

REACCIONES QUÍMICAS

Un **proceso físico**, o un **fenómeno físico**, es aquel en el que no se produce cambio en la naturaleza y las propiedades de las sustancias.

Por ejemplo, arrugar un papel, romperlo en pedazos, tirarlo lejos, etc.

Un **proceso químico**, o un **fenómeno químico**, es aquel en el que se produce un cambio en la naturaleza y las propiedades de las sustancias.

Por ejemplo, quemar un papel. También hablamos de **cambio químico** o de **reacción química**.

En una **reacción química** unas sustancias se transforman en otras distintas.

En las reacciones químicas **se rompen los enlaces** entre los átomos de las sustancias que hay al principio (reactivos) y **se forman otros enlaces distintos** entre los átomos de las sustancias que hay al final (productos).



Observa que en la reacción química los átomos no se destruyen: al principio, antes de la reacción, en los reactivos hay 4 átomos de oxígeno y 2 de nitrógeno; al final de la reacción, en los productos, sigue habiendo 4 átomos de oxígeno y 2 de nitrógeno.

Recuerda que las reacciones químicas cumplen la **ley de conservación de la masa o ley de Lavoisier**:

La masa de los reactivos es igual a la masa de los productos.

ECUACIONES QUÍMICAS

Los químicos utilizan **símbolos** para representar elementos, **fórmulas** para representar compuestos, y **ecuaciones químicas** para representar reacciones químicas.

Cada sustancia que interviene en la reacción se representa por su fórmula. En el miembro de la izquierda se escriben las fórmulas de las sustancias que van a reaccionar, y que por tanto desaparecen, separadas por el signo "+", y se llaman **reactivos**. En el miembro de la derecha se escriben las fórmulas de las sustancias obtenidas como consecuencia de la reacción, separadas por el signo "+", y se denominan **productos**. Entre ambos miembros no se coloca el signo "=", como en las ecuaciones matemáticas, ya que lo que tenemos al principio no es igual ni tiene las mismas propiedades que lo que tenemos al final, sino el signo "→", indicando el sentido en el que transcurre la reacción.

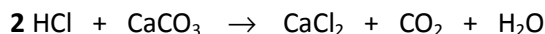
Por ejemplo:



Como en una reacción química la materia ni se crea ni se destruye, el número de átomos de cada clase al principio y al final de la reacción tiene que ser el mismo.

Para que el número de átomos de cada clase al principio y al final de la reacción coincidan, se colocan delante de cada sustancia unos números naturales, lo más pequeños posible (el 1 no se escribe), que se denominan **coeficientes estequiométricos**.

Estos coeficientes estequiométricos indican en qué proporción interviene en la reacción cada sustancia.



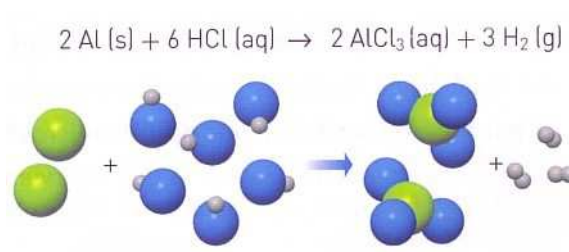
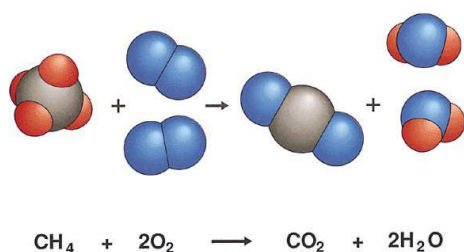
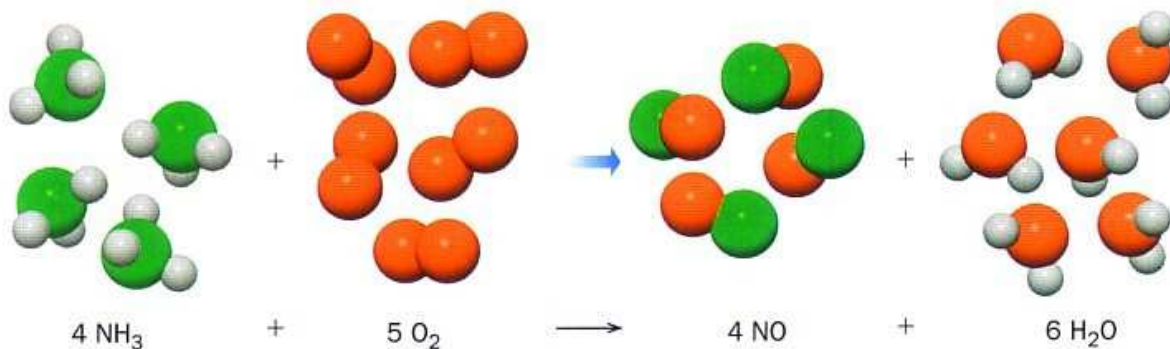
Además se pueden usar otros símbolos en la ecuación:

- (s) Se usa para indicar que una sustancia está en estado sólido. Se coloca detrás de la fórmula como subíndice.
- (l) Se usa para indicar que una sustancia está en estado líquido. Se coloca detrás de la fórmula como subíndice.
- (g) Se usa para indicar que una sustancia está en estado gaseoso. Se coloca detrás de la fórmula como subíndice.
- (d) Se usa para indicar que una sustancia está disuelta. Se coloca detrás de la fórmula como subíndice.
- (aq) Se usa para indicar que una sustancia está disuelta en agua. Se coloca detrás de la fórmula como subíndice.
- ↑ Indica un producto gaseoso que se desprende.
- ↓ Indica un producto sólido que precipita.



Cuando la ecuación química tiene colocados los coeficientes estequiométricos se dice que está **ajustada** o igualada.

MODELO DE PARTÍCULAS DE LA REACCIÓN



AJUSTE DE ECUACIONES QUÍMICAS

Las ecuaciones químicas se pueden ajustar por el **método de tanteo** o por **el método por cálculo simultáneo de coeficientes**. El método de tanteo es el más rápido, por lo que se emplea preferentemente con ecuaciones químicas sencillas. El método de coeficientes por cálculo simultáneo es más lento, por lo que su uso se suele reservar para ecuaciones químicas más complejas en las que cuesta trabajo ajustarlas por tanteo.

AJUSTE POR TANTEO

Ajustar la reacción química entre el ácido clorhídrico y el hidróxido de calcio para producir óxido de calcio y agua.

1. Se escriben las fórmulas de los reactivos y las de los productos de la manera indicada anteriormente:



2. Se comprueba si la ecuación química está ajustada. Para ello se comprueba si el número de átomos de cada clase es igual en los reactivos que en los productos:

Átomos de hidrógeno en los reactivos = 3.

Átomos de hidrógeno en los productos = 2.

Átomos de cloro en los reactivos = 1.

Átomos de cloro en los productos = 2.

Átomos de calcio en los reactivos = 1.

Átomos de calcio en los productos = 1.

Átomos de oxígeno en los reactivos = 2.

Átomos de oxígeno en los productos = 1.

No hay coincidencia en el hidrógeno, el cloro y el oxígeno: la ecuación química no está ajustada.

3. Se ajusta la ecuación química colocando coeficientes delante de las fórmulas de los reactivos y de los productos.

Como existen 2 átomos de cloro en los productos y 1 en los reactivos, escribimos un 2 delante del HCl y así los átomos de cloro quedan ajustados:



Ahora hay 4 átomos de hidrógeno en los reactivos y sólo 2 en los productos. Si escribimos un 2 delante del H₂O, los hidrógenos quedarán ajustados:



Observa que para ajustar la ecuación química no se modifican los subíndices de las fórmulas.

4. Se comprueba que la ecuación química está ajustada.

Reactivos: 4 átomos de H; 2 átomos de Cl; 1 átomo de Ca; 2 átomos de O.

Productos: 4 átomos de H; 2 átomos de Cl; 1 átomo de Ca; 2 átomos de O.

Ahora la ecuación química está correctamente escrita:



Vamos a ajustar, con ayuda de un cuadro, la reacción entre el metano y el oxígeno para producir dióxido de carbono y agua:

	Reactivos	Productos
Ecuación química sin ajustar.	$CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$	
	1 átomo de C 4 átomos de H 2 átomos de O	1 átomo de C 2 átomos de H 3 átomos de O
Para ajustar los átomos de hidrógeno se escribe un 2 delante del H ₂ O en los productos.	$CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$	
	1 átomo de C 4 átomos de H 2 átomos de O	1 átomo de C 4 átomos de H 3 átomos de O
Para ajustar los átomos de oxígeno se escribe un 2 delante del O ₂	$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$	
	1 átomo de C 4 átomos de H 4 átomos de O	1 átomo de C 4 átomos de H 4 átomos de O
Ecuación química ajustada:	$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$	

AJUSTE POR CÁLCULO SIMULTÁNEO DE COEFICIENTES

Se escribe la ecuación química y se utilizan coeficientes genéricos (a, b, c, d,) para cada una de las sustancias que intervienen en la reacción. Como el número de átomos iniciales y finales de un mismo elemento químico tiene que ser el mismo, obtenemos una ecuación matemática por cada elemento que intervenga en la reacción.

Ejemplo: ajustar la reacción química entre el cinc y el ácido clorhídrico para formar cloruro de cinc e hidrógeno.

Ecuación sin ajustar:	$Zn + HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$
Ecuación con coeficientes genéricos:	$aZn + bHCl \rightarrow cZnCl_2 + dH_2$
Ecuaciones algebraicas para cada elemento químico:	Para el Zn: $a = c$ Para el H: $b = 2d$ Para el Cl: $b = 2c$

Como tenemos 3 ecuaciones con 4 incógnitas, a una de ellas le asignamos un valor arbitrario, por ejemplo $a = 1$.

Entonces se deduce que $c = 1$, $b = 2$ y $d = 1$. La ecuación química ajustada, teniendo en cuenta que los 1 no se escriben, es:



TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS

REACCIONES DE SÍNTESIS

Son aquellas en las que se forma **un único producto a partir de varios reactivos**:



REACCIONES DE DESCOMPOSICIÓN

Son aquellas en las que **un único reactivo se descompone en varios productos**:



REACCIONES DE OXIDACIÓN

Son aquellas en las que **el oxígeno, O₂, se combina con un reactivo**.

Cuando la reacción de oxidación es muy rápida y, generalmente, produce un gran desprendimiento de energía en forma de calor y luz, se llama **combustión**.

Otros casos de reacciones de oxidación son:

La respiración, consistente en una combustión lenta de la glucosa, C₆H₁₂O₆, que obtenemos de los alimentos, que al reaccionar con el oxígeno que respiramos, O₂, produce dióxido de carbono, CO₂, y agua, H₂O.

La corrosión de los metales, reacción muy importante desde el punto de vista económico, ya que el deterioro de los metales por corrosión comporta grandes gastos. Uno de los procesos de corrosión más conocidos es el de hierro, Fe, que reacciona con el oxígeno, O₂, del medio ambiente y se transforma en óxido de hierro (III), Fe₂O₃, de color marrón.

SIGNIFICADO CUANTITATIVO DE UNA ECUACIÓN QUÍMICA

Las ecuaciones químicas ajustadas proporcionan una valiosa información sobre las proporciones en que intervienen las sustancias que intervienen en la reacción. Así, toda ecuación ajustada puede ser interpretada en términos atómico-molecular y en términos del moles. Por ejemplo:



Los coeficientes indican la relación mínima en la que intervienen las sustancias:

<i>En términos atómico-molecular:</i>	1 molécula de metano reacciona con 2 moléculas de oxígeno y producen 1 molécula de dióxido de carbono y 2 moléculas de agua.
<i>En términos molares:</i>	1 mol de metano reacciona con 2 moles de oxígeno y producen 1 mol de dióxido de carbono y 2 moles de agua.

CÁLCULOS CON ECUACIONES QUÍMICAS

La **Estequiometría** es la parte de la Química que estudia las relaciones cuantitativas entre las sustancias que intervienen en una reacción química.

Los cálculos con reacciones químicas se denominan **cálculos estequiométricos**.

Veamos con un ejemplo cómo se realizan estos cálculos:

Cuando se calienta el carbonato de calcio, se descompone en óxido de calcio y dióxido de carbono. ¿Cuántos gramos de óxido de calcio podemos obtener cuando se descomponen 200 g de carbonato de calcio? Masas atómicas relativas: Ca = 40 u; O = 16 u; C = 12 u.

- Se escribe y se ajusta la correspondiente ecuación química:



- Se convierten en moles las cantidades de las sustancias conocidas:

$$M_r(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100 \text{ u.} \quad 1 \text{ mol CaCO}_3 = 100 \text{ g.}$$

$$200 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100 \text{ g CaCO}_3} = 2 \text{ moles CaCO}_3$$

- Se utilizan los coeficientes estequiométricos de la ecuación química para calcular los moles de las sustancias buscadas. Observamos que 1 mol de carbonato de calcio produce 1 mol de óxido de calcio:

$$2 \text{ moles CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 2 \text{ moles CaO}$$

- Se convierten los moles de las sustancias buscadas en las unidades solicitadas:

$$M_r(\text{CaO}) = 40 + 16 = 56 \text{ u.} \quad 2 \text{ moles CaO} \cdot \frac{56 \text{ g CaO}}{1 \text{ mol CaO}} = 112 \text{ g de CaO}$$

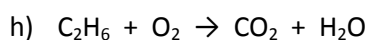
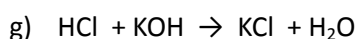
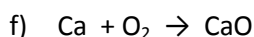
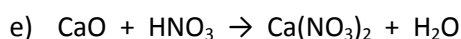
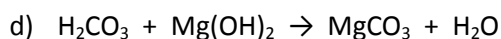
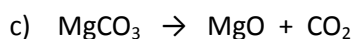
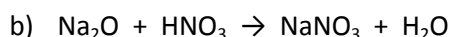
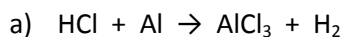
Los pasos 2, 3 y 4 se pueden realizar de forma continua utilizando una cadena de factores de conversión:

$$M_r(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100 \text{ u.} \quad M_r(\text{CaO}) = 40 + 16 = 56 \text{ u.}$$

$$200 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{56 \text{ g CaO}}{1 \text{ mol CaO}} = 112 \text{ g de CaO}$$

EJERCICIOS

1. El hielo, cuando se calienta, funde. ¿Son las mismas sustancias el hielo y el agua líquida obtenida? ¿Qué clase de transformación tuvo lugar? Cuando el hierro se oxida se convierte en óxido de hierro. ¿Qué clase de transformación es? ¿Qué diferencias existen entre estas dos transformaciones?
2. Al mezclar 24 gramos de A con 52 gramos de B se obtienen 41 gramos de C y 32 gramos de D. ¿Puede ser esto cierto?
3. Ajusta las siguientes reacciones químicas mediante el método del tanteo:



4. El hidrógeno reacciona con el oxígeno para formar agua. ¿Cuántos gramos de hidrógeno y de oxígeno se necesitan para obtener 63 g de agua?
Sol: 7 g de hidrógeno y 56 g de oxígeno.
5. El cloruro de hidrógeno se puede obtener por síntesis de sus componentes, el cloro y el hidrógeno. ¿Cuántos gramos de cloruro de hidrógeno se obtendrán si reaccionan 5 moles de cloro?
Sol: 364,5 g.
6. El ácido sulfúrico reacciona con el cinc y produce sulfato de cinc e hidrógeno. Con 327 g de cinc:
a) ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico necesitamos para la reacción? b) ¿Qué cantidad de hidrógeno se obtiene?
Sol: a) 490 g. b) 10 g.
7. Cierta cantidad de ácido nítrico reacciona totalmente con 50 g de hidróxido de calcio, obteniéndose nitrato de calcio y agua. ¿Cuántos gramos de nitrato de calcio se obtienen?
Sol: 110,8 g.
8. El carbono reacciona con el oxígeno para formar dióxido de carbono. Calcula: a) los moles de dióxido de carbono obtenidos y b) los moles de oxígeno consumidos al reaccionar 60 g de carbono.
Sol: a) 5 moles. b) 5 moles.
9. El sodio reacciona con el oxígeno dando lugar a óxido de sodio. Calcula: a) Los gramos de oxígeno que se necesitan para reaccionar totalmente con 115 g de sodio. b) Los moles de óxido de sodio que

se obtendrían si reaccionaran 164 g de sodio.

Sol: a) 40 g. b) 3,56 moles.

10. El carbonato de calcio es muy abundante en la naturaleza. El mármol y la piedra caliza están constituidos por este compuesto. Cuando el carbonato de calcio reacciona con el ácido clorhídrico produce cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua. Si 300 g de carbonato de calcio reaccionan en su totalidad con ácido clorhídrico, ¿cuántos moles y cuántas moléculas de dióxido de carbono se obtienen?

Sol: 3 moles y $1,8 \cdot 10^{24}$ moléculas.

11. Se descompone por calor 13 gramos de clorato de potasio obteniéndose cloruro de potasio y oxígeno. ¿Qué masa de oxígeno se produce?

Sol: 5,09 g.

12. La descomposición del carbonato de calcio se realiza a altas temperaturas, produciendo óxido de calcio sólido y dióxido de carbono gaseoso. Determinar las cantidades de óxido de calcio y dióxido de carbono que se obtienen a partir de 250 g de carbonato de calcio.

Sol: a) 140 g. b) 110 g.

13. El ácido clorhídrico reacciona con el cinc produciendo cloruro de cinc e hidrógeno gaseoso. ¿Qué cantidad de cinc se necesitan para producir 6 g de hidrógeno?

Sol: 196,2 g.

14. Una forma de obtener mercurio, con desprendimiento de oxígeno, es calentando intensamente el óxido de mercurio (II). ¿Cuántos gramos de mercurio se obtienen a partir de 150 g de óxido de mercurio (II)?

Sol: 138,35 g.

15. El sulfato de sodio reacciona con el cloruro de bario obteniéndose cloruro de sodio y sulfato de bario. ¿Cuánto cloruro de sodio se obtendrá a partir de 100 g de sulfato de sodio?

Sol: 81,9 g.

16. El monóxido de carbono reacciona con el oxígeno y produce dióxido de carbono. ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono se obtienen a partir de 25 g de monóxido de carbono?

Sol: 39,3 g.

17. El sulfuro de hierro (II) sólido reacciona con el ácido clorhídrico produciendo dicloruro de hierro en disolución y sulfuro de hidrógeno gaseoso. Si tenemos 7 moles de ácido clorhídrico: a) Nombre todas las sustancias que intervienen en la reacción en todos los sistemas de nomenclatura, especificándolos. b) Ajuste la ecuación química. c) Calcule los gramos de sulfuro de hierro (II) que reaccionarán. d) Calcule las moléculas de dicloruro de hierro que se formarán. e) Calcule los moles de sulfuro de hidrógeno que se producirán.

Masas atómicas: H = 1 u, Cl = 35,45 u, S = 32 u, Fe = 55,85 u. Número de Avogadro = $6,023 \cdot 10^{23}$.

Sol: c) 307,48 g; d) $2,1 \cdot 10^{23}$ moléculas; e) 3,5 moles.

EJERCICIOS OPCIONALES

18. El carbonato de calcio sólido reacciona con el ácido sulfúrico en disolución para dar dióxido de carbono gaseoso, sulfato de calcio en disolución y agua en disolución. Si tenemos 25 g de ácido sulfúrico: a) Nombre todas las sustancias que intervienen en la reacción en todos los sistemas de nomenclatura, especificándolos. b) Ajuste la ecuación química. c) Calcule los gramos de carbonato de calcio

que reaccionarán. d) Calcule los litros de dióxido de carbono gaseoso que se formarán a 20 °C y 750 mm de Hg. e) Calcule los gramos de sulfato de calcio que se producirán. f) Calcule las moléculas de agua producidas.

Masas atómicas: H = 1 u, C = 12 u, O = 16 u, S = 32 u, Ca = 40 u. R = 0,082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹. Número de Avogadro = 6,023·10²³.

Sol: c) 25,51 g; d) 6,21 L; e) 34,69 g; f) 1,54·10²³ moléculas.

19. El zinc sólido reacciona con el ácido clorhídrico para dar cloruro de zinc en disolución e hidrógeno gaseoso. Si tenemos 50 g de zinc: a) Nombre todas las sustancias que intervienen en la reacción en todos los sistemas de nomenclatura, especificándolos. b) Ajuste la ecuación química. c) Calcule los moles de ácido clorhídrico que reaccionarán. No disponemos de cloruro de hidrógeno puro, pero tenemos una disolución de un ácido clorhídrico del 37% en masa y densidad 1,19 g/cm³. ¿Qué volumen de disolución necesitaremos? d) Calcule los litros de hidrógeno que se formarán en condiciones normales. e) Calcule los gramos de cloruro de zinc que se producirán.

Masas atómicas: H = 1 u, Cl = 35,45 u, Zn = 65,41 u.

Sol: c) 1,53 moles HCl; d) 126,7 mL; e) 17,12 L; f) 104,2 g.

20. El carbonato de sodio se puede obtener por descomposición térmica del bicarbonato de sodio, según la reacción: $2 \text{HNaCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Si se descomponen 50 g de bicarbonato de sodio de un 98% de riqueza en masa, calcule: a) El volumen de CO₂ desprendido a 25 °C y 1,2 atm. b) La masa, en gramos, de carbonato de sodio que se obtiene. c) Nombre todas las sustancias que intervienen en la reacción en todos los sistemas de nomenclatura, especificándolos.

Masas atómicas: C = 12 u, O = 16 u, H = 1 u, Na = 23 u. R = 0,082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹.

Sol: a) 5,9 L de CO₂; b) 30,92 g de Na₂CO₃.

21. Se hacen reaccionar 200 g de una piedra caliza que contiene un 60% de carbonato de calcio con ácido clorhídrico, obteniéndose cloruro de calcio, dióxido de carbono gasoso y agua. a) Escriba y ajuste la ecuación química. b) Calcule los gramos de cloruro de calcio que se obtienen. c) Calcule el volumen de dióxido de carbono que se obtiene, medido a 17 °C y 740 mm de Hg.

Masas atómicas: C = 12 u, O = 16 u, Ca = 40 u. R = 0,082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹.

Sol: b) 133,2 g; c) 29,31 L.

22. El cloruro de sodio reacciona con el nitrato de plata precipitando cloruro de plata y obteniéndose además nitrato de sodio. a) Ajuste la ecuación química. b) Calcule la masa de cloruro de plata que se obtiene a partir de 100 mL de disolución de nitrato de plata 0,4 M. c) Calcule el volumen de disolución 0,5 M de cloruro de sodio que se necesitará.

Masas atómicas: Na = 23 u, Cl = 35,45 u.

Sol: b) 5,74 g; c) 125 mL.

23. En disolución acuosa el ácido sulfúrico reacciona con el cloruro de bario precipitando sulfato de bario y obteniéndose además ácido clorhídrico. Calcule: a) El volumen de una disolución de ácido sulfúrico del 96% en masa y densidad 1,84 g/mL, necesario para que reaccionen totalmente con 21,6 g de cloruro de bario. b) La masa de sulfato de bario que se obtendrá.

Masas atómicas: H = 1 u, O = 16 u, S = 32 u, Ba = 137,4 u, Cl = 35,45 u.

Sol: a) 5,8 mL; b) 24,27 g.

24. Dada la siguiente reacción química: $4 \text{AgNO}_3 + 2 \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{N}_2\text{O}_5 + 4 \text{AgCl} + \text{O}_2$. Calcule: a) Los moles de N₂O₅ que se obtienen a partir de 20 g de AgNO₃. b) El volumen de oxígeno gaseoso obtenido, medido a 20 °C y 620 mm de Hg.

Masas atómicas: N = 14 u, O = 16 u, Ag = 108 u. R = 0,082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹.

Sol: a) 0,059 moles; b) 0,85 L.

25. Calcule: a) La masa en gramos de una molécula de agua. b) El número de átomos de hidrógeno que hay en 2 g de agua. c) El número de moléculas que hay en 11,2 L de H₂ en condiciones normales.

Sol: a) $2,99 \cdot 10^{-23}$ g; b) $1,34 \cdot 10^{23}$ átomos de H; c) 3,012 moléculas de H₂.