

50 problemas de estequiometría desde cero

Una introducción progresiva para aprender sin agobios

MATEMÁTICAS CON JUAN

Canal: <https://www.youtube.com/@matematicaconjuan>

Versión vídeo de estos ejercicios aquí:

https://youtu.be/vu_xOeMitsY

Juan Pascual

17 de mayo de 2026

Índice

Cómo usar este documento	II
Índice de bloques	II
Datos y fórmulas útiles	II
1. Masa molar, mol y número de Avogadro	1
2. Partículas, moles y volumen molar de gases	2
3. Ajuste de ecuaciones químicas	4
4. Relaciones mol–mol	5
5. Relaciones gramo–gramo	7
6. Estequiometría con gases	11
7. Disoluciones y molaridad	13
8. Reactivo limitante	15
9. Rendimiento, pureza y problemas integradores	18
Resumen final	21

Cómo usar este documento

La estequiometría es la parte de la química que nos permite calcular cantidades de sustancias en una reacción química. En otras palabras, nos ayuda a responder preguntas como:

- ¿cuántos gramos de producto se forman?;
- ¿cuántos moles de reactivo se necesitan?;
- ¿qué reactivo se agota primero?;
- ¿qué volumen de gas aparece en una reacción?;
- ¿cuál es el rendimiento de un proceso químico?

En este documento vamos a resolver **50 problemas**, ordenados de forma progresiva. La idea no es empezar con problemas imposibles, sino construir una base sólida para que el estudiante gane confianza.

Idea clave

La ruta más importante de la estequiometría es:

gramos $\longrightarrow$ moles $\longrightarrow$ moles $\longrightarrow$ gramos

Primero convertimos la cantidad conocida a moles, después usamos la ecuación química ajustada y finalmente convertimos a la unidad que nos piden.

Índice de bloques

Ejercicios	Contenido principal
1–5	Masa molar, mol y número de Avogadro
6–10	Partículas, moles y volumen molar de gases
11–15	Ajuste de ecuaciones químicas
16–20	Relaciones mol–mol
21–30	Relaciones gramo–gramo
31–35	Estequiometría con gases
36–40	Disoluciones y molaridad
41–45	Reactivo limitante
46–50	Rendimiento, pureza y problemas integradores

Datos y fórmulas útiles

Magnitud	Fórmula o dato
Moles	$n = \frac{m}{M}$
Masa	$m = n \cdot M$
Partículas	$N = n \cdot N_A$, con $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ partículas/mol
Gas en condiciones normales	1 mol de gas ocupa 22,4 L
Molaridad	$C = \frac{n}{V}$, con V en litros
Rendimiento	$\%R = \frac{\text{cantidad real}}{\text{cantidad teórica}} \cdot 100$

Masas atómicas aproximadas que usaremos:

Elemento	<i>H</i>	<i>C</i>	<i>O</i>	<i>N</i>	<i>Na</i>	<i>Cl</i>	<i>Ca</i>	<i>Mg</i>	<i>Al</i>	<i>Fe</i>	<i>K</i>	<i>Ag</i>
Masa	1	12	16	14	23	35,5	40	24	27	56	39,1	107,9

1 Masa molar, mol y número de Avogadro

Ejercicio 1. Masa molar del agua

Calcula la masa molar del agua, H_2O .

Solución.

La fórmula H_2O significa que una molécula de agua tiene:

2 átomos de H y 1 átomo de O.

Usamos las masas atómicas aproximadas:

$$H = 1, \quad O = 16.$$

Entonces:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g/mol.}$$

Por tanto:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol.}$$

Ejercicio 2. Masa molar del dióxido de carbono

Calcula la masa molar del dióxido de carbono, CO_2 .

Solución.

La fórmula CO_2 contiene:

1 átomo de C y 2 átomos de O.

Como:

$$C = 12, \quad O = 16,$$

se tiene:

$$M(\text{CO}_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 12 + 32 = 44 \text{ g/mol.}$$

Por tanto:

$$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ g/mol.}$$

Ejercicio 3. Pasar de gramos a moles

¿Cuántos moles hay en 25 g de carbonato de calcio, CaCO_3 ?

Solución.

Primero calculamos la masa molar:

$$M(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100 \text{ g/mol.}$$

Ahora usamos:

$$n = \frac{m}{M}.$$

Sustituimos:

$$n = \frac{25 \text{ g}}{100 \text{ g/mol}} = 0,25 \text{ mol.}$$

Por tanto:

$$25 \text{ g de CaCO}_3 \text{ son } 0,25 \text{ mol.}$$

Ejercicio 4. Pasar de moles a gramos

¿Qué masa tienen 0,50 mol de cloruro de sodio, NaCl?

Solución.

Calculamos la masa molar:

$$M(\text{NaCl}) = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ g/mol.}$$

Usamos:

$$m = n \cdot M.$$

Entonces:

$$m = 0,50 \text{ mol} \cdot 58,5 \text{ g/mol} = 29,25 \text{ g.}$$

Por tanto:

0,50 mol de NaCl tienen una masa de 29,25 g.

Ejercicio 5. Moléculas de agua

¿Cuántas moléculas hay en 2 mol de agua?

Solución.

Sabemos que:

$$1 \text{ mol} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ partículas.}$$

Por tanto, en 2 mol hay:

$$N = 2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1,204 \cdot 10^{24}.$$

Por tanto:

2 mol de agua contienen $1,204 \cdot 10^{24}$ moléculas.

2 Partículas, moles y volumen molar de gases

Ejercicio 6. Átomos de hierro

¿Cuántos átomos hay en 0,25 mol de hierro, Fe?

Solución.

Usamos:

$$N = n \cdot N_A.$$

Como $n = 0,25 \text{ mol}$:

$$N = 0,25 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 1,505 \cdot 10^{23}.$$

Por tanto:

0,25 mol de Fe contienen $1,505 \cdot 10^{23}$ átomos.

Ejercicio 7. Moles a partir de moléculas

¿Cuántos moles son $3,01 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO_2 ?

Solución.

Usamos:

$$n = \frac{N}{N_A}.$$

Sustituimos:

$$n = \frac{3,01 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 0,50 \text{ mol.}$$

Por tanto:

$$3,01 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de CO}_2 \text{ son } 0,50 \text{ mol.}$$

Ejercicio 8. Volumen de oxígeno en condiciones normales

¿Qué volumen ocupan 0,75 mol de O₂ en condiciones normales?

Solución.

En condiciones normales:

$$1 \text{ mol de gas ocupa } 22,4 \text{ L.}$$

Entonces:

$$V = 0,75 \cdot 22,4 = 16,8 \text{ L.}$$

Por tanto:

$$0,75 \text{ mol de O}_2 \text{ ocupan } 16,8 \text{ L en condiciones normales.}$$

Ejercicio 9. Moles a partir del volumen de un gas

¿Cuántos moles hay en 11,2 L de N₂ en condiciones normales?

Solución.

En condiciones normales:

$$1 \text{ mol} \longleftrightarrow 22,4 \text{ L.}$$

Por tanto:

$$n = \frac{11,2}{22,4} = 0,50 \text{ mol.}$$

Así que:

$$11,2 \text{ L de N}_2 \text{ son } 0,50 \text{ mol.}$$

Ejercicio 10. De gramos de gas a volumen

¿Qué volumen ocupan 22 g de CO₂ en condiciones normales?

Solución.

Primero pasamos gramos a moles. Como:

$$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ g/mol,}$$

se tiene:

$$n = \frac{22}{44} = 0,50 \text{ mol.}$$

Ahora pasamos moles a litros:

$$V = 0,50 \cdot 22,4 = 11,2 \text{ L.}$$

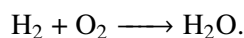
Por tanto:

$$22 \text{ g de CO}_2 \text{ ocupan } 11,2 \text{ L en condiciones normales.}$$

3 Ajuste de ecuaciones químicas

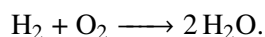
Ejercicio 11. Formación de agua

Ajusta la ecuación:

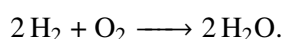


Solución.

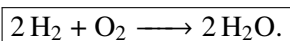
A la izquierda tenemos oxígeno en forma de O_2 , es decir, dos átomos de oxígeno. Por eso colocamos un 2 delante de H_2O :



Ahora a la derecha hay 4 hidrógenos, así que colocamos un 2 delante de H_2 :

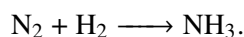


Por tanto:



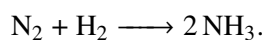
Ejercicio 12. Formación de amoníaco

Ajusta la ecuación:

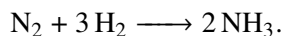


Solución.

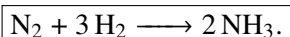
A la izquierda hay dos átomos de nitrógeno, así que ponemos 2 delante de NH_3 :



Ahora a la derecha hay 6 hidrógenos. Como cada H_2 tiene 2 hidrógenos, necesitamos 3H_2 :

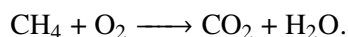


Por tanto:



Ejercicio 13. Combustión del metano

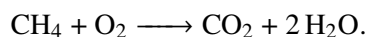
Ajusta la ecuación de combustión del metano:



Solución.

El carbono ya está ajustado: hay un C a cada lado.

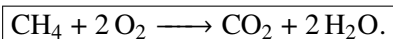
El hidrógeno: en CH_4 hay 4 H. Por eso ponemos $2\text{H}_2\text{O}$:



Ahora contamos oxígenos a la derecha:

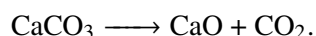


En total hay 4 oxígenos, así que necesitamos 2O_2 :



Ejercicio 14. Descomposición del carbonato de calcio

Ajusta la ecuación:

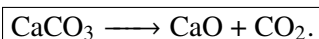
**Solución.**

Contamos los átomos:

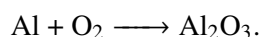
Elemento	Izquierda	Derecha
<i>Ca</i>	1	1
<i>C</i>	1	1
<i>O</i>	3	1 + 2 = 3

Todos los elementos ya están ajustados.

Por tanto:

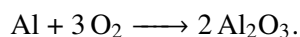
**Ejercicio 15. Formación de óxido de aluminio**

Ajusta la ecuación:

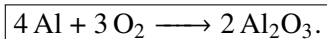
**Solución.**

Para ajustar el oxígeno, buscamos un múltiplo común de 2 y 3. El mínimo es 6.

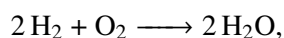
Ponemos 3O₂ a la izquierda y 2Al₂O₃ a la derecha:



Ahora hay 4 átomos de aluminio a la derecha, así que ponemos 4Al a la izquierda:

**4 Relaciones mol–mol****Ejercicio 16. Moles de agua formados**

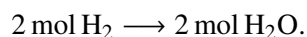
Según la reacción:



¿cuántos moles de agua se forman a partir de 3 mol de H₂, suponiendo oxígeno en exceso?

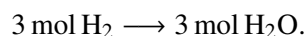
Solución.

La ecuación ajustada nos dice:

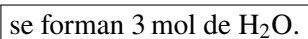


La relación es 1 : 1.

Por tanto:

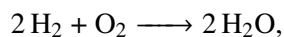


Así que:



Ejercicio 17. Oxígeno necesario para formar agua

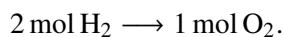
Según la reacción:



¿cuántos moles de O_2 se necesitan para reaccionar con 5 mol de H_2 ?

Solución.

La ecuación indica:



Por tanto:

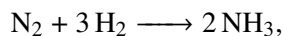
$$5 \text{ mol H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol H}_2} = 2,5 \text{ mol O}_2.$$

Por tanto:

se necesitan 2,5 mol de O_2 .

Ejercicio 18. Amoníaco formado a partir de nitrógeno

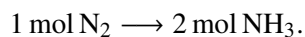
Según la reacción:



¿cuántos moles de NH_3 se forman a partir de 2 mol de N_2 , con hidrógeno en exceso?

Solución.

La relación de la ecuación es:



Entonces:

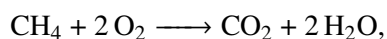
$$2 \text{ mol N}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol N}_2} = 4 \text{ mol NH}_3.$$

Por tanto:

se forman 4 mol de NH_3 .

Ejercicio 19. Dióxido de carbono en la combustión del metano

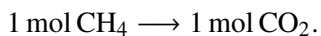
Según la reacción:



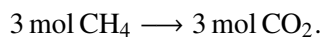
¿cuántos moles de CO_2 se forman a partir de 3 mol de CH_4 ?

Solución.

La relación es:



Por tanto:

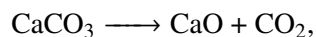


Así que:

se forman 3 mol de CO_2 .

Ejercicio 20. Dióxido de carbono a partir de carbonato de calcio

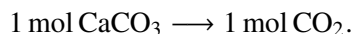
Según la reacción:



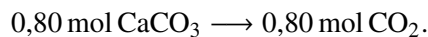
¿cuántos moles de CO_2 se forman a partir de 0,80 mol de CaCO_3 ?

Solución.

La relación entre CaCO_3 y CO_2 es:



Entonces:



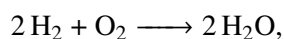
Por tanto:

se forman 0,80 mol de CO_2 .

5 Relaciones gramo–gramo

Ejercicio 21. Agua formada a partir de hidrógeno

Según la reacción:



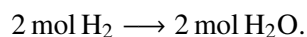
¿qué masa de agua se forma a partir de 4 g de H_2 , con oxígeno en exceso?

Solución.

Primero pasamos H_2 a moles:

$$M(\text{H}_2) = 2 \text{ g/mol}, \quad n(\text{H}_2) = \frac{4}{2} = 2 \text{ mol}.$$

La relación es:



Por tanto:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 2 \text{ mol}.$$

Ahora pasamos a gramos:

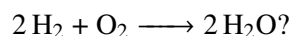
$$m(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 18 = 36 \text{ g}.$$

Por tanto:

se forman 36 g de agua.

Ejercicio 22. Oxígeno necesario para quemar hidrógeno

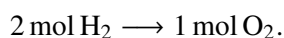
¿Qué masa de O_2 se necesita para reaccionar con 10 g de H_2 según

**Solución.**

Primero:

$$n(\text{H}_2) = \frac{10}{2} = 5 \text{ mol}.$$

La ecuación dice:



Entonces:

$$n(\text{O}_2) = 5 \cdot \frac{1}{2} = 2,5 \text{ mol}.$$

Como $M(\text{O}_2) = 32 \text{ g/mol}$:

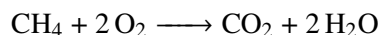
$$m(\text{O}_2) = 2,5 \cdot 32 = 80 \text{ g}.$$

Por tanto:

se necesitan 80 g de O₂.

Ejercicio 23. Dióxido de carbono al quemar metano

¿Qué masa de CO₂ se produce al quemar 8 g de metano, CH₄?

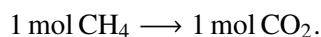


Solución.

Primero calculamos los moles de metano:

$$M(\text{CH}_4) = 12 + 4 = 16 \text{ g/mol}, \quad n(\text{CH}_4) = \frac{8}{16} = 0,50 \text{ mol.}$$

La relación es:



Por tanto:

$$n(\text{CO}_2) = 0,50 \text{ mol.}$$

Ahora:

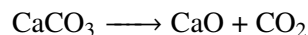
$$m(\text{CO}_2) = 0,50 \cdot 44 = 22 \text{ g.}$$

Por tanto:

se producen 22 g de CO₂.

Ejercicio 24. Óxido de calcio a partir de carbonato de calcio

¿Qué masa de CaO se obtiene al descomponer 50 g de CaCO₃?

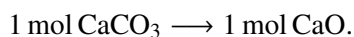


Solución.

Primero:

$$M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ g/mol}, \quad n(\text{CaCO}_3) = \frac{50}{100} = 0,50 \text{ mol.}$$

La relación es:



Por tanto:

$$n(\text{CaO}) = 0,50 \text{ mol.}$$

Como:

$$M(\text{CaO}) = 40 + 16 = 56 \text{ g/mol,}$$

se obtiene:

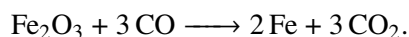
$$m(\text{CaO}) = 0,50 \cdot 56 = 28 \text{ g.}$$

Por tanto:

se obtienen 28 g de CaO.

Ejercicio 25. Obtención de hierro

El óxido de hierro(III) puede reducirse según:



¿Qué masa de hierro se obtiene a partir de 80 g de Fe₂O₃, con CO en exceso?

Solución.

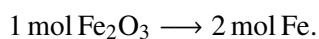
Calculamos:

$$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 56 + 3 \cdot 16 = 160 \text{ g/mol.}$$

Moles de Fe_2O_3 :

$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{80}{160} = 0,50 \text{ mol.}$$

La relación es:



Por tanto:

$$n(\text{Fe}) = 0,50 \cdot 2 = 1 \text{ mol.}$$

Como $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g/mol}$:

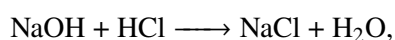
$$m(\text{Fe}) = 1 \cdot 56 = 56 \text{ g.}$$

Por tanto:

se obtienen 56 g de hierro.

Ejercicio 26. Neutralización sencilla

Según la reacción:



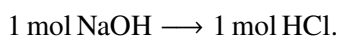
¿qué masa de HCl reacciona con 20 g de NaOH?

Solución.

Calculamos moles de NaOH:

$$M(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g/mol}, \quad n(\text{NaOH}) = \frac{20}{40} = 0,50 \text{ mol.}$$

La relación es 1 : 1:



Por tanto:

$$n(\text{HCl}) = 0,50 \text{ mol.}$$

Como:

$$M(\text{HCl}) = 1 + 35,5 = 36,5 \text{ g/mol,}$$

se tiene:

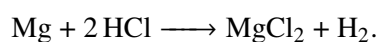
$$m(\text{HCl}) = 0,50 \cdot 36,5 = 18,25 \text{ g.}$$

Por tanto:

reaccionan 18,25 g de HCl.

Ejercicio 27. Hidrógeno producido por magnesio

El magnesio reacciona con ácido clorhídrico:



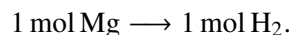
¿Qué masa de H_2 se produce a partir de 6,0 g de Mg, con ácido en exceso?

Solución.

Tomamos $M(\text{Mg}) = 24 \text{ g/mol}$:

$$n(\text{Mg}) = \frac{6,0}{24} = 0,25 \text{ mol.}$$

La relación es:



Por tanto:

$$n(\text{H}_2) = 0,25 \text{ mol.}$$

Como $M(\text{H}_2) = 2 \text{ g/mol}$:

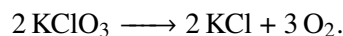
$$m(\text{H}_2) = 0,25 \cdot 2 = 0,50 \text{ g.}$$

Por tanto:

se producen 0,50 g de H_2 .

Ejercicio 28. Descomposición del clorato de potasio

El clorato de potasio se descompone según:



¿Qué masa de O_2 se obtiene a partir de 12,26 g de KClO_3 ?

Solución.

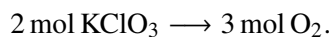
Primero calculamos la masa molar:

$$M(\text{KClO}_3) = 39,1 + 35,5 + 3 \cdot 16 = 122,6 \text{ g/mol.}$$

Moles de KClO_3 :

$$n(\text{KClO}_3) = \frac{12,26}{122,6} = 0,10 \text{ mol.}$$

La ecuación dice:



Entonces:

$$n(\text{O}_2) = 0,10 \cdot \frac{3}{2} = 0,15 \text{ mol.}$$

Pasamos a gramos:

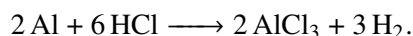
$$m(\text{O}_2) = 0,15 \cdot 32 = 4,8 \text{ g.}$$

Por tanto:

se obtienen 4,8 g de O_2 .

Ejercicio 29. Aluminio y ácido clorhídrico

El aluminio reacciona con ácido clorhídrico:



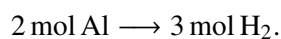
¿Qué masa de H_2 se produce a partir de 5,4 g de Al ?

Solución.

Moles de aluminio:

$$n(\text{Al}) = \frac{5,4}{27} = 0,20 \text{ mol.}$$

La relación es:



Entonces:

$$n(\text{H}_2) = 0,20 \cdot \frac{3}{2} = 0,30 \text{ mol.}$$

Como $M(\text{H}_2) = 2 \text{ g/mol}$:

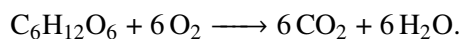
$$m(\text{H}_2) = 0,30 \cdot 2 = 0,60 \text{ g.}$$

Por tanto:

se producen 0,60 g de H_2 .

Ejercicio 30. Combustión de glucosa

La glucosa se quema según:



¿Qué masa de CO_2 se produce al quemar 18 g de glucosa?

Solución.

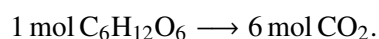
Primero:

$$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 6 \cdot 16 = 180 \text{ g/mol.}$$

Moles de glucosa:

$$n = \frac{18}{180} = 0,10 \text{ mol.}$$

La reacción indica:



Entonces:

$$n(\text{CO}_2) = 0,10 \cdot 6 = 0,60 \text{ mol.}$$

Pasamos a gramos:

$$m(\text{CO}_2) = 0,60 \cdot 44 = 26,4 \text{ g.}$$

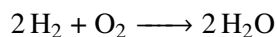
Por tanto:

se producen 26,4 g de CO_2 .

6 Estequiometría con gases

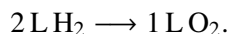
Ejercicio 31. Volúmenes de hidrógeno y oxígeno

En las mismas condiciones de presión y temperatura, ¿qué volumen de O_2 se necesita para reaccionar con 10 L de H_2 ?

**Solución.**

Cuando todos los compuestos gaseosos están en las mismas condiciones, los volúmenes siguen la misma proporción que los coeficientes.

La ecuación indica:



Por tanto:

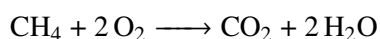
$$10 \text{ L } H_2 \cdot \frac{1 \text{ L } O_2}{2 \text{ L } H_2} = 5 \text{ L } O_2.$$

Así que:

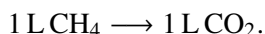
se necesitan 5 L de O_2 .

Ejercicio 32. Volumen de dióxido de carbono desde metano

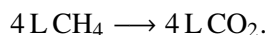
¿Qué volumen de CO_2 se forma al quemar 4 L de CH_4 , medidos en las mismas condiciones?

**Solución.**

La relación gaseosa entre CH_4 y CO_2 es:



Por tanto:

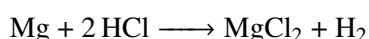


Así que:

se forman 4 L de CO_2 .

Ejercicio 33. Magnesio necesario para producir hidrógeno

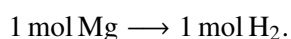
¿Qué masa de Mg se necesita para producir 5,6 L de H_2 en condiciones normales?

**Solución.**

Primero pasamos el volumen de hidrógeno a moles:

$$n(H_2) = \frac{5,6}{22,4} = 0,25 \text{ mol.}$$

La relación es:



Por tanto:

$$n(Mg) = 0,25 \text{ mol.}$$

Ahora:

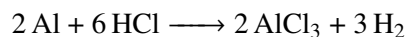
$$m(Mg) = 0,25 \cdot 24 = 6 \text{ g.}$$

Por tanto:

se necesitan 6 g de Mg.

Ejercicio 34. Volumen de hidrógeno desde aluminio

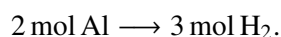
¿Qué volumen de H_2 en condiciones normales se obtiene a partir de 2,7 g de Al?

**Solución.**

Moles de aluminio:

$$n(\text{Al}) = \frac{2,7}{27} = 0,10 \text{ mol.}$$

La ecuación dice:



Entonces:

$$n(\text{H}_2) = 0,10 \cdot \frac{3}{2} = 0,15 \text{ mol.}$$

En condiciones normales:

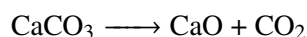
$$V = 0,15 \cdot 22,4 = 3,36 \text{ L.}$$

Por tanto:

se obtienen 3,36 L de H_2 .

Ejercicio 35. Volumen de dióxido de carbono desde carbonato

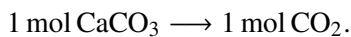
¿Qué volumen de CO_2 en condiciones normales se forma al descomponer 25 g de CaCO_3 ?

**Solución.**

Moles de CaCO_3 :

$$n(\text{CaCO}_3) = \frac{25}{100} = 0,25 \text{ mol.}$$

La relación es:



Por tanto:

$$n(\text{CO}_2) = 0,25 \text{ mol.}$$

Volumen en condiciones normales:

$$V = 0,25 \cdot 22,4 = 5,6 \text{ L.}$$

Por tanto:

se forman 5,6 L de CO_2 .

7 Disoluciones y molaridad**Ejercicio 36. Moles en una disolución**

¿Cuántos moles de NaCl hay en 250 mL de una disolución 0,50 M?

Solución.

La molaridad es:

$$C = \frac{n}{V}.$$

Despejamos:

$$n = C \cdot V.$$

Pasamos el volumen a litros:

$$250 \text{ mL} = 0,250 \text{ L}.$$

Entonces:

$$n = 0,50 \cdot 0,250 = 0,125 \text{ mol}.$$

Por tanto:

hay 0,125 mol de NaCl.

Ejercicio 37. Preparar una disolución de hidróxido de sodio

¿Qué masa de NaOH se necesita para preparar 250 mL de una disolución 0,40 M?

Solución.

Primero calculamos los moles necesarios:

$$V = 250 \text{ mL} = 0,250 \text{ L}.$$

$$n = C \cdot V = 0,40 \cdot 0,250 = 0,100 \text{ mol}.$$

Como:

$$M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g/mol},$$

la masa es:

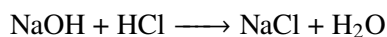
$$m = 0,100 \cdot 40 = 4,0 \text{ g}.$$

Por tanto:

se necesitan 4,0 g de NaOH.

Ejercicio 38. Neutralización con volúmenes

¿Qué volumen de HCl 0,10 M se necesita para neutralizar 25 mL de NaOH 0,20 M?



Solución.

Moles de NaOH:

$$V = 25 \text{ mL} = 0,025 \text{ L}.$$

$$n(\text{NaOH}) = 0,20 \cdot 0,025 = 0,005 \text{ mol}.$$

La reacción es 1 : 1, por tanto:

$$n(\text{HCl}) = 0,005 \text{ mol}.$$

Ahora calculamos el volumen de HCl:

$$V = \frac{n}{C} = \frac{0,005}{0,10} = 0,050 \text{ L}.$$

Pasamos a mililitros:

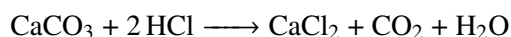
$$0,050 \text{ L} = 50 \text{ mL}.$$

Por tanto:

se necesitan 50 mL de HCl 0,10 M.

Ejercicio 39. Ácido necesario para reaccionar con carbonato

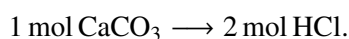
¿Qué volumen de HCl 1,0 M se necesita para reaccionar completamente con 2,0 g de CaCO_3 ?

**Solución.**

Moles de carbonato:

$$n(\text{CaCO}_3) = \frac{2,0}{100} = 0,020 \text{ mol.}$$

La ecuación indica:



Entonces:

$$n(\text{HCl}) = 0,020 \cdot 2 = 0,040 \text{ mol.}$$

Como la disolución es 1,0 M:

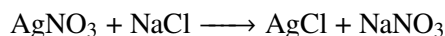
$$V = \frac{n}{C} = \frac{0,040}{1,0} = 0,040 \text{ L} = 40 \text{ mL.}$$

Por tanto:

se necesitan 40 mL de HCl 1,0 M.

Ejercicio 40. Precipitación de cloruro de plata

Se mezclan 100 mL de AgNO_3 0,10 M con cloruro de sodio en exceso. Calcula la masa de AgCl que precipita.

**Solución.**

Moles de AgNO_3 :

$$V = 100 \text{ mL} = 0,100 \text{ L.}$$

$$n(\text{AgNO}_3) = 0,10 \cdot 0,100 = 0,010 \text{ mol.}$$

La reacción es 1 : 1:

$$n(\text{AgCl}) = 0,010 \text{ mol.}$$

Calculamos la masa molar:

$$M(\text{AgCl}) = 107,9 + 35,5 = 143,4 \text{ g/mol.}$$

Masa precipitada:

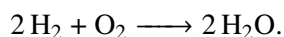
$$m = 0,010 \cdot 143,4 = 1,434 \text{ g.}$$

Por tanto:

precipitan 1,434 g de AgCl .

8 Reactivo limitante**Ejercicio 41. Reactivo limitante en la formación de agua**

Se mezclan 4 mol de H_2 con 1 mol de O_2 :



¿Cuál es el reactivo limitante y cuántos moles de agua se forman?

Solución.

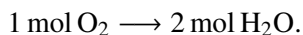
La ecuación dice:



Si tenemos 1 mol de O_2 , solo necesitamos 2 mol de H_2 .

Pero tenemos 4 mol de H_2 . Por tanto, sobra hidrógeno y el limitante es el oxígeno.

Con 1 mol de O_2 se forman 2 mol de agua:

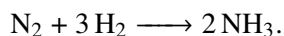


Por tanto:

el limitante es O_2 y se forman 2 mol de H_2O .

Ejercicio 42. Reactivo limitante en la formación de amoníaco

Se mezclan 2 mol de N_2 con 3 mol de H_2 :



¿Cuál es el reactivo limitante y cuántos moles de NH_3 se forman?

Solución.

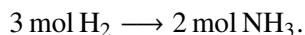
La ecuación dice:



Con 3 mol de H_2 solo puede reaccionar 1 mol de N_2 . Como tenemos 2 mol de N_2 , sobra nitrógeno.

Por tanto, el reactivo limitante es H_2 .

La relación es:

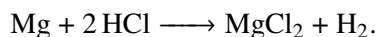


Por tanto:

el limitante es H_2 y se forman 2 mol de NH_3 .

Ejercicio 43. Magnesio con ácido clorhídrico

Se mezclan 4,8 g de Mg con 0,30 mol de HCl :



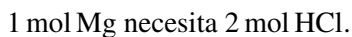
Determina el reactivo limitante y la masa de H_2 formada.

Solución.

Primero pasamos el magnesio a moles:

$$n(\text{Mg}) = \frac{4,8}{24} = 0,20 \text{ mol}.$$

La ecuación indica:

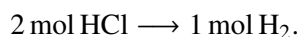


Para 0,20 mol de Mg se necesitarían:

$$0,20 \cdot 2 = 0,40 \text{ mol HCl}.$$

Pero solo tenemos 0,30 mol de HCl . Por tanto, el limitante es HCl .

La relación es:



Entonces:

$$n(\text{H}_2) = 0,30 \cdot \frac{1}{2} = 0,15 \text{ mol.}$$

Masa de hidrógeno:

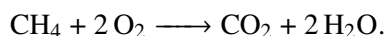
$$m(\text{H}_2) = 0,15 \cdot 2 = 0,30 \text{ g.}$$

Por tanto:

el limitante es HCl y se forman 0,30 g de H₂.

Ejercicio 44. Combustión del metano con oxígeno limitado

Se queman 10 g de CH₄ con 48 g de O₂:



Determina el reactivo limitante y la masa de CO₂ producida.

Solución.

Moles de metano:

$$n(\text{CH}_4) = \frac{10}{16} = 0,625 \text{ mol.}$$

Moles de oxígeno:

$$n(\text{O}_2) = \frac{48}{32} = 1,50 \text{ mol.}$$

La ecuación indica:

$$1 \text{ mol CH}_4 \text{ necesita } 2 \text{ mol O}_2.$$

Para 0,625 mol de CH₄ se necesitan:

$$0,625 \cdot 2 = 1,25 \text{ mol O}_2.$$

Tenemos 1,50 mol de O₂, así que sobra oxígeno. El limitante es CH₄.

La relación entre CH₄ y CO₂ es 1 : 1:

$$n(\text{CO}_2) = 0,625 \text{ mol.}$$

Masa de CO₂:

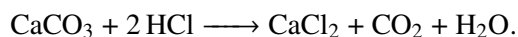
$$m = 0,625 \cdot 44 = 27,5 \text{ g.}$$

Por tanto:

el limitante es CH₄ y se producen 27,5 g de CO₂.

Ejercicio 45. Carbonato de calcio con ácido limitado

Se mezclan 10 g de CaCO₃ con 0,10 mol de HCl:



Determina el reactivo limitante y la masa de CO₂ producida.

Solución.

Moles de carbonato:

$$n(\text{CaCO}_3) = \frac{10}{100} = 0,10 \text{ mol.}$$

La ecuación indica:

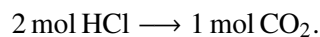
$$1 \text{ mol CaCO}_3 \text{ necesita } 2 \text{ mol HCl.}$$

Para reaccionar con 0,10 mol de CaCO_3 se necesitarían:

$$0,10 \cdot 2 = 0,20 \text{ mol HCl.}$$

Pero solo tenemos 0,10 mol de HCl. Por tanto, el limitante es HCl.

La relación es:



Entonces:

$$n(\text{CO}_2) = 0,10 \cdot \frac{1}{2} = 0,050 \text{ mol.}$$

Masa de CO_2 :

$$m = 0,050 \cdot 44 = 2,2 \text{ g.}$$

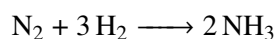
Por tanto:

el limitante es HCl y se producen 2,2 g de CO_2 .

9 Rendimiento, pureza y problemas integradores

Ejercicio 46. Rendimiento en la síntesis de amoníaco

A partir de 28 g de N_2 , con hidrógeno en exceso, se obtienen realmente 28,9 g de NH_3 .



Calcula el rendimiento porcentual.

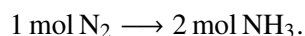
Solución.

Primero calculamos la cantidad teórica de amoníaco.

Moles de nitrógeno:

$$n(\text{N}_2) = \frac{28}{28} = 1 \text{ mol.}$$

La ecuación indica:



Por tanto:

$$n(\text{NH}_3) = 2 \text{ mol.}$$

Como $M(\text{NH}_3) = 17 \text{ g/mol}$:

$$m_{\text{teórica}} = 2 \cdot 17 = 34 \text{ g.}$$

El rendimiento es:

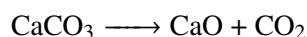
$$\%R = \frac{28,9}{34} \cdot 100 = 85 \%.$$

Por tanto:

el rendimiento es 85 %.

Ejercicio 47. Pureza de una muestra de carbonato de calcio

Una muestra impura de 12,5 g de CaCO_3 produce 4,4 g de CO_2 . Calcula el porcentaje de pureza de la muestra.

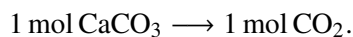


Solución.

Primero calculamos los moles de CO_2 producidos:

$$n(\text{CO}_2) = \frac{4,4}{44} = 0,10 \text{ mol.}$$

La relación es:



Por tanto, la muestra tenía:

$$n(\text{CaCO}_3) = 0,10 \text{ mol.}$$

Masa de CaCO_3 puro:

$$m = 0,10 \cdot 100 = 10 \text{ g.}$$

La muestra total pesaba 12,5 g, así que:

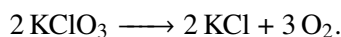
$$\% \text{pureza} = \frac{10}{12,5} \cdot 100 = 80 \%.$$

Por tanto:

la muestra tiene una pureza del 80 %.

Ejercicio 48. Rendimiento en la obtención de oxígeno

Se descomponen 24,52 g de KClO_3 :



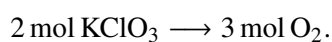
Si el rendimiento es del 80 %, ¿qué masa real de O_2 se obtiene?

Solución.

Moles de KClO_3 :

$$n(\text{KClO}_3) = \frac{24,52}{122,6} = 0,20 \text{ mol.}$$

La ecuación indica:



Entonces:

$$n(\text{O}_2) = 0,20 \cdot \frac{3}{2} = 0,30 \text{ mol.}$$

Masa teórica de O_2 :

$$m_{\text{teórica}} = 0,30 \cdot 32 = 9,6 \text{ g.}$$

Como el rendimiento es del 80 %:

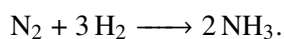
$$m_{\text{real}} = 0,80 \cdot 9,6 = 7,68 \text{ g.}$$

Por tanto:

se obtienen realmente 7,68 g de O_2 .

Ejercicio 49. Problema integrador de amoníaco

Se mezclan 140 g de N_2 con 30 g de H_2 :



Determina la masa teórica de NH_3 y la masa real si el rendimiento es del 75 %.

Solución.

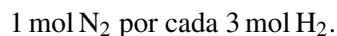
Moles de nitrógeno:

$$n(\text{N}_2) = \frac{140}{28} = 5 \text{ mol.}$$

Moles de hidrógeno:

$$n(\text{H}_2) = \frac{30}{2} = 15 \text{ mol.}$$

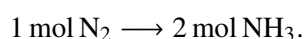
La ecuación necesita:

Para 5 mol de N_2 se necesitan:

$$5 \cdot 3 = 15 \text{ mol H}_2.$$

La mezcla está justo en proporción estequiométrica.

Ahora calculamos el amoníaco:



Entonces:

$$n(\text{NH}_3) = 5 \cdot 2 = 10 \text{ mol.}$$

Masa teórica:

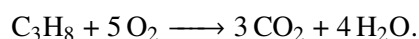
$$m_{\text{teórica}} = 10 \cdot 17 = 170 \text{ g.}$$

Con un rendimiento del 75 %:

$$m_{\text{real}} = 0,75 \cdot 170 = 127,5 \text{ g.}$$

Por tanto:

$$m_{\text{teórica}} = 170 \text{ g,} \quad m_{\text{real}} = 127,5 \text{ g.}$$

Ejercicio 50. Problema final: combustión de propanoEl propano, C_3H_8 , se quema según:

Si se queman 22 g de propano, calcula:

- la masa de O_2 necesaria;
- la masa de CO_2 producida;
- el volumen de CO_2 producido en condiciones normales.

Solución.

Primero calculamos la masa molar del propano:

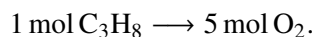
$$M(\text{C}_3\text{H}_8) = 3 \cdot 12 + 8 \cdot 1 = 44 \text{ g/mol.}$$

Moles de propano:

$$n(\text{C}_3\text{H}_8) = \frac{22}{44} = 0,50 \text{ mol.}$$

a) Oxígeno necesario.

La relación es:



Entonces:

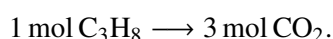
$$n(\text{O}_2) = 0,50 \cdot 5 = 2,5 \text{ mol.}$$

Masa de oxígeno:

$$m(\text{O}_2) = 2,5 \cdot 32 = 80 \text{ g.}$$

b) Masa de dióxido de carbono.

La relación es:



Entonces:

$$n(\text{CO}_2) = 0,50 \cdot 3 = 1,5 \text{ mol.}$$

Masa de CO_2 :

$$m(\text{CO}_2) = 1,5 \cdot 44 = 66 \text{ g.}$$

c) Volumen de dióxido de carbono.

En condiciones normales:

$$V = 1,5 \cdot 22,4 = 33,6 \text{ L.}$$

Por tanto:

$m(\text{O}_2) = 80 \text{ g,}$	$m(\text{CO}_2) = 66 \text{ g,}$	$V(\text{CO}_2) = 33,6 \text{ L.}$
---------------------------------	----------------------------------	------------------------------------

Resumen final

Resumen final

En estos 50 problemas hemos trabajado lo esencial de la estequiometría:

- masa molar;
- concepto de mol;
- número de Avogadro;
- volumen molar de gases;
- ajuste de ecuaciones químicas;
- relaciones mol–mol;
- relaciones gramo–gramo;
- cálculos con gases;
- disoluciones y molaridad;
- reactivo limitante;
- rendimiento porcentual;
- pureza de una muestra.

La idea central es sencilla pero muy poderosa:

$\text{cantidad conocida} \longrightarrow \text{moles} \longrightarrow \text{proporción química} \longrightarrow \text{cantidad pedida.}$

Cuando una ecuación química está ajustada, sus coeficientes nos dicen la proporción en moles en la que reaccionan las sustancias. Esa es la base de casi todos los problemas de estequiometría.