

Cuestiones ( 2 8 3)

1 Escribe y ajusta las ecuaciones que corresponden a los siguientes procesos químicos:

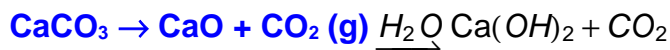
- a) El carbonato de sodio reacciona con el ácido sulfúrico y produce sulfato de sodio, dióxido de carbono y agua.



- b) El nitrato de amonio reacciona con el hidróxido de sodio y produce vapor de agua, nitrato de sodio y amoniaco.



- c) El carbonato de calcio se descompone al calentarlo en óxido de calcio y dióxido de carbono. Por su parte, el óxido de calcio reacciona con agua y se obtiene hidróxido de calcio.



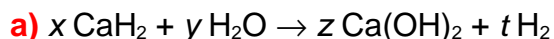
- d) El cloruro de amonio es un subproducto del proceso Solvay, del que se recupera el amoniaco. Para ello hacemos reaccionar el cloruro de amonio con óxido de calcio. En la reacción se obtienen cloruro de calcio, amoniaco y agua.



Cuestiones ( 2 8 5)

1 Formula y ajusta por el método matemático las ecuaciones que corresponden a los siguientes procesos químicos:

- a) Un globo meteorológico se llena con el hidrógeno que procede de la reacción química del hidruro de calcio con agua. En dicho proceso se obtiene, además, hidróxido de calcio.
- b) El monóxido de nitrógeno reacciona con el oxígeno y forma pentóxido de dinitrógeno.
- c) El magnesio reacciona con el nitrógeno y con el oxígeno para formar nitruro de magnesio y óxido de magnesio. Escribe y ajusta las dos ecuaciones.
- d) El carbonato de calcio reacciona con el ácido nítrico y produce nitrato de calcio, dióxido de carbono y agua.
- e) El sulfuro de aluminio reacciona con agua y produce hidróxido de aluminio y sulfuro de hidrógeno.



Calcio : $x = z$

Hidrógeno : $2x + 2y = 2z + 2t$

Oxígeno : $y = 2z$.

Tenemos tres ecuaciones y cuatro incógnitas, luego el sistema es compatible e indeterminado, lo resolvemos sustituyendo la 1ª y 3ª en la 2ª :

$$2z + 4z = 2z + 2t; 4z = 2t, 2z = t, \text{ si damos a } t \text{ el valor } t = 2 \Rightarrow z = 2/2 = 1 = x, y = 2z = 2.$$

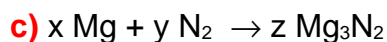


Nitrógeno : $x = 2z$.

Oxígeno : $x + 2y = 5z$.

Hay tres incógnitas y dos ecuaciones, vuelve a tener infinitas soluciones, sustituimos la 1ª en la 2ª :

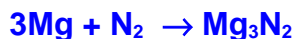
$2z + 2y = 5z$; $2y = 3z$, y ahora damos un valor a z , preferiblemente que haga que el resto sean valores enteros, $z = 2$, entonces $y = 3z/2 = 6/2 = 3$, $x = 2z = 4$.



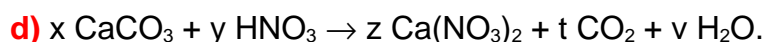
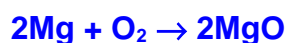
Magnesio : $x = 3z$.

Nitrógeno : $2y = 2z$.

De la 2ª se deduce que $y = z$, si a z le damos el valor $z = 1$, $x = 3$, $y = 1$:



$x \text{Mg} + y \text{O}_2 \rightarrow z \text{MgO}$, que ajustamos por tanteos :



Calcio : $x = z$
 Carbono : $x = t$
 Oxígeno : $3x + 3y = 6z + 2t + v$.
 Hidrógeno : $y = 2v$.
 Nitrógeno : $y = 2z$.

Tenemos 5 incógnitas y 5 ecuaciones, vamos a ponerlas en función de x :

$$y = 2z = 2x, \text{ luego de la } 4^{\text{a}} \text{ y } y = 2v, \text{ se deduce que } 2x = 2v \Rightarrow v = x$$

Ahora ya tenemos todas las variables en función de x :

$z = x$ (1ª), $t = x$ (2ª) $y = 2x$ (1ª y 5ª) , $v = x$ (1ª, 5ª y 4ª, anterior), luego sustituyendo en la 2ª :
 $3x + 3(2x) = 6x + 2x + x$, que es una identidad, tenemos por tanto infinitas soluciones:

$$\text{Sea } x = 1 \Rightarrow \left\{ \begin{array}{l} z = x = 1 \\ t = x = 1 \\ y = 2x = 2 \\ v = x = 1 \end{array} \right\}, \text{ que sustituyendo nos proporciona la reacción ajustada:}$$



e) $x \text{ Al}_2\text{S}_3 + y \text{ H}_2\text{O} \rightarrow z \text{ Al(OH)}_3 + t \text{ H}_2\text{S}$
 Aluminio : $2x = z$
 Azufre : $3x = t$
 Hidrógeno : $2y = 3z + 2t$
 Oxígeno : $y = 3z$.

Sustituyendo, la 1ª, $z = 3x$ en la 4ª $y = 3z = 3(2x) = 6x$, tenemos el resto de las variables en función de x (se puede comprobar que la 3ª sale $y = 6x$, sustituyendo la 1ª y 2ª) luego se damos a x el valor $x = 1$, $z = 2x = 2$, $t = 3x = 3$, $y = 6x = 6$, quedando :



Cuestiones ( 287)

1 Indica de qué tipo es cada una de las reacciones químicas propuestas en las cuestiones de los dos apartados anteriores.



Cuestión N°1 - Página 283

- a) Sustitución. b) Sustitución c) Descomposición + síntesis. d) Sustitución

Cuestión Nº 1 - Página 285

- a) Sustitución b) Síntesis. c) Dos de síntesis d) Sustitución e) Sustitución



2 Localiza algún proceso de la vida diaria en el que se produzca una reacción química de:

⊛ **Descomposición** : El perclorato potásico se usa en pirotecnia pues se descompone con el calor produciendo gran cantidad de gas que impele cargas :



⊛ **Síntesis** : El proceso de oxidación de los metales por el oxígeno atmosférico para formar un óxido, por ejemplo la oxidación del Cobre:



⊛ **Sustitución** : La combustión, del butano casero por ejemplo, mediante el oxígeno atmosférico en las cocinas para obtener calor:



⊛ **Neutralización** : Cuando se tiene ardor de estómago y se toma bicarbonato (NaHCO₃) que es anfótero, se produce una neutralización de la acidez (o basicidad) :

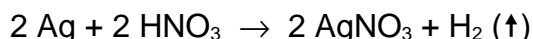


Cuestiones ( 288)

1 La plata reacciona con el ácido nítrico y se forma nitrato de plata, desprendiéndose hidrógeno. Si hacemos reaccionar una pepita de plata de 2,87 g con suficiente ácido nítrico, ¿qué cantidad, en moles y en gramos, de nitrato de plata se obtendrá?



La ecuación química ajustada del proceso es :



Luego, según la estequiometría :

$$2,87 \text{ g de Ag} \cdot \frac{1 \text{ mol de Ag}}{107,87 \text{ g de Ag}} \cdot \frac{2 \text{ moles de AgNO}_3}{2 \text{ moles de Ag}} (= 0,0266 \text{ moles de AgNO}_3) \cdot \frac{169,87 \text{ g}}{1 \text{ mol de AgNO}_3} = 4,54 \text{ g de AgNO}_3$$

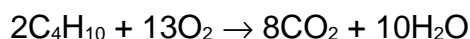


Cuestiones (289)

2 Calcula la masa de agua que se obtiene cuando 0,58 g de butano (C_4H_{10}) arden con oxígeno, si se obtienen en el proceso agua y dióxido de carbono.



La ecuación química ajustada del proceso es :



$$0'58 \text{ g de } C_4H_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol de } C_4H_{10}}{58 \text{ g de } C_4H_{10}} \cdot \frac{10 \text{ moles de } H_2O}{2 \text{ moles de } C_4H_{10}} \cdot \frac{18 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol de } H_2O} = 0'9 \text{ g de } H_2O$$

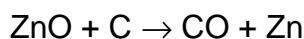


3 Cuando se hace reaccionar el óxido de cinc con carbono, se produce monóxido de carbono y cinc metálico.

- Formula y ajusta la ecuación química del proceso.
- Calcula la masa de cinc que se obtiene con 10 g



a) La ecuación de la reacción es :



b)

$$10 \text{ g de } ZnO \cdot \frac{1 \text{ mol de } ZnO}{81'37 \text{ g de } ZnO} \cdot \frac{1 \text{ mol de } Zn}{1 \text{ mol de } ZnO} \cdot \frac{65'37 \text{ g de } Zn}{1 \text{ mol de } Zn} = 8'03 \text{ g de } Zn$$

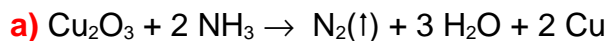


Cuestiones (290)

1 El óxido de cobre (II) reacciona con amoníaco, y se obtienen nitrógeno, agua y cobre metálico.

- Escribe y ajusta la reacción.
- Calcula el volumen de nitrógeno que se desprende al reaccionar 2 litros de amoníaco con suficiente óxido de cobre (II) para que se consuma todo el amoníaco. Los gases están medidos en condiciones normales.





b)

$$2 \text{ l de NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22'4 \text{ l}} \cdot \frac{1 \text{ moles de N}_2}{2 \text{ moles de NH}_3} \cdot \frac{22'4 \text{ l}}{1 \text{ mol}} = 1 \text{ l de N}_2$$



Cuestiones ( 291)

2 Calcula la masa molar de un compuesto gaseoso del que 14,71 g ocupan, a 100 °C y una atm de presión, un volumen de 25 litros.



V = 25 l.
 m = 14'71 g.
 P = 1 atm.
 T = 100 + 273 = 373 °K.

Aplicamos la ecuación de los gases ideales :

$$PV = \frac{m}{M}RT \Rightarrow M = \frac{mRT}{PV} = \frac{14'71 \cdot 0'082 \cdot 373}{1 \cdot 25} \simeq 18 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}$$



3 ¿ Qué volumen ocuparía el gas de la cuestión anterior si la temperatura se duplica (200 °C) y la presión se reduce a la mitad?

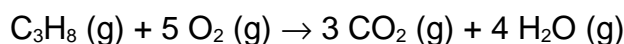


De nuevo aplicamos la ecuación de los gases ideales :

$$PV = \frac{m}{M}RT \Rightarrow V = \frac{mRT}{MP} = \frac{14'71 \cdot 0'082 \cdot 473}{18 \cdot 0'5} = 63'39 \text{ l}$$



4 En el ejemplo 3, ¿ qué volumen de agua se obtiene a la temperatura a la que se inicia la experiencia; es decir, una vez enfriados los productos resultantes de la combustión ?



En el ejemplo ya se han calculado lo moles de propano de partida n = 0'081 moles de C₃H₈, como también tenemos la ecuación química del proceso, mediante la estequiometría hallamos los moles de agua formados :

$$0'081 \text{ moles de } C_3H_8 \cdot \frac{4 \text{ moles de } H_2O}{1 \text{ mol de } C_3H_8} = 0'324 \text{ moles de } H_2O$$

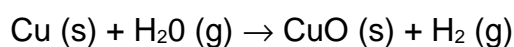
Y ahora el volumen que ocupan estos moles a $T = 25 + 273 = 298 \text{ }^\circ\text{K}$ y $P = 750/760 = 0'987 \text{ atm}$ de presión, mediante la ecuación de los gases perfectos :

$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{0'324 \cdot 0'082 \cdot 298}{0'987} = 8'02 \text{ l}$$



Cuestiones ( 292)

1 El cobre, calentado al rojo vivo, reacciona químicamente con el vapor de agua, como indica la ecuación que sigue:



¿ Qué masa de vapor de agua, medida en gramos, necesitamos para obtener 11,2 litros de hidrógeno, medidos en condiciones normales ?

- a) 4,5 b) 9 c) 18 d) 36



Como 1 mol de cualquier gas ocupa un volumen de 22'4 l, 11'2 l, que es la mitad serán ocupados por 0'5 moles de hidrógeno. Teniendo en cuenta la estequiometría :

$$0'5 \text{ moles de } H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } H_2O}{1 \text{ mol de } H_2} \cdot \frac{18 \text{ g de } H_2O}{1 \text{ mol de } H_2O} = 9 \text{ g de } H_2O$$

Luego la respuesta correcta es la **b)**



Cuestiones ( 293)

1 A partir de una muestra de 7,61 g de cromato de plata se obtienen 2,29 g de óxido de cromo (VI). Calcula la masa atómica relativa del cromo si $A_r (Ag) = 108$; $A_r (O) = 16$.

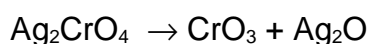


Si llamamos x a la masa molecular del Cr :

⊙ Masa molecular del $Ag_2CrO_4 = 2 \cdot 108 + x + 4 \cdot 16 = 280 + x$

⊙ Masa molecular del $CrO_3 = x + 3 \cdot 16 = 48 + x$ Si consideramos la reacción

citada como :



vemos que ocurre mol a mol entre las dos sustancias a relacionar, es decir :

$$1 \text{ mol de } Ag_2CrO_4 = 1 \text{ mol de } CrO_3 \Rightarrow \frac{7'61 \text{ g de } Ag_2CrO_4}{280+x} = \frac{2'29 \text{ g de } CrO_3}{48+x} \Leftrightarrow 7'61(48+x) = 2'29(280+x) \Leftrightarrow$$

$$365'28 + 7'61x = 641'2 + 2'29x; 7'61x - 2'29x = 641'2 - 365'28; 5'32x = 275'92; x = 51'86 \text{ u}$$

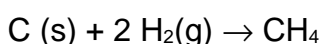


Cuestiones ( 295)

1 Si 15 g de carbono reaccionan completamente con 5 g de hidrógeno para formar metano, calcula los gramos de metano que podemos obtener al hacer reaccionar 100 g de carbono y 30 g de hidrógeno.



Escribimos y ajustamos la ecuación química :



Estudiamos cuál de los dos es el reactivo limitante : Si 5 g de hidrógeno reaccionan completamente con 15 g de C, 30 g de hidrógeno (que son 6 veces más, $6 \cdot 5 = 30$) necesitarán 6 veces más de carbono, es decir $6 \cdot 15 = 90$ g de carbono, luego sobran 10 g de carbono, el reactivo limitante es el hidrógeno.

Ahora usamos la estequiometría :

$$30 \text{ g de H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2}{2 \text{ g de H}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol de CH}_4}{2 \text{ moles de H}_2} \cdot \frac{16 \text{ g de CH}_4}{1 \text{ mol de CH}_4} = 120 \text{ g de CH}_4$$



2 En la cuestión anterior, ¿ cuál es el reactivo limitante ? ¿ Qué cantidad sobra del otro reactivo ?



Ya hemos contestado en la cuestión anterior a estas preguntas : el reactivo limitante es el hidrógeno y sobran 10 de carbono.



3 ¿ Pueden existir dos reactivos limitantes en una reacción química ? ¿ Por qué ?



El limitante es el que se consume por completo, si hay más de uno que se consumen por completo (y otros reactivos sobran) entonces habrá más de un reactivo limitante, pero todos ellos estarán en proporción estequimétrica de moles entre sí.

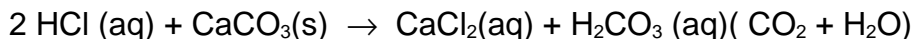


Cuestiones ( 296)

1 Se hacen reaccionar 100 ml de ácido clorhídrico de concentración desconocida con 10 g de carbonato de calcio. Si la reacción que tiene lugar es completa, calcula la concentración de la disolución de ácido clorhídrico.



Escribamos la ecuación química ajustada correspondiente al proceso :



Usamos los factores de conversión para convertir :

- La masa de CaCO₃ en moles de CaCO₃.
- Los moles de CaCO₃ en moles de H Cl necesarios.

$$10 \text{ g de CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de CaCO}_3}{100 \text{ gr de CaCO}_3} \cdot \frac{2 \text{ moles de HCl}}{1 \text{ mol de CaCO}_3} = 0'2 \text{ moles de HCl}$$

Luego la concentración de la disolución será :

$$C_M = \frac{n \text{ de moles de HCl}}{V(l) \text{ de disolución}} = \frac{0'2 \text{ moles}}{0'1 l} = 2 \frac{\text{moles}}{l} = 2 \text{ M}$$



Cuestiones (297)

2 Se prepara una disolución concentrada de ácido nítrico. De dicha disolución se toman 100 cm³, y se diluyen en agua hasta preparar un litro de otra disolución diluida del mismo ácido. Se hacen reaccionar ahora 250 cm³ de esta disolución con cinc, y se consumen en el proceso 2,54 g de éste.

Con los datos que se proporcionan, calcula:

- a) La molaridad de la disolución concentrada de ácido nítrico.
- b) La cantidad de cinc que reaccionaría con 250 cm³ de la disolución concentrada.



La ecuación correspondiente a la reacción es :



a)

Mediante los factores de conversión, y partiendo de la masa de Zn consumida, hallamos los moles de nítrico que se necesitan :

$$2'54 \text{ g de Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol de Zn}}{65'37 \text{ g de Zn}} \cdot \frac{2 \text{ moles de HNO}_3}{1 \text{ mol de Zn}} = 0'078 \text{ moles de HNO}_3$$

Estos moles de nítrico proceden de 250 cm³ de la disolución diluida cuya concentración es :

$$C_M = \frac{n \text{ de moles de soluto}}{V(l) \text{ de disolución}} = \frac{0'078 \text{ moles de HNO}_3}{0'25} = 0'31 \frac{\text{moles}}{l} = 0'31M$$

Esta disolución se ha preparado a partir de 100 cm³ de otra de concentración desconocida c, luego :

$$100 \text{ cm}^3 \cdot c = 1000\text{cm}^3 \cdot 0'31 \Rightarrow c = \frac{310}{100} = 3'1M$$



Actividades de la unidad (3 0 2)

Ejercicios

1 La masa molecular del sulfato de hierro (II) heptahidratado (FeSO₄·7H₂O) es, expresada en gramos:

- a) 152 b) 170 c) 278 d) 1.190



Fe : 1 · 55'847 = 55'847
 S : 1 · 32 = 32
 O : 11 · 16 = 176
 H : 14 · 1 = 14

Total = 277'847, luego la respuesta correcta es la c)



2 ¿ Cuántos gramos de nitrógeno gaseoso son necesarios para tener el mismo número de átomos que hay en cinco moles de hidrógeno gaseoso ?

- a) 70 b) 87,5 c) 105 d) 140



Para que haya el mismo número de átomos de nitrógeno que los que hay en 5 moles de hidrógeno, se necesitan también 5 moles de nitrógeno y, como el peso molecular del nitrógeno es 14 g/mol, se necesitarán 5 · 14 = **70 g de nitrógeno**. la respuesta es la a)



3 ¿Cuál de las siguientes masas de gas ocupa un volumen de 24 litros a 20 °C y 1 atm de presión ?

- a) 64 g de dióxido de azufre.
 b) 14 g de monóxido de carbono.

- c) 16 g de oxígeno.
d) 80 g de argón.



Mediante la ley de los gases ideales hallamos los moles :

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{1 \cdot 24}{0,082 \cdot (20+273)} \simeq 1 \text{ mol de gas}$$

Luego será el gas cuyo peso molecular coincide con la cantidad dada en gramos :

- a) $\text{SO}_2 = 32 (\text{S}) + 2 \cdot 16 (\text{O}) = 64 \text{ g / mol}$, que es la respuesta correcta.

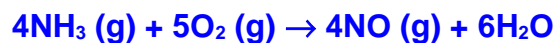


4 Escribe y ajusta las ecuaciones químicas que corresponden a las siguientes reacciones químicas:

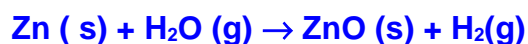
- a) El óxido de hierro (III) reacciona con carbón, y se obtiene hierro y monóxido de carbono.



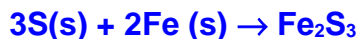
- b) El amoníaco reacciona con el oxígeno, y se obtiene monóxido de nitrógeno y agua.



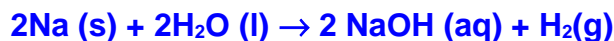
- c) El cinc reacciona con el vapor de agua, y se obtiene óxido de cinc e hidrógeno.



- d) El azufre reacciona con el hierro, y se obtiene sulfuro de hierro (III).



- e) El sodio reacciona con el agua, y se obtiene hidróxido de sodio e hidrógeno.



- f) El aluminio reacciona con el oxígeno del aire, y se obtiene óxido de aluminio.

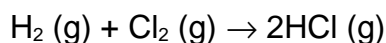


S Indica si la siguiente afirmación es verdadera o falsa:

"Al reaccionar 2 g de hidrógeno con 35,5 g de cloro, obtenemos 37,5 g de cloruro de hidrógeno." Justifica tu respuesta de acuerdo con lo que ya conoces acerca de los procesos químicos.



La ecuación de la reacción es :

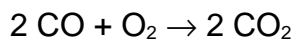


Luego un mol de hidrógeno (2 g) reacciona con un mol de cloro (71 g) y se obtienen 2 moles (2 · 37,5 = 75 g) de cloruro de hidrógeno. Luego es falso.



PROBLEMAS

6 El monóxido de carbono y el oxígeno reaccionan químicamente como indica la ecuación que sigue:



¿ Qué masa de oxígeno, medida en gramos, se necesita para obtener 44,8 litros de dióxido de carbono en condiciones normales ?

- a) 8 b) 32 c) 48 d) 64



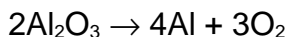
Cualquier gas en c.n. ocupa 22'4 l, luego los 44'8 l ocuparán 2 moles de dióxido de carbono que proceden de, según la estequiometría, 1 mol de oxígeno, que son 2 · 16 = 32 g de oxígeno, es decir la respuesta **c)**



7 ¿ Qué cantidad de aluminio se puede obtener, como máximo, al hacer la electrólisis de 100 kg de alúmina (óxido de aluminio) ?



La ecuación es :



Pasamos los 1000 g de alúmina a moles y estos mediante la estequiometría a moles de aluminio y después a g, mediante su peso molecular :

$$1000 \text{ g de } Al_2O_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de } Al_2O_3}{(2 \cdot 27 + 3 \cdot 16) \text{ g de } Al_2O_3} \cdot \frac{4 \text{ moles de } Al}{2 \text{ moles de } Al_2O_3} \cdot \frac{27 \text{ g de } Al}{1 \text{ mol de } Al} = 529'4 \text{ g de } Al$$



8 Calcula la riqueza en carbonato de calcio de una caliza si al descomponer 82 g de caliza obtenemos 12,54 litros de dióxido de carbono medidos en condiciones normales.



La reacción de descomposición es :



$$PM(CaCO_3) = 40 + 12 + 48 = 100 \text{ g/mol}$$

Hallemos los moles de anhídrido carbónico formados :

$$12'54 \text{ l} \cdot \frac{1 \text{ mol de } CO_2}{22'4 \text{ l}} = 0'56 \text{ moles de } CO_2$$

Como, según la estequiometría, 1 mol de CO₂ se forma a partir de 1 mol CaCO₃, 0'56 moles de CO₂ se forman a partir de 0'56 moles de CaCO₃ que son 0'56 g · 100 = 56 g de CaCO₃, luego la riqueza :

$$\% \text{ riqueza} = \frac{56}{82} \cdot 100 = 68'3 \%$$



9 ¿ Qué volumen de hidrógeno se obtiene al reaccionar 24 g de magnesio con suficiente ácido sulfúrico diluido ? La presión es de 0,95 atm y la temperatura, de 15 °C.



La ecuación de la reacción es :



Hallamos los moles de Mg que reaccionan : 24 g de Mg / 24'31 g por mol = 0'99 moles.

$$\text{Moles de hidrógeno producidos : } 0'99 \text{ moles de } Mg \cdot \frac{1 \text{ mol de } H_2}{1 \text{ mol de } Mg} = 0'99 \text{ moles de } H_2$$

Volumen que ocupan esos moles en las condiciones dadas (P = 0'95 atm y T = 288 °K) :

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0'99 \cdot 0'082 \cdot 288}{0'95} = 246 \text{ litros.}$$



10 En el problema anterior, ¿ qué cantidad de sulfato de magnesio se produce ?



Como 1 mol de Mg produce 1 mol de sulfato, 0'99 moles formarán 0'99 moles de sulfato ($PM = 24'31 + 32 + 64 = 120'31 \text{ g/mol}$), que equivalen a $0'99 \cdot 120'31 = \mathbf{119 \text{ g de sulfato magnésico}}$.



11 Al reaccionar químicamente el ácido sulfúrico con el cloruro de sodio, se obtiene cloruro de hidrógeno e hidrogenosulfato de sodio. Calcula:

- La masa de cloruro de sodio que se necesita para obtener 2 litros de cloruro de hidrógeno.
- La masa de cloruro de hidrógeno que se obtiene.
- La cantidad de ácido sulfúrico que se necesita en el proceso, expresada en moles y en gramos.



La ecuación química del proceso es :



- Necesitamos saber en qué condiciones de presión y temperatura se hallan los 2 l de HCl. Supuestas condiciones normales, 2 l equivalen, en moles, a $2 \text{ l} : 22'4 \text{ l/mol} = 0'089 \text{ moles de HCl}$. Y, como la reacción es 1:1, se necesitan 0'089 moles de NaCl, que equivalen a $0'089 \text{ moles de NaCl} \cdot 58'5 \text{ g/mol} = \mathbf{5'2 \text{ g de NaCl}}$.
- Pasamos los 0'089 moles de HCl a masa en g : $0'089 \text{ moles de HCl} \cdot 36'5 \text{ g/mol} = \mathbf{3'25 \text{ g de HCl}}$.
- Se necesitan los mismos moles de sulfúrico = $\mathbf{0'089 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4}$, que son $0'089 \text{ moles} \cdot 98 \text{ g/mol} = \mathbf{8'72 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}$.



12 Las bebidas alcohólicas contienen etanol, de fórmula $\mathbf{C_2H_5OH}$. Al quemar una muestra de 20 g de etanol en aire, se obtienen como productos de la reacción vapor de agua y dióxido de carbono.

- Escribe y ajusta la ecuación química del proceso.
- Calcula la masa de oxígeno que se necesita para dicha combustión.

- c) Calcula el volumen que ocupará el dióxido de carbono que se forma en condiciones normales.



a)



b) 20 g de etanol $\cdot \frac{1 \text{ mol de etanol}}{46 \text{ g de etanol}} \cdot \frac{3 \text{ moles de O}_2}{1 \text{ mol de etanol}} \cdot \frac{32 \text{ g de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2} = 41'74 \text{ g de O}_2$

c) 20 g de etanol $\cdot \frac{1 \text{ mol de etanol}}{46 \text{ g de etanol}} \cdot \frac{2 \text{ moles de CO}_2}{1 \text{ mol de etanol}} \cdot \frac{22'4 \text{ l}}{1 \text{ mol de CO}_2} = 19'48 \text{ l de CO}_2$



13 Calcula la masa de carbonato de calcio que necesita reaccionar con ácido clorhídrico en exceso para obtener 20 litros de dióxido de carbono a 20 °C y 765 mm Hg de presión.



La ecuación ajustada del proceso es :



- ◉ Hallamos los moles que son $V = 20 \text{ l de CO}_2$ a $P = 765\text{mm de Hg}/760\text{mm de Hg} /\text{atm} = 1'0065 \text{ atm}$ y $T = 20 + 273 = 293 \text{ }^\circ\text{K}$ a través de la ecuación de los gases ideales:

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{1'0066 \cdot 20}{0'082 \cdot 293} = 0'84 \text{ moles de CO}_2$$

- ◉ Ahora, mediante los factores de conversión, primero los moles de carbonato necesarios y después la masa a que equivalen :

$$0'084 \text{ moles de CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de CaCO}_3}{1 \text{ mol de CO}_2} \cdot \frac{100 \text{ g de CaCO}_3}{1 \text{ mol de CaCO}_3} = 8'4 \text{ g de CaCO}_3$$



14 La descomposición térmica del óxido de mercurio (II) produce mercurio y oxígeno. Se calienta un recipiente de acero, de 5 l, que contiene aire a 1 atm y 27 °C y 100 g de óxido de mercurio (II), hasta que se descompone. Calcula:

- a) Los gramos de Hg que se obtienen.
- b) La presión de los gases contenidos en el recipiente cuando la temperatura vuelva a ser de 27 °C.



La ecuación del proceso es :



a) $100 \text{ g de HgO} \cdot \frac{1 \text{ mol de HgO}}{216'59 \text{ g de HgO}} \cdot \frac{2 \text{ moles de Hg}}{2 \text{ moles de HgO}} \cdot \frac{200'59 \text{ g de Hg}}{1 \text{ mol de Hg}} = 92'61 \text{ g de Hg}$

b) Cuando se restablecen las condiciones los gases que quedan son el oxígeno (que ya había y el producido) y el nitrógeno, hallemos los moles de ambos :

☑ Antes de la descomposición :

❖ Oxígeno : $5\text{l} \cdot 0'21 = 1'05 \text{ l de O}_2$ que son $n = \frac{PV}{RT} = \frac{1 \cdot 10'5}{0'082 \cdot 300} = 0'43 \text{ moles de O}_2$

❖ Nitrógeno : $5 - 1'05 = 3'95 \text{ l}$ que son $n_{\text{N}_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{1 \cdot 3'95}{0'082 \cdot 300} = 0'16 \text{ moles de N}_2$

☑ En la descomposición se producen :

$$100 \text{ g de HgO} \cdot \frac{1 \text{ mol de HgO}}{216'59 \text{ g de HgO}} \cdot \frac{1 \text{ moles de O}_2}{2 \text{ moles de HgO}} = 0'23 \text{ moles de O}_2$$

☑ Después de la descomposición habrá:

$n_T = 0'43 + 0'16 + 0'23 = 0'82 \text{ moles totales de gases, que estarán sometidos a una presión de:}$

$$p = \frac{n_T RT}{V} = \frac{0'82 \cdot 0'082 \cdot 300}{5} = 2'13 \text{ atm.}$$



15 Se calienta en un tubo de ensayo una mezcla de cobre y óxido de mercurio (II), ambos en polvo. Escribe la ecuación que corresponde ala reacción química que tiene lugar si, como resultado de ella, se obtienen dos sustancias: un elemento y un compuesto.



16 La pintura roja de minio, Pb_3O_4 , se puede obtener de dos modos:

- Calentando óxido de plomo (IV), en cuyo caso se desprende un gas.
- Calentando, en presencia de aire, el óxido de plomo (II), componente básico de la pintura amarilla de litargirio.

a) Escribe las ecuaciones químicas ajustadas que corresponden a los dos procesos y señala el gas que se desprende de la primera de ellas.

- b) ¿Qué gas reacciona con el litargirio en el segundo proceso?
- c) ¿De qué tipo es cada una de las dos reacciones químicas anteriores?
- d) Calcula la cantidad de minio que se obtiene en cada caso, a partir de 100 g de óxido de plomo (IV) o de 100 g de óxido de plomo (II).

- a) $3\text{PbO}_2 \rightarrow \text{Pb}_3\text{O}_4 + \text{O}_2 (\text{g})\uparrow$, se desprende oxígeno.
 $6\text{PbO} + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2\text{Pb}_3\text{O}_4$

b) El gas que reacciona es el oxígeno, presente en el aire.

c) la primera es una descomposición y la segunda una síntesis.

d)

$$100 \text{ g de PbO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de PbO}_2}{239 \text{ g de PbO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol de Pb}_3\text{O}_4}{3 \text{ moles de PbO}_2} \cdot \frac{685 \text{ g de Pb}_3\text{O}_4}{1 \text{ mol de Pb}_3\text{O}_4} = 95'54 \text{ g de Pb}_3\text{O}_4.$$

$$100 \text{ g de PbO} \cdot \frac{1 \text{ mol de PbO}}{223 \text{ g de PbO}} \cdot \frac{2 \text{ mol de Pb}_3\text{O}_4}{6 \text{ moles de PbO}} \cdot \frac{685 \text{ g de Pb}_3\text{O}_4}{1 \text{ mol de Pb}_3\text{O}_4} = 102'39 \text{ g de Pb}_3\text{O}_4.$$

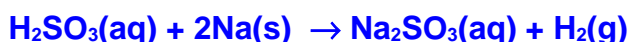
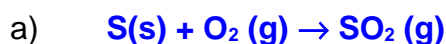
17 Dadas las siguientes transformaciones:

azufre \rightarrow óxido de azufre (IV)

óxido de azufre (IV) \rightarrow ácido sulfuroso

ácido sulfuroso \rightarrow sulfito de sodio

- a) Escribe las ecuaciones químicas que corresponden a cada proceso, añadiendo los elementos o compuestos que sean necesarios en cada caso, ya sean reactivos o productos.
- b) Calcula la cantidad, expresada en gramos y moles, que obtendremos de cada producto si partimos de una masa de azufre de 64 g.



□ Óxido de azufre(IV) :

$$64 \text{ g de S} \cdot \frac{1 \text{ mol de S}}{32 \text{ g de S}} \cdot \frac{1 \text{ mol de SO}_2}{1 \text{ mol de S}} = 2 \text{ moles de SO}_2 = 2 \text{ moles} \cdot \frac{64 \text{ g de SO}_2}{1 \text{ mol de SO}_2} = 128 \text{ g de SO}_2$$

❑ Ácido sulfuroso :

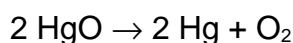
$$2 \text{ moles de SO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de SO}_2}{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_3} = 2 \text{ moles de H}_2\text{SO}_3 = 2 \text{ moles} \cdot \frac{82 \text{ g de H}_2\text{SO}_3}{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_3} = 164 \text{ g de H}_2\text{SO}_3$$

❑ Sulfito de sodio :

$$2 \text{ moles de H}_2\text{SO}_3 = 2 \text{ moles de Na}_2\text{SO}_3, \text{ que son } 2 \text{ moles} \cdot 126 \text{ g/mol} = 252 \text{ g de Na}_2\text{SO}_3.$$



18 La descomposición por el calor de cierta cantidad de óxido de mercurio (II) permite obtener 58 g de mercurio. Si la riqueza en óxido de mercurio (II) es del 58%, calcula la masa de la muestra. El proceso que tiene lugar es:



$$58 \text{ g de Hg} \cdot \frac{1 \text{ mol de Hg}}{200'59 \text{ g de Hg}} \cdot \frac{2 \text{ moles de HgO}}{1 \text{ mol de Hg}} \cdot \frac{216'59 \text{ g de HgO}}{1 \text{ mol de HgO}} \cdot \frac{100 \text{ g de muestra}}{58 \text{ g de HgO puro}} = 215'95 \text{ g de muestra.}$$



19 El permanganato de potasio reacciona con el ácido clorhídrico y produce cloruro de potasio, cloruro de manganeso (II), agua y cloro, en un proceso que se denomina redox, y que estudiarás con detalle en química de segundo curso:

- a) Calcula la masa de permanganato de potasio que reacciona con 20 cm³ de disolución 2 M de ácido clorhídrico. La ecuación química ajustada del proceso que tiene lugar es la siguiente:



- b) ¿ Qué volumen de cloro se obtiene si el proceso se realiza en una campana de gases en la que la presión es de 0,95 atm y la temperatura, de 20 °C ?



a)

- ⊛ Hallamos primero los moles de HCl que reaccionan, $n = 2 \text{ moles de HCl/l} \cdot 0'02 \text{ l} = 0'04 \text{ moles de HCl}$.
- ⊛ Ahora usamos los factores de conversión para calcular los moles de permanganato, primero, y la masa después :

$$0'04 \text{ moles de HCl} \cdot \frac{2 \text{ moles de KMnO}_4}{16 \text{ moles de HCl}} \cdot \frac{158 \text{ g de KMnO}_4}{1 \text{ mol de KMnO}_4} = 0'79 \text{ g de KMnO}_4$$

b)

- Hallamos mediante los factores de conversión los moles de cloro formados, a partir de 0'04 moles de HCl :

$$0'04 \text{ moles de HCl} \cdot \frac{5 \text{ moles de Cl}_2}{16 \text{ moles de HCl}} = 0'0125 \text{ moles de Cl}_2$$

- Y ahora, mediante la ecuación de los gases ideales, el volumen que ocupan esos moles, en esas condiciones de P)0'95 atm) y T (20 + 273 = 293 °K) :

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0'0125 \cdot 0'082 \cdot 293}{0'95} = 0'316 \text{ l} = 316 \text{ cm}^3 \text{ de Cl}_2$$

