato de calcio que forma las rocas calizas, cuando se calienta en los hornos de cal, se descompone en cal viva CaO, un sólido blanco, y en gas CO<sub>2</sub>, según la siguiente reacción:



- ¿Cuántos moles y Kg. de CaO se obtienen a partir de 5 toneladas de piedra caliza que contiene un 90% de CaCO<sub>3</sub>?
- ¿Cuántos moles y litros de CO<sub>2</sub>, medidos a una presión de 1,2 atm. y 127 °C de temperatura, se obtienen?

## 4.6 Otro método: factores de conversión

Los problemas de química se pueden resolver, además, por el llamado método de factores de conversión.

Veamos cómo se utilizan en un ejemplo sencillo.

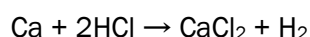
1 mol de CO<sub>2</sub> tiene una masa de 44g. Portante podemos escribir el siguiente factor de conversión:

$$\frac{1 \text{ mol de CO}_2}{44 \text{ g de CO}_2}$$

Si queremos pasar 92 g de CO<sub>2</sub> a moles de CO<sub>2</sub>, multiplicaremos 92 g por este factor de conversión.

$$92 \text{ g de CO}_2 \times \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{44 \text{ g de CO}_2} = 2,1 \text{ moles de CO}_2.$$

En la siguiente reacción:



queremos calcular cuántos gramos de CaCl<sub>2</sub> se obtienen a partir de 110g. de Ca.

En primer lugar, determinamos cuántas conversiones tenemos que hacer y escribimos los factores de conversión correspondientes.

Tenemos que pasar de gramos de Ca a moles de Ca. El factor de conversión es:

$$\frac{1 \text{ mol de Ca}}{40 \text{ g de Ca}}$$

A continuación, habremos de pasar de moles de Ca a moles de  $\text{CaCl}_2$ . Esta relación nos la da la reacción ajustada

$$\frac{1 \text{ mol de CaCl}_2}{1 \text{ mol de Ca}}$$

Ahora debemos pasar de moles de  $\text{CaCl}_2$  a gramos de  $\text{CaCl}_2$ . El factor de conversión es

$$\frac{111 \text{ g de CaCl}_2}{1 \text{ mol de CaCl}_2}$$

Como habrás podido comprobar, en el numerador se escribe “a lo que vamos a pasar” y en el denominador “desde lo que pasamos”.

Como último paso, se multiplica la cantidad de la que partimos por todos los factores de conversión, simplificamos las unidades y obtenemos lo que pretendíamos calcular.

El cálculo global será:

$$\begin{aligned} 110 \text{ g de Ca} \times \frac{1 \text{ mol de Ca}}{40 \text{ g de Ca}} \times \frac{1 \text{ mol de CaCl}_2}{1 \text{ mol de Ca}} \times \frac{111 \text{ g de CaCl}_2}{1 \text{ mol de CaCl}_2} &= \\ &= 305,25 \text{ g de CaCl}_2 \end{aligned}$$

Como se puede comprobar se simplifican las unidades y al final nos quedan gramos de  $\text{CaCl}_2$ .

Si disponemos de una disolución 0,8M de HCl ¿qué volumen de esta disolución se necesitará para que reaccionen esos 110 g de Ca?

Veamos qué factores de conversión hemos de utilizar en este caso:

$$\text{gramos de Ca a moles de Ca: } \frac{1 \text{ mol de Ca}}{40 \text{ g de Ca}}$$

$$\text{moles de Ca a moles de HCl: } \frac{2 \text{ mol de HCl}}{1 \text{ mol de Ca}}$$

$$\text{moles de HCl a } V_{\text{disolución}}: \frac{1 \text{ litro de disolución}}{0,8 \text{ mol de HCl}}$$

El cálculo completo será:

$$\begin{aligned} 110 \text{ g de Ca} \times \frac{1 \text{ mol de Ca}}{40 \text{ g de Ca}} \times \frac{2 \text{ mol de HCl}}{1 \text{ mol de Ca}} \times \frac{1 \text{ litro de disolución}}{0,8 \text{ mol de HCl}} &= \\ &= 6,875 \text{ litros de disolución} \end{aligned}$$

Como se puede comprobar se simplifican las unidades y al final nos quedan litros de disolución.

¿Qué volumen de  $H_2$  se desprenderá en esta reacción si lo medimos a 2 atm. de presión y 27 °C de temperatura?

Hemos de pasar de gramos de Ca hasta moles de  $H_2$ , para luego aplicar la ecuación general de los gases y calcular el volumen de gas  $H_2$ .

Se utilizarán los siguientes factores de conversión:

$$\text{gramos de Ca a moles de Ca} : \frac{1 \text{ mol de Ca}}{40 \text{ g de Ca}}$$

$$\text{moles de Ca a moles de } H_2 : \frac{1 \text{ mol de } H_2}{1 \text{ mol de Ca}}$$

El cálculo completo será:

$$110 \text{ g de Ca} \times \frac{1 \text{ mol de Ca}}{40 \text{ g de Ca}} \times \frac{1 \text{ mol de } H_2}{1 \text{ mol de Ca}} = 2,75 \text{ moles de } H_2$$

Como se puede comprobar se simplifican las unidades y al final nos quedan moles de  $H_2$ . El volumen obtenido es:

$$pV = n R T$$

$$V = 33,825 \text{ litros.}$$



## ACTIVIDADES

7. Resuelve la actividad 5 mediante factores de conversión.

## 5. Procesos con reactivo limitante

Si se va a preparar una tarta de manzana para ocho personas, se deben tener cantidades suficientes de todos los ingredientes. No nos sirve disponer de manzanas para doce personas, en exceso, si apenas tenemos azúcar para cuatro personas. Solo podríamos preparar tarta para cuatro personas y nos sobrarían manzanas.



## RECUERDA

Cualquier cálculo en una reacción química debe hacerse a partir del reactivo limitante, que es el primero que se consume.

En las reacciones químicas no siempre disponemos de reactivos en las proporciones estequiométricas, es decir, en las proporciones que indica la reacción ajustada. Hay un reactivo que se gasta mientras que aún queda del otro, pero la reacción ya no puede seguir. *El reactivo que primero se consume en una reacción se llama **reactivo limitante**, pues limita o determina la máxima cantidad de producto que se puede formar en esa reacción.*

Los **reactivos en exceso** son los que están en *mayor cantidad de la necesaria* para reaccionar con el reactivo limitante. De estos sobra cuando finaliza la reacción.

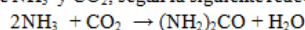
Veamos cómo se realizan los cálculos cuando hay un reactivo limitante.

1. Se calcula la cantidad de producto que se obtiene a partir de uno de los reactivos.
2. A continuación calculamos la cantidad de producto que se obtiene a partir del otro reactivo.
3. Por último elegimos la menor de las dos cantidades de producto calculadas. Esta es la cantidad que se obtiene de producto y el reactivo que la produce es el reactivo limitante, el otro es el reactivo que está en exceso



### Ejemplo 1

La urea se prepara a partir de  $\text{NH}_3$  y  $\text{CO}_2$ , según la siguiente reacción:



Si partimos de 272 g de  $\text{NH}_3$  y 132 g de  $\text{CO}_2$ .

- a. ¿Cuál es el reactivo limitante?
- b. ¿Qué cantidad de urea se obtiene?
- c. ¿Cuánto sobra del reactivo que está en exceso?

- a.  $M_m(\text{NH}_3) = 17 \text{ g/mol}$     $M_m(\text{CO}_2) = 44 \text{ g/mol}$     $M_m((\text{NH}_2)_2\text{CO}) = 60 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{272 \text{ g}}{17 \text{ g/mol}} = 16 \text{ mol de } \text{NH}_3$$

$$n = \frac{132 \text{ g}}{44 \text{ g/mol}} = 3 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

Calculamos los moles de urea que se obtienen a partir de cada uno de los reactivos.

$$\frac{2 \text{ mol } \text{NH}_3}{1 \text{ mol } (\text{NH}_2)_2\text{CO}} = \frac{16 \text{ mol } \text{NH}_3}{x \text{ mol } (\text{NH}_2)_2\text{CO}}$$

$$x = 8 \text{ moles } (\text{NH}_2)_2\text{CO}$$

$$\frac{1 \text{ mol } \text{CO}_2}{1 \text{ mol } (\text{NH}_2)_2\text{CO}} = \frac{3 \text{ mol } \text{CO}_2}{x \text{ mol } (\text{NH}_2)_2\text{CO}}$$

$$x = 3 \text{ moles } (\text{NH}_2)_2\text{CO}$$

El reactivo limitante es el  $\text{CO}_2$ , que es el que menor cantidad de urea produce.

- b. La cantidad de urea que se obtiene es:  
 $m((\text{NH}_2)_2\text{CO}) = 3 \text{ mol} \times 60 \text{ g/mol} = 180 \text{ g de urea}$
- c. Calculamos los moles de  $\text{NH}_3$  que reaccionan con el  $\text{CO}_2$  (reactivo limitante).

$$\frac{2 \text{ mol } \text{NH}_3}{1 \text{ mol } \text{CO}_2} = \frac{x \text{ mol } \text{NH}_3}{3 \text{ mol } \text{CO}_2}$$

$$x = 6 \text{ moles } \text{NH}_3$$

$m(\text{NH}_3) = 6 \text{ mol} \times 17 \text{ g/mol} = 102 \text{ g de } \text{NH}_3$  necesarios para la reacción, luego sobrarán:  $272 - 102 = 170 \text{ g}$

## 6. Rendimiento de las reacciones químicas

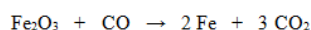
Con mucha frecuencia las reacciones químicas no se completan totalmente, no se obtienen las cantidades de productos previstas, según los cálculos teóricos. Esto se debe a diferentes motivos: A veces los reactivos contienen impurezas que no participan en la reacción, o se producen reacciones colaterales que dan lugar a otros productos, gastándose parte de los reactivos. En ocasiones se alcanza un estado de equilibrio químico y la reacción no se completa totalmente; otras veces, simplemente, se pierde una parte de los productos en el proceso de separación del resto de las sustancias presentes en la reacción. El rendimiento de la reacción tiene gran importancia económica en los procesos industriales y, continuamente se investiga y se innova en estos procesos, para conseguir una mejora en los rendimientos.

$$\text{rendimiento} = \frac{\text{Cantidad obtenida}}{\text{Cantidad teórica}} \times 100$$



### Ejemplo 2

Se hacen reaccionar de 500 g de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , con exceso de CO, según la reacción:



Si se obtienen 280 g de Fe.

- Determinése el rendimiento de la reacción.
- ¿Qué cantidad de Fe se habría obtenido a partir de esos 500g de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  si el rendimiento de la reacción fuese del 60%?

$$\text{a. Mm} (\text{Fe}_2\text{O}_3) = 160 \text{ g/mol} \qquad \text{Mm} (\text{Fe}) = 56 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{500 \text{ g}}{160 \text{ g/mol}} = 3,125 \text{ mol de } \text{Fe}_2\text{O}_3$$

$$\frac{1 \text{ mol } \text{Fe}_2\text{O}_3}{2 \text{ mol Fe}} = \frac{3,125 \text{ mol } \text{Fe}_2\text{O}_3}{x \text{ mol Fe}}$$

$$x = 6,25 \text{ moles Fe}$$

la masa de Fe que se obtendría es:

$$m (\text{Fe}) = 6,25 \text{ mol} \times 56 \text{ g/mol} = 350 \text{ g}$$

como realmente sólo se han obtenido 280 g, el rendimiento será:

$$\text{rendimiento} = \frac{280 \text{ g}}{350 \text{ g}} \times 100 = 80\%$$

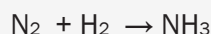
$$\text{b. } 0,6 = \frac{x}{350 \text{ g}} \times 100 \Rightarrow x = 210 \text{ g de Fe}$$



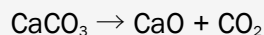


## ACTIVIDADES

8. En un recipiente hay 200g de H<sub>2</sub> y 500 g de O<sub>2</sub>. Estos dos elementos reaccionan formando agua. Determina:
- La cantidad de agua que se puede formar.
  - ¿Cuál es el reactivo limitante y cuánto sobra del que está en exceso?
9. ¿Qué cantidad de N<sub>2</sub> necesitamos para obtener 250 Kg de amoníaco, si el rendimiento de la reacción es del 20%?



10. Calcular los gramos de CaCO<sub>3</sub> que serán necesarios para obtener CO<sub>2</sub> suficiente como para llenar un recipiente de 10 m<sup>3</sup> a la presión de 600 mm de Hg, a una temperatura de 27 °C. El rendimiento de la reacción es del 85%.



## 7. Industria química

La industria química se ocupa de la transformación de materias primas, mediante reacciones químicas específicas, en otras sustancias con características diferentes para satisfacer las necesidades de la sociedad.

Existen dos tipos de industria química:

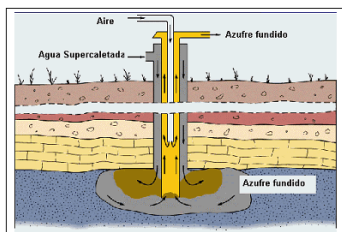
- **Industria química de base.** Estas industrias utilizan materias primas para elaborar productos intermedios que, a su vez, pueden servir de materia prima para otras industrias.
- **Industrias químicas de transformación.** Estas industrias elaboran productos destinados al consumo directo de las personas.

En este apartado estudiaremos algunos de los procesos de obtención y transformación de algunas sustancias químicas de interés industrial.

## 7.1 Obtención de productos inorgánicos

El azufre, el iodo, ácido sulfúrico y el ácido nítrico, entre otros, son productos inorgánicos de interés industrial por sus aplicaciones en la industria química de transformación.

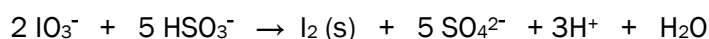
**Azufre:** Físicamente el azufre es un sólido amarillo insoluble en agua. Entre sus aplicaciones podemos destacar: la vulcanización del caucho, fabricación de pólvora, obtención de fungicidas y preparación de productos farmacéuticos.



El azufre generalmente se encuentra formando parte de sulfuros metálicos en depósitos de origen volcánico. Su extracción se realiza mediante el *método de Frasch* que consiste en fundir el azufre en el filón introduciendo vapor de agua a presión. El azufre fundido se impulsa hacia arriba con aire a presión y se recoge en grandes recipientes donde solidifica,

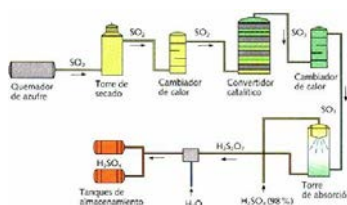
**Iodo:** El iodo es un halógeno que se encuentra en la naturaleza en forma de yoduros en el agua del mar, en las algas y en forma de yodatos en minerales como el salitre.

La extracción del iodo del salitre se realiza calentando el yodato de sodio ( $\text{NaIO}_3$ ) con hidrogenosulfito de sodio ( $\text{NaHSO}_3$ ), dando lugar a un precipitado que contiene iodo sólido que posteriormente es lavado, prensado, secado y purificado.

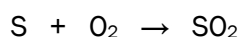


Los principales usos del iodo son la elaboración de fármacos, medicamentos reguladores del tiroides, desinfectantes y colorantes.

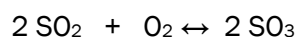
**Ácido sulfúrico:** El ácido sulfúrico es un compuesto líquido, incoloro e inodoro. Es un ácido altamente corrosivo de gran poder oxidante. Existen distintos métodos de obtención de ácido sulfúrico. Uno de ellos es en cámaras de plomo, donde el dióxido de azufre ( $\text{SO}_2$ ) purificado se oxida a ácido sulfúrico en presencia de agua mediante gases  $\text{NO}_x$  que actúan como transportadores de oxígeno,



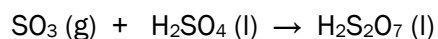
El método de obtención más utilizado es el *Método de contacto*, en el cual mediante un quemador se produce dióxido de azufre ( $\text{SO}_2$ ) a partir de azufre puro.



Posteriormente, en presencia de un catalizador ( $\text{V}_2\text{O}_5$ ), el  $\text{SO}_2$  es transformado en  $\text{SO}_3$ ,



El  $\text{SO}_3$  se recoge sobre ácido sulfúrico concentrado y se forma ácido disulfúrico  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ , posteriormente se adiciona agua, produciéndose ácido sulfúrico. En esta reacción se libera gran cantidad de energía, que se utiliza para otros procesos.

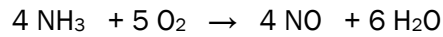


Este método es económicamente muy favorable ya que se obtiene un producto del 95% de riqueza con bajos costes de producción. Por esta razón, es el ácido inorgánico más utilizado en los procesos químicos industriales.

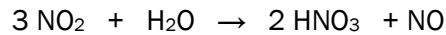
**Ácido nítrico:** El ácido nítrico es uno de los productos más importantes de la industria química. Se utiliza principalmente para fabricar nitrato de amonio, para su uso como fertilizante; también tiene importancia en la fabricación de colorantes y explosivos.

El ácido nítrico es un líquido incoloro que cuando se expone a la luz adquiere un color pardo-amarillento, provocando su descomposición en NO<sub>2</sub>. Es un ácido fuerte de alto poder oxidante.

Para la obtención del ácido nítrico se utiliza el *Método de Ostwald*, que se basa en la oxidación catalítica del amoniaco. Este proceso sólo necesita amoniaco y aire como materia prima y consta de tres etapas. En primer lugar, se oxida el amoniaco en presencia de un catalizador (una fina red de platino calentada al rojo)



A continuación se oxida el NO a NO<sub>2</sub>, y finalmente se trata con agua caliente.

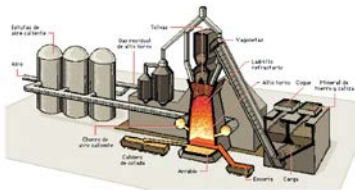


El NO obtenido en esta última etapa se recicla y se vuelve a oxidar a NO<sub>2</sub>.

## 7.2 Procesos básicos de la siderurgia

El hierro constituye un 4,7% en masa de la corteza terrestre, es el elemento más abundante de la Tierra, ya que el núcleo terrestre está compuesto fundamentalmente por este metal.

El hierro se encuentra en forma de óxidos hidratados y sulfuros, siendo los minerales más importantes que lo contienen, la hematita (Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>), la magnetita (Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>), la siderita (FeCO<sub>3</sub>) y la pirita (FeS<sub>2</sub>).

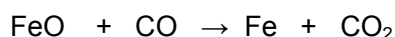
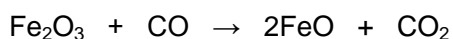


Nombre del mineral	Contenido de Hierro	Fórmula	Color y Brillo
Magnetita	50 - 70 %	Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub>	Brillante-negro
Hematita	35 - 60 %	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Brillante-rojo
Siderita	30 - 40 %	FeCO <sub>3</sub>	Cristalino-marrón
Pirita	45 %	FeS <sub>2</sub>	Brillante-amarillo

El procesamiento del hierro, consta básicamente de las siguientes fases:

- Trituración y mezcla con carbón coque.
- Purificación de la mezcla a temperaturas del orden de 1800°C,
- Obtención de “hierro de primera fusión” o “arrabio”.
- Tratamiento del arrabio en “hornos de cúpula”. Eliminación de impurezas.

Las reacciones simplificadas que se dan en el proceso, se describen a continuación:



El hierro de primera fusión no se puede utilizar directamente en la industria por ser muy quebradizo debido a sus impurezas y poca resistencia ya que contiene excesivo carbón, del 2.2% al 4.5%, además de cantidades de silicio, magnesio y fósforo cuyos contenidos son muy variables. Sin embargo, una vez eliminadas las impurezas y combinado con pequeñas cantidades de carbono, se obtiene **acero**, cuyas propiedades varían en función de la cantidad de carbono y de otros elementos presentes en la aleación. Para la eliminación de las impurezas se utiliza piedra caliza ( $\text{CaCO}_3$ ). Esta piedra caliza se usa en el proceso como un fundente que reacciona con las impurezas presentes y las elimina del hierro fundido como escoria.

Denominamos **acero** a cualquier tipo de hierro forjable, es decir, a aquellos tipos de hierro que al ser calentados al rojo, se ablandan y pueden ser deformados. Se puede obtener a partir del arrabio obtenido en el alto horno o de las chatarras férricas.

Los aceros se clasifican en cinco grupos principales: aceros al carbono, aceros aleados, aceros de baja aleación ultra resistentes, aceros inoxidables y aceros de herramientas.

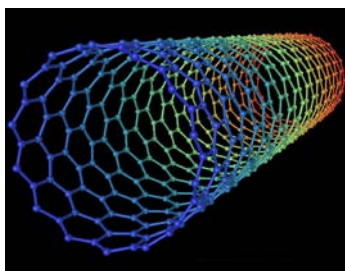
- **Aceros al carbono.** El 90% de los aceros son aceros al carbono. Estos aceros contienen una cantidad diversa de carbono, menos de un 1,65% de manganeso, un 0,6% de silicio y un 0,6% de cobre.
- **Aceros de baja aleación ultra resistentes.** Es la familia de aceros más reciente de las cinco. Estos aceros son más baratos que los aceros convencionales debido a que contienen menor cantidad de materiales costosos de aleación. Sin embargo, se les da un tratamiento especial que hace que su resistencia sea mucho mayor que la del acero al carbono. Este material se emplea para la fabricación de vagones porque al ser más resistente, sus paredes son más delgadas, con lo que la capacidad de carga es mayor. Además, al pesar menos, también se pueden cargar con un mayor peso. También se emplea para la fabricación de estructuras de edificios.

- **Aceros inoxidables.** Estos aceros contienen cromo, níquel, y otros elementos de aleación que los mantiene brillantes y resistentes a la oxidación. Algunos aceros inoxidables son muy duros y otros muy resistentes, manteniendo esa resistencia durante mucho tiempo a temperaturas extremas. Debido a su brillo, los arquitectos lo emplean mucho con fines decorativos. También se emplean mucho para tuberías, depósitos de petróleo y productos químicos por su resistencia a la oxidación y para la fabricación de instrumentos quirúrgicos o sustitución de huesos porque resiste a la acción de los fluidos corporales. Además se usa para la fabricación de útiles de cocina.
- **Aceros de herramientas.** Estos aceros se emplean para fabricar herramientas y cabezales de corte y modelado de máquinas. Contiene wolframio, molibdeno y otros elementos de aleación que le proporcionan una alta resistencia, dureza y durabilidad.

### 7.3 Nuevos materiales

Hoy en día, debido a los avances en la física y la química ha proliferado la creación de **nuevos materiales**. La **nanotecnología**, ha supuesto una gran revolución tecnológica en este terreno. Entre estos materiales se encuentran la fibra de carbono, las fibras ópticas, los nanotubos, etc...

La **fibra de carbono**, es una fibra formada por finos filamentos de 5–10  $\mu\text{m}$  de diámetro y compuesto principalmente por carbono. La estructura atómica de la fibra de carbono es similar a la del grafito, consistente en láminas de átomos de carbono ordenados en un patrón regular hexagonal. A diferencia del grafito, la fibra de carbono es un material amorfo, colocándose sus láminas al azar, apretadas o juntas. Debido a sus propiedades (alta resistencia, gran flexibilidad, baja densidad y propiedades térmicas), tiene muchas aplicaciones en la industria aeronáutica y automovilística, donde sus propiedades mecánicas y ligereza son muy importantes. La fibra de carbono es cada vez más común en distintos artículos de consumo.



Los **nanotubos de carbono** (uno de los más importantes avances en nanotecnología), son una forma alotrópica del carbono, como el diamante, el grafito o los fullerenos. Su estructura puede considerarse procedente de una lámina de grafito enrollada sobre sí misma. Los nanotubos son los materiales conocidos más resistentes, superando hasta en 100 veces al acero. Son excelentes conductores eléctricos, cientos de veces más eficientes que el cobre, y poseen además una gran elasticidad.

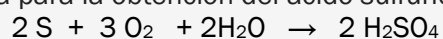
La **fibra óptica** está constituida por un núcleo central de vidrio muy transparente, dopado con pequeñas cantidades de óxidos de germanio o de fósforo, rodeado por una fina capa de vidrio con propiedades ópticas ligeramente diferentes. Mediante reflexión total interna transmiten casi íntegramente la información a través de ellas.

Además de estos materiales, existe un gran desarrollo de materiales tales como semiconductores, piezoeléctricos, materiales inteligentes, activos o multifuncionales, siliconas y polímeros.



## ACTIVIDADES

- 11.** La reacción simplificada para la obtención del ácido sulfúrico es:



Calcular la cantidad de azufre que hay que quemar para obtener 0,5 litros de ácido sulfúrico comercial del 98% de riqueza y 1,8 g/cm<sup>3</sup> de densidad.

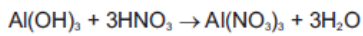
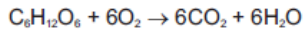
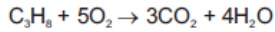
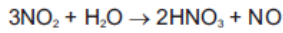
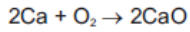
Ma (H) = 1; Ma(S) = 32; Ma (O) = 16

- 12.** ¿Qué cantidad de Fe se obtendrá a partir 2500 Kg de Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, si la pureza del óxido es del 80%?. Ma(Fe) = 56; Ma(O)=16



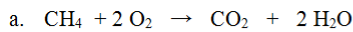
# Solucionario

1.



(1) Cuando tenemos elementos que forman moléculas diatómicas, como  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,... y para ajustar la ecuación química necesitamos un número impar de átomos de este elemento, se puede poner como coeficiente una fracción.

2.



$$\text{Mm}(\text{CH}_4) = 16 \text{ g/mol}; \quad \text{Mm}(\text{CO}_2) = 44 \text{ g/mol}; \quad \text{Mm}(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$$

b.  $n(\text{CH}_4) = \frac{500\text{g}}{\frac{16\text{g}}{\text{mol}}} = 31,25 \text{ mol}$

$$\frac{1 \text{ mol CH}_4}{1 \text{ mol CO}_2} = \frac{31,25 \text{ mol CH}_4}{x \text{ mol CO}_2}$$

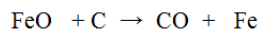
$$x = 31,25 \text{ moles CO}_2$$

$$\frac{1 \text{ mol CH}_4}{2 \text{ mol H}_2\text{O}} = \frac{31,25 \text{ mol CH}_4}{x \text{ mol H}_2\text{O}}$$

$$x = 62,5 \text{ moles H}_2\text{O}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 62,5 \text{ mol} \times 18 \text{ g/mol} = 1125 \text{ g}$$

3.



$$\text{Mm}(\text{FeO}) = 72 \text{ g/mol}; \quad \text{Mm}(\text{Fe}) = 56 \text{ g/mol}$$

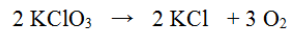
$$n(\text{FeO}) = \frac{10^6\text{g}}{56\frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 17857,14 \text{ mol}$$

Como según la reacción, por cada mol de FeO se obtiene uno de Fe, tendremos los mismos moles de Fe que de FeO, y su masa será:

$$m(\text{Fe}) = 17857,14 \text{ mol} \times 56 \text{ g/mol} = 1000000 \text{ g}$$

4.

Ajustamos la reacción:

a.  $Mm(\text{O}_2) = 32 \text{ g/mol}$ ;  $Mm(\text{KClO}_3) = 122,5 \text{ g/mol}$ 

$$n(\text{KClO}_3) = \frac{36,75 \text{ g}}{122,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,3 \text{ mol}$$

$$\frac{2 \text{ mol KClO}_3}{3 \text{ mol O}_2} = \frac{0,3 \text{ mol KClO}_3}{x \text{ mol O}_2}$$

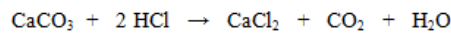
$$x = 0,45 \text{ moles O}_2$$

$$m(\text{O}_2) = 0,45 \text{ mol} \times 32 \text{ g/mol} = 14,4 \text{ g}$$

b.  $pV = nRT$ 

$$V = \frac{0,45 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm l}}{\text{K mol}} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 10,07 \text{ litros}$$

5.

 $Mm(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ g/mol}$ ;  $Mm(\text{CaCl}_2) = 111 \text{ g/mol}$ 

a.

$$n(\text{CaCO}_3) = \frac{250 \text{ g}}{100 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 2,5 \text{ mol}$$

proporción 1:1, por tanto se obtienen 2,5 moles de  $\text{CO}_2$ . Calculamos su volumen en las condiciones indicadas.

$$pV = nRT$$

$$V = \frac{2,5 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm l}}{\text{K mol}} \cdot 300 \text{ K}}{0,9 \text{ atm}} = 68,3 \text{ litros de CO}_2$$

b. Calculamos los moles de  $\text{HCl}$  necesarios para reaccionar con los 2,5 de  $\text{CaCO}_3$ 

$$\frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{2 \text{ mol HCl}} = \frac{2,5 \text{ mol CaCO}_3}{x \text{ mol HCl}}$$

$$x = 5 \text{ moles HCl}$$

Aplicando la definición de molaridad

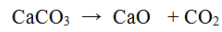
$$M = \frac{n}{V_{\text{disolución}}} \Rightarrow V_{\text{disolución}} = \frac{n}{M} = \frac{5}{2,5} = 2 \text{ litros de HCl}$$

c. proporción 1:1, por tanto se obtienen 2,5 moles de  $\text{CaCl}_2$ .

$$m(\text{CaCl}_2) = 2,5 \text{ mol} \times 111 \text{ g/mol} = 277,5 \text{ g}$$



6.



Mm (CaCO<sub>3</sub>) = 100 g/mol; Mm (CaO) = 56 g/mol

a. En primer lugar determinamos la cantidad de CaCO<sub>3</sub> que tenemos realmente

$$m(\text{CaCO}_3) = 5 \cdot 10^6 \text{ g} \times 0,9 = 4,5 \cdot 10^6 \text{ g}$$

$$n(\text{CaCO}_3) = \frac{4,5 \cdot 10^6 \text{ g}}{100 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 4,5 \cdot 10^4 \text{ mol}$$

por cada mol de CaCO<sub>3</sub> se obtiene un mol de CaO, por tanto, la masa de CaO sera:

$$m(\text{CaO}) = 4,5 \cdot 10^4 \text{ mol} \times 56 \text{ g/mol} = 2520000 \text{ g}$$

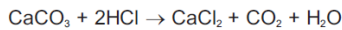
b. Igual que en el apartado anterior, se obtendrán los mismos moles de CO<sub>2</sub> que de CaCO<sub>3</sub>.

El volumen obtenido es:

$$pV = nRT$$

$$V = \frac{4,5 \cdot 10^4 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{Kmol}} \cdot 400 \text{ K}}{1,2 \text{ atm}} = 1,23 \cdot 10^6 \text{ litros de CO}_2$$

7.



a) Tenemos que pasar de gramos de CaCO<sub>3</sub> a número de moles de CO<sub>2</sub>.

Los factores de conversión serán los de los siguientes pasos:

masa de CaCO<sub>3</sub> → moles de CaCO<sub>3</sub> → moles de CO<sub>2</sub>

$$\frac{1 \text{ mol de CaCO}_3}{100 \text{ g. de CaCO}_3} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{1 \text{ mol de CaCO}_3}$$

El cálculo será:

$$250 \text{ g. de CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de CaCO}_3}{100 \text{ g. de CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{1 \text{ mol de CaCO}_3} = 2,5 \text{ moles de CO}_2$$

Como puedes comprobar se simplifican las unidades y al final nos quedan moles de CO<sub>2</sub>.

Aplicando la ecuación general de los gases:  $0,9 \cdot V = 2,5 \cdot 0,082 \cdot 300$

$$V = 68,3 \text{ litros de CO}_2$$

b) Tenemos que pasar de gramos de CaCO<sub>3</sub> a volumen de disolución de HCl.

Los factores de conversión serán los de los siguientes pasos:

masa de CaCO<sub>3</sub> → moles de CaCO<sub>3</sub> → moles de HCl → V<sub>disolución</sub> de HCl.

$$\frac{1 \text{ mol de CaCO}_3}{100 \text{ g. de CaCO}_3} ; \quad \frac{2 \text{ moles de HCl}}{1 \text{ mol de CaCO}_3} \quad \text{y} \quad \frac{1 \text{ litro de disolución}}{2,5 \text{ moles de HCl}}$$

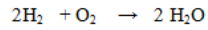
El cálculo será:

$$250 \text{ g. de CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de CaCO}_3}{100 \text{ g. de CaCO}_3} \cdot \frac{2 \text{ moles de HCl}}{1 \text{ mol de CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ litro de disolución}}{2,5 \text{ moles de HCl}} =$$

= 2 litros de disolución

Como puedes comprobar se simplifican las unidades y al final nos quedan litros de disolución.

8.



En primer lugar determinamos las cantidades de  $\text{H}_2\text{O}$  que se podrían obtener a partir de cada uno de los reactivos.

$$\begin{aligned} \text{Mm}(\text{O}_2) &= 32\text{g/mol} & \text{Mm}(\text{H}_2) &= 2\text{g/mol} \\ n &= \frac{200\text{ g}}{2\text{g/mol}} = 100\text{ mol de H}_2 \\ n &= \frac{500\text{ g}}{32\text{g/mol}} = 15,625\text{ mol de O}_2 \end{aligned}$$

Calculamos los moles de urea que se obtienen a partir de cada uno de los reactivos.

$$\begin{aligned} \frac{2\text{ mol H}_2}{2\text{ mol H}_2\text{O}} &= \frac{100\text{ mol H}_2}{x\text{ mol H}_2\text{O}} \\ x &= 100\text{ moles H}_2\text{O} \\ \frac{1\text{ mol O}_2}{2\text{ mol H}_2\text{O}} &= \frac{15,625\text{ mol O}_2}{x\text{ mol H}_2\text{O}} \\ x &= 31,25\text{ moles H}_2\text{O} \end{aligned}$$

El reactivo limitante es el  $\text{O}_2$ , que es el que menor cantidad de agua produce.

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 31,25\text{ mol} \times 18\text{ g/mol} = 562,5\text{ g}$$

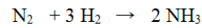
Calculamos los moles de  $\text{H}_2$  que sobran.

$$\begin{aligned} \frac{2\text{ mol H}_2}{1\text{ mol O}_2} &= \frac{x\text{ mol H}_2}{15,625\text{ mol O}_2} \\ x &= 31,25\text{ moles H}_2 \end{aligned}$$

$m(\text{H}_2) = 31,25\text{ mol} \times 2\text{ g/mol} = 62,5\text{ g}$  de  $\text{H}_2$  necesarios para la reacción, luego sobrarán:  $200 - 62,5 = 137,5\text{ g}$

9.

Reacción ajustada:



Si el rendimiento es del 20%, y se obtienen 250 kg de  $\text{NH}_3$ , teóricamente tendríamos que haber obtenido:

$$\text{rendimiento} = \frac{\text{Cantidad obtenida}}{\text{Cantidad teórica}} \times 100$$

$$20 = \frac{250\text{ kg}}{x} \times 100 \Rightarrow x = 1250\text{ kg}$$

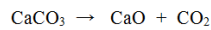
Como  $\text{Mm}(\text{NH}_3) = 17\text{ g/mol}$ ;  $\text{Mm}(\text{N}_2) = 28\text{ g/mol}$

$$n = \frac{1250000\text{ g}}{17\text{g/mol}} = 73529,41\text{ mol de NH}_3$$

Los moles de  $\text{N}_2$  que tienen que reaccionar son:

$$\begin{aligned} \frac{1\text{ mol N}_2}{2\text{ mol NH}_3} &= \frac{x\text{ mol N}_2}{73529,41\text{ mol NH}_3} \\ x &= 36764,71\text{ moles de N}_2 \\ m(\text{N}_2) &= 36764,71\text{ mol} \times 28\text{ g/mol} = 1,03 \cdot 10^6\text{ g} \end{aligned}$$

10.



En primer lugar calculamos la cantidad de  $\text{CO}_2$  que se debe obtener

$$T = 300 \text{ K}; \quad p = \frac{600 \text{ mmHg}}{760 \frac{\text{mmHg}}{\text{atm}}} = 0,79 \text{ atm}; \quad V = 10 \text{ m}^3 = 10^4 \text{ litros}$$

$$pV = nRT$$

$$n = \frac{0,79 \text{ atm} \cdot 10^4 \text{ l}}{0,082 \frac{\text{atm l}}{\text{K mol}} \cdot 300 \text{ K}} = 321 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

Calculamos la cantidad teórica que se obtendría:

$$\text{rendimiento} = \frac{\text{Cantidad obtenida}}{\text{Cantidad teórica}} \times 100$$

$$85 = \frac{321 \text{ mol}}{x} \cdot 100 \Rightarrow x = 377,56 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

Teniendo en cuenta la reacción ajustada, los moles de  $\text{CaCO}_3$  que se descomponen serán también 377,65, y como Mm ( $\text{CaCO}_3$ ) = 100 g/mol

$$m(\text{CaCO}_3) = 377,65 \text{ mol} \times 100 \text{ g/mol} = 37756 \text{ g}$$

11.

$$V = 0,5 \text{ l} = 500 \text{ cm}^3$$

Calculamos la masa de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  en la disolución:

$$m = \rho V = 1,8 \text{ g/cm}^3 \times 500 \text{ cm}^3 = 900 \text{ g}$$

Aplicando la riqueza queda:

$$m = 900 \times 0,98 = 882 \text{ g}$$

como la masa molar del  $\text{H}_2\text{SO}_4$  es 98 g/mol

$$n = \frac{882 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 9 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

Como la proporción en la reacción es 1:1, habrán reaccionado 9 moles de S, siendo su masa:

$$m = 9 \text{ mol} \times 32 \text{ g/mol} = 288 \text{ g de S.}$$

12.

Teniendo en cuenta la pureza del óxido de hierro(III), la masa del reactivo puro es:

$$m = 2500 \times 0,8 = 2000 \text{ kg}$$

como la masa molar del  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  es 160 g/mol

$$n = \frac{2000000 \text{ g}}{160 \text{ g/mol}} = 12500 \text{ mol de } \text{Fe}_2\text{O}_3$$

Calculamos los moles de Fe que se obtienen.

$$\frac{1 \text{ mol } \text{Fe}_2\text{O}_3}{2 \text{ mol Fe}} = \frac{12500 \text{ mol } \text{Fe}_2\text{O}_3}{x \text{ mol Fe}}$$

$$x = 25000 \text{ moles Fe}$$

la masa de Fe que se obtiene es:

$$m(\text{Fe}) = 25000 \text{ mol} \times 56 \text{ g/mol} = 1400000 \text{ g} = 1400 \text{ kg}$$

Esta unidad utiliza parcialmente contenidos del libro de Física y Química para Bachillerato a distancia (NIPO: 660-08-177-7).

### Aviso Legal

La utilización de recursos de terceros se ha realizado respetando las licencias de distribución que son de aplicación, acogiéndonos igualmente a los artículos 32.3 y 32.4 de la Ley 21/2014 por la que se modifica el Texto Refundido de la Ley de Propiedad Intelectual. Si en algún momento existiera en los materiales algún elemento cuya utilización y difusión no estuviera permitida en los términos que aquí se hace, es debido a un error, omisión o cambio en la licencia original.

Si el usuario detectara algún elemento en esta situación podría comunicarlo a la CIDEAD para que tal circunstancia sea corregida de manera inmediata.

En estos materiales se facilitan enlaces a páginas externas sobre las que la CIDEAD no tiene control alguno, y respecto de las cuales declinamos toda responsabilidad.