

EJERCICIOS DE ESTEQUIOMETRÍA

PASOS PARA RESOLVER LOS PROBLEMAS

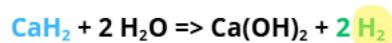
Escribimos y ajustamos la reacción

1. Pasamos el **dato** que nos den a moles.
2. Utilizamos los coeficientes estequiométricos de la reacción para calcular los moles de la sustancia a la que se refiere la incógnita del problema.
3. Pasamos los moles obtenidos en el paso 2 a las unidades en las que nos piden la incógnita.

Si el dato ya está en moles no es necesario hacer el paso 1, y si el resultado (o incógnita) nos lo piden en moles no es necesario hacer el paso 3.

Ejemplo: Dada la reacción: hidruro de calcio + agua = hidróxido de calcio + hidrógeno, ajustarla y calcular los gramos de hidruro de calcio que han de consumirse para obtener **100 litros de hidrógeno** en condiciones normales.

ESCRIBIR Y AJUSTAR LA REACCIÓN:



INCÓGNITA
DATO

Recuerda que los elementos no metálicos como O₂, H₂, N₂, Cl₂... forman moléculas y hay que ponerles un subíndice 2 en la fórmula.

DATO

100 L H₂

1. Pasar a moles

$$\times 1 \text{ mol}/22,4 \text{ L}$$

0,36 mol H₂

2. Calcular moles de sustancia incógnita

$$\xrightarrow{\hspace{1cm}} \times 1 \text{ mol CaH}_2 / 2 \text{ mol H}_2$$

coeficientes estequiométricos

93,75 g CaH₂

RESULTADO

3. Pasar a las unidades de la incógnita
 $\times 42 \text{ g CaH}_2/\text{mol}$

0,18 mol CaH₂

EJERCICIOS RESUELTOS

1. El aluminio reacciona con el oxígeno produciendo óxido de aluminio.

a) Calcula la masa de óxido de aluminio que se produce al reaccionar **15 g de aluminio** con oxígeno en exceso.

a) REACCIÓN: $4 \text{Al} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Al}_2\text{O}_3$

Interpretación: 4 moles de aluminio reaccionan con 3 moles de oxígeno para dar 2 moles de óxido de aluminio. Estos números son los coeficientes estequiométricos que se emplean en el paso 2.

Dato: 15 g Al

Incógnita: masa de Al₂O₃

PASO 1: Pasamos los 15 g de aluminio a moles. MM(Al) = 27 g/mol

$$n_{\text{Al}} = 15 \text{ gramos Al} \cdot 1 \text{ mol Al} / 27 \text{ g} = 0,56 \text{ mol Al}$$

PASO 2: Aplicamos la estequiometría de la reacción relacionando el aluminio (dato) con el óxido de aluminio (incógnita):

$$n_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 0,56 \text{ mol Al} \cdot \frac{2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{4 \text{ mol Al}} = 0,28 \text{ mol Al}_2\text{O}_3$$

PASO 3: Pasamos los moles de óxido de aluminio a gramos. MM (Al₂O₃) = 27·2 + 16·3 = 102 g/mol

$$m_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 0,28 \text{ moles Al}_2\text{O}_3 \cdot \frac{102 \text{ g Al}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3} = 28,56 \text{ g Al}_2\text{O}_3$$

2. El amoníaco (NH₃) se forma por reacción de nitrógeno con hidrógeno. Si reaccionan **420 g de nitrógeno** con exceso de hidrógeno, ¿qué volumen de amoníaco se forma en condiciones normales?

REACCIÓN: N₂ + 3 H₂ → 2 NH₃

1 mol de nitrógeno reacciona con 3 moles de hidrógeno para dar 2 moles de amoníaco.

PASO 1: Pasamos los 420 gramos de nitrógeno a moles. MM (N₂) = 14 · 2 = 28 g/mol

$$n_{\text{N}_2} = 420 \text{ g N}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2}{28 \text{ g N}_2} = 15 \text{ mol N}_2$$

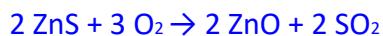
PASO 2: Aplicamos la estequiometría de la reacción relacionando el nitrógeno con el amoníaco:

$$n_{\text{NH}_3} = 15 \text{ mol N}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol N}_2} = 30 \text{ mol NH}_3$$

PASO 3: Pasamos los moles de amoníaco a L. V de 1 mol en C.N = 22,4 L

$$m_{\text{NH}_3} = 30 \text{ moles NH}_3 \cdot \frac{22,4 \text{ L NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 360 \text{ L NH}_3$$

3. El sulfuro de cinc reacciona con oxígeno produciendo óxido de cinc y dióxido de azufre. Si se consumen **7,5 mol de oxígeno** ¿cuántos moles de óxido de cinc se producirán?



1 mol de sulfuro de cinc reaccionan con 1 mol de oxígeno para dar 1 mol de óxido de cinc y un mol de dióxido de azufre.

En este caso el dato y la incógnita ya están en moles, así que son necesarios el paso 1 ni el 3:

PASO 2: $n \text{ ZnO} = 7,5 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol ZnO}}{3 \text{ mol O}_2} = 5 \text{ moles de ZnO}$

4. a) Calcular el volumen de agua a 100 °C y 1 atm producida en la **combustión** de **100 g de butano (C₄H₁₀)**.

b) ¿Cuántos moles de oxígeno se consumen?



a) **PASO 1:** Pasamos los **100 gramos** de butano a **moles**.

$$n \text{ C}_4\text{H}_{10} = 100 \text{ g C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{58 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} = 1,72 \text{ moles C}_4\text{H}_{10}$$

PASO 2: Aplicamos la **estequiometría** de la reacción relacionando los moles de butano y agua

$$n \text{ H}_2\text{O} = 1,72 \text{ mol C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{10 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} = 8,6 \text{ moles de H}_2\text{O}$$

PASO 3: Pasamos los **moles** de agua **a litros** (con la ecuación de los gases ideales: P·V = n·R·T)

$$V (\text{H}_2\text{O}) = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{8 \cdot 0,082 \cdot (100+273)}{1} = 244,7 \text{ L H}_2\text{O}$$

b) **PASO 2:** $n \text{ O}_2 = 1,72 \text{ mol C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{13 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} = 11,2 \text{ mol O}_2$

EJERCICIOS CON RENDIMIENTO

5. a) Calcula la masa de óxido de aluminio que se produce al reaccionar 15 g de aluminio **con oxígeno en exceso** si el **rendimiento** de la reacción es del **80 %**.

b) ¿Cuántos moles de oxígeno se consumen?

Si una reacción tiene un rendimiento del 80 % significa que en la práctica sólo se va a obtener el 80 % de la cantidad de producto que se obtendría teóricamente si la reacción fuera perfecta y no hubiera pérdidas o parte de reactivo que quedara sin reaccionar.

$$\text{rendimiento} = \frac{\text{cantidad real obtenida}}{\text{cantidad teórica}} \cdot 100$$

En estos ejercicios, primero se resuelve el problema como si la reacción fuera perfecta (rendimiento del 100 %), que es lo que hicimos en el ejercicio 1, obteniendo 28,56 g Al₂O₃

Y a continuación se calcula lo que se va a obtener en la realidad con ese rendimiento:

$$\text{cantidad real obtenida} = \frac{\text{rendimiento}}{100} \cdot \text{cantidad teórica}$$

$$m \text{ Al}_2\text{O}_3 \text{ real} = \frac{80}{100} \cdot 28,56 \text{ g Al}_2\text{O}_3 \text{ teórica} = 22,9 \text{ g Al}_2\text{O}_3 \text{ real}$$

6. Reaccionan 15 g Al con oxígeno en exceso y se obtienen 22,9 g Al₂O₃. ¿Cuál fue el rendimiento de la reacción?

Calculamos la masa de Al₂O₃ que se obtendría si la reacción fuera perfecta, y nos da un resultado de 28,56 g (ejercicio 1).

Como en la realidad se obtuvieron sólo 22,9 g:

$$\text{rendimiento} = \frac{\text{cantidad real obtenida}}{\text{cantidad teórica}} \cdot 100 = \frac{22,9}{28,56} \cdot 100 = 80 \%$$

EJERCICIOS CON REACTIVOS IMPUROS

7. Por efecto del calor se descomponen 272,2 g de una muestra de clorato potásico (KClO₃) del 90 % de pureza .

a) Calcular la masa de KCl que se forma.

b) Calcula el volumen de oxígeno en condiciones normales que se forma



2 moles de clorato potásico **PURO** se descomponen en 2 moles de KCl y tres moles de oxígeno.

Las impurezas no reaccionan. Por lo tanto, en estos ejercicios necesitamos saber cuál es la cantidad de reactivo puro que tenemos y, una vez obtenido ese dato, el problema se resuelve siguiendo los mismos pasos que en los problemas anteriores.

La pureza es lo mismo que el porcentaje en masa. En este caso, se refiere a la pureza de un reactivo que contiene KClO₃, por lo tanto:

$$\text{pureza} = \frac{\text{masa KClO}_3 \text{ puro}}{\text{masa muestra impura}} \cdot 100$$



En el dibujo, la muestra impura sería todo lo que está en el plato. En este caso su masa sería de 272,2 g. El 90 % de esa cantidad sería la masa del clorato de potasio puro (la sal blanca) y el 10 % la de las impurezas (negras). Despejando de la fórmula anterior, podemos

obtener la masa de KClO_3 puro:

$$m \text{ KClO}_3 \text{ puro} = \frac{\text{pureza}}{100} \cdot \text{masa muestra impura} = \frac{90}{100} \cdot 272,2 = 245 \text{ g KClO}_3 \text{ puro}$$

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

$$a) n \text{ KClO}_3 = 245 \text{ g KClO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{122,5 \text{ g KClO}_3} = 2 \text{ moles KClO}_3$$

Por la estequiométría de la reacción: $n \text{ KCl} = n \text{ KClO}_3 = 2 \text{ mol KCl}$

$$\text{MM (KCl)} = 39 + 35,5 = 74,5 \text{ g/mol}$$

$$m \text{ KCl} = 2 \text{ mol KCl} \cdot \frac{74,5 \text{ g KCl}}{1 \text{ mol KCl}} = 149 \text{ g KCl}$$

$$b) n \text{ O}_2 = 2 \text{ mol KClO}_3 \cdot \frac{3 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol KClO}_3} = 3 \text{ mol O}_2$$

$$V\text{O}_2 = 3 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 67,2 \text{ L}$$

8. Una **muestra** comercial e **impura** de **0,712 g** de **carburo de calcio** (CaC_2) reacciona con exceso de auga produciendo etino e hidróxido de calcio. Si el **volumen de etino** (C_2H_2) recogido a 25°C y $0,98 \text{ atm}$ (99,3 kPa) fue de **0,25 L**:

a) Determina la masa en gramos de hidróxido de calcio formado.

b) Calcula el porcentaje de pureza de la muestra comercial.

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$



A partir de la ecuación de los gases ideales: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$$n \text{ C}_2\text{H}_2 = \frac{P \cdot V}{n \cdot R \cdot T} = \frac{0,98 \cdot 0,25}{0,082 \cdot (25 + 273)} = 0,01 \text{ mol C}_2\text{H}_2$$

$$a) n \text{ Ca(OH)}_2 = 0,010 \text{ mol C}_2\text{H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Ca(OH)}_2}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2} = 0,01 \text{ mol Ca(OH)}_2$$

$$m \text{ Ca(OH)}_2 = 0,01 \text{ mol Ca(OH)}_2 \cdot \frac{74 \text{ g Ca(OH)}_2}{1 \text{ mol Ca(OH)}_2} = 0,74 \text{ g Ca(OH)}_2$$

$$b) \text{pureza} = \frac{\text{masa CaC}_2 \text{ puro}}{\text{masa muestra impura}} \cdot 100$$



En el dibujo, el total de lo que está en el platillo sería la muestra impura. Lo marrón sería el CaC₂ y lo blanco las impurezas. De esa muestra, sólo va a reaccionar con el agua el CaC₂. El resto, las impurezas, no reaccionan.

Por lo tanto, la masa de CaC₂ que reacciona para obtener los 0,01 mol de C₂H₂ que piden en el problema es la masa de CaC₂ puro:

$$n \text{ CaC}_2 = 0,010 \text{ mol C}_2\text{H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CaC}_2}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2} = 0,01 \text{ mol CaC}_2 \text{ puro}$$

$$n \text{ CaC}_2 = 0,010 \text{ mol CaC}_2 \cdot \frac{64 \text{ g CaC}_2}{1 \text{ mol CaC}_2} = 0,44 \text{ g CaC}_2 \text{ puro}$$

$$\text{pureza} = \frac{\text{masa CaC}_2 \text{ puro}}{\text{masa muestra impura}} \cdot 100 = \frac{0,64}{0,712} \cdot 100 = 89,9 \%$$

REACTIVOS EN DISOLUCIÓN

9- Se tratan 850 g de **carbonato de calcio** con exceso de una disolución **2 M** de **ácido clorhídrico**.

Calcular el volumen de disolución necesario para que reaccione todo el carbonato. En la reacción se obtiene **dioxido de carbono, cloruro de calcio y agua**.

Aunque en este ejercicio parece que nos dan dos datos, en realidad no nos dicen la cantidad de HCl que tenemos, sólo su concentración. Y además dicen que está en exceso. El dato que determina qué cantidad obtenemos de productos es la masa de carbonato de calcio.



$$MM\text{CaCO}_3 = 100 \text{ g/mol}$$

$$n \text{ CaCO}_3 = 850 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100 \text{ g CaCO}_3} = 0,85 \text{ mol CaCO}_3$$

$$n \text{ HCl} = 0,85 \text{ mol CaCO}_3 \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{2 \text{ mol CaCO}_3} = 1,7 \text{ mol HCl}$$

De la definición de molaridad: M = n/V, despejamos:

$$V = \frac{n}{M} = \frac{1,7}{2} = 0,85 \text{ L} = 850 \text{ mL}$$

10. ¿Qué volumen de **ácido sulfúrico concentrado**, cuya **densidad** es **1.84 g/ml** y del **96 % de riqueza**, se necesita para reaccionar con **20 g** de calcita (**CaCO₃**)?



MM H₂SO₄ = 98 g/mol ; MM CaCO₃ = 100 g/mol ; MM CaSO₄ = 136 g/mol

$$n \text{ CaCO}_3 = 20 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100 \text{ g CaCO}_3} = 0,2 \text{ mol CaCO}_3$$

$$n \text{ H}_2\text{SO}_4 = 0,2 \text{ mol CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 0,2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

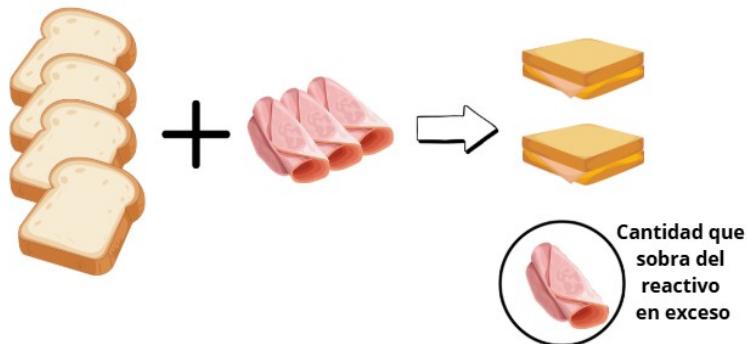
$$V \text{ disolución H}_2\text{SO}_4 = 0,2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{100 \text{ g disolución}}{96 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ ml disolución}}{1,84 \text{ g disolución}} =$$

10 mL disolución

REACTIVO LIMITANTE

Explicación reactivo limitante y en exceso: Imagina que queremos preparar sandwiches de jamón y tenemos 4 rebanadas de pan (reactivo 1) y 3 lonchas de jamón (reactivo 2).

Con esa cantidad de jamón podríamos hacer tres sandwiches, pero con la cantidad que tenemos de pan sólo podemos hacer 2. El reactivo limitante es el pan porque limita la cantidad de sandwiches que podemos hacer. El jamón está en exceso porque al preparar los sandwiches va a sobrar 1 loncha de jamón.



11. 50 cm³ de una disolución de **ácido clorhídrico** al **35 % en masa** y **densidad 1,2 g/cm³** reaccionan con **5 g** de **dióxido de manganeso**. Si en la reacción se forman cloruro de manganeso (II), agua y cloro. Calcula:

- a) Los moles de agua que se forman
- c) la masa que sobra del reactivo que está en exceso



MMHCl = 36,5 g/mol ; MM MnO₂ = 87 g/mol ; MMH₂O = 18 g/mol

a) Sabemos que nos encontramos ante un ejercicio de este tipo cuando en lugar de darnos un dato de cantidades en el enunciado nos dan dos, referidos a dos **reactivos** diferentes. En ese caso, pasamos las dos cantidades a moles:

$$n_{HCl} = 50 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1,2 \text{ g disolución}}{1 \text{ cm}^3 \text{ disolución}} \cdot \frac{35 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 0,58 \text{ mol HCl}$$

$$n_{MnO_2} = 5 \text{ g MnO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol MnO}_2}{87 \text{ g MnO}_2} = 0,057 \text{ mol MnO}_2$$

Para saber cual es el reactivo limitante, calculamos la cantidad del producto incógnita (H_2O en este caso) que se obtendría con cada una de las cantidades de reactivos que tenemos. El que me da una menor cantidad de producto es el limitante.

$$n_{H_2O} \text{ a partir del HCl} = 0,58 \text{ mol HCl} \cdot \frac{2 \text{ mol } H_2O}{4 \text{ mol HCl}} = 0,29 \text{ mol } H_2O$$

$$n_{H_2O} \text{ a partir del MnO}_2 = 0,057 \text{ mol MnO}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol MnO}_2} = 0,11 \text{ mol } H_2O$$

Como obtenemos menos agua a partir del MnO_2 , ese es el reactivo limitante. Por lo tanto, van a poder obtenerse sólo 0,11 mol H_2O y esa es la respuesta al apartado (a).

El dato del reactivo limitante es el que se usa para resolver el problema.

b) Calculamos la cantidad de HCl que va a reaccionar con los **0,057 mol de MnO_2** :

$$n_{HCl} = 0,057 \text{ mol MnO}_2 \cdot \frac{4 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol MnO}_2} = 0,22 \text{ mol HCl}$$

Sobran: $0,58 - 0,22 = 0,36 \text{ mol HCl}$

$$m_{HCl} \text{ que sobra} = 0,36 \text{ mol HCl} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 13,1 \text{ g HCl}$$