

7

El mol y las reacciones químicas

1. Introducción de la unidad didáctica

Una vez sentadas las bases sobre el lenguaje químico, hay que levantar los pilares matemáticos necesarios para trabajar en química. Entre estos pilares, figura el conocimiento de la cantidad de sustancia, es decir, el mol. En la unidad 1 se trabajaron los cambios de unidades, herramienta que se aplicará en la presente unidad, por tanto, no está de más dar un repaso.

La diversidad de cambios químicos que se producen en la naturaleza es de tal índole que es necesario una clasificación de las reacciones químicas. El siguiente paso será el tratamiento matemático de las reacciones químicas, para lo cual será precisará el asentamiento conceptual y procedimental de la primera parte de la unidad.

2. Sugerencias didácticas para el desarrollo de la unidad

En la presentación de la unidad destacan varios elementos visuales importantes:

- En la imagen a doble página aparece una persona con bata y guantes, manipulando una probeta y un erlenmeyer. A la derecha, botes con sustancias químicas. Esta unidad es la continuación de la anterior: constituyen los cimientos para poder manipular correctamente las sustancias químicas.
- La cita de García Márquez procura dar una idea de la cantidad de sustancias químicas presentes en la naturaleza. Es una oportunidad para conectar este tema con los anteriores: modelo cinético, tipos de enlace, etc.
- La fotografía de las dos medias manzanas son una muestra de reacción química en la materia orgánica: la oxidación.
- La fotografía del erlenmeyer simboliza que somos capaces de manipular en el laboratorio ciertas reacciones químicas.
- El dibujo del huevo en vinagre ilustra un clásico experimento casero.

Masa molecular y composición centesimal

La masa molecular será una herramienta básica necesaria para el resto de la unidad. Es imprescindible realizar las actividades resueltas sobre este punto además de la composición centesimal. Este último contenido se complementa muy bien con el “¿Sabías que...?”.

El mol y el número de Avogadro

Esta es la piedra angular del tema y del estudio de la química en los cursos posteriores. Comprender el concepto de mol a veces es difícil, a no ser que se usen conceptos cercanos al alumno. Utilizar

la docena como ejemplo ayuda a visualizar el mol (“Ciencia en casa”). Del mismo modo, la masa molar se entiende muy bien con el ejemplo de docena: usar dos docenas de distintos alimentos es una buena idea.

Como en casos anteriores, el docente debe realizar ejemplos en la pizarra, pues hay que dar las pautas para la consecución de ejercicios. El esquema del final del apartado 2.2 facilita mucho el aprendizaje.

El volumen molar también debe abordarse desde la realización de ejemplos.

Las reacciones químicas

Este epígrafe puede comenzarse mediante un sondeo de ideas previas: ¿qué reacciones químicas conocen los alumnos? Como ejemplo didáctico en el que es fácil observar reactivos y productos, se facilita el “Ciencia en casa” referente a la reacción entre vinagre y bicarbonato.

En la segunda parte, se estudia la forma de expresar las ecuaciones químicas. Debe introducirse el contenido teórico utilizando diagramas con bolitas que representen los átomos para la correcta comprensión de la ecuación. Suele resultar un problema en los alumnos el ajuste de ecuaciones, aunque solo en un principio. Por tanto, será importante la realización de ejercicios resueltos.

Tipos de reacciones químicas

Este epígrafe no contiene tantos contenidos matemáticos como los anteriores. Puede abordarse, así, como una clasificación teórica. Se acompaña el texto con dos actividades (“Ciencia en clase”) para que el docente las realice en vivo. Además, la actividad relacionada con la combustión de una cerilla puede resultar de verdadero interés para el alumnado.

En el epígrafe hay dos “Sabías que...”. Uno relacionado con el mundo natural (paisajes kársticos) y otro, con el mundo tecnológico (monóxido de carbono expulsado por los coches).

Estequiometría

Matemáticamente hablando, este es el epígrafe más duro de la unidad. Aunque se pueden realizar todas las tareas mediante reglas de tres, se ha optado por utilizar desde un principio los factores de conversión. No tiene ningún sentido introducir los factores de conversión en la primera unidad y dar luego un paso atrás dejándolo de usar.

Lo primero será presentar la definición de estequiometría y, con ella, indicar que interpretaremos las reacciones químicas según el número de moles, según la masa y según el volumen. Las tres interpretaciones deben realizarse directamente sobre un mismo ejemplo: en nuestro caso, trabajamos con la síntesis del amoníaco. Una vez expuestas las actividades resueltas, se aconseja formar grupos para la resolución de actividades del epígrafe.

En esta unidad es muy recomendable realizar una actividad de laboratorio para aclarar el concepto de estequiometría.

3. Recursos didácticos de atención a la diversidad

A) Actividades de refuerzo

Nombre: _____ Apellidos: _____

Curso: _____ Grupo: _____ Fecha: ____/____/____

1 Completa las siguientes frases:

- a) Un _____ es la cantidad de sustancia que contiene _____ entidades constituyentes de dicha sustancia, ya sean átomos, moléculas o iones.
- b) La _____ de un compuesto es la suma de las masas atómicas de los átomos que aparecen en su fórmula.
- c) Una _____ es un proceso en el que una o varias sustancias llamadas _____ se transforman en una o varias sustancias distintas llamadas _____ mediante un intercambio de energía.
- d) La _____ de una sustancia es la masa de un mol de dicha sustancia.

2 Calcula la masa molecular de las siguientes sustancias, tal como se indica en el ejemplo:

$$Mr(Fe_2O_3) = 2 \cdot A_r(Fe) + 3 \cdot A_r(O) = 2 \cdot 55,8 \text{ u} + 3 \cdot 16,0 \text{ u} = 159,6 \text{ u.}$$

a) $M_r(H_2O) =$

b) $M_r(CO_2) =$

Datos: $A_r(O) = 16,0 \text{ u}$; $A_r(H) = 1,0 \text{ u}$; $A_r(C) = 12,0 \text{ u}$.

3 Calcula el número de moléculas que hay en 2,1 mol de O_2

4 Elige la opción correcta:

- a) $H_2 + 2O_2 \rightarrow 2H_2O$
- b) $H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$
- c) $2H_2 + 2O_2 \rightarrow 2H_2O$
- d) $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$

5 Encuentra en la siguiente sopa de letras los distintos tipos de reacciones químicas:

C	W	G	Y	X	A	H	V	J	D	R	V	O	B	Z
Z	R	P	N	B	Z	W	V	W	F	U	S	U	R	X
W	G	N	M	T	A	Y	D	R	O	M	Q	Q	U	K
I	D	E	S	P	L	A	Z	A	M	I	E	N	T	O
Z	B	O	W	T	W	E	U	N	J	D	Z	I	F	X
L	U	P	E	O	B	S	N	C	V	S	E	Z	R	E
D	H	O	A	J	A	Z	X	Y	E	T	L	Y	L	Y
X	D	E	L	N	I	B	I	P	N	C	L	E	T	D
J	L	G	I	D	N	Z	L	Q	Y	Y	X	A	W	V
C	N	C	D	F	J	G	W	I	M	I	D	S	D	R
D	E	S	C	O	M	P	O	S	I	C	I	O	N	B
N	B	S	I	N	T	E	S	I	S	C	N	M	L	Y
N	J	K	F	C	P	H	I	H	K	H	V	R	I	X
Z	X	Q	C	O	M	B	U	S	T	I	O	N	R	R
X	J	R	H	H	O	M	X	J	K	N	A	K	B	H

B) Actividades de ampliación

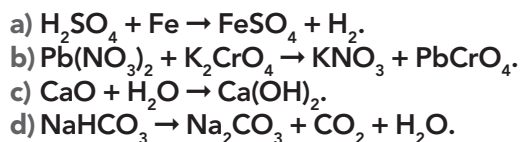
Nombre: _____ Apellidos: _____

Curso: _____ Grupo: _____ Fecha: ____/____/____

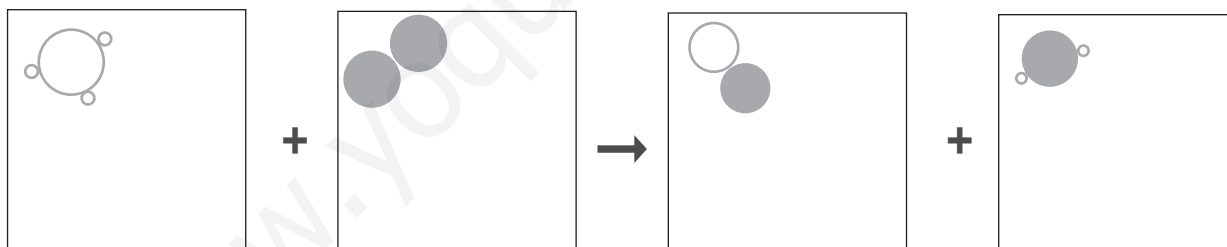
- En el laboratorio tienes una muestra de Fe_2O_3 . Sabes que la masa de hierro es de 20 g, ¿cuál será la masa de oxígeno atómico? Ayuda: debes calcular la composición centesimal del compuesto.
- Completa la siguiente tabla correspondiente al amoníaco (NH_3):

Masa (g)	Moles	Moléculas	Átomos de N	Átomos de H
5				
	1,2			
		$3,54 \cdot 10^{22}$		
			$2,48 \cdot 10^{24}$	
				$1,06 \cdot 10^{25}$

- Di en cada caso de qué tipo de reacción se trata y ajústala:



- En los siguientes recuadros dibuja las moléculas que faltan para que la reacción química esté ajustada. Escribe también la ecuación química ajustada. Ten en cuenta la leyenda de los tres tipos de átomos que aparecen:



- La combustión de los hidrocarburos contribuye al calentamiento global debido a la cantidad de dióxido de carbono que se emite a la atmósfera.
 - Escribe la ecuación química ajustada de la combustión del metano (CH_4).
 - ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono se emiten a la atmósfera al quemar 1 t de metano?
 - ¿Qué cantidad de oxígeno será necesaria para quemar esta tonelada?
 - Comprueba que se cumple la ley de conservación de la masa.

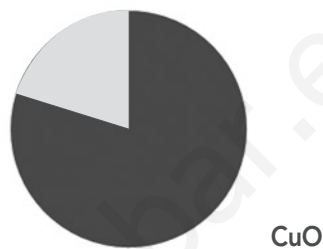
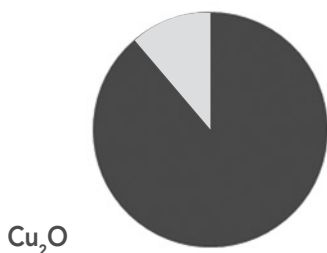
4. Propuestas de evaluación

A) Evaluación de contenidos

Nombre: _____ Apellidos: _____

Curso: _____ Grupo: _____ Fecha: ____/____/____

- 1 Los siguientes gráficos representan las composiciones centesimales de los dos óxidos de cobre (I y II). Calcula dichas composiciones y escríbelas sobre la gráfica.



- 2 Explica cuál es la diferencia entre masa molecular y masa molar. Usa para tu exposición el ejemplo de la fosfina (PH_3).
- 3 Efectúa los siguientes cálculos:
- Número de moléculas en 300 g de NaCl.
 - Masa de 1,2 mol de HCl.
- 4 ¿Tiene la misma masa un mol de átomos de oxígeno que un mol de oxígeno molecular? Razona tu respuesta mediante los cálculos pertinentes.
- 5 ¿Qué tipos de reacciones químicas conoces? Pon un ejemplo de cada una.
- 6 Considera la reacción química de formación del agua. Ajústala y completa:

H_2 (g)	O_2 (g)	H_2O (g)
30		
	50	
		40

- 7 Cuando dejamos que un tornillo de hierro se oxide, al final del proceso la balanza diría que pesa más. ¿Acaso no se cumple la ley de la conservación de la masa?
- 8 Define:
- Reacción endotérmica.
 - Reacción exotérmica.
- 9 Escribe la reacción de combustión del butano (C_4H_{10}) y ajústala.
- 10 Interpreta, según el número de moles, la masa y el volumen de la siguiente reacción: 4NH_3 (g) + 5O_2 (g) → 4NO (g) + $6\text{H}_2\text{O}$ (g).
- Datos: $A_r(\text{Cu}) = 63,5$ u; $A_r(\text{O}) = 16,0$ u; $A_r(\text{P}) = 31,0$ u; $A_r(\text{H}) = 1,0$ u; $A_r(\text{Na}) = 23,0$ u; $A_r(\text{Cl}) = 35,5$ u; $A_r(\text{N}) = 14,0$ u.

B) Evaluación de competencias

Nombre: _____ Apellidos: _____

Curso: _____ Grupo: _____ Fecha: ____/____/____

La sal de mesa



“El cloruro sódico, NaCl, está formado por la unión iónica de cationes de Na⁺ con aniones de Cl⁻. Puede obtenerse por reacción del sodio con el cloro. El sodio, Na, es un metal alcalino muy reactivo; mientras que el cloro es un no metal gaseoso de color verdoso, también bastante reactivo.

Al colocar en el matraz el sodio con el cloro, no ocurre nada, hay que proporcionar algo de energía para que la reacción transcurra de forma espontánea y liberando una gran cantidad de energía (reacción exotérmica). Basta un poco de agua para que el sodio comience a reaccionar con ella y libere la energía necesaria para comenzar la reacción con el cloro.

La ecuación química que representa la reacción que tiene lugar es $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$ ”.

Adaptado. <http://museodelaciencia.blogspot.com/2008/03/reaccion-quimica-cloruro-sdico.html>

Cuestiones propuestas

- 1 Desde el punto de vista de la formulación inorgánica, ¿qué tipo de compuesto es el cloruro de sodio?
- 2 ¿Qué tipo de enlace se forma entre el cloro y el sodio?
- 3 Calcula la masa molecular del cloruro de sodio. Datos: Ar(Na) = 23,0 u; Ar(Cl) = 35,5 u.
- 4 Encuentra la composición centesimal del NaCl.
- 5 ¿Qué significa que la reacción descrita sea exotérmica?
- 6 ¿De qué modo clasificarías la reacción del sodio con el cloro?
- 7 Interpreta la ecuación química del texto según los moles.
- 8 Comprueba que se cumple la ley de conservación de la masa.
- 9 ¿Qué masa de cloruro de sodio se podrá formar a partir de 10 g de sodio?
- 10 ¿Podrías hacer una interpretación en volumen de la reacción?

5. Soluciones de los recursos didácticos de atención a la diversidad y de las propuestas de evaluación

Soluciones de las actividades de refuerzo

- 1 a) Un mol es la cantidad de sustancia que contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ entidades constituyentes de dicha sustancia, ya sean átomos, moléculas o iones.
 b) La masa molecular de un compuesto es la suma de las masas atómicas de los átomos que aparecen en su fórmula.
 c) Una reacción química es un proceso en el que una o varias sustancias llamadas reactivos se transforman en una o varias sustancias distintas llamadas productos mediante un intercambio de energía.
 d) La masa molar de una sustancia es la masa de un mol de dicha sustancia.
- 2 a) $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18,0 \text{ u}$.
 b) $M_r(\text{CO}_2) = 44,0 \text{ u}$.
- 3 $1,26 \cdot 10^{24}$ moléculas de O_2 .
- 4 La opción correcta es la d.
- 5

	D	E	S	P	L	A	Z	A	M	I	E	N	O	
	D	E	S	C	O	M	P	O	S	I	C	I	O	N
			S	I	N	T	E	S	I	S				
				C	O	M	B	U	S	T	I	O	N	

Soluciones de las actividades de ampliación

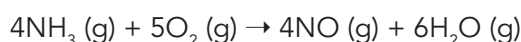
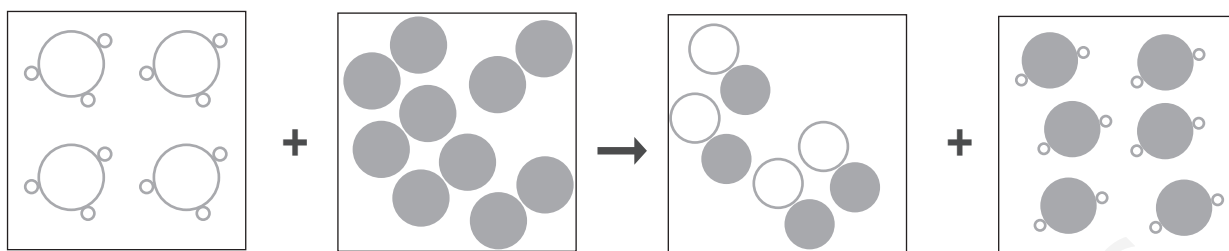
- 1 $M_r(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \text{ Ar}(\text{Fe}) + 3 \text{ Ar}(\text{O}) = 2 \cdot 55,8 \text{ u} + 3 \cdot 16,0 \text{ u} = 159,6 \text{ u}$

$$20 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3}{159,6 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{3 \text{ mol de O}}{1 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{16 \text{ g de O}}{1 \text{ mol de O}} = 6 \text{ g de O}$$
- 2

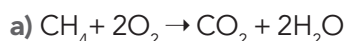
Masa (g)	Moles	Moléculas	Átomos de N	Átomos de H
5	0,3	$1,77 \cdot 10^{23}$	$1,77 \cdot 10^{23}$	$5,31 \cdot 10^{23}$
20	1,2	$7,08 \cdot 10^{23}$	$7,08 \cdot 10^{23}$	$2,13 \cdot 10^{24}$
1	0,1	$3,54 \cdot 10^{22}$	$3,54 \cdot 10^{22}$	$1,06 \cdot 10^{23}$
70	4,1	$2,48 \cdot 10^{24}$	$2,48 \cdot 10^{24}$	$7,44 \cdot 10^{24}$
100	5,9	$3,54 \cdot 10^{24}$	$3,54 \cdot 10^{24}$	$1,06 \cdot 10^{25}$

- 3** a) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2$; reacción de desplazamiento.
 b) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow 2\text{KNO}_3 + \text{PbCrO}_4$; reacción de doble desplazamiento.
 c) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$; Reacción de síntesis del hidróxido de calcio.
 d) $2\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; Reacción de descomposición.

4



- 5** La combustión de los hidrocarburos contribuye al calentamiento global por la cantidad de dióxido de carbono que se emite a la atmósfera.



b) $10^6 \text{ g de CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de CH}_4}{16 \text{ g de CH}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{1 \text{ mol de CH}_4} \cdot \frac{44 \text{ g de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2} = 2,75 \cdot 10^6 \text{ g de CO}_2$

c) $10^6 \text{ g de CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de CH}_4}{16 \text{ g de CH}_4} \cdot \frac{2 \text{ mol de O}_2}{1 \text{ mol de CH}_4} \cdot \frac{32 \text{ g de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2} = 4 \cdot 10^6 \text{ g de O}_2$

c) $10^6 \text{ g de CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de CH}_4}{16 \text{ g de CH}_4} \cdot \frac{2 \text{ mol de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de CH}_4} \cdot \frac{18 \text{ g de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de H}_2\text{O}} = 2,25 \cdot 10^6 \text{ g de H}_2\text{O}$

Reactivos: $10^6 \text{ g de CH}_4 + 4 \cdot 10^6 \text{ g de O}_2 = 5 \cdot 10^6 \text{ g}$

Productos: $2,75 \text{ g de CO}_2 + 2,25 \text{ g de H}_2\text{O} = 5 \cdot 10^6 \text{ g}$

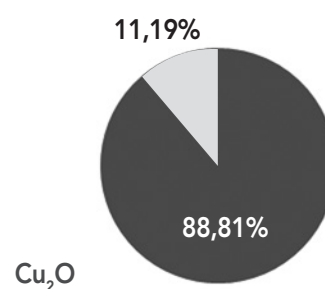
Soluciones de la evaluación de contenidos

1 Cu_2O

$$M_r (\text{Cu}_2\text{O}) = 2 \text{ Ar (Cu)} + \text{ Ar (O)} = 2 \cdot 63,5 \text{ u} + 16,0 \text{ u} = 143,0 \text{ u}$$

$$\% \text{ Cu} = \frac{2 \cdot 63,5}{143,0} \cdot 100 = 88,81\%$$

$$\% \text{ O} = \frac{16,0}{143,0} \cdot 100 = 11,19\%$$

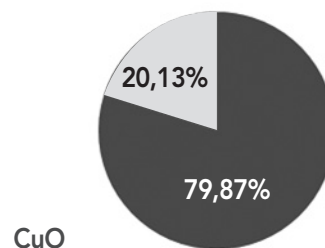


CuO

$$M_r (\text{CuO}) = \text{ Ar (Cu)} + \text{ Ar (O)} = 63,5 \text{ u} + 16 \text{ u} = 79,5 \text{ u}$$

$$\% \text{ Cu} = \frac{63,5}{79,5} \cdot 100 = 79,87\%$$

$$\% \text{ O} = \frac{16,0}{79,5} \cdot 100 = 20,13\%$$



Unidad 7

- 2 La masa molecular es la masa de una molécula expresada en unidades de masa atómica: $M_r(\text{PH}_3) = A_r(\text{P}) + 3A_r(\text{H}) = 34,0 \text{ u}$.

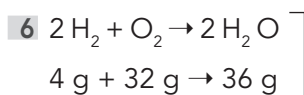
La masa molar es la masa de un mol; coincide el número con la masa molecular, pero hay que expresarlo en gramos $M(\text{PH}_3) = 34,0 \text{ g}$.

3 a) $300 \text{ g de NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de NaCl}}{58,5 \text{ g de NaCl}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de NaCl}}{1 \text{ mol de NaCl}} = 3,1 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de NaCl}$

b) $1,2 \text{ mol de HCl} \cdot \frac{36,5 \text{ g de HCl}}{1 \text{ mol de HCl}} = 43,8 \text{ g de HCl}$

- 4 La masa de un mol de átomos de oxígeno coincide numéricamente con la masa atómica del oxígeno, pero expresada en gramos. Es decir, la masa de un mol de átomos de oxígeno es 16,0 g. Sin embargo, la molécula de oxígeno tiene dos átomos de oxígeno, por lo que la masa de un mol de moléculas coincidirá numéricamente con la masa molecular, pero expresada en gramos: 32,0 g. Por tanto, la masa de un mol de moléculas de oxígeno es el doble de la masa de un mol de átomos de oxígeno.

- 5 La respuesta a esta cuestión está desarrollada en el epígrafe 4 del libro del alumno.



$$30 \text{ g de H}_2 \cdot \frac{32 \text{ g O}_2}{4 \text{ g de H}_2} = 240 \text{ g de O}_2$$

$$30 \text{ g de H}_2 \cdot \frac{36 \text{ g O}_2}{4 \text{ g de H}_2} = 270 \text{ g de O}_2$$

$$50 \text{ g de O}_2 \cdot \frac{4 \text{ g de H}_2}{32 \text{ g de O}_2} = 6,25 \text{ g de H}_2$$

$$50 \text{ g de O}_2 \cdot \frac{36 \text{ g de H}_2\text{O}}{32 \text{ g de O}_2} = 56,25 \text{ g de H}_2\text{O}$$

$$40 \text{ g de H}_2\text{O} \cdot \frac{4 \text{ g de H}_2}{36 \text{ g de H}_2\text{O}} = 4,44 \text{ g de H}_2$$

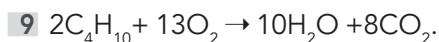
$$40 \text{ g de H}_2\text{O} \cdot \frac{32 \text{ g de O}_2}{36 \text{ g de H}_2\text{O}} = 35,56 \text{ g de O}_2$$

H ₂ (g)	O ₂ (g)	H ₂ O (g)
30	240	270
6,25	50	56,25
4,45	35,56	40

- 7 Al oxidarse, el hierro reacciona con el oxígeno del aire. Para realizar los cálculos con el fin de comprobar la ley de conservación de la masa, hay que tener en cuenta este oxígeno, por eso sí se confirma.

- 8 a) Reacción endotérmica: reacción química que necesita un aporte de energía.

b) Reacción exotérmica: reacción química que libera energía.



- 10 Moles: 4 mol de NH₃ reaccionan con 5 mol de O₂ para producir 4 mol de NO y 6 mol de H₂O.

• Masa:

$$4 \text{ mol de NH}_3 \cdot \frac{17 \text{ g de NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 68 \text{ g de NH}_3$$

$$5 \text{ mol de } O_2 \cdot \frac{32,0 \text{ g de } O_2}{1 \text{ mol de } O_2} = 160 \text{ g de } O_2$$

$$4 \text{ mol de NO} \cdot \frac{30,0 \text{ g de NO}}{1 \text{ mol de NO}} = 120 \text{ g de NO}$$

$$6 \text{ mol de } H_2O \cdot \frac{18,0 \text{ g de } H_2O}{1 \text{ mol de } H_2O} = 108 \text{ g de } H_2O$$

68 g de NH_3 reaccionan con 160 g de O_2 para producir 120 g de NO y 108 g de H_2O .

- Volumen: 4 L de NH_3 reaccionan con 5 L de O_2 para producir 4 L de NO y 6 L de H_2O .

Soluciones de la evaluación de competencias

- 1 Se trata de una sal binaria.
- 2 Enlace iónico.
- 3 $M_r(\text{NaCl}) = 23,0 \text{ u} + 35,5 \text{ u} = 58,5 \text{ u}$.
- 4 $\% \text{ de Na} = \frac{23}{58,5} \cdot 100 = 39,3\%$
 $\% \text{ de Cl} = \frac{35,5}{58,5} \cdot 100 = 60,7\%$
- 5 Una reacción exotérmica es aquella que libera energía.
- 6 La reacción de cloro con sodio para dar cloruro de sodio es una reacción de síntesis, en concreto se trata de la síntesis del cloruro de sodio.
- 7 2 mol de Na se combinan con 1 mol de Cl_2 para formar 2 mol de NaCl.
- 8 $2 \text{ mol de Na} \cdot \frac{23 \text{ g de Na}}{1 \text{ mol de Na}} = 46 \text{ g de Na}$
 $1 \text{ mol de } Cl_2 \cdot \frac{71 \text{ g de } Cl_2}{1 \text{ mol de } Cl_2} = 71 \text{ g de } Cl_2$
 $2 \text{ mol de Na Cl} \cdot \frac{58,5 \text{ g de Na Cl}}{1 \text{ mol de Na Cl}} = 117 \text{ g de NaCl}$
 Reactivos: 46 g de Na + 71 g de Cl = 117 g
 Productos: 117 g
- 9 $10 \text{ g de Na} \cdot \frac{117 \text{ g de Na Cl}}{46 \text{ g de Na}} = 25,4 \text{ g de NaCl}$
- 10 No puede hacerse una interpretación en volumen porque las especies que aparecen no son todas gaseosas. El sodio es un metal (sólido) y el cloruro de sodio es una sal (sólido). El cloro sí es gaseoso, pero no es suficiente para poder realizar la interpretación en volumen.