

Soluciones Actividades Tema 6 CAMBIOS QUÍMICOS

Actividades Unidad

Pág. 128

2.- ¿Cuántos átomos son 0,5 mol de plata? ¿Y 0,5 mol de magnesio?

En ambos casos:

$$0,5 \cancel{\text{mol}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \cancel{\text{mol}}} = 3,011 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

3.- ¿Cuántos gramos son 0,5 mol de plata? ¿Y 0,5 mol de magnesio?

Dato: masa atómica de la plata = 107,9 u.

Dato: masa atómica del magnesio = 24,3 u.

Operando:

$$\bullet \text{ Plata: } 0,5 \cancel{\text{mol}} \cdot \frac{107,9 \text{ g}}{1 \cancel{\text{mol}}} = 53,95 \text{ g}$$

$$\bullet \text{ Magnesio: } 0,5 \cancel{\text{mol}} \cdot \frac{24,3 \text{ g}}{1 \cancel{\text{mol}}} = 12,15 \text{ g}$$

6.- Tenemos 25 g de plata, ¿cuántos moles de plata representan?

Operando:

$$25 \cancel{\text{g}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{mol}}}{107,9 \cancel{\text{g}}} = 0,23 \text{ mol}$$

7.- En 25 g de magnesio, ¿cuántos moles de magnesio hay?

Operando:

$$25 \cancel{\text{g}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{mol}}}{24,3 \cancel{\text{g}}} = 1,03 \text{ mol}$$

8.- Tenemos 25 g de plata, ¿cuántos átomos de plata representan?

Tomando el dato obtenido en la actividad 6:

$$0,23 \cancel{\text{mol}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \cancel{\text{mol}}} = 1,4 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

9.- En 25 g de magnesio, ¿cuántos átomos de magnesio hay?

Tomando el dato obtenido en la actividad 7:

$$1,03 \cancel{\text{mol}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \cancel{\text{mol}}} = 6,2 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

10.- Calcula cuánto tiempo tardarás en contar los átomos que hay en 1 mol de cualquier elemento. Supón que los átomos están agrupados en paquetes de 100 y que cuentas 100 átomos en 1 segundo. Imagina que no duermes ni haces ningún descanso hasta que no terminas. ¿Vendrías mañana a clase?

¡No volvería a clase aunque viviera varias vidas!

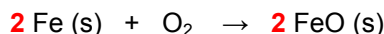
$$6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \cdot \frac{1 \text{ s}}{100 \text{ átomos}} \cdot \frac{1 \text{ h}}{3600 \text{ s}} \cdot \frac{1 \text{ día}}{24 \text{ h}} = 7 \cdot 10^{15} \text{ días} = 1,9 \cdot 10^{14} \text{ años}$$

Pág. 131

11.- Escribe la ecuación química correspondiente a la reacción: Dos moles de hierro sólido reaccionan con un mol de oxígeno gaseoso para dar dos moles de óxido de hierro (II) (FeO) sólido.

Ahora, completa la siguiente tabla.

La ecuación química ajustada es:



Reactivo	Producto	Fórmula	Coefficiente estequiométrico	Estado físico
Hierro	—	Fe	2	Sólido
Oxígeno	—	O ₂	1	Gas
—	—	FeO	2	Sólido

Pág. 133

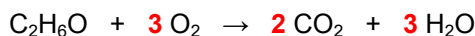
12.- Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:

- $\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2$
- $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$
- $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO}$
- $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{HI} \rightarrow \text{H}_2 + \text{I}_2$
- $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$
- $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$
- $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$
- $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$

- $2 \text{ NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ NO}_2$
- $\text{N}_2 + 3 \text{ H}_2 \rightarrow 2 \text{ NH}_3$
- $3 \text{ NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{ HNO}_3 + \text{NO}$
- $\text{CH}_4 + 2 \text{ O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{ NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{ H}_2\text{O}$
- $2 \text{ HI} \rightarrow \text{H}_2 + \text{I}_2$
- $2 \text{ SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ SO}_3$
- $4 \text{ Al} + 3 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ Al}_2\text{O}_3$
- $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$
- $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$

14.- En la reacción de combustión del etanol que hemos ajustado en el ejemplo de esta página, 1 mol de etanol reacciona con 3 mol de oxígeno para dar 2 mol de dióxido de carbono y 3 mol de agua. Calcula cuántos gramos reaccionan de cada sustancia si se quema un mol de etanol.

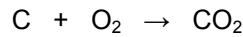
La reacción de combustión del etanol es:



La masa molar del etanol es 46 g/mol. La masa molar del oxígeno es 32 g/mol. 1 mol de etanol reacciona con 3 mol de oxígeno. Por tanto, **46 g de etanol reaccionan con 96 g de oxígeno.**

15.- En la reacción de formación de dióxido de carbono a partir de sus elementos, se obtienen 88 g del mismo. Calcula qué cantidad de sustancia en mol necesitamos de carbono.

La reacción de formación del dióxido de carbono es:



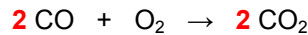
La masa molar del CO_2 es 44 g/mol. La masa de 88 g equivale a 2 mol de dióxido de carbono. Según la estequiometría de la reacción, necesitamos partir de **2 mol de carbono**.

Pág. 135

16.- El monóxido de carbono (CO) se puede convertir en dióxido de carbono (CO_2) haciéndolo reaccionar con oxígeno (O_2).

- Escribe la reacción ajustada.
- ¿Qué volumen de oxígeno necesitamos para que reaccione con 15 L de monóxido de carbono si ambos gases se encuentran en las mismas condiciones de presión y temperatura?
- ¿Qué volumen de dióxido de carbono se obtendrá en ese proceso si se mide en las mismas condiciones de presión y temperatura que los otros dos gases?

a) La reacción ajustada es:



b) En las mismas condiciones de presión y temperatura, la relación estequiométrica se cumple también entre volúmenes:

$$15 \cancel{\text{ L CO}} \cdot \frac{1 \text{ L O}_2}{2 \cancel{\text{ L CO}}} = 7,5 \text{ L O}_2$$

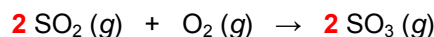
c) Según la reacción, el **volumen de CO_2** que obtendremos será **igual** que el **volumen inicial de CO**, es decir, **15 L**.

$$15 \cancel{\text{ L CO}} \cdot \frac{2 \text{ L CO}_2}{2 \cancel{\text{ L CO}}} = 15 \text{ L CO}_2$$

17.- Durante la fabricación del ácido sulfúrico (H_2SO_4) el gas dióxido de azufre (SO_2) se hace reaccionar con oxígeno para obtener trióxido de azufre (SO_3), también gas:

- Escribe y ajusta la reacción que tiene lugar.
- Calcula el volumen de SO_2 y de O_2 que hacen falta para obtener 12 L de SO_3 , si todos los gases se encuentran a la misma presión y temperatura.

a) La reacción que tiene lugar es:

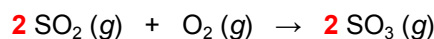


b) En las mismas condiciones de presión y temperatura se puede establecer la relación directa entre los volúmenes. Por tanto, debemos partir de 12 L de SO_2 y 6 L de O_2 .

18.- Para la reacción $2 \text{SO}_2 (g) + \text{O}_2 (g) \rightarrow 2 \text{SO}_3 (g)$:

- ¿Cuántos gramos de oxígeno hacen falta para reaccionar con 16 g de SO_2 ?
- ¿Cuántos gramos de SO_3 se obtendrán en ese caso?

La reacción correspondiente es:



a) Masa molar (SO_2) = 64 g/mol.

$$16 \cancel{\text{g SO}_2} \cdot \frac{1 \cancel{\text{mol SO}_2}}{64 \cancel{\text{g SO}_2}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{mol O}_2}}{2 \cancel{\text{mol SO}_2}} \cdot \frac{32 \text{g O}_2}{1 \cancel{\text{mol O}_2}} = 4 \text{g O}_2$$

b)

$$16 \cancel{\text{g SO}_2} \cdot \frac{1 \cancel{\text{mol SO}_2}}{64 \cancel{\text{g SO}_2}} \cdot \frac{2 \cancel{\text{mol SO}_3}}{2 \cancel{\text{mol SO}_2}} \cdot \frac{80 \text{g SO}_3}{1 \cancel{\text{mol SO}_3}} = 20 \text{g SO}_3$$

Pág. 137

1.- Redacta una frase que resuma este artículo.

Los investigadores galardonados con el premio Nobel de Química en el año 2005 han desarrollado métodos de síntesis de fármacos que suponen un paso adelante en la denominada química verde.

2.-Explica el significado de los siguientes términos: «fármaco», «catalizador», «síntesis química», «osteoporosis», «artritis».

- **Fármaco:** medicamento.
- **Catalizador:** sustancia que interviene en una reacción química sin ser alterada.
- **Síntesis química:** proceso químico por el cual se obtienen sustancias partiendo de sus componentes.
- **Osteoporosis:** enfermedad que supone una disminución de minerales en los huesos, disminuyendo su densidad y haciéndolos más frágiles.
- **Artritis:** inflamación de las articulaciones.

3.- En el texto que presentó la Fundación Nobel para justificar su premio en 2005 adelanta que la contribución de los galardonados supone un gran paso adelante en la química verde.

a) ¿Qué significado puedes darle a esta frase?

b) ¿Qué importancia puede tener ese interés actual por una química verde?

a) Los métodos de síntesis desarrollados por estos investigadores son más eficaces, exigen la utilización de menos recursos y producen menos residuos.

b) b) La protección del medio ambiente.

4.- Señala algunas consecuencias en nuestra sociedad occidental del uso de una química que pueda considerarse «verde».

El uso de una química que puede considerarse «verde» favorece el desarrollo sostenible. Supone no abusar de los recursos y generar menos residuos peligrosos.

Actividades Finales

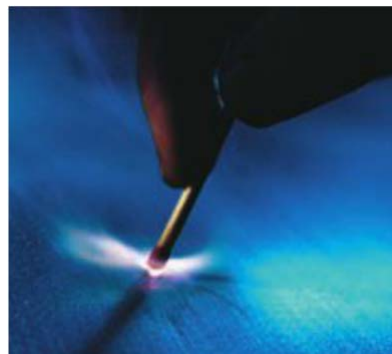
Pág. 138

20.- Distingue razonadamente los cambios físicos de los químicos.

- a) Evaporación de un perfume.
- b) Combustión de la madera.
- c) Mezcla de azúcar con café.
- d) Oxidación de una viga de hierro.
- e) Encendido de una cocina de vitrocerámica.
- f) Encendido de una cocina de gas.
- g) Disolución de azúcar en agua
- h) Caramelización de azúcar para hacer un flan.
- i) Oscurecimiento de una manzana al contacto con el aire.
- j) Pelado y troceado de una manzana.
- k) Dilatación de una barra de hierro por el calor.
- l) Formación de chispas al forjar el hierro.
- m) Fermentación de los azúcares de la uva.
- n) Cocción de un huevo.
- ñ) Triturado de la uva para obtener mosto.

- a) **Físico:** cambio de estado.
- b) **Químico:** la madera se convierte en cenizas de carbono y otras sustancias gaseosas.
- c) **Físico:** disolución.
- d) **Químico:** se origina óxido de hierro.
- e) **Físico:** la vitrocerámica más utilizada, por inducción, se basa en la transmisión de energía por campo magnético.
- f) **Químico:** combustión del gas metano o gas natural.
- g) **Físico:** mezcla homogénea.
- h) **Químico:** el producto obtenido por calentamiento moderado de la sacarosa se llama «azúcar caramelizado». Cuando el azúcar se empieza a derretir y se acerca a la temperatura de fusión, las moléculas se rompen, dando lugar a compuestos volátiles que originan ese aroma característico y el suave color marrón.
- i) **Químico:** oxidación.
- j) **Físico:** pelar y trocear no afecta a la naturaleza de la manzana; no hay transformación de unas sustancias en otras.
- k) **Físico:** aumento de volumen.
- l) **Químico:** oxidación de virutas de hierro.
- m) **Químico:** fermentación alcohólica.
- n) **Químico:** desnaturalización de proteínas.
- ñ) **Físico:** triturar no afecta a la naturaleza de las sustancias presentes en la uva.

23.- Identifica en las fotografías pruebas que indican que se produce un cambio químico.



En la **primera fotografía** se observa **generación de luz**; en la **segunda**, **formación de un gas**.

24.- Razona la veracidad o falsedad de las afirmaciones:

- a) La proporción entre las sustancias que reaccionan es igual que la proporción entre los productos de reacción.
 - b) El volumen total de los reactivos es igual que el volumen total de los productos.
 - c) La masa total de los reactivos es igual que la masa total de los productos de la reacción.
 - d) Los reactivos siempre se consumen completamente, sea cual sea la proporción en que se combinan.
- a) **Falsa:** la relación entre todas las sustancias que intervienen en una reacción, sean reactivos o productos, viene dada por la estequiometría de la reacción ajustada.
 - b) **Falsa:** los volúmenes no son aditivos.
 - c) **Verdadera:** cumple la ley de Lavoisier.
 - d) **Falsa:** los reactivos se combinan según la relación estequiométrica.

26.- Completa y dibuja las moléculas que se obtendrán al reaccionar:

a) 8 moléculas de hidrógeno (H₂) + 4 moléculas de oxígeno (O₂) → x moléculas de agua (H₂O).



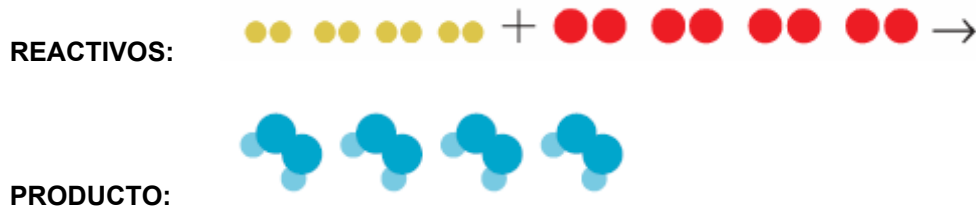
Se obtienen **8 moléculas de agua**.

b) **6 moléculas de monóxido de carbono (CO) + 3 moléculas de oxígeno (O₂) → x moléculas de dióxido de carbono (CO₂).**



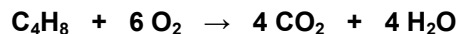
Se obtienen **6 moléculas de dióxido de carbono**.

c) **8 moléculas de hidrógeno (H₂) + 4 moléculas de oxígeno (O₂) → x moléculas de agua oxigenada (H₂O₂).**



Se obtienen **4 moléculas de agua oxigenada**.

29.- Dada la siguiente reacción química:



- a) Indica cuáles son los reactivos y los productos.
b) ¿Está ajustada?
- a) **Reactivos:** C₄H₈ y O₂; **productos:** CO₂ y H₂O.
b) Sí está **ajustada**. Hay el mismo número de átomos de cada elemento en los **reactivos** y en los **productos**.

Pág. 139

30.- Según la teoría de colisiones, para que una reacción tenga lugar:

- a) Solo se necesita que choquen entre sí las moléculas de los reactivos.
b) Es suficiente con que la orientación de las moléculas de los reactivos sea la adecuada.
c) Deben romperse los enlaces en las moléculas de los reactivos y formarse otros nuevos.
d) Las moléculas de los reactivos deben estar a elevada temperatura.

Respuesta correcta: c) Deben romperse los enlaces en las moléculas de los reactivos y formarse otros nuevos.

Pág. 141

31.- En 37 g de hidróxido de calcio (Ca(OH)₂), calcula:

- a) ¿Qué cantidad de hidróxido de calcio (mol) hay?
b) ¿Cuántos átomos de oxígeno?
c) ¿Cuántos gramos de calcio?

Masas atómicas: Ca = 40 u; O = 16 u; H = 1 u.

Masa molar (Ca(OH)₂) = 40 + 32 + 2 = 74 g/mol.

a) $37 \text{ g Ca(OH)}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Ca(OH)}_2}{74 \text{ g Ca(OH)}_2} = 0,5 \text{ mol Ca(OH)}_2$

b) En medio mol de hidróxido hay 1 mol de átomos de oxígeno, es decir, $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos.

$$c) \frac{40 \text{ g Ca}}{74 \text{ g Ca(OH)}_2} = \frac{x}{37 \text{ g Ca(OH)}_2} \rightarrow x = 20 \text{ g Ca}$$

33.- En una muestra de CCl_4 se han detectado $3,1 \cdot 10^{24}$ átomos de Cl.

- a) ¿Cuántas moléculas de CCl_4 había?
 b) ¿De cuántos gramos de CCl_4 partíamos?
 Masas atómicas: C = 12 u; Cl = 35,5 u.

a) Por cada molécula de tetracloruro de carbono hay 4 átomos de cloro. Por tanto, en la muestra tendremos:

$$\frac{3,1 \cdot 10^{24}}{4} = 7,75 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de CCl}_4$$

b) Masa molar (CCl_4) = $12 + (35,5 \cdot 4) = 154 \text{ g/mol}$.

$$7,75 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} \cdot \frac{154 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 198,2 \text{ g CCl}_4$$

34.- Observa atentamente los datos de la tabla. ¿Qué conclusiones puedes sacar sobre un mol de moléculas de cualquier sustancia?

Sustancia	Masa molecular (u)	Cantidad de sustancia (mol)	Número de moléculas	Masa (g)
Cloro: Cl_2	71	1	$6,022 \cdot 10^{23}$	71
Agua oxigenada: H_2O_2	34	1	$6,022 \cdot 10^{23}$	34
Ácido sulfúrico: H_2SO_4	98	1	$6,022 \cdot 10^{23}$	98

Un mol de moléculas de cualquier sustancia es una cantidad equivalente a la masa molecular expresada en gramos. En un mol de moléculas de cualquier sustancia hay $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas.

37.- En una muestra de 85 g de ácido sulfhídrico (H_2S):

- a) ¿Qué cantidad de H_2S en mol hay?
 b) ¿Cuántas moléculas?
 c) ¿Cuántos átomos de hidrógeno y azufre?

Masas atómicas: H = 1 u; S = 32 u.

Masa molar (H_2S) = 34 g/mol.

a) La cantidad en moles de H_2S es:

$$85 \text{ g H}_2\text{S} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{S}}{34 \text{ g H}_2\text{S}} = 2,5 \text{ mol H}_2\text{S}$$

b) El número de moléculas será:

$$2,5 \text{ mol} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 1,5 \cdot 10^{24} \text{ moléculas H}_2\text{S}$$

c) Y el número de átomos: $1,5 \cdot 10^{24}$ átomos de azufre y $3 \cdot 10^{24}$ átomos de hidrógeno.

40 Completa la tabla:

Sustancia	Masa molecular (u)	Cantidad de sustancia (mol)	Número de moléculas	Masa (g)
Ozono: O ₃		5		
Agua: H ₂ O		0,1		
Amoniaco: NH ₃				17
Ácido nítrico: HNO ₃			3,011 · 10 ²³	

Sustancia	Masas molecular (u)	Cantidad de sustancia (mol)	Número de moléculas	Masa (g)
Ozono	48	5	3,011 · 10 ²³	240
Agua	18	0,1	6,022 · 10 ²³	1,8
Amoniaco	17	1	6,022 · 10 ²³	17
Ácido nítrico	63	0,5	3,011 · 10 ²³	31,5

41.- En una muestra de 51 g de ácido sulfhídrico (H₂S):

- ¿Qué cantidad de sustancia en mol de H₂S hay?
- ¿Cuántas moléculas hay?
- ¿Qué cantidad de sustancia en mol de átomos de H contienen 51 g de H₂S?
- ¿Cuántos átomos de S hay?

Masa molar (H₂S) = (2 · 1) + 32 = 34 g/mol.

$$a) \quad 51 \text{ g } \cancel{H_2S} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2S}{34 \text{ g } \cancel{H_2S}} = 1,5 \text{ mol } H_2S.$$

$$b) \quad 1,5 \text{ mol} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 9,033 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2S.$$

- c) De acuerdo con el apartado a) hay 1,5 mol de H₂S y por cada molécula de H₂S hay 2 átomos de H entonces:

$$\frac{2 \text{ mol de átomos H}}{1 \text{ mol de moléculas } H_2S} = \frac{x \text{ mol de átomos H}}{1,5 \text{ mol de moléculas } H_2S}$$

$$x = \frac{2 \text{ mol de átomos H}}{1 \text{ mol de moléculas } H_2S} \cdot 1,5 \text{ mol de moléculas } H_2S$$

$$x = 3 \text{ mol de átomos H}$$

d) Cada molécula contiene 1 átomo de azufre. Por tanto, como hay $9,033 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2S , en la muestra habrá $9,033 \cdot 10^{23}$ átomos de azufre.

$$\frac{1 \text{ molécula } H_2S}{1 \text{ átomo de S}} = \frac{9,033 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2S}{x \text{ átomos S}}$$

$$x = \frac{1 \text{ átomo de S}}{1 \text{ molécula } H_2S} \cdot 9,033 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2S$$

$$x = 9,033 \cdot 10^{23} \text{ átomos S}$$

42.- A partir de los datos del cuadro siguiente, escribe la ecuación química de la reacción y exprésala mediante una frase:

Fórmula reactivo	Fórmula producto	Nombre	Coefficiente estequiométrico	Estado físico
NH ₃		Amoniaco	2	Gas
	N ₂	Nitrógeno	1	Gas
	H ₂	Hidrógeno	3	Gas

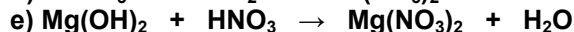
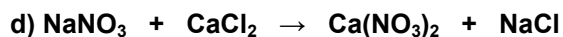
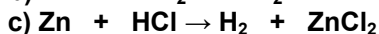
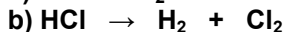
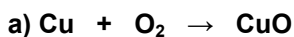
Fórmula reactivo	Fórmula producto	Nombre	Coefficiente estequiométrico	Estado físico
NH ₃	—	Amoniaco	2	Gas
—	N ₂	Nitrógeno	1	Gas
—	H ₂	Hidrógeno	3	Gas

La ecuación es: $2 \text{ NH}_3 (\text{g}) \rightarrow \text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{ H}_2 (\text{g})$.

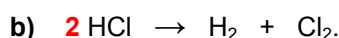
Dos moles de amoniaco gaseoso se descomponen para dar un mol de gas nitrógeno y tres mol de gas hidrógeno.

Pág. 141

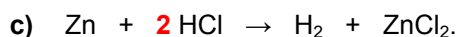
43.- Ajusta las siguientes ecuaciones químicas y luego escríbelas mediante una frase del tipo: _____ mol de _____ reaccionan con mol de _____ para dar _____ mol de y _____ mol de _____.



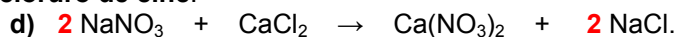
Dos moles de cobre reaccionan con un mol de oxígeno para dar dos moles de óxido de cobre (II).



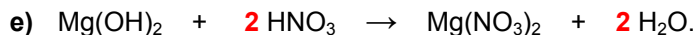
Dos moles de cloruro de hidrógeno se descomponen para dar un mol de hidrógeno y un mol de cloro.



Un mol de cinc reacciona con dos moles de cloruro de hidrógeno para dar un mol de hidrógeno y un mol de cloruro de cinc.



Dos moles de nitrato de sodio reaccionan con **un mol** de cloruro de calcio para dar **un mol** de nitrato de calcio y **dos moles** de cloruro de sodio.

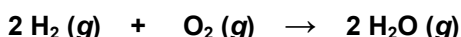


Un mol de hidróxido de magnesio reacciona con **dos moles** de ácido nítrico para dar **un mol** de nitrato de magnesio y **dos moles** de agua.

44.- Completa y ajusta las siguientes reacciones químicas:

- a) Óxido de calcio (CaO) + agua \rightarrow _____
 b) Nitrato de plomo (II) ($\text{Pb(NO}_3)_2$) + yoduro de potasio (KI) \rightarrow _____
- a) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$
 b) $\text{Pb(NO}_3)_2 + 2 \text{KI} \rightarrow 2 \text{KNO}_3 + \text{PbI}_2$

47.- Indica las relaciones que nos proporciona la ecuación ajustada:



Masas atómicas: H \rightarrow 1 u; O \rightarrow 16 u.

Relación	Hidrógeno	Oxígeno	Agua
Moléculas	2	1	2
Átomos de O	—	2	2
Átomos de H	4	—	4
Mol	2	1	2
Litros (C. n.)	44,8	22,4	44,8
Masa (g)	4	32	36

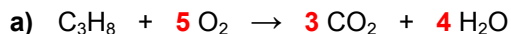
48.- Ajusta y haz un esquema de las fórmulas que intervienen en las siguientes reacciones químicas.

- a) $\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CuO}$
 b) $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- a) $2 \text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CuO}$
 b) $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

Pág. 142

49.- Uno de los combustibles más utilizados es el gas propano, de fórmula C_3H_8 . Se quema cuando reacciona con el oxígeno del aire (O_2) dando dióxido de carbono y agua:

- a) Escribe y ajusta la reacción.
 b) ¿Qué cantidad de sustancia en mol de gas propano se habrá quemado si se obtienen 12 mol de dióxido de carbono?
 c) ¿Qué masa de oxígeno en gramos habrá que utilizar para obtener 12 mol de dióxido de carbono?



b) $12 \cancel{\text{mol CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8}{3 \cancel{\text{mol CO}_2}} = 4 \text{ mol C}_3\text{H}_8$

c) $12 \cancel{\text{mol CO}_2} \cdot \frac{5 \cancel{\text{mol O}_2}}{3 \cancel{\text{mol CO}_2}} \cdot \frac{32 \text{ g O}_2}{1 \cancel{\text{mol O}_2}} = 640 \text{ g O}_2$

52.- Cuando se echa agua a la cal viva (óxido de calcio), se forma cal apagada (hidróxido de calcio).

- Escribe la ecuación de la reacción y ajústala.
- Calcula los gramos de cal apagada, Ca(OH)_2 , que se formarán si tenemos 10 g de cal viva (CaO).
- Calcula la cantidad de agua que se necesita para apagar la cal viva (CaO) que tenemos.

a) La reacción ajustada es: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$.

b) Masa molar (Ca(OH)_2) = $40 + 16 \cdot 2 + 1 \cdot 2 = 74$ g/mol.
Masa molar (CaO) = $40 + 16 = 56$ g/mol.

$$10 \text{ g CaO} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{56 \text{ g CaO}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca(OH)}_2}{1 \text{ mol CaO}} \cdot \frac{74 \text{ g Ca(OH)}_2}{1 \text{ mol Ca(OH)}_2} = 13,2 \text{ g Ca(OH)}_2$$

c) Masa molar (H_2O) = 18 g/mol.

$$10 \text{ g CaO} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{56 \text{ g CaO}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol CaO}} \cdot \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 3,2 \text{ g H}_2\text{O}$$

53.- El amoníaco (NH_3) se descompone dando gas hidrógeno y gas nitrógeno.

- Escribe y ajusta la reacción.
- Calcula cuántos gramos de amoníaco se deben descomponer para obtener 7 g de nitrógeno.
- ¿Qué cantidad de sustancia en mol de amoníaco representan esos gramos?
- Calcula la cantidad de sustancia en mol de gas hidrógeno que se obtiene cuando se descomponen 34 g de amoníaco.

Dato: la reacción transcurre en condiciones normales de presión y temperatura.

a) $2 \text{ NH}_3(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{ H}_2(\text{g})$

b) $M(\text{N}_2) = 14 \cdot 2 = 28$ g/mol; $M(\text{NH}_3) = 14 + 3 = 17$ g/mol.

$$7 \text{ g N}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2}{28 \text{ g N}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol N}_2} \cdot \frac{17 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 8,5 \text{ g NH}_3$$

c) $8,5 \text{ g NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17 \text{ g NH}_3} = 0,5 \text{ mol NH}_3$

d) $34 \text{ g NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17 \text{ g NH}_3} \cdot \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol NH}_3} = 3 \text{ mol H}_2$

54.- El ácido clorhídrico (HCl) reacciona con el hidróxido de calcio (Ca(OH)_2) para dar cloruro de calcio (CaCl_2) y agua.

- Escribe la ecuación de la reacción y ajústala.
- ¿Qué cantidad de sustancia en mol de cloruro de calcio se obtiene si reacciona con 3 mol de ácido clorhídrico?
- ¿Cuántos gramos de hidróxido de calcio reaccionan en ese caso?
- ¿Cuántos gramos de ácido clorhídrico deben reaccionar?
- ¿Cuántos gramos de cloruro de calcio se obtienen?
- ¿Cuántos gramos de agua se obtienen?
- ¿Se conserva la masa en la reacción?

a) $\text{Ca(OH)}_2 + 2 \text{ HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$

b) $3 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{2 \text{ mol HCl}} = 1,5 \text{ mol CaCl}_2$

c) Masa molar (Ca(OH)_2) = $40 + 16 \cdot 2 + 1 \cdot 2 = 74$ g/mol.

$$3 \cancel{\text{ mol HCl}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{ mol Ca(OH)}_2}}{2 \cancel{\text{ mol HCl}}} \cdot \frac{74 \text{ g Ca(OH)}_2}{1 \cancel{\text{ mol Ca(OH)}_2}} = 111 \text{ g Ca(OH)}_2$$

d) Masa molar (HCl) = $35,5 \cdot 1 + 1 \cdot 1 = 36,5 \text{ g/mol}$.

$$3 \cancel{\text{ mol HCl}} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \cancel{\text{ mol HCl}}} = 109,5 \text{ g HCl}$$

e) $1,5 \cancel{\text{ mol CaCl}_2} \cdot \frac{111 \text{ g CaCl}_2}{1 \cancel{\text{ mol CaCl}_2}} = 166,5 \text{ g CaCl}_2$

f) Por la estequiometría de la reacción 1:1, sabemos que se obtienen 3 mol de agua.
Masa molar (H₂O) = 18 g/mol.

$$3 \cancel{\text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \cancel{\text{ mol H}_2\text{O}}} = 54 \text{ g H}_2\text{O}$$

g) **Reactivos:** *ácido clorhídrico e hidróxido de calcio.*

Productos: *cloruro de calcio y agua.*

Masa reactivos = 109,5 + 111 = 220,5 g.

Masa productos = 166,5 + 54 = 220,5 g.

Por tanto, **sí se conserva la masa.**

57.- La ecuación de formación de un sándwich se puede representar así:



2 lonchas de jamón + 2 rebanadas de pan " 1 sándwich

- a) ¿Cuál es la relación que existe entre el número de lonchas y el de rebanadas?
 b) Si deseas preparar 6 sándwiches, ¿cuántas rebanadas y lonchas necesitas?
 c) ¿Cuántas lonchas de jamón se combinarán con 10 rebanadas de pan?
 d) Si tienes 24 rebanadas de pan y 15 lonchas de jamón, ¿cuántos sándwiches completos podrás preparar? ¿Qué te sobrará: pan o jamón?

- a) 1:1.
 b) 12 rebanadas y 12 lonchas.
 c) 10 lonchas.
 d) Se pueden preparar 7 sándwiches completos.
 Sobrarán 10 rebanadas de pan y 1 loncha de jamón.

Pág. 143

60.- La ecuación de formación de una pieza se puede representar como:



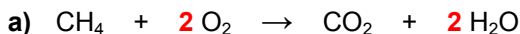
3 tuercas + 1 tornillo → 1 pieza

- a) ¿Cuál es la relación que existe entre el número de tuercas y el de tornillos?
 b) ¿Cuántas tuercas se combinarán con 10 tornillos? ¿Y cuántas piezas completas podrás montar?

- c) Si quieres preparar 100 piezas, ¿cuántas tuercas y tornillos necesitas?
 d) Si tienes 30 tuercas y 30 tornillos, ¿cuántas piezas podrás montar?
- a) 3:1.
 b) 30 tuercas. Podremos montar 10 piezas completas.
 c) 100 tornillos y 300 tuercas.
 d) Podremos montar 10 piezas y nos sobrarán 20 tornillos.

61.- El metano (CH₄) reacciona con el oxígeno para dar dióxido de carbono y agua.

- a) Escribe y ajusta la reacción.
 b) Calcula los datos que faltan e indica en qué leyes te has basado.



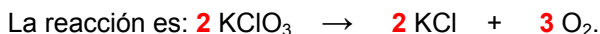
b)

Metano	+	Oxígeno	→	Dióxido de carbono	+	Agua
16 g		64 g		44 g		36 g
8 g		32 g		22 g		18 g
48 g		192 g		132 g		108 g

La ley de la conservación de la masa.

62.- Al calentar el clorato de potasio (KClO₃) se descompone en cloruro de potasio (KCl) y oxígeno (O₂).

- a) ¿Cuántos moles de clorato son necesarios para obtener 5 mol de oxígeno?
 b) ¿Cuántos gramos de O₂ se obtendrán si se descomponen 100 g de clorato de potasio?



a) $5 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol KClO}_3}{3 \text{ mol O}_2} = 3,3 \text{ mol KClO}_3$

b) $100 \text{ g KClO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{122,5 \text{ g KClO}_3} \cdot \frac{3 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol KClO}_3} \cdot \frac{32 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 39,2 \text{ g O}_2$

65.- El monóxido de carbono (CO) reacciona con el oxígeno para formar dióxido de carbono (CO₂).

- a) Escribe y ajusta la reacción.
 b) Si se hacen reaccionar 84 g de monóxido, ¿cuántos litros de dióxido de carbono se obtendrán, medidos a 0 °C y 1 atm?



b) $84 \text{ g CO} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}}{28 \text{ g CO}} \cdot \frac{2 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol CO}} = 3 \text{ mol CO}_2$

En c.n. (condiciones normales), el volumen molar (es decir, el volumen de 1 mol) es 22,4 L. Como hemos obtenido 3 mol, el volumen será: $3 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ L/mol} = 67,2 \text{ L}$.

66.- Observa las cantidades exactas de la reacción entre el monóxido de carbono y el oxígeno para formar dióxido de carbono. Completa la tabla.

La reacción es $2 \text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2$.

Masa CO (g)	Masa O ₂ (g)	Masa CO ₂ (g)
28	16	44
7	4	11
56	32	88
14	8	22