

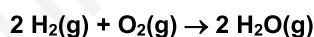
3 Las reacciones químicas

ACTIVIDADES

1. Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:

- a) $\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaCl}$
- b) $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2$
- c) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{C}_5\text{H}_6 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- e) $\text{S}_2\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$
- f) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- g) $\text{CH}_3\text{OH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- h) $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- a) $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl}$
- b) $\text{H}_2\text{CO}_3 + 2 \text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2$
- c) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- d) $2 \text{C}_5\text{H}_6 + 13 \text{O}_2 \rightarrow 10 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$
- e) $4 \text{S}_2\text{Fe} + 11 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3 + 8 \text{SO}_2$
- f) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{N}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$
- g) $2 \text{CH}_3\text{OH} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$
- h) $\text{MnO}_2 + 4 \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

2. En la reacción de formación del vapor de agua:



- a) ¿Cuántos moles de O_2 reaccionan para formar 6 mol de H_2O ?
- b) ¿Cuántas moléculas de O_2 reaccionan con $1,2 \cdot 10^{24}$ moléculas de H_2 ?

Relaciones que se pueden establecer a partir de la ecuación ajustada:

$2 \text{H}_2(\text{g})$	+	$\text{O}_2(\text{g})$	$\rightarrow$	$2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
2 moléculas		1 molécula		2 moléculas
2 mol		1 mol		2 mol
$1,2 \cdot 10^{24}$ moléculas		$6,0 \cdot 10^{23}$ moléculas		$1,2 \cdot 10^{24}$ moléculas

De lo que se deduce:

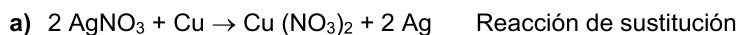
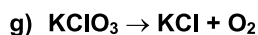
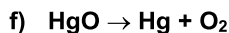
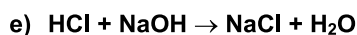
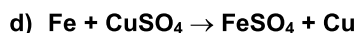
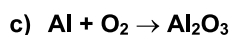
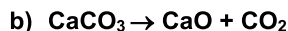
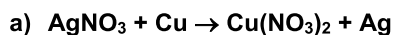
- a) Para formar 6 moléculas de agua se necesitan 3 moléculas de oxígeno.

$$(6 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}) \cdot \frac{(1 \text{ mol de } \text{O}_2)}{(2 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O})} = 3 \text{ mol de } \text{O}_2$$

- b) Con $1,2 \cdot 10^{24}$ moléculas (2 mol) de hidrógeno, reaccionan $6,0 \cdot 10^{23}$ moléculas (1 mol) de oxígeno.

$$(1,2 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } \text{H}_2) \cdot \frac{(6,0 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{O}_2)}{(1,2 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } \text{H}_2)} = 6,0 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{O}_2$$

3. Ajusta y clasifica, según la reagrupación de átomos, las siguientes ecuaciones químicas:



4. Nuestro cuerpo obtiene la energía de sustancias químicas como la glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), que durante la oxidación celular se combina con oxígeno para formar dióxido de carbono y agua.

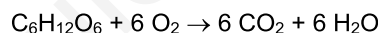
a) Escribe la reacción ajustada.

b) Si una persona consume una pastilla de glucosa de 18 g, ¿cuántos moles y gramos de oxígeno se consumirán?

c) Calcula los moles de agua formados.

d) ¿Qué cantidad de glucosa debe tomar para producir 88 g de dióxido de carbono?

a) Ecuación ajustada de la combustión de la glucosa:



b) Primero se calculan los moles de glucosa, y después, utilizando los coeficientes estequiométricos como factor de conversión, se obtienen los moles de oxígeno.

$$(18 \text{ g de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \cdot \frac{(1 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)}{(180 \text{ g de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)} = 0,1 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

$$(0,1 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \cdot \frac{(6 \text{ mol de } \text{O}_2)}{(1 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)} = 0,6 \text{ mol de } \text{O}_2$$

Utilizando la masa molar del oxígeno como factor de conversión se calcula la masa que se obtiene de oxígeno:

$$(0,6 \text{ mol de } \text{O}_2) \cdot \frac{(32 \text{ g de } \text{O}_2)}{(1 \text{ mol de } \text{O}_2)} = 19 \text{ g de } \text{O}_2$$

c) Conocidos los moles de glucosa y los coeficientes estequiométricos de la ecuación ajustada, se obtienen los moles de agua que se forman

$$(0,1 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \cdot \frac{(6 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O})}{(1 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)} = 0,6 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}$$

d) De forma semejante al primer apartado:

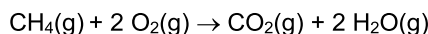
$$(88 \text{ g de } \text{CO}_2) \cdot \frac{(1 \text{ mol de } \text{CO}_2)}{(44 \text{ g de } \text{CO}_2)} \cdot \frac{(1 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)}{(6 \text{ mol de } \text{CO}_2)} = \frac{1}{3} \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

$$\left(\frac{1}{3} \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6\right) \cdot \frac{(180 \text{ g de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)}{(1 \text{ mol de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)} = 60 \text{ g de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

5. El metano, CH_4 , combustible principal del gas natural, arde en presencia de oxígeno produciendo dióxido de carbono y agua.

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

- Ecuación ajustada de la combustión del metano:



- En las mismas condiciones de presión y temperatura, las relaciones entre los volúmenes de combinación son las mismas que las relaciones entre los moles indicados por los coeficientes estequiométricos. Si la relación estequiométrica entre el metano y el oxígeno es un mol de metano por cada dos moles de oxígeno, también será un volumen de metano por cada dos volúmenes de oxígeno. Por lo tanto, si reaccionan 10 L de metano se necesitarán 20 L de oxígeno.
- En las mismas condiciones de presión y temperatura, el volumen de agua será igual al volumen de oxígeno, esto es 20 L, ya que se encuentran en la misma proporción de moles y de volumen. Lo que significa que por cada dos moles de oxígeno se formarán dos moles de agua y por cada dos volúmenes de oxígeno se formarán dos volúmenes de agua.
- Para obtener 30 L de dióxido de carbono, en las mismas condiciones de presión y temperatura, se necesitarán 30 L de metano, ya que se encuentran en la misma proporción de moles y de volumen.

6. El ácido clorhídrico concentrado reacciona con el carbonato de calcio, CaCO_3 , produciendo cloruro de calcio, CaCl_2 , agua y desprendiendo dióxido de carbono gaseoso, CO_2 .

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

- Reacción química ajustada entre el ácido clorhídrico y el carbonato de calcio:



- Con la masa de dióxido de carbono, se calculan los moles que contiene y mediante la relación que indica la ecuación ajustada, se obtienen los moles de carbonato de calcio. Conocida la masa molar del carbonato de calcio (100 g mol^{-1}) se deduce su masa.

$$(132 \text{ g de } \text{CO}_2) \cdot \frac{(1 \text{ mol de } \text{CO}_2)}{(44 \text{ g de } \text{CO}_2)} = 3 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

$$(3 \text{ mol de } \text{CO}_2) \cdot \frac{(1 \text{ mol de } \text{CaCO}_3)}{(1 \text{ mol de } \text{CO}_2)} \cdot \frac{(100 \text{ g de } \text{CaCO}_3)}{(1 \text{ mol de } \text{CaCO}_3)} = 300 \text{ g de } \text{CaCO}_3$$

- A partir de los moles de agua y teniendo en cuenta que el volumen de un gas a 1 atm y 0 °C equivale a 22,4 L, se obtiene el volumen de dióxido de carbono en dichas condiciones:

$$(90 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}) \cdot \frac{(1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O})}{(18 \text{ g de } \text{H}_2\text{O})} = 5 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}$$

$$(5 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}) \cdot \frac{(1 \text{ mol de } \text{CO}_2)}{(1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O})} \cdot \frac{(22,4 \text{ L de } \text{CO}_2)}{(1 \text{ mol de } \text{CO}_2)} = 112 \text{ L de } \text{CO}_2$$

- Para calcular el volumen en otras condiciones se utiliza la ecuación de los gases ideales.

$$(5 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O}) \cdot \frac{(1 \text{ mol de } \text{CO}_2)}{(1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O})} = 5 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

$$pV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{p} \Rightarrow V = \frac{(5 \text{ mol})(0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1})(323 \text{ K})}{(1,2 \text{ atm})} = 110 \text{ L de } \text{CO}_2$$

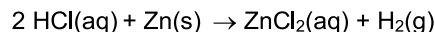
7. El cinc reacciona con el ácido clorhídrico para dar cloruro de cinc e hidrógeno.

a) Escribe la reacción ajustada.

b) Calcula el volumen de ácido clorhídrico 2 mol L^{-1} necesario para disolver una muestra del metal de 21,8 g.

c) ¿Qué cantidad de hidrógeno se puede formar a partir de 500 mL de ácido clorhídrico de concentración $0,8 \text{ mol L}^{-1}$?

a) Ecuación ajustada de la reacción entre el zinc y el ácido clorhídrico:



b) Primero se calculan los moles de zinc a partir de la masa molar. A continuación, mediante las relaciones de la ecuación ajustada, se deducen los moles de ácido clorhídrico que se combinan. Finalmente, se calcula el volumen de la disolución de ácido clorhídrico, conocida la concentración.

$$(21,8 \text{ g de Zn}) \cdot \frac{(1 \text{ mol de Zn})}{(65,4 \text{ g de Zn})} \cdot \frac{(2 \text{ mol de HCl})}{(1 \text{ mol de Zn})} = 0,67 \text{ mol de HCl}$$

$$(0,67 \text{ mol de HCl}) \cdot \frac{(1 \text{ L de HCl})}{(2 \text{ mol de HCl})} = 0,33 \text{ L de HCl}$$

c) Con el dato de la concentración se calculan los moles de ácido clorhídrico y con la relación de la ecuación ajustada, se obtienen los moles de hidrógeno.

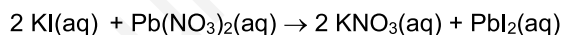
$$(0,5 \text{ L de HCl}) \cdot \frac{(0,8 \text{ mol de HCl})}{(1 \text{ L de HCl})} \cdot \frac{(1 \text{ mol de H}_2)}{(2 \text{ mol de HCl})} = 0,2 \text{ mol de H}_2$$

8. El yoduro de potasio, KI, reacciona con el nitrato de plomo(II), $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, formándose nitrato de potasio, KNO_3 , y precipitando el insoluble yoduro de plomo(II), PbI_2 .

a) Escribe la reacción ajustada.

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

a) Ecuación ajustada de la reacción:



b) Conocido el volumen y la concentración del nitrato de plomo(II), se calculan los moles que contiene, y mediante la ecuación ajustada, se deducen los moles de yoduro de potasio. Seguidamente, a partir de la concentración del yoduro de potasio disponible, se obtiene el volumen que reaccionará de KI.

$$(0,1 \text{ L de Pb}(\text{NO}_3)_2) \cdot \frac{(2 \text{ mol de Pb}(\text{NO}_3)_2)}{(1 \text{ L de Pb}(\text{NO}_3)_2)} = 0,2 \text{ mol de Pb}(\text{NO}_3)_2$$

$$(0,2 \text{ mol de Pb}(\text{NO}_3)_2) \cdot \frac{(2 \text{ mol de KI})}{(1 \text{ mol de Pb}(\text{NO}_3)_2)} = 0,4 \text{ mol de KI}$$

$$(0,4 \text{ mol de KI}) \cdot \frac{(1 \text{ L de KI})}{(0,5 \text{ mol de KI})} = 0,8 \text{ L de KI}$$

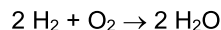
9. En un matraz se combinan 3 moles de oxígeno con 4 moles de hidrógeno para formar agua.

a) Indica cuál es el reactivo limitante.

b) Calcula la cantidad de agua que se formará.

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

- a) Ecuación ajustada de la formación de agua



A partir de los datos de ambos reactivos se calculan los moles de agua que se pueden formar:

$$(3 \text{ mol de O}_2) \cdot \frac{(2 \text{ mol de H}_2\text{O})}{(1 \text{ mol de O}_2)} = 6 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

$$(4 \text{ mol de H}_2) \cdot \frac{(1 \text{ mol de H}_2\text{O})}{(1 \text{ mol de H}_2)} = 4 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

El reactivo limitante es el H_2 , por ser el que origina menor cantidad de producto (4 mol de H_2O).

- b) El hidrógeno limita la cantidad de producto que se puede obtener, por consiguiente, se podrán formar como máximo 4 mol de agua.
c) Con 4 mol de hidrógeno se combinan exactamente 2 mol de oxígeno:

$$(4 \text{ mol de H}_2) \cdot \frac{(1 \text{ mol de O}_2)}{(2 \text{ mol de H}_2)} = 2 \text{ mol de O}_2$$

Como inicialmente se mezclaban 3 mol de oxígeno y 2 mol de ellos se han combinado con los 4 mol de hidrógeno, al final de la reacción en el matraz habrá: 1 mol de oxígeno que permanece en exceso sin reaccionar y 4 mol de agua que se han formado.

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

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

- a) Ecuación ajustada de la síntesis del agua oxigenada:



La relación de combinación exacta (relación estequiométrica) entre los reactivos es:

$$\frac{(1 \text{ mol de H}_2)}{(1 \text{ mol de O}_2)} = 1$$

Expresamos las cantidades de los reactivos en moles:

$$(100 \text{ g de H}_2) \cdot \frac{(1 \text{ mol de H}_2)}{(2 \text{ g de H}_2)} = 50 \text{ mol de H}_2$$

$$(100 \text{ g de O}_2) \cdot \frac{(1 \text{ mol de O}_2)}{(32 \text{ g de H}_2\text{O})} = 3,1 \text{ mol de O}_2$$

Relación de combinación entre los reactivos a partir de los datos:

$$\frac{(50 \text{ mol de H}_2)}{(3,1 \text{ mol de O}_2)} = 16$$

Como el valor de esta relación es mayor que el valor obtenido de la relación estequiométrica ($16 > 1$), se deduce que el reactivo puesto en el numerador se encuentra en exceso, el hidrógeno, y el oxígeno en defecto (reactivo limitante).

- b) La cantidad de producto se obtiene a partir de la cantidad de oxígeno que es reactivo limitante.

$$(3,1 \text{ mol de O}_2) \cdot \frac{(1 \text{ mol de H}_2\text{O}_2)}{(1 \text{ mol de O}_2)} = 3,1 \text{ mol de H}_2\text{O}_2$$

- c) Como la reacción entre el hidrógeno y el oxígeno se produce mol a mol. Los moles que reaccionan de hidrógeno serán los mismos que los de oxígeno, esto es, 3,1 mol de hidrógeno.

La cantidad de hidrógeno que permanece sin reaccionar será la diferencia entre los moles iniciales, que son de 50 mol, y los 3,1 que reaccionan, resultando 46,9 mol de hidrógeno en exceso.

Como conclusión, al final de la reacción, quedarán 3,1 mol de agua oxigenada, 46,9 mol de hidrógeno y nada de oxígeno.

11. En la fermentación de la glucosa, $C_6H_{12}O_6$, se produce etanol, C_2H_5OH , y dióxido de carbono en presencia de oxígeno.

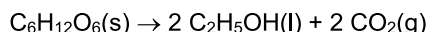
a) Escribe ajustada la reacción química.

b) Si se parte de 180 g de glucosa y se obtienen 85 g de C_2H_5OH , ¿cuál será el rendimiento del proceso?

c) Calcula la masa de etanol si el rendimiento de la reacción anterior fuese del 75 %.

d) ¿Sería posible obtener 100 g de etanol a partir de 180 g de glucosa?

a) Ecuación ajustada de la fermentación de la glucosa:



b) Para calcular el rendimiento es necesario conocer la cantidad teórica y la cantidad real de C_2H_5OH .

En primer lugar se deduce la cantidad teórica que se formará de etanol a partir de los 180 g de glucosa:

$$(180 \text{ g de } C_6H_{12}O_6) \cdot \frac{(1 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6)}{(180 \text{ g de } C_6H_{12}O_6)} \cdot \frac{(2 \text{ mol de } C_2H_5OH)}{(1 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6)} \cdot \frac{(46 \text{ g de } C_2H_5OH)}{(1 \text{ mol de } C_2H_5OH)} = 92 \text{ g de } C_2H_5OH$$

$$r(\%) = \frac{\text{cantidad real de producto}}{\text{cantidad teórica de producto}} \cdot 100 = \frac{85 \text{ g}}{92 \text{ g}} \cdot 100 = 92 \%$$

c) Si el rendimiento fuese del 75 %, la masa de etanol se obtendría de la ecuación del rendimiento:

$$r(\%) = \frac{\text{cantidad real}}{\text{cantidad teórica}} \cdot 100 \Rightarrow \text{cantidad real} = \frac{r(\%) \cdot \text{cantidad teórica}}{100} = \frac{75 \cdot (92 \text{ g})}{100} = 69 \text{ g de } C_2H_5OH$$

d) Por cada mol de glucosa (180 g) se pueden obtener como máximo dos moles de etanol (92 g); por tanto, es imposible obtener una cantidad de etanol mayor a 92 g, que equivaldría a un rendimiento del 100 %.

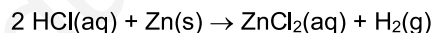
12. Para determinar la riqueza de una muestra de cinc se tomaron 50 g del mineral y se trataron con ácido clorhídrico del 37 % en masa y densidad $1,18 \text{ g mL}^{-1}$ consumiéndose 120 mL del ácido. Calcula:

a) La cantidad del ácido consumida.

b) La cantidad del cinc que ha reaccionado.

c) La riqueza del cinc en la muestra.

a) Ecuación ajustada de la reacción entre el zinc y el ácido clorhídrico:



La masa de ácido puro que hay en los 120 mL de HCl comercial se obtiene a partir de la densidad y de la concentración de la disolución.

$$(120 \text{ mL de HCl}) \cdot \frac{(1,18 \text{ g de HCl})}{(1 \text{ mL de HCl})} \cdot \frac{(37 \text{ g de HCl})}{(100 \text{ g de HCl})} = 52,4 \text{ g de HCl puro}$$

$$(52,4 \text{ g de HCl}) \cdot \frac{(1 \text{ mol de HCl})}{(36,5 \text{ g de HCl})} = 1,44 \text{ mol de HCl}$$

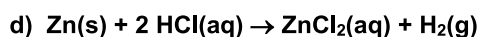
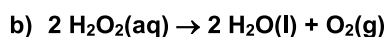
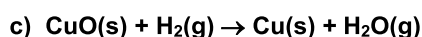
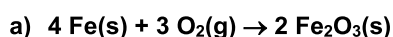
b) De la ecuación ajustada se deduce la cantidad de zinc que reacciona con 1,44 mol de ácido:

$$(1,44 \text{ mol de HCl}) \cdot \frac{(1 \text{ mol de Zn})}{(2 \text{ mol de HCl})} \cdot \frac{(65,4 \text{ g de Zn})}{(1 \text{ mol de Zn})} = 47,1 \text{ g de Zn}$$

c) Conocida la masa de la muestra del mineral de zinc y la masa que contiene de zinc puro, se obtiene la riqueza en zinc del mineral a partir de la relación:

$$r(\%) = \frac{\text{cantidad real de producto}}{\text{cantidad teórica de producto}} \cdot 100 = \frac{(47,1 \text{ g})}{50 \text{ g}} \cdot 100 = 94 \%$$

13. Identifica de las siguientes reacciones redox la sustancia reductora y la oxidante.



- a) El hierro, Fe, actúa como agente reductor y se oxida. El oxígeno, O₂, actúa como agente oxidante y se reduce.
- b) El agua oxigenada, H₂O₂, actúa como oxidante al reducirse y formar H₂O, y a la vez, actúa como agente reductor al oxidarse y formar O₂.
- c) El óxido de cobre(II), CuO, actúa como agente oxidante y se reduce. El hidrógeno, H₂, actúa como agente reductor y se oxida.
- d) El cinc, Zn, actúa como reductor y se oxida. El ácido clorhídrico, HCl, actúa como agente oxidante y se reduce.

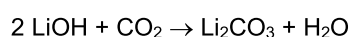
Reacciones y ecuaciones químicas

14. Los trajes espaciales llevan unos depósitos de hidróxido de litio para absorber el dióxido de carbono producido en la respiración de los astronautas con el fin de que no se alcancen concentraciones peligrosas. Los productos que se forman son carbonato de litio y agua.

a) Escribe la ecuación química ajustada.

b) Interpreta la ecuación ajustada a nivel de moléculas, de moles y de gramos.

a) Ecuación ajustada de la reacción entre el hidróxido de litio y el dióxido de carbono:



b) Interpretación molecular: 2 moléculas de hidróxido de litio se combinan con una molécula de dióxido de carbono para formar una molécula de carbonato de litio y una molécula de agua.

Interpretación en moles: 2 mol de hidróxido de litio se combinan con 1 mol de dióxido de carbono para formar 1 mol de carbonato de litio y 1 mol de agua.

Interpretación en masa: 48 gramos de hidróxido de litio se combinan con 44 g de dióxido de carbono para formar 74 gramos de carbonato de litio y 18 gramos de agua.

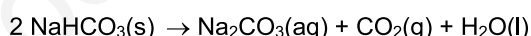
Tanto el hidróxido de litio como el carbonato de litio son sustancias iónicas que forman cristales, pero en relación a los cálculos se considera la fórmula como una unidad estructural.

15. Para fabricar bollos y bizcochos se añade un gasificante, que contiene bicarbonato de sodio. Al hornearse, el bicarbonato, NaHCO₃, se descompone en carbonato de sodio, Na₂CO₃, agua y dióxido de carbono. Este gas es el responsable de que salgan esponjosos los bollos.

a) Escribe la ecuación química ajustada.

b) Indica las posibles interpretaciones de la ecuación química ajustada.

a) Ecuación ajustada de la descomposición del bicarbonato de sodio.



b) Interpretación molecular: 2 moléculas de bicarbonato de sodio se descomponen formando una molécula de carbonato de sodio, una molécula de dióxido de carbono y una molécula de agua.

Interpretación en moles: 2 mol de bicarbonato de sodio se descomponen formando 1 mol de carbonato de sodio, 1 mol de dióxido de carbono y 1 mol de agua.

Interpretación en masa: 168 gramos de bicarbonato de sodio se descomponen formando 106 gramos de carbonato de sodio, 44 gramos de dióxido de carbono y 18 gramos de agua.

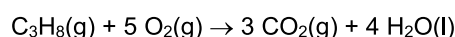
Tanto el bicarbonato de sodio como el carbonato de sodio son sustancias iónicas que forman cristales, pero en relación a los cálculos se considera la fórmula como una unidad estructural.

16. La cocina de gas funciona por reacción del gas con oxígeno, dando dióxido de carbono y agua.

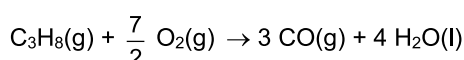
a) Si el gas es propano (C₃H₈), escribe la reacción y ajusta la ecuación.

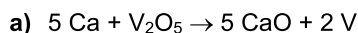
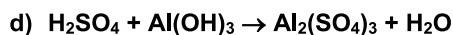
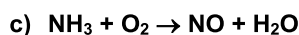
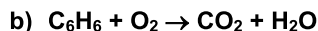
b) En condiciones de combustión imperfecta se puede producir monóxido de carbono en lugar de dióxido de carbono. Escribe la reacción ajustada.

a) Ecuación ajustada de la combustión completa del propano:

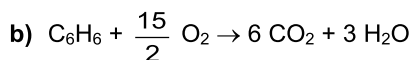


b) Ecuación ajustada de la combustión imperfecta del propano

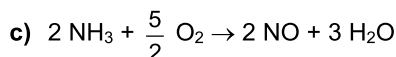


17. Ajusta e interpreta las siguientes ecuaciones:


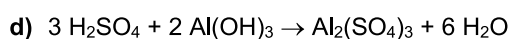
5 mol de calcio se combinan con 1 mol de óxido de vanadio(V) para formar 5 mol de óxido de calcio y 2 mol de vanadio.



1 mol de C_6H_6 reacciona con 7,5 mol de oxígeno para formar 6 mol de dióxido de carbono y 3 mol de agua.



2 mol de amoníaco reaccionan con 2,5 mol de oxígeno para formar 2 mol de óxido de nitrógeno(II) y 3 mol de agua.



3 mol de ácido sulfúrico se neutralizan con 2 mol de hidróxido de aluminio para formar 1 mol de sulfato de aluminio y 6 mol de agua

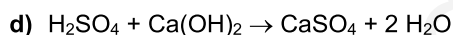
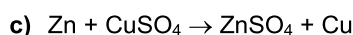
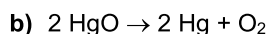
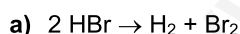
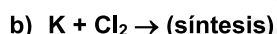
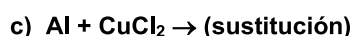
18. Escribe ajustadas las ecuaciones que representan a las siguientes reacciones:

a) La reacción de síntesis del cloruro de sodio a partir de sus elementos.

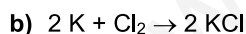
b) La reacción de descomposición del óxido de mercurio(II) en sus elementos.

c) La reacción de sustitución entre el cinc y el sulfato de cobre(II).

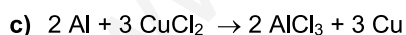
d) La reacción de doble sustitución, o neutralización, entre el ácido sulfúrico y el hidróxido de calcio.


19. ¿Qué productos se obtienen en las siguientes reacciones?


Productos: hidrógeno y bromo.



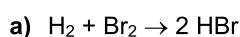
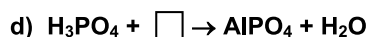
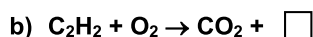
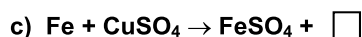
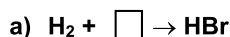
Producto: cloruro de potasio.



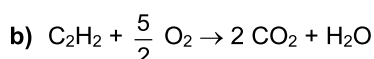
Productos: cloruro de aluminio y cobre.



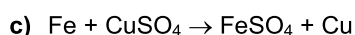
Productos: hierro y azufre.

20. Clasifica, copia en tu cuaderno y completa las siguientes ecuaciones. Ajusta las ecuaciones químicas:


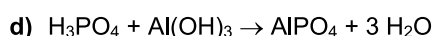
Reacción de síntesis (redox).



Reacción de combustión (redox).



Reacción de sustitución (redox).



Reacción de doble sustitución (neutralización ácido-base).

Cálculos con masa y volumen

21. Al añadir agua al carburo de calcio, CaC_2 , se produce hidróxido de calcio, Ca(OH)_2 , y etino o acetileno, C_2H_2 .

a) Escribe y ajusta la reacción.

- b) Calcula cuántos gramos de CaC_2 y de agua se necesitan para obtener 2,10 L de C_2H_2 a 27 °C y 760 mm de Hg.

a) Ecuación ajustada: $\text{CaC}_2(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) + \text{Ca(OH)}_2(\text{aq})$

b) Utilizando la ecuación de los gases ideales obtenemos los moles de C_2H_2 :

$$pV = nRT \Rightarrow n = \frac{pV}{RT} \Rightarrow n = \frac{(1 \text{ atm})(2,10 \text{ L})}{(0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1})(300 \text{ K})} = 8,54 \cdot 10^{-2} \text{ mol de } \text{C}_2\text{H}_2$$

Con los moles de acetileno, la relación que indica la ecuación ajustada y las masas molares, se obtienen los gramos de las sustancias carburo de calcio y de agua.

$$(8,54 \cdot 10^{-2} \text{ mol de } \text{C}_2\text{H}_2) \cdot \frac{(1 \text{ mol de } \text{CaC}_2)}{(1 \text{ mol de } \text{C}_2\text{H}_2)} \cdot \frac{(64 \text{ g de } \text{CaC}_2)}{(1 \text{ mol de } \text{CaC}_2)} = 5,47 \text{ g de } \text{CaC}_2$$

$$(8,54 \cdot 10^{-2} \text{ mol de } \text{C}_2\text{H}_2) \cdot \frac{(2 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O})}{(1 \text{ mol de } \text{C}_2\text{H}_2)} \cdot \frac{(18 \text{ g de } \text{H}_2\text{O})}{(1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{O})} = 3,07 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}$$

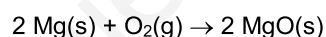
22. Los grupos especiales de la policía utilizan dispositivos cegadores para detener a los delincuentes en sus escondites. Uno de sus componentes es el Mg, que arde con el oxígeno desprendiendo una luz cegadora y forma óxido de magnesio.

a) Si uno de estos dispositivos contiene 1,2 g de magnesio, ¿qué cantidad se formará de óxido de magnesio?

b) Calcula los moles y gramos de oxígeno que habrán reaccionado con el magnesio.

c) ¿Qué cantidad debería contener para obtener $3 \cdot 10^{23}$ moléculas de óxido de magnesio?

a) Ecuación ajustada de la combustión del magnesio:



Utilizando la masa molar del magnesio ($24,3 \text{ g mol}^{-1}$) calculamos sus moles:

$$(1,2 \text{ g de Mg}) \cdot \frac{(1 \text{ mol de Mg})}{(24,3 \text{ g de Mg})} = 0,049 \text{ mol de Mg}$$

Con la relación estequiométrica obtenemos los moles de MgO:

$$(0,049 \text{ mol de Mg}) \cdot \frac{(2 \text{ mol de MgO})}{(2 \text{ mol de Mg})} = 0,049 \text{ mol de MgO}$$

A partir de la masa molar, se calculan los gramos de MgO:

$$(0,049 \text{ mol de MgO}) \cdot \frac{(40,3 \text{ g de MgO})}{(1 \text{ mol de MgO})} = 2,0 \text{ g de MgO}$$

b) De forma semejante al apartado anterior:

$$(0,049 \text{ mol de Mg}) \cdot \frac{(1 \text{ mol de } \text{O}_2)}{(2 \text{ mol de Mg})} = 0,025 \text{ mol de } \text{O}_2$$

$$(0,025 \text{ mol de } \text{O}_2) \cdot \frac{(32 \text{ g de } \text{O}_2)}{(1 \text{ mol de } \text{O}_2)} = 0,80 \text{ g de } \text{O}_2$$

c) Utilizando la constante de Avogadro como factor de conversión calculamos los moles de MgO:

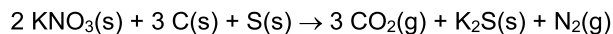
$$(3 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de MgO}) \cdot \frac{(1 \text{ mol de MgO})}{(6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de MgO})} = 0,5 \text{ mol de MgO}$$

$$(0,5 \text{ mol de MgO}) \cdot \frac{(2 \text{ mol de Mg})}{(2 \text{ mol de MgO})} = 0,5 \text{ mol de Mg} \quad (0,5 \text{ mol de Mg}) \cdot \frac{(24,3 \text{ g de Mg})}{(1 \text{ mol de Mg})} = 12 \text{ g de Mg}$$

23. La mezcla pirotécnica más utilizada en los fuegos artificiales es la formada por nitrato de potasio, KNO_3 , carbono y azufre. La mezcla arde formando dióxido de carbono, CO_2 , sulfuro de potasio, K_2S , y nitrógeno. Si la mezcla contiene 101 g de nitrato de potasio, calcula:

- Las cantidades de azufre y carbón con las que reaccionará.
- La masa que se obtendrá de N_2 medido a 25°C y 1 atm.
- El volumen que se emite de CO_2 a 20°C y 1 atm.

- Ecuación ajustada de la combustión de la pólvora:



Cálculo de los moles de nitrato de potasio a partir de su masa molar:

$$(101 \text{ g de } \text{KNO}_3) \cdot \frac{(1 \text{ mol de } \text{KNO}_3)}{(101 \text{ g de } \text{KNO}_3)} = 1 \text{ mol de } \text{KNO}_3$$

Las cantidades de carbono y de azufre se obtienen a partir de las relaciones estequiométricas:

$$(1 \text{ mol de } \text{KNO}_3) \cdot \frac{(3 \text{ mol de C})}{(2 \text{ mol de } \text{KNO}_3)} = 1,5 \text{ mol de C}$$

$$(1 \text{ mol de } \text{KNO}_3) \cdot \frac{(1 \text{ mol de S})}{(2 \text{ mol de } \text{KNO}_3)} = 0,5 \text{ mol de S}$$

- Cálculo de la masa de nitrógeno a partir de los moles de nitrato de potasio y de la relación estequiométrica entre el nitrógeno y el nitrato de potasio. La masa del gas no depende de las condiciones de presión y temperatura, como sí sucede con su volumen.

$$(1 \text{ mol de } \text{KNO}_3) \cdot \frac{(1 \text{ mol de } \text{N}_2)}{(2 \text{ mol de } \text{KNO}_3)} \cdot \frac{(28 \text{ g de } \text{N}_2)}{(1 \text{ mol de } \text{N}_2)} = 14 \text{ g de } \text{N}_2$$

- Cálculo de los moles que se forman de dióxido de carbono:

$$(1 \text{ mol de } \text{KNO}_3) \cdot \frac{(3 \text{ mol de } \text{CO}_2)}{(2 \text{ mol de } \text{KNO}_3)} = 1,5 \text{ mol de } \text{CO}_2$$

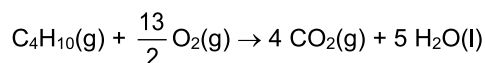
El volumen del dióxido de carbono, se obtiene a partir de la ecuación de los gases:

$$pV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{p} \Rightarrow V = \frac{(1,5 \text{ mol})(0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1})(293 \text{ K})}{(1 \text{ atm})} = 36 \text{ L de } \text{CO}_2$$

24. Las estufas de terraza son calefactores que utilizan la combustión de gas butano, C_4H_{10} , para emitir calor.

- Escribe la ecuación de combustión.
- Si una estufa está conectada a una botella que contiene 15 kg de butano, ¿qué cantidad de oxígeno se necesita para quemar todo el butano?
- Si el consumo de la estufa es de $0,7 \text{ kg h}^{-1}$, ¿en cuánto tiempo emitirá 112 L de CO_2 a 0°C y 1 atm?
- ¿Por qué crees que el Ayuntamiento de París ha prohibido este tipo de estufas?

- Ecuación ajustada de la combustión del butano



- Cálculo de los moles de butano a partir de su masa molar (58 g mol^{-1}):

$$(15000 \text{ g de } \text{C}_4\text{H}_{10}) \cdot \frac{(1 \text{ mol de } \text{C}_4\text{H}_{10})}{(58 \text{ g de } \text{C}_4\text{H}_{10})} = 259 \text{ mol de } \text{C}_4\text{H}_{10}$$

El cálculo de los moles de oxígeno se realiza teniendo en cuenta la relación estequiométrica entre este reactivo y el butano:

$$(259 \text{ mol de } \text{C}_4\text{H}_{10}) \cdot \frac{\left(\frac{13}{2} \text{ mol de } \text{O}_2\right)}{(1 \text{ mol de } \text{C}_4\text{H}_{10})} = 1,68 \cdot 10^3 \text{ mol de } \text{O}_2$$

- c) Primero se calculan los moles de dióxido de carbono sabiendo que a 0 °C y 1 atm ocupa 22,4 L, como cualquier otro gas. A continuación, mediante la relación estequiométrica se obtienen los moles de butano, y con la masa molar, la masa de butano que se consume. Finalmente, se establece una relación con el dato del consumo de butano para obtener el tiempo.

$$(112 \text{ L de CO}_2) \cdot \frac{(1 \text{ mol de CO}_2)}{(22,4 \text{ L de CO}_2)} = 5 \text{ mol de CO}_2$$

$$(5 \text{ mol de CO}_2) \cdot \frac{(1 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10})}{(4 \text{ mol de CO}_2)} \cdot \frac{(58 \text{ g de C}_4\text{H}_{10})}{(1 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10})} = 72,5 \text{ g de C}_4\text{H}_{10}$$

$$(72,5 \text{ g de C}_4\text{H}_{10}) \cdot \frac{(3600 \text{ s})}{(700 \text{ g de C}_4\text{H}_{10})} = 373 \text{ s}$$

- d) Este tipo de estufas que utilizan combustibles fósiles emiten dióxido de carbono, por lo que contaminan el aire de las ciudades.

Cálculos con reactivos en disolución

25. El hierro reacciona con sulfato de cobre(II) para formar sulfato de hierro(II) y cobre metálico. Determina la masa de cobre que se obtiene si disponemos de 300 mL de sulfato de cobre(II) de densidad 1,04 g mL⁻¹.

Ecuación ajustada de la reacción: $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu} + \text{FeSO}_4$

Calculamos los moles de sulfato de cobre(II) a partir de su densidad y de su masa molar.

$$(300 \text{ mL de CuSO}_4) \cdot \frac{(1,04 \text{ g de CuSO}_4)}{(1 \text{ mL de CuSO}_4)} \cdot \frac{(1 \text{ mol de CuSO}_4)}{(159,5 \text{ g de CuSO}_4)} = 1,96 \text{ mol de CuSO}_4$$

De la ecuación ajustada, se deduce que por cada mol de sulfato de cobre(II) se obtiene 1 mol de cobre, por tanto, se obtendrán 1,96 mol de cobre, que con el dato de la masa molar, equivalen a:

$$(1,96 \text{ mol de Cu}) \cdot \frac{(63,5 \text{ g de Cu})}{(1 \text{ mol de Cu})} = 124,5 \text{ g de Cu}$$

26. Algunos extintores aprovechan la reacción entre el bicarbonato de sodio, NaHCO₃, y el ácido sulfúrico. Al mezclar ambos reactivos en el interior del extintor se genera una presión, causada por la formación del gas dióxido de carbono, que impulsa hacia fuera al agua. También se produce sulfato de sodio, Na₂SO₄. Un extintor de este tipo contiene 0,750 kg de NaHCO₃ disuelto en 10 L de agua, junto a un recipiente de ácido sulfúrico del 70 % en masa y densidad 1,4 kg L⁻¹.

a) Escribe y ajusta la reacción que tiene lugar.

b) Calcula el volumen de ácido que reaccionará.

c) Indica la cantidad de CO₂ que se formará.

a) Ecuación ajustada de la reacción entre el bicarbonato de sodio y el ácido sulfúrico:



b) Primero se calculan los moles de NaHCO₃, a continuación, mediante la relación estequiométrica y la masa molar del ácido sulfúrico se obtienen los moles de ácido puro. Finalmente se calcula el volumen de disolución que proporciona esos moles.

$$(750 \text{ g de NaHCO}_3) \cdot \frac{(1 \text{ mol de NaHCO}_3)}{(84 \text{ g de NaHCO}_3)} = 8,93 \text{ mol de NaHCO}_3$$

$$(8,93 \text{ mol de NaHCO}_3) \cdot \frac{(1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4)}{(2 \text{ mol de NaHCO}_3)} \cdot \frac{(98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4)}{(1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4)} = 438 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

$$(438 \text{ g de H}_2\text{SO}_4) \cdot \frac{(100 \text{ g de H}_2\text{SO}_4)}{(70 \text{ g de H}_2\text{SO}_4)} \cdot \frac{(1000 \text{ mL de H}_2\text{SO}_4)}{(1400 \text{ g de H}_2\text{SO}_4)} = 447 \text{ mL de H}_2\text{SO}_4 = 0,447 \text{ L de H}_2\text{SO}_4$$

c) Utilizando la relación en la ecuación ajustada entre el bicarbonato de sodio y el dióxido de carbono:

$$(8,93 \text{ mol de NaHCO}_3) \cdot \frac{(2 \text{ mol de CO}_2)}{(2 \text{ mol de NaHCO}_3)} = 8,93 \text{ mol de CO}_2$$

27. Para que podamos beber agua potable todos los días, el agua es tratada en la potabilizadora con una sustancia química: el hipoclorito de sodio, NaClO, que actúa como desinfectante. Esta sustancia se obtiene por disolución de cloro elemental en una disolución acuosa de hidróxido de sodio. Como resultado se forma hipoclorito de sodio, cloruro de sodio y agua.

- Calcula el volumen de gas cloro, en condiciones normales, que reacciona con 10 L de una disolución de hidróxido de sodio 4 mol L⁻¹.
- ¿Qué cantidad se formará de NaClO?
- Si queremos obtener 149 g de NaClO, ¿qué volumen se necesita de disolución de NaOH 4 mol L⁻¹?

a) Ecuación ajustada entre el cloro y el hidróxido de sodio para formar hipoclorito de sodio, cloruro de sodio y agua.



Cálculo de los moles de NaOH que hay en 10 L de disolución:

$$(10 \text{ L de NaOH}) \cdot \frac{(4 \text{ mol de NaOH})}{(1 \text{ L de NaOH})} = 40 \text{ mol de NaOH}$$

Cálculo del volumen de cloro que reacciona:

$$(40 \text{ mol de NaOH}) \cdot \frac{(1 \text{ mol de Cl}_2)}{(2 \text{ mol de NaOH})} \cdot \frac{(22,4 \text{ L de Cl}_2)}{(1 \text{ mol de Cl}_2)} = 448 \text{ L de Cl}_2$$

b) El cálculo de los moles de NaClO se realiza utilizando los coeficientes estequiométricos como factor de conversión:

$$(40 \text{ mol de NaOH}) \cdot \frac{(1 \text{ mol de NaClO})}{(2 \text{ mol de NaOH})} = 20 \text{ mol de NaClO}$$

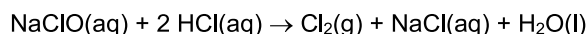
c) Aplicamos directamente todos los factores de conversión que precisemos para determinar el volumen de disolución de NaOH.

$$(149 \text{ g de NaClO}) \cdot \frac{(1 \text{ mol de NaClO})}{(74,5 \text{ g de NaClO})} \cdot \frac{(2 \text{ mol de NaOH})}{(1 \text{ mol de NaClO})} \cdot \frac{(1 \text{ L de NaOH})}{(4 \text{ mol de NaOH})} = 1 \text{ L de disolución de NaOH}$$

28. El hipoclorito de sodio se añade a las piscinas como desinfectante: para prevenir la presencia de bacterias y algas. Los socorristas saben que no debe mezclarse ácido clorhídrico con hipoclorito de sodio, porque se libera un gas tóxico, el cloro, junto a cloruro de sodio y agua.

- Escribe la ecuación ajustada.
- ¿Qué volumen de disolución de NaClO de concentración 100 g L⁻¹ reaccionaría con 250 mL de HCl 4 mol L⁻¹?
- ¿Qué volumen de gas cloro se liberaría en condiciones normales?

a) Ecuación ajustada de la reacción entre el hipoclorito de sodio y el ácido clorhídrico:



b) Se calculan los moles de HCl que reaccionan:

$$(0,250 \text{ L de HCl}) \cdot \frac{(4 \text{ mol de HCl})}{(1 \text{ L de HCl})} = 1 \text{ mol de HCl}$$

Utilizando la relación de la ecuación ajustada, la masa molar del NaClO y su concentración, se obtiene el volumen de disolución de NaClO:

$$(1 \text{ mol de HCl}) \cdot \frac{(1 \text{ mol de NaClO})}{(2 \text{ mol de HCl})} \cdot \frac{(74,5 \text{ g de NaClO})}{(1 \text{ mol de NaClO})} \cdot \frac{(1 \text{ L de NaClO})}{(100 \text{ g de NaClO})} = 0,37 \text{ L de disolución de NaClO}$$

c) Para el cálculo del volumen de cloro que se obtiene tenemos en cuenta que 1 mol de cloro a 0 °C y 1 atm ocupa 22,4 L.

$$(1 \text{ mol de HCl}) \cdot \frac{(1 \text{ mol de Cl}_2)}{(2 \text{ mol de HCl})} \cdot \frac{(22,4 \text{ L de Cl}_2)}{(1 \text{ mol de Cl}_2)} = 11,2 \text{ L de Cl}_2$$

Reactivo limitante y rendimiento de una reacción

29. El cloruro de aluminio, AlCl_3 , muy usado en la industria, se obtiene tratando limaduras de aluminio con cloro, Cl_2 , según la ecuación: $2 \text{Al(s)} + 3 \text{Cl}_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{AlCl}_3\text{(s)}$. Si se parte de 2,7 g de Al y 4,1 g de Cl_2 , ¿cuál es el reactivo limitante? ¿Cuántos gramos de AlCl_3 se obtienen?

Con los datos de las masas de los reactivos se calculan los moles de ambos, y a partir de estos, los moles de cloruro de aluminio(III) que se podrían obtener. El reactivo que origine menos cantidad de producto, será el reactivo limitante, y nos dará la cantidad máxima de cloruro de aluminio(III) que se obtendrá.

$$\begin{aligned} (2,7 \text{ g de Al}) \cdot \frac{(1 \text{ mol de Al})}{(27 \text{ g de Al})} &= 0,1 \text{ mol de Al} & (0,1 \text{ mol de Al}) \cdot \frac{(1 \text{ mol de AlCl}_3)}{(1 \text{ mol de Al})} &= 0,1 \text{ mol de AlCl}_3 \\ (4,1 \text{ g de Cl}_2) \cdot \frac{(1 \text{ mol de Cl}_2)}{(71 \text{ g de Cl}_2)} &= 0,0577 \text{ mol de Cl}_2 & (0,0577 \text{ mol de Cl}_2) \cdot \frac{(2 \text{ mol de AlCl}_3)}{(3 \text{ mol de Cl}_2)} &= 0,0385 \text{ mol de AlCl}_3 \\ (0,0385 \text{ mol de AlCl}_3) \cdot \frac{(133,5 \text{ g de AlCl}_3)}{(1 \text{ mol de AlCl}_3)} &= 5,14 \text{ g de AlCl}_3 \end{aligned}$$

Como consecuencia, el reactivo limitante es el cloro, y la cantidad de cloruro de aluminio(III) que se obtiene es de 0,0385 moles, y como la masa molar es de $133,5 \text{ g mol}^{-1}$, equivalen a 5,14 g.

30. Los arquitectos utilizan placas de titanio para recubrir edificios, debido a que es un metal que presenta una baja densidad, una elevada resistencia mecánica y una alta resistencia química frente a la oxidación.

Para obtener titanio se hacen reaccionar 350 kg de cloruro de titanio(IV) con 110 kg de magnesio fundido, formándose titanio y cloruro de magnesio.

- Deduce cuál es el reactivo limitante.
 - Halla la cantidad teórica de titanio que se puede obtener.
 - Si la cantidad real obtenida de titanio es de 80 kg, calcula el rendimiento del proceso.
- a) Ecuación ajustada de la obtención de titanio:



A partir de las masas molares de ambos reactivos y de la relación de la ecuación ajustada, se obtienen los moles de titanio que se pueden formar:

$$\begin{aligned} (350\,000 \text{ g de TiCl}_4) \cdot \frac{(1 \text{ mol de TiCl}_4)}{(189,9 \text{ g de TiCl}_4)} \cdot \frac{(1 \text{ mol de Ti})}{(1 \text{ mol de TiCl}_4)} &= 1843 \text{ mol de Ti} \\ (110\,000 \text{ g de Mg}) \cdot \frac{(1 \text{ mol de Mg})}{(24,3 \text{ g de Mg})} \cdot \frac{(1 \text{ mol de Ti})}{(2 \text{ mol de Mg})} &= 2263 \text{ mol de Ti} \end{aligned}$$

El reactivo limitante será el cloruro de titanio(IV), ya que origina menor cantidad de titanio.

- b) La cantidad de titanio que se puede obtener a partir del cloruro de titanio, que es el reactivo limitante, es de 1843 mol, que equivalen a 88 kg de titanio.

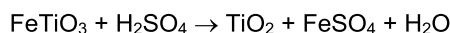
$$(1843 \text{ mol de Ti}) \cdot \frac{(47,9 \text{ g de Ti})}{(1 \text{ mol de Ti})} = 8,83 \cdot 10^4 \text{ g de Ti} = 88,3 \text{ kg de Ti}$$

c) $r(\%) = \frac{\text{cantidad real de producto}}{\text{cantidad teórica de producto}} \cdot 100 \Rightarrow r = \frac{(80 \text{ kg})}{(88,3 \text{ kg})} \cdot 100 = 90,6 \%$

31. El óxido de titanio(IV) es una de las sustancias químicas más blancas que existen; refleja casi toda la radiación visible. Se utiliza para pintar electrodomésticos, automóviles, aparatos electrónicos, etc. Este pigmento blanco se obtiene industrialmente haciendo reaccionar el mineral ilmenita, FeTiO_3 , con ácido sulfúrico. Además de óxido de titanio(IV), se forma sulfato de hierro(II) y agua.

- Calcula la cantidad teórica de óxido de titanio(IV) que se puede obtener a partir de 4 t del mineral ilmenita y 5000 L de ácido sulfúrico 6 mol L^{-1} .
- Si realmente se obtienen 2 t de óxido de titanio(IV), ¿cuál es la pureza del mineral?

- a) Ecuación ajustada de la reacción de obtención del óxido de titanio(IV):



A partir de los datos de ambos reactivos, se calculan los moles de cada uno, y a partir de estos, los moles de óxido de titanio que se pueden formar:

$$(4 \cdot 10^6 \text{ g de FeTiO}_3) \cdot \frac{(1 \text{ mol de FeTiO}_3)}{(151,8 \text{ g de FeTiO}_3)} \cdot \frac{(1 \text{ mol de TiO}_2)}{(1 \text{ mol de FeTiO}_3)} = 2,64 \cdot 10^4 \text{ mol de TiO}_2$$

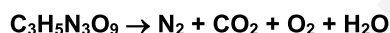
$$(5000 \text{ L de H}_2\text{SO}_4) \cdot \frac{(6 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4)}{(1 \text{ L de H}_2\text{SO}_4)} \cdot \frac{(1 \text{ mol de TiO}_2)}{(1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4)} = 3 \cdot 10^4 \text{ mol de TiO}_2$$

El reactivo limitante es el FeTiO_3 , ya que origina menor cantidad de óxido de titanio: $2,64 \cdot 10^4 \text{ mol de TiO}_2$, que equivalen a $2,11 \cdot 10^6 \text{ g de TiO}_2$.

$$(2,64 \cdot 10^4 \text{ mol de TiO}_2) \cdot \frac{(79,9 \text{ g de TiO}_2)}{(1 \text{ mol de TiO}_2)} = 2,11 \cdot 10^6 \text{ g de TiO}_2$$

$$\text{a) } r(\%) = \frac{\text{masa real de TiO}_2}{\text{masa teórica de TiO}_2} \cdot 100 \Rightarrow r = \frac{(2 \cdot 10^6 \text{ g})}{(2,11 \cdot 10^6 \text{ g})} \cdot 100 = 95 \%$$

32. La nitroglicerina es una sustancia que se utiliza en medicina para tratar dolencias del corazón. Pero su aplicación más conocida es como explosivo. Es tan inestable que una ligera sacudida puede provocar su descomposición liberando de forma explosiva gran cantidad de gases, según la reacción:

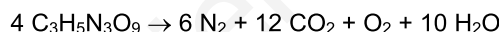


- a) Ajusta la ecuación química.

- b) ¿Qué cantidad de nitrógeno se libera en la descomposición de 100 g de nitroglicerina?

- c) Si la cantidad de oxígeno liberada fue de 3,3 g, calcula el rendimiento del proceso.

- a) Ecuación ajustada de la descomposición de la nitroglicerina:



- b) Cálculo de la cantidad de nitrógeno que se libera:

$$(100 \text{ g de C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9) \cdot \frac{(1 \text{ mol de C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9)}{(227 \text{ g de C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9)} \cdot \frac{(6 \text{ mol de N}_2)}{(4 \text{ mol de C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9)} = 0,66 \text{ mol de N}_2$$

- c) En primer lugar, se calcula la cantidad teórica de oxígeno que se desprenderá:

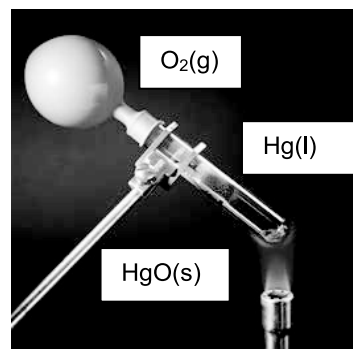
$$(100 \text{ g de C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9) \cdot \frac{(1 \text{ mol de C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9)}{(227 \text{ g de C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9)} \cdot \frac{(1 \text{ mol de O}_2)}{(4 \text{ mol de C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9)} \cdot \frac{(32 \text{ g de O}_2)}{(1 \text{ mol de O}_2)} = 3,5 \text{ g de O}_2$$

$$r(\%) = \frac{\text{masa real de O}_2}{\text{masa teórica de O}_2} \cdot 100 \Rightarrow r = \frac{(3,3 \text{ g})}{(3,5 \text{ g})} \cdot 100 = 94 \%$$

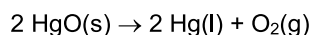
Cálculos estequiométricos y laboratorio

33. La reacción de descomposición térmica del monóxido de mercurio (HgO) se puede preparar fácilmente en un laboratorio. Si calentamos el óxido se observa como al cabo de un tiempo se produce mercurio liberándose oxígeno gaseoso que recoge el globo a medida que va desapareciendo el color rojizo del HgO .

Determina qué volumen de oxígeno se produce, medido a 27°C y 1 atm de presión, si partimos de $4,6 \text{ g de HgO}$.



Ecuación ajustada de la descomposición del monóxido de mercurio:



A partir de la masa molar del monóxido de mercurio ($216,6 \text{ g mol}^{-1}$) y de la relación de la ecuación ajustada, se obtienen los moles de oxígeno que se pueden formar:

$$(4,6 \text{ g de HgO}) \cdot \frac{(1 \text{ mol de HgO})}{(216,6 \text{ g de HgO})} \cdot \frac{(1 \text{ mol de O}_2)}{(2 \text{ mol de HgO})} = 0,011 \text{ mol de O}_2$$

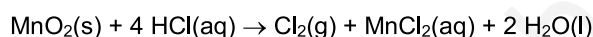
Con los datos de presión y temperatura, se calcula el volumen de oxígeno a partir de la ecuación de los gases ideales.

$$pV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{p} \Rightarrow V = \frac{(0,011 \text{ mol})(0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1})(300 \text{ K})}{(1 \text{ atm})} = 0,27 \text{ L de O}_2$$

34. El cloro se obtiene en el laboratorio según la reacción: óxido de manganeso(IV) más ácido clorhídrico para dar cloruro de manganeso(II), agua y cloro molecular. Calcula el volumen de ácido clorhídrico $0,2 \text{ mol L}^{-1}$ que habrá que utilizar para obtener 50 L de cloro medidos a 15°C y 720 mm de Hg.

Dato: $1 \text{ atm} = 760 \text{ mm de Hg}$.

Ecuación ajustada de la obtención de cloro en el laboratorio:



Para obtener el volumen de ácido clorhídrico hay que seguir los siguientes pasos.

Calcular los moles de cloro a partir de la ecuación de los gases ideales.

$$pV = nRT \Rightarrow n = \frac{pV}{RT} \Rightarrow n = \frac{\left(\frac{720 \text{ mm de Hg}}{760 \text{ mm de Hg}}\right)(50 \text{ L})}{(0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1})(288 \text{ K})} = 2 \text{ mol de Cl}_2$$

Calcular los moles de ácido necesarios, a partir de la ecuación ajustada, para obtener 2 mol de cloro.

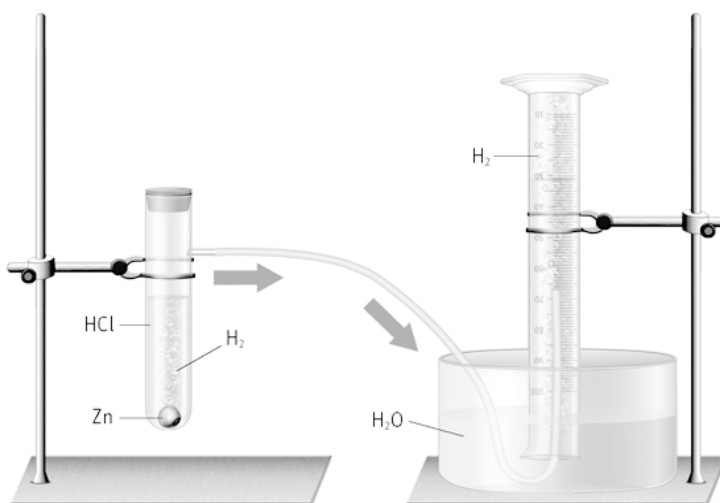
$$(2 \text{ mol de Cl}_2) \cdot \frac{(4 \text{ mol de HCl})}{(1 \text{ mol de Cl}_2)} = 8 \text{ mol de HCl}$$

Calcular el volumen de HCl $0,2 \text{ mol L}^{-1}$ que contienen los 8 mol de ácido clorhídrico.

$$(8 \text{ mol de HCl}) \cdot \frac{(1 \text{ L de HCl})}{(0,2 \text{ mol de HCl})} = 40 \text{ L de HCl}$$

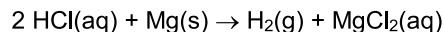
35. La forma más sencilla de obtener hidrógeno en el laboratorio es mediante la reducción del ácido clorhídrico con un metal como el magnesio recogiendo el H_2 mediante una probeta, según se muestra en el dispositivo.

- Escribe la reacción entre el magnesio y el ácido clorhídrico.
- Se añaden en el tubo de ensayo un trozo de magnesio de 0,24 g y 10 mL de ácido clorhídrico de concentración 37 % en masa y densidad $1,18 \text{ g mL}^{-1}$. Deduce el reactivo limitante.
- Calcula la cantidad teórica que se generará de hidrógeno gas y su volumen a 20°C y 1 atm.



- Se saca la probeta boca abajo con el hidrógeno en su interior. Al aproximar una llama se produce una pequeña explosión. Escribe la ecuación que representa lo que ha sucedido.

- a) Ecuación ajustada de la reacción entre el magnesio y el ácido clorhídrico:



- b) Primero, se calculan los moles de cada reactivo:

$$(0,24 \text{ g de Mg}) \cdot \frac{(1 \text{ mol de Mg})}{(24,3 \text{ g de Mg})} = 9,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol de Mg}$$

$$(10 \text{ mL de HCl}) \cdot \frac{(1,18 \text{ g de HCl})}{(1 \text{ mL de HCl})} \cdot \frac{(37 \text{ g de HCl})}{(100 \text{ g de HCl})} \cdot \frac{(1 \text{ mol de HCl})}{(36,5 \text{ g de HCl})} = 0,12 \text{ mol de HCl}$$

Seguidamente, se calculan los moles de hidrógeno que se obtendrán en cada uno de los casos. El que origine menor cantidad, será el reactivo limitante que se consume totalmente.

$$(9,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol de Mg}) \cdot \frac{(1 \text{ mol de H}_2)}{(1 \text{ mol de Mg})} = 9,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol de H}_2$$

$$(0,12 \text{ mol de HCl}) \cdot \frac{(1 \text{ mol de H}_2)}{(2 \text{ mol de HCl})} = 0,060 \text{ mol de H}_2$$

De lo que se deduce que el reactivo limitante es el magnesio, por ser el que origina menos cantidad de producto.

- c) En el apartado anterior, ya se ha calculado que la cantidad de hidrógeno teórica que se puede obtener es de $9,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$, que equivalen a 0,020 g de hidrógeno.

$$(9,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol de H}_2) \cdot \frac{(2 \text{ g de H}_2)}{(1 \text{ mol de H}_2)} = 0,020 \text{ g de H}_2$$

Se calcula el volumen en las condiciones indicadas utilizando la ecuación de los gases ideales.

$$pV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{p} \Rightarrow V = \frac{(9,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol})(0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1})(293 \text{ K})}{(1 \text{ atm})} = 0,24 \text{ L de H}_2$$

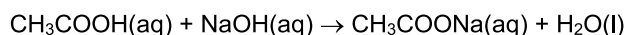
- d) Ecuación de combustión del hidrógeno: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

36. El vinagre es una disolución acuosa de ácido acético, CH_3COOH , que procede de la oxidación del vino. Para determinar la concentración de una muestra de vinagre se colocan 5 mL en un Erlenmeyer y se añaden unas gotas de indicador ácido-base: fenolftaleína.

Desde la bureta, se añade lentamente una disolución $0,1 \text{ mol L}^{-1}$ de hidróxido de sodio. La neutralización se consigue cuando la fenolftaleína cambia de incolora, en disolución ácida o neutra, a violeta, en disolución básica.

- Escribe y ajusta la reacción de neutralización que tiene lugar entre el ácido acético, CH_3COOH , y el hidróxido de sodio, NaOH .
- La fenolftaleína torna de incolora a violeta cuando se han añadido 40 mL de hidróxido de sodio. Calcula los moles de base añadidos.
- ¿Qué cantidad de ácido ha reaccionado exactamente con la base?
- Calcula la concentración del vinagre en ácido acético expresada en g/100 mL.
- ¿Qué función tiene la fenolftaleína?

- a) Ecuación de neutralización entre el ácido acético y la base (hidróxido de sodio):



- b) El cambio de color de la fenolftaleína indica que se ha llegado al punto en que el ácido reacciona totalmente con la base. Con el volumen del hidróxido de sodio y su concentración, se obtienen los moles que han reaccionado con el ácido.

$$(0,040 \text{ mL de NaOH}) \cdot \frac{(0,1 \text{ mol de NaOH})}{(1 \text{ L de NaOH})} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol de NaOH}$$

- c) A partir de la ecuación ajustada, se deducen los moles de ácido que contenía la muestra de 5 mL de vinagre. Como reaccionan mol a mol, los moles de ácido serán los mismos que los de base.

$$(4 \cdot 10^{-3} \text{ mol de NaOH}) \cdot \frac{(1 \text{ mol de CH}_3\text{COOH})}{(1 \text{ mol de NaOH})} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol de CH}_3\text{COOH}$$

- d) Los 0,004 mol de ácido acético equivalen a 0,24 g, que se encuentran en 5 mL de vinagre. Si lo referimos a 100 mL de vinagre, obtendremos la concentración en g/100 mL.

$$(4 \cdot 10^{-3} \text{ mol de CH}_3\text{COOH}) \cdot \frac{(60 \text{ g de CH}_3\text{COOH})}{(1 \text{ mol de CH}_3\text{COOH})} = 0,24 \text{ g de CH}_3\text{COOH}$$

$$(100 \text{ mL de vinagre}) \cdot \frac{(0,24 \text{ g de CH}_3\text{COOH})}{(5 \text{ mL de vinagre})} = 4,8 \text{ g de CH}_3\text{COOH}/100 \text{ mL de vinagre}$$

- e) Indicar, mediante el cambio de color al cambiar el pH del medio, que la reacción de neutralización se ha completado.

37. Actividad smSaviadigital.com RESUELVE

38. Actividad smSaviadigital.com RESUELVE

La química y... la extinción de incendios

1. ¿Qué agente extintor utilizarías para apagar los siguientes fuegos?

- Aceite de una sartén en llamas.**
- Un ordenador humeando por un cortocircuito.**
- Una papelera ardiendo.**
- La mejor forma de apagar un incendio de este tipo es por sofocación, colocando un paño húmedo sobre la sartén. Un extintor de dióxido de carbono o de polvo químico también son eficaces en este tipo de incendio. Debe evitarse utilizar agua porque al ser inmiscible con el aceite, el fuego asciende por las moléculas de agua y se propaga verticalmente.
- El extintor de dióxido de carbono desplaza el oxígeno que contiene el aire y además no perjudica los circuitos del ordenador porque no deja ningún tipo de residuo sólido o líquido. El agua y el polvo químico deben evitarse, porque dañarían el ordenador.
- Con agua, dióxido de carbono o polvo químico.

2. ¿Cómo se pueden prevenir los incendios forestales?

Todos podemos contribuir a evitar incendios forestales. Por ejemplo, no encendiendo barbacoas, ni arrojar cigarros encendidos, ni dejar botellas de vidrio que podrían hacer de efecto lupa y originar un incendio.

3. ¿A qué se debe la reacción en cadena que se produce en la mayoría de los fuegos?

El fuego se produce al reaccionar las moléculas en fase gaseosa del combustible y las moléculas de oxígeno gas, a una temperatura suficiente. La reacción en cadena se debe a que el calor desprendido se va transmitiendo de unas moléculas a otras del combustible para que continúe ardiendo. De manera que mientras se genere el calor suficiente para automantener la reacción, el fuego se mantendrá, de lo contrario, se interrumpe la reacción en cadena y el fuego se apagará.

AUTOEVALUACION

1. En las reacciones químicas se conserva:
 - a) El número de moléculas
 - b) Los moles
 - c) El número de átomos
 - d) El volumen

c

2. Indica cuáles de las siguientes transformaciones son procesos químicos:
 - a) La descomposición del agua oxigenada en oxígeno e hidrógeno
 - b) La ebullición del agua
 - c) La disolución de sal común en agua
 - d) La combustión del hidrógeno para originar agua

a y d

3. Corrige las reacciones químicas incorrectas
 - a) $4 \text{ NH}_3 + 5 \text{ O}_2 \rightarrow 4 \text{ NO}_2 + 6 \text{ H}_2\text{O}$
 - b) $6 \text{ HCl} + 2 \text{ Al} \rightarrow 2 \text{ AlCl}_3 + 2 \text{ H}_2$
 - c) $4 \text{ Al} + 3 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ Fe}_2\text{O}_3$
 - d) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 2 \text{ C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3 \text{ CO}_2$
 - a) $4 \text{ NH}_3 + 7 \text{ O}_2 \rightarrow 4 \text{ NO}_2 + 6 \text{ H}_2\text{O}$
 - b) $6 \text{ HCl} + 2 \text{ Al} \rightarrow 2 \text{ AlCl}_3 + 3 \text{ H}_2$
 - c) $4 \text{ Al} + 3 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ Al}_2\text{O}_3$
 - d) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 2 \text{ C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2 \text{ CO}_2$

4. Indica la clasificación correcta para la reacción entre el cloruro de hidrógeno y el hidróxido de magnesio:

$$2 \text{ HCl} + \text{Mg(OH)}_2 \rightarrow \text{MgCl}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$$
 - a) Síntesis y redox
 - b) Descomposición y precipitación
 - c) Sustitución y redox
 - d) Doble sustitución y ácido-base

d

5. En la reacción de síntesis del agua oxigenada se combinan 128 g de oxígeno con 8 g de hidrógeno. El reactivo limitante es:
 - a) El oxígeno
 - b) El hidrógeno
 - c) El agua oxigenada
 - d) No hay reactivo limitante

d

6. En la neutralización de 2 mol de ácido clorhídrico con 1500 mL de hidróxido calcio 2 mol L^{-1} , la cantidad máxima de cloruro de calcio que se puede obtener es:

a) 2 mol	c) 1 mol
b) 0,5 mol	d) 1,5 mol

c