

1. La masa atómica de la plata es 107,9 u. ¿Cuántos gramos son 0,25 mol de plata?

Operando:

$$0,25 \text{ mol} \cdot \frac{107,9 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 27 \text{ g}$$

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

En ambos casos:

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

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:

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

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

4. Tenemos $5 \cdot 10^{24}$ átomos de plata, ¿cuántos moles representan? ¿Y si hay $5 \cdot 10^{24}$ átomos de magnesio?

En ambos casos:

$$5 \cdot 10^{24} \text{ átomos} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 8,3 \text{ mol}$$

5. Tenemos $5 \cdot 10^{24}$ átomos de plata, ¿cuántos gramos representan? ¿Y si tenemos $5 \cdot 10^{24}$ átomos de magnesio?

Tomando el dato de la actividad anterior:

- Plata: $8,3 \text{ mol} \cdot \frac{107,9 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 895,57 \text{ g}$

- Magnesio: $8,3 \text{ mol} \cdot \frac{24,3 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 201,69 \text{ g}$

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

Operando:

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

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

Operando:

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

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

Tomando el dato obtenido en la actividad 6:

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

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

Tomando el dato obtenido en la actividad 7:

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

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!

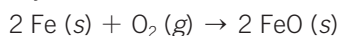
$$6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \cdot \frac{1 \text{ s}}{100 \text{ átomos}} \cdot \frac{1 \text{ h}}{3600 \text{ s}} \cdot \frac{1 \text{ día}}{24 \text{ h}} =$$

$$= 7 \cdot 10^{16} \text{ días} = 1,9 \cdot 10^{14} \text{ años}$$

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
—	Óxido de hierro (II)	FeO	2	Sólido

12. Ajusta las siguientes ecuaciones químicas:



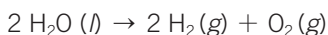
- a) $\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2$
 b) $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$
 c) $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO}$
 d) $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 e) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 f) $\text{HI} \rightarrow \text{H}_2 + \text{I}_2$
 g) $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$
 h) $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$
 i) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$
 j) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$

- a) $2 \text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{NO}_2$
 b) $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$
 c) $3 \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HNO}_3 + \text{NO}$
 d) $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 e) $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$
 f) $2 \text{HI} \rightarrow \text{H}_2 + \text{I}_2$
 g) $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{SO}_3$
 h) $4 \text{Al} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Al}_2\text{O}_3$
 i) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$
 j) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$

13. Calcula los gramos de oxígeno gas que se obtienen en la descomposición de 3 mol de H_2O .



La reacción de descomposición del agua es:



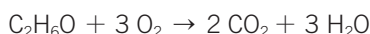
Si partimos de 3 mol de agua:

$$3 \cancel{\text{mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{mol O}_2}}{2 \cancel{\text{mol H}_2\text{O}}} \cdot \frac{32 \text{ g O}_2}{1 \cancel{\text{mol O}_2}} = 48 \text{ g O}_2$$

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.



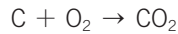
La reacción de combustión del etanol es:



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:

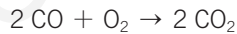


La masa molar del CO_2 es 44 g/mol. La masa de 88 g equivale a 2 mol de dióxido de carbono. Según la estequiometría de la reacción, necesitamos partir de 2 mol de carbono.

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

- a) Escribe la reacción ajustada.
 b) ¿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?
 c) ¿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:

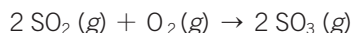
$$15 \text{ L CO} \cdot \frac{1 \text{ L O}_2}{2 \text{ L CO}} = 7,5 \text{ L O}_2$$

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

- 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:

- a) Escribe y ajusta la reacción que tiene lugar.
 b) 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:



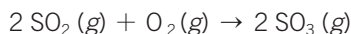
b) En las mismas condiciones de presión y temperatura se puede establecer la relación directa entre los volúmenes. Por tanto, debemos partir de 12 L de SO_2 y 6 L de O_2 .

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



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

La reacción correspondiente es:



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

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

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

19. ¿Qué diferencia fundamental hay entre un cambio físico y uno químico?



En un cambio físico no varía la naturaleza de la materia. Sin embargo, en un cambio químico sí se modifica.

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.

21. Contesta.



- a) **¿Qué le ocurre a los cubitos de hielo en un vaso al sol?**
- b) **¿Es posible que el agua se convierta en hielo? ¿Y el hielo en agua?**
- c) **¿La madera puede transformarse en ceniza? ¿Y la ceniza en madera?**
- d) **¿En qué se convierte el agua cuando se calienta?**

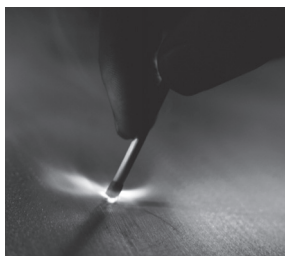
- a) Se funden, pasan al estado líquido.
- b) El agua se convierte en hielo por el cambio físico llamado solidificación, y el hielo se convierte en agua por el cambio físico llamado fusión.
- c) En la combustión de la madera se obtiene ceniza. Es un cambio químico no reversible; a partir de la ceniza ya no se puede volver a obtener madera.
- d) Si el agua se calienta hasta alcanzar su punto de ebullición, se convierte en vapor de agua.

22. Cuando se asa un trozo de carne, ¿se produce un cambio físico o un cambio químico?



Químico.

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:

- La proporción entre las sustancias que reaccionan es igual que la proporción entre los productos de reacción.
- El volumen total de los reactivos es igual que el volumen total de los productos.
- La masa total de los reactivos es igual que la masa total de los productos de la reacción.
- Los reactivos siempre se consumen completamente, sea cual sea la proporción en que se combinan.
 - 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.
 - Falsa: los volúmenes no son aditivos.
 - Verdadera: cumple la ley de Lavoisier.
 - Falsa: los reactivos se combinan según la relación estequiométrica.

25. En toda reacción química siempre se mantiene constante:

- El número de moléculas.
- El número de átomos.
- La masa.
- El volumen.
- La cantidad de sustancia.

Respuestas correctas: b) El número de átomos; c) La masa.

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

- a) 8 moléculas de hidrógeno (H_2) + 4 moléculas de oxígeno (O_2) \rightarrow x moléculas de agua (H_2O).



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



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



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



b) 6 moléculas de CO + 3 moléculas de O₂ → 6 moléculas de CO₂



c) 4 moléculas de hidrógeno (H₂) + 4 moléculas de oxígeno (O₂) → 4 moléculas de agua oxigenada (H₂O₂)



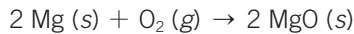
27. En una reacción química, la masa:

- a) Se conserva.
- b) Se pierde.
- c) Depende de los reactivos.
- d) Depende de los productos.

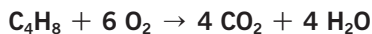
Respuesta correcta: a) Se conserva.

28. Si medimos la masa de un trozo de cinta de magnesio y después la hacemos arder, midiendo también la masa del óxido de magnesio obtenido, observamos que no son iguales. ¿Por qué? ¿No se cumple la ley de conservación de la masa?

En la combustión del magnesio interviene otro reactivo, el oxígeno, que se encuentra en el aire. La ley de conservación de la masa sí se cumple, como en todas las reacciones químicas. La diferencia observada entre la masa inicial y la final se debe a la masa de oxígeno que ha reaccionado y que se ha combinado con el magnesio; por eso aparentemente la masa aumenta.



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.

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.

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.

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

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

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

32. ¿Cuántos gramos de AlCl_3 hay que utilizar para obtener 3 g de aluminio?

Masas atómicas: Al = 27 u; Cl = 35,5 u.

Masa molar (AlCl_3) = 27 + 35,5 · 3 = 133,5 g/mol

$$3 \text{ g Al} \cdot \frac{133,5 \text{ g AlCl}_3}{27 \text{ g Al}} = 14,83 \text{ g de AlCl}_3$$

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 $7,75 \cdot 10^{23}$ moléculas de CCl_4 .

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

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

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.

35.

Consulta la tabla periódica y completa:

a) Un mol de moléculas de hidrógeno equivale a ___ g, y contiene:

- ___ moléculas de hidrógeno.
- ___ átomos de hidrógeno.

b) Medio mol de moléculas de oxígeno son ___ g, y contiene:

- ___ moléculas de oxígeno.
- ___ átomos de oxígeno.

c) Dos moles de moléculas de ácido carbónico (H_2CO_3) son _____ g, y contienen:

- ___ moléculas de ácido carbónico.
- ___ átomos de hidrógeno.
- ___ átomos de oxígeno.
- ___ átomos de carbono.

a) Un mol de moléculas de hidrógeno equivale a **2 g**, y contiene:

- **$6,022 \cdot 10^{23}$** moléculas de hidrógeno.
- **$1,2 \cdot 10^{24}$** átomos de hidrógeno.

b) Medio mol de moléculas de oxígeno son **16 g**, y contiene:

- **$3,011 \cdot 10^{23}$** moléculas de oxígeno.
- **$6,022 \cdot 10^{23}$** átomos de oxígeno.

c) Dos moles de moléculas de ácido carbónico (H_2CO_3) son **124 g**, y contienen:

- $1,2 \cdot 10^{24}$ moléculas de ácido carbónico.
- $2,4 \cdot 10^{24}$ átomos de hidrógeno.
- $3,6 \cdot 10^{24}$ átomos de oxígeno.
- $1,2 \cdot 10^{24}$ átomos de carbono.

36.



¿Qué cantidad de sustancia en mol de amoníaco hay en $3,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de NH_3 ? ¿A cuántos gramos de NH_3 corresponde? ¿Cuántos átomos de nitrógeno y de hidrógeno contiene?

Masas atómicas: N = 14 u; H = 1 u.

Masa molar (NH_3) = 14 + 3 = 17 g/mol.

Cantidad en mol de amoníaco:

$$3,02 \cdot 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\cancel{\text{moléculas}}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\cancel{\text{moléculas}}}} = 0,5 \text{ mol NH}_3$$

Masa de amoníaco:

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

Átomos de nitrógeno e hidrógeno: por cada molécula de amoníaco hay 1 átomo de nitrógeno y 3 átomos de hidrógeno.

Por tanto, en la muestra habrá $3,02 \cdot 10^{23}$ átomos de nitrógeno y $9,06 \cdot 10^{23}$ átomos de hidrógeno.

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 de H_2S es:

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

b) El número de moléculas será:

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

c) Y el número de átomos:

$1,5 \cdot 10^{24}$ átomos de azufre y $3 \cdot 10^{24}$ átomos de hidrógeno

38. En 2 mol de agua (H₂O):



- ¿Cuántos gramos de agua hay?
- ¿Cuántas moléculas?
- ¿Qué cantidad de sustancia en mol de hidrógeno y oxígeno?
- ¿Cuántos átomos de hidrógeno y oxígeno?

Masas atómicas: H = 1 u; O = 16 u.

Masa molar (H₂O) = 18 g/mol.

En 2 mol de agua:

- $n = 18 \cdot 2 = 36$ g de agua.
- $2 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 1,2 \cdot 10^{24}$ moléculas de agua.
- 4 mol de hidrógeno y 2 mol de oxígeno.
- $1,2 \cdot 10^{24}$ átomos de oxígeno y $2,4 \cdot 10^{24}$ átomos de hidrógeno.

39. En $3 \cdot 10^{22}$ moléculas de fosfina (PH₃):



- ¿Cuántos moles de PH₃ hay?
- ¿Cuántos gramos de PH₃?
- ¿Cuántos átomos hay en total?

Masas atómicas: P = 31 u; H = 1 u.

Masa molar (PH₃) = 31 + 3 = 34 g/mol.

a) La cantidad de sustancia es:

$$3 \cdot 10^{22} \text{ moléculas} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = 0,05 \text{ mol PH}_3$$

b) La masa será:

$$0,05 \text{ mol} \cdot \frac{34 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 1,7 \text{ g PH}_3$$

- c) En una sola molécula de fosfina hay 4 átomos. Por tanto, en $3 \cdot 10^{22}$ moléculas habrá $1,2 \cdot 10^{23}$ átomos, de los cuales $9 \cdot 10^{22}$ átomos son de fósforo y $3 \cdot 10^{22}$ átomos de hidrógeno.

40. Completa la tabla:



Sustancia	Masa molecular (u)	Cantidad de sustancia (mol)	Número de moléculas	Masa (g)
Ozono	48	5	$3,011 \cdot 10^{24}$	240
Agua	18	0,1	$6,022 \cdot 10^{22}$	1,8
Amoniaco	17	1	$6,022 \cdot 10^{23}$	17
Ácido nítrico	63	0,5	$3,011 \cdot 10^{23}$	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) = 32 + 2 = 34 g/mol.

$$51 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{34 \text{ g}} = 1,5 \text{ mol}$$

$$1,5 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 9,033 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$2 \cdot 1,5 = 3 \text{ mol de átomos de hidrógeno.}$$

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

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

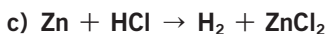
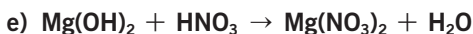
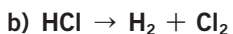
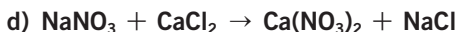
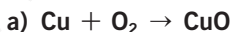


Fórmula reactivo	Fórmula producto	Nombre	Coefficiente estequiométrico	Estado físico
NH ₃	—	Amoniacó	2	Gas
—	N ₂	Nitrógeno	1	Gas
—	H ₂	Hidrógeno	3	Gas

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

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

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 _____.



a) $2 \text{ Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ CuO}$. Dos moles de cobre reaccionan con un mol de oxígeno para dar dos moles de óxido de cobre (II).

b) $2 \text{ HCl} \rightarrow \text{H}_2 + \text{Cl}_2$. Dos moles de cloruro de hidrógeno se descomponen para dar un mol de hidrógeno y un mol de cloro.

c) $\text{Zn} + 2 \text{ HCl} \rightarrow \text{H}_2 + \text{ZnCl}_2$. 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.

- d) $2 \text{NaNO}_3 + \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NaCl}$. 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.
- e) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$. 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) (Pb (NO₃)₂) + yoduro de potasio (KI) \rightarrow _____
- a) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$
- b) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{KI} \rightarrow 2 \text{KNO}_3 + \text{PbI}_2$

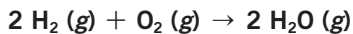
45. El dióxido de azufre (SO₂) reacciona con el oxígeno para formar trióxido de azufre (SO₃).

- a) Escribe la ecuación química y ajústala.
- b) ¿Qué sustancia es el producto y cuáles son los reactivos?
- a) $2 \text{SO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{SO}_3 (\text{g})$
- b) Producto: trióxido de azufre; reactivos: dióxido de azufre y oxígeno.

46. Escribe las siguientes reacciones químicas ajustadas:

- a) Cloro + cobre \rightarrow cloruro de cobre (II) (CuCl₂)
- b) Fósforo + oxígeno \rightarrow óxido de fósforo (V) (P₂O₅)
- c) Metano + oxígeno \rightarrow dióxido de carbono + agua
- a) $\text{Cl}_2 + \text{Cu} \rightarrow \text{CuCl}_2$
- b) $4 \text{P} + 5 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{P}_2\text{O}_5$
- c) $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

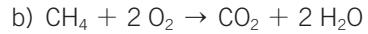
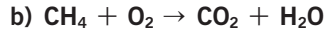
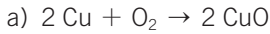
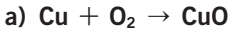
47. Indica las relaciones que nos proporciona la ecuación ajustada:



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.

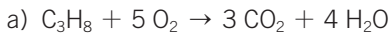


49. Uno de los combustibles más utilizados es el gas propano, de fórmula C_3H_8 . Se quema cuando reacciona con el oxígeno del aire (O_2) dando dióxido de carbono y agua:

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?

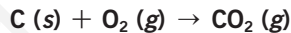
c) ¿Qué masa de oxígeno en gramos habrá que utilizar para obtener 12 mol de dióxido de carbono?



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

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

50. El carbón se quema con oxígeno produciendo dióxido de carbono mediante una reacción que podemos representar así:



a) ¿Qué masa (g) de oxígeno hará falta para quemar 6 kg de carbón?

b) ¿Qué masa de dióxido de carbono se obtendrá en ese caso?

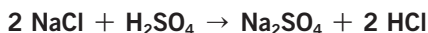
a) $6000 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{32 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 16000 \text{ g O}_2$

b) $6000 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}} = 500 \text{ mol CO}_2$

Masa molar (CO_2) = 44 g/mol.

$$500 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{44 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 22000 \text{ g CO}_2$$

51. El ácido clorhídrico (HCl) se obtiene haciendo reaccionar el ácido sulfúrico (H_2SO_4) con el cloruro de sodio (NaCl), por medio de la reacción:



a) ¿Cuántos gramos de cloruro de sodio hacen falta para obtener 1 kg de ácido clorhídrico?

b) ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico reaccionarán en ese caso?

Masa molar (NaCl) = 23 + 35,5 = 58,5 g/mol.

$$\begin{aligned} \text{a) } 1000 \text{ g HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{2 \text{ mol NaCl}}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{58,5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} &= \\ &= 1602,74 \text{ g NaCl} \end{aligned}$$

b) Masa molar (H₂SO₄) = 2 + 32 + 16 · 4 = 98 g/mol.

$$\begin{aligned} 1000 \text{ g HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} &= \\ &= 1342,5 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \end{aligned}$$

52.

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

a) Escribe la ecuación de la reacción y ajústala.

b) Calcula los gramos de cal apagada, Ca(OH)₂, que se formarán si tenemos 10 g de cal viva (CaO).

c) Calcula la cantidad de agua que se necesita para apagar la cal viva (CaO) que tenemos.

a) La reacción ajustada es: CaO + H₂O → Ca(OH)₂.

b) Masa molar (CaO) = 40 + 16 = 56 g/mol.

Masa molar (Ca(OH)₂) = 40 + 16 · 2 + 1 · 2 = 74 g/mol.

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

c) Masa molar (H₂O) = 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 (NH₃) se descompone dando gas hidrógeno y gas nitrógeno.

a) Escribe y ajusta la reacción.

b) Calcula cuántos gramos de amoníaco se deben descomponer para obtener 7 g de nitrógeno.

c) ¿Qué cantidad de sustancia en mol de amoníaco representan esos gramos?

d) 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 NH₃ (g) → N₂ (g) + 3 H₂ (g)

b) M(N₂) = 14 · 2 = 28 g/mol; M(NH₃) = 14 + 3 = 17 g/mol.

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

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

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

54.

El ácido clorhídrico (HCl) reacciona con el hidróxido de calcio (Ca(OH)₂) para dar cloruro de calcio (CaCl₂) y agua.

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



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

c) Masa molar (Ca(OH)₂) = 40 + 16 · 2 + 2 = 74 g/mol.

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

d) Masa molar (HCl) = 36,5 g/mol.

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

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

- f) Por la estequiometría de la reacción 1:1, sabemos que se obtienen 3 mol de agua.

Masa molar (H₂O) = 18 g/mol.

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

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

Productos: cloruro de calcio y agua.

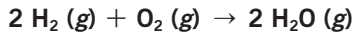
Masa reactivos = 109,5 + 111 = 220,5 g.

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

Por tanto, sí se conserva la masa.

55. Completa el siguiente texto:

● La ecuación de formación del agua es:



Esto significa que para obtener 2 mol de agua es necesario que reaccionen ___ mol de hidrógeno con un mol de _____.

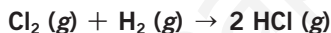
Como la masa atómica del H es 1 u, y la del O, 16 u, la relación entre la masa de H y la de O en esta reacción será _____.

Esto significa que para obtener 2 mol de agua es necesario que reaccionen **2 mol** de hidrógeno y 1 mol de **oxígeno**.

Como la masa atómica del H es 1 u y la del O es 16 u, la relación entre la masa de H y la de O en esta reacción será **4:32, es decir, 1:8**.

56. El cloro reacciona con el hidrógeno para formar cloruro de hidrógeno, según la reacción:

●●



Al combinar un mol de cloro con un mol de hidrógeno, ¿qué volumen de cloruro de hidrógeno se formará en condiciones normales?

- a) 22,4 L b) 11,2 L c) 44,8 L d) 4 L

c) 44,8 L. Como todos los gases que intervienen en la reacción se encuentran en c.n., podemos establecer la relación directa utilizando los volúmenes.

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

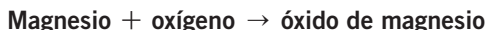
●



- 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.

58. El magnesio metálico reacciona con el oxígeno para formar óxido de magnesio (MgO), según la siguiente reacción:



Si partimos de 6 g de magnesio, ¿cuántos gramos de óxido se podrán formar?

La reacción ajustada es: $2 \text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MgO}$.

$$6 \text{ g Mg} \cdot \frac{1 \text{ mol Mg}}{24 \text{ g Mg}} \cdot \frac{2 \text{ mol MgO}}{2 \text{ mol Mg}} \cdot \frac{40 \text{ g MgO}}{1 \text{ mol MgO}} = 10 \text{ g MgO}$$

59. Para la reacción anterior, si en vez de partir de 6 g de Mg, lo hacemos del doble, ¿es correcto afirmar que se obtendrá el doble del óxido?

Sí es correcta la afirmación. Si disponemos de oxígeno en exceso.

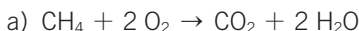
60. La ecuación de formación de una pieza se puede representar como:



- 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 (KClO_3) se descompone en cloruro de potasio (KCl) y oxígeno (O_2).

- a) ¿Cuántos moles de clorato son necesarios para obtener 5 mol de oxígeno?
 b) ¿Cuántos gramos de O_2 se obtendrán si se descomponen 100 g de clorato de potasio?

La reacción es: $2 \text{KClO}_3 \rightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$.

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

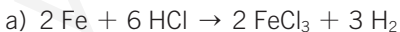
$$\text{b) } 100 \text{ g } \cancel{\text{KClO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{KClO}_3}}{122,5 \text{ g } \cancel{\text{KClO}_3}} \cdot \frac{3 \text{ mol } \cancel{\text{O}_2}}{2 \text{ mol } \cancel{\text{KClO}_3}} \cdot \frac{32 \text{ g } \text{O}_2}{1 \text{ mol } \cancel{\text{O}_2}}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

63. Completa la siguiente tabla:

Mg	+	2 HCl	→	MgCl ₂	+	H ₂
1 mol		2 mol		1 mol		1 mol
1 molécula		2 moléculas		1 molécula		1 molécula
40 g		73 g		111 g		2 g

64. El hierro reacciona con el ácido clorhídrico (HCl) para formar cloruro de hierro (III) (FeCl_3) e hidrógeno.

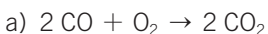
- a) Escribe y ajusta la reacción.
 b) ¿Cuántos moles de cloruro de hierro (III) se formarán a partir de 4 mol de hierro?



b) La relación estequiométrica entre ambas sustancias es 1:1, por lo que se formarán 4 mol de cloruro de hierro (III).

65. El monóxido de carbono (CO) reacciona con el oxígeno para formar dióxido de carbono (CO_2).

- 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?



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

En c.n., el volumen molar es 22,4 L. Como hemos obtenido 3 mol, el volumen será de $3 \cdot 22,4 = 67,2 \text{ L}$.

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

RINCÓN DE LA LECTURA

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.**

 - ¿Qué significado puedes darle a esta frase?**
 - ¿Qué importancia puede tener ese interés actual por una química verde?**
 - Los métodos de síntesis desarrollados por estos investigadores son más eficaces, exigen la utilización de menos recursos y producen menos residuos.
 - 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.