



GUÍA DE EJERCICIOS DE ESTEQUIOMETRÍA

Área Química

Resultados de aprendizaje

Aplicar conocimientos anteriores de gases y soluciones en la resolución de ejercicios de estequiométrica, favoreciendo el pensamiento lógico.

Contenidos

1. Equilibrio de ecuaciones.
2. Cálculos estequiométricos, simples.
3. Cálculos estequiométricos con gases.
4. Cálculos estequiométricos con soluciones.
5. Rendimiento y pureza.

Debo saber

Antes de empezar a realizar estos ejercicios es importante que recordemos algunos conceptos:

Balance de ecuaciones: El balance de ecuaciones o igualación de ecuaciones químicas debe obedecer a la “ley de conservación de la materia”, lo que significa que se debe mantener el mismo número de átomos de cada elemento a ambos lados de la flecha.

Para realizar cualquier cálculo estequiométrico, se necesita tener la ecuación química balanceada, ya que los coeficientes estequiométricos representan los números relativos de las moléculas en la reacción.

Rendimiento de una reacción: representa la cantidad de producto que se obtendrá si reacciona todo el reactivo limitante (reactivo que reacciona completamente). Por, lo tanto, el rendimiento teórico es la masa máxima que se obtendrá y se calcula con la ecuación química balanceada. Experimentalmente el rendimiento real, es siempre menor que el teórico.

Rendimiento

Ecuación de los gases ideales $P \times V = n \times R \times T$ (Ec. 1)

$$\text{Molaridad } M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Litros de solución}} \quad (\text{Ec. 2})$$

Ejercicio 1. Escribir e igualar la ecuación que representa la reacción entre el propano y oxígeno gaseoso para formar dióxido de carbono y agua.

Escribiendo la ecuación química no balanceada:



Los coeficientes estequiométricos (números enteros que se escriben delante de la molécula) sirven para ajustar una ecuación química y son muy importantes cuando es necesario calcular las cantidades de reactivos utilizados o productos formados en una reacción química. Las reacciones químicas se pueden balancear mediante el método de tanteo, que significa ajustar los coeficientes estequiométricos probando valores hasta conseguir el ajuste.



Se comienza contando cada tipo de átomos en ambos lados de la flecha, a la izquierda (reactantes) hay 3 átomos de C y a la derecha de la flecha (productos) hay solo 1 átomo de carbono por lo que se debe colocar un 3 por delante del CO₂.



Ahora, contando los átomos de H, hay 8 átomos de H en el lado izquierdo y 2 átomos de H en el lado derecho, por lo que se debe colocar un 4 delante del H₂O



Contando los átomos de O, hay 2 átomos de O a la izquierda y 10 átomos a la derecha, por lo que se debe colocar un 5 delante del O₂



Ahora que la ecuación está balanceada, siempre verificar recontando la cantidad de átomos.

Ejercicio 2. Escribir e igualar la ecuación que representa la reacción entre el ácido fosfórico y el óxido de calcio para formar el fosfato de calcio y agua.



Se realizará este balance de ecuación mediante un segundo método.



Realizando las ecuaciones para cada átomo se tiene:

$$\text{Para el H: } 3 \cdot a = 2 \cdot d \quad (1)$$

$$\text{Para el P: } a = 2 \cdot c \quad (2)$$



Para el O: $4 \cdot a + b = 8 \cdot c + d \quad (3)$
Para el Ca: $b = 3 \cdot c \quad (4)$

Se debe resolver este sistema de ecuaciones y para esto se debe asignar de manera arbitraria un valor al coeficiente que más se repita, si los resultados fuesen números fraccionarios se debe amplificar por el denominador y así convertirlos a números enteros y sencillos.

Considerando $a = 1$

Reemplazando en (1)

$$\begin{aligned} 3 \cdot a &= 2 \cdot d \\ 3 \cdot 1 &= 2 \cdot d \\ d &= \frac{3}{2} \end{aligned}$$

Reemplazando en (2)

$$\begin{aligned} a &= 2 \cdot c \\ 1 &= 2 \cdot c \\ c &= \frac{1}{2} \end{aligned}$$

Reemplazando en (4)

$$\begin{aligned} b &= 3 \cdot c \\ b &= 3 \cdot \frac{1}{2} \\ b &= \frac{3}{2} \end{aligned}$$

Resumiendo y amplificando por 2

$$\begin{aligned} a &= 1 \times 2 = 2 \\ b &= \frac{3}{2} \times 2 = 3 \\ c &= \frac{1}{2} \times 2 = 1 \\ d &= \frac{3}{2} \times 2 = 3 \end{aligned}$$

Escribiendo la ecuación balanceada o ajustada se tiene:





Ejercicio 3. Cuando 1,57 moles de O₂ reaccionan con H₂ para formar H₂O, ¿Cuántos moles de H₂ se consumen en el proceso?

Ecuación química balanceada:



La ecuación indica que 1 molécula de O₂ reacciona con 2 moléculas de H₂ para formar dos moléculas de H₂O, o también podría decirse que 1 mol de O₂ reacciona con 2 moles de H₂ para formar 2 moles de H₂O (cantidades estequiométricamente equivalentes).

Calculando las masas molares de todas las especies que participan de esta reacción se tiene:

$$\text{MM O}_2 = 16 \cdot 2 = 32 \text{ gr/mol}$$

$$\text{MM H}_2 = 1 \cdot 2 = 2 \text{ gr/mol}$$

$$\text{MM H}_2\text{O} = 1 \cdot 2 + 16 \cdot 2 = 18 \text{ gr/mol}$$

| | O ₂ | + 2H ₂ | 2H ₂ O |
|----------------|----------------|-------------------|-------------------|
| Cantidad (mol) | 1 mol | 2 moles | 2 moles |
| Masa (gr) | 32 | 4 | 36 |

Recuerda que la masa molar del agua debe ser multiplicada por dos, ya que tenemos dos moles de agua.

Ahora para calcular la cantidad de moles de H₂ que reaccionarían con 1,57 moles de O₂ es:

$$\frac{1 \text{ mol de O}_2}{2 \text{ mol de H}_2} = \frac{1,57 \text{ mol de O}_2}{x \text{ mol de H}_2}$$

$$x \text{ mol de H}_2 = \frac{1,57 \text{ mol de O}_2 \cdot 2 \text{ mol de H}_2}{1 \text{ mol de O}_2}$$

$$x = 3,14 \text{ mol de H}_2$$



Ejercicio 4. La descomposición de KClO_3 se utiliza en general para preparar pequeñas cantidades de O_2 en el laboratorio:



¿Cuántos gramos de O_2 pueden prepararse a partir de 4,50 g de KClO_3 ?

Datos:

Masa atómica K= 39,1 gr

Masa atómica Cl= 35,5 gr

Masa atómica O = 16 gr

Masa de KClO_3 = 4,50 g

Balanceando la ecuación se tiene:



| Cantidad (mol) | 2 moles | 2 moles | 3 moles |
|----------------|---------|---------|---------|
| Masa (gr) | 122,6 | 74,6 | 32,0 |

El problema pide que se calcule cuantos gramos (masa de producto) de O_2 se obtendrán al reaccionar 4,50 gr de KClO_3 , por lo que se proporciona el dato de masa reaccionante.

Los pasos que debes seguir, se muestran en la siguiente figura:





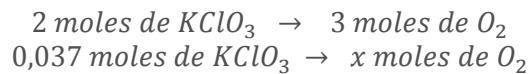
Ahora para calcular, la masa en gramos, se debe usar la masa molar de KClO_3 para convertir los gramos en moles de KClO_3

$$\frac{1 \text{ mol } \text{KClO}_3}{x \text{ mol } \text{KClO}_3} = \frac{122,6 \text{ gr}}{4,50 \text{ gr}}$$

$$x \text{ mol } \text{KClO}_3 = \frac{1 \text{ mol } \text{KClO}_3 \cdot 4,50 \text{ gr}}{122,6 \text{ gr}}$$

$$x = 0,037 \text{ mol } \text{KClO}_3$$

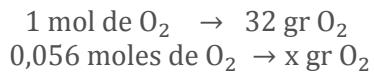
Usando los coef. estequiométricos de la ecuación balanceada se obtienen los moles de O_2 que se obtendrían:



$$x = \frac{3 \text{ moles de } \text{O}_2 \cdot 0,037 \text{ moles de } \text{KClO}_3}{2 \text{ moles de } \text{KClO}_3}$$

$$x = 0,056 \text{ moles de } \text{O}_2$$

Esto significa que al hacer reaccionar 0,037 moles (4,5 g) de KClO_3 se forman 0,056 moles de O_2 . Transformando los 0,056 moles de O_2 en gramos se tiene:



$$x = 1,8 \text{ gr } \text{O}_2$$

A partir de 4,5 gr de KClO_3 se obtienen 1,8 gr de O_2 .

Ejercicio 5. El gas propano (C_3H_8), es un combustible utilizado para cocinar y en calefacción. ¿Qué masa de O_2 se consume en la combustión de 1,00 gr de propano?

Datos:

Masa atómica C = 12 g.

Masa atómica H = 1 g.

Masa atómica O = 16 g.

MM C_3H_8 = 44,0 g/mol

MM O_2 = 32,0 g/mol



Balanceando la ecuación se tiene:



| Cantidad (mol) | 1 moles | 5 moles | 3 moles | 4 moles |
|----------------|---------|----------|---------|---------|
| Masa (gr) | 44,0 | 5 · 32,0 | | |

Calculando el número de moles que corresponde a 1 gramo de C_3H_8 :

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de C}_3\text{H}_8 &\rightarrow 44 \text{ gr C}_3\text{H}_8 \\ x \text{ moles de C}_3\text{H}_8 &\rightarrow 1 \text{ gr C}_3\text{H}_8 \end{aligned}$$

$$x = 0,023 \text{ mol C}_3\text{H}_8$$

Relacionando la cantidad de moles que reaccionan (ecuación química balanceada), se calcula la cantidad de moles que reaccionan con 0,023 moles de C_3H_8 (1 gr de C_3H_8).

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de C}_3\text{H}_8 &\rightarrow 5 \text{ moles de O}_2 \\ 0,023 \text{ moles de C}_3\text{H}_8 &\rightarrow x \text{ moles de O}_2 \end{aligned}$$

$$x = \frac{5 \text{ moles de O}_2 \times 0,023 \text{ moles de C}_3\text{H}_8}{1 \text{ mol de C}_3\text{H}_8}$$

$$x = 0,115 \text{ moles de O}_2$$

Transformando los moles de O_2 en masa de O_2 :

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de O}_2 &\rightarrow 32 \text{ gr O}_2 \\ 0,115 \text{ mol de O}_2 &\rightarrow x \text{ gr O}_2 \end{aligned}$$

$$x = 3,68 \text{ gr de O}_2$$

Ejercicio 6. Calcular la cantidad de producto formado a partir de un reactivo limitante. Considere la reacción:



Se hace reaccionar una mezcla de 1,50 moles de Al y 3,0 moles de Cl_2 . En base a lo anterior, responda:

- ¿Cuál es el reactivo limitante?
- ¿Cuántos gramos de AlCl_3 se forman?
- ¿Cuántos moles de reactivo en exceso permanecen al final de la reacción?



Datos:

Masa atómica Al = 27

Masa atómica Cl = 35,5

MM Cl₂ = 71,0 g/mol

MM AlCl₃ = 133,5 g/mol

Balanceando la ecuación se tiene:



| | | | |
|----------------|-----------------|-----------------|------------------|
| Cantidad (mol) | 2 moles | 3 moles | 2 moles |
| Masa (gr) | $2 \times 27,0$ | $3 \times 71,0$ | $2 \times 133,5$ |

Recuerda, cuando te entregan las masas o moles de ambos reactivos, debes determinar el reactivo limitante y realizar todos los cálculos con este. También los puedes realizar con la masa que realmente reaccionó del reactivo en exceso.



| | | | |
|------------------------|-----|---|---|
| Cant.estequiom. (mol) | 2 | 3 | 2 |
| Cantidad inicial (mol) | 1,5 | 3 | 0 |

Para determinar el reactivo limitante, se debe considerar aquel reactante que se consume completamente. Si:

$$\begin{aligned} 2 \text{ mol de Al} &\rightarrow 3 \text{ moles de Cl}_2 \\ 1,5 \text{ moles de Al} &\rightarrow x \text{ moles de Cl}_2 \end{aligned}$$

$$x = \frac{1,5 \text{ moles de Al} \cdot 3 \text{ moles de Cl}_2}{2 \text{ mol de Al}}$$

$$x = 2,25 \text{ moles de Cl}_2$$

Este valor significa que para que reaccionen completamente los 1,5 moles de Al se necesitan solo 2,25 moles de Cl₂ y se disponen de 3,0 moles por lo que quedan 0,75 moles de Cl₂ sin reaccionar o lo que se llama en exceso.

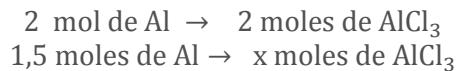
Por lo tanto, el reactivo limitante de esta reacción es el Al.





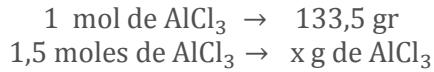
| | | | |
|------------------------|-----|------|---|
| Cant.Estequiom. (mol) | 2 | 3 | 2 |
| Cantidad inicial (mol) | 1,5 | 3 | 0 |
| Cambio reacción | 1,5 | 2,25 | |

Las relaciones estequiométricas que se tienen son:



$$x = \frac{1,5 \text{ moles de Al} \times 2 \text{ moles de AlCl}_3}{2 \text{ mol de Al}}$$
$$x = 1,5 \text{ moles de AlCl}_3$$

Transformando con la masa molar del AlCl₃, los moles a masa.



$$x = 200,25 \text{ g de AlCl}_3$$

Por lo tanto, se forman 200,25 gramos de AlCl₃ a partir de 1,5 moles de Al y 2,25 moles de Cl₂.

La cantidad de moles que permanecen en exceso son 0,75 moles de Cl₂.

Ejercicio 7. Para la siguiente reacción: $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$

Si se descomponen 500 gramos de una muestra impura de clorato de potasio y se recogen 100 litros de O₂ medidos bajo condiciones normales de presión y temperatura. Determine la pureza de la muestra.

Datos:





- A) Lo primero que debemos hacer es equilibrar la ecuación química, por cualquier método. Si lo haces por el método algebraico:



K: $a=b$

Cl: $a=b$

O: $3a=2c$

La letra que más se repite es la a, por lo tanto le damos un valor arbitrario, y reemplazamos en las demás ecuaciones.

En base a lo anterior, se obtienen los siguientes valores $a=1$ $b=1$ $c=3/2$

Como nos entregan los litros producidos de O_2 , debes calcular la cantidad de moles de los cuales se producen.

Usando la ecuación 1 y despejando el número de moles:

$$n = \frac{1 \text{ atm} \times 100 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{molK}} \times 273\text{K}} = 4,46 \text{ moles de } \text{O}_2$$

También lo podrías haber resuelto, usando la Hipótesis de Avogadro (**solo porque están en CNPT**).

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ mol} & \rightarrow & 22,4 \text{ litros} \\ X & \rightarrow & 100 \text{ litros} \end{array} \quad X = 4,46 \text{ moles de } \text{O}_2$$

Según la estequiométría de la ecuación, podemos establecer la relación entre los moles de oxígeno y los moles de clorato de potasio.

$$\begin{array}{lcl} 2 \text{ moles de KClO}_3 & \rightarrow & 3 \text{ moles de O}_2 \\ X & \rightarrow & 4,46 \text{ moles de O}_2 \end{array}$$

$$X = 2,98 \text{ moles de KClO}_3$$

Para obtener la masa en gramos, tenemos que multiplicar los moles por la masa molar de perclorato.

$$2,98 \text{ moles de KClO}_3 \times 122,5 \text{ g/mol} = 364,58 \text{ g de KClO}_3$$

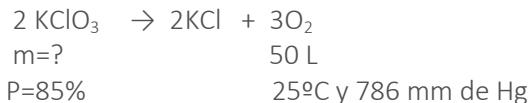
Para determinar la pureza, tienes que determinar a cuánto porcentaje equivale el total calculado.

$$\begin{array}{lcl} 500 \text{ g} & \rightarrow & 100\% \\ 364,58 \text{ g} & \rightarrow & X \quad X = 72,92\% \text{ de pureza tiene el KClO}_3 \end{array}$$



Ejercicio 8. Determine la masa de perclorato de potasio con un 85% de pureza necesaria para obtener 50 litros de O₂ a 25°C y 786 mm de Hg.

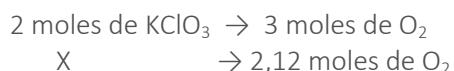
Datos:



Para el cálculo de moles de oxígeno, por Ley de gases ideales:

$$n = \frac{\left(\frac{786}{760}\right) \text{ atm} \times 50 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atmL}}{\text{molK}} \times 298 \text{ K}} = 2,12 \text{ moles de O}_2$$

Según la estequiométrica de la ecuación, podemos establecer la relación entre los moles de oxígeno y los moles de clorato de potasio.



$$X = 1,41 \text{ moles de KClO}_3$$

Para obtener la masa en gramos, tenemos que multiplicar los moles por la masa molar de perclorato de potasio.

$$1,41 \text{ moles de KClO}_3 \times 122,5 \text{ g/mol} = 173,13 \text{ g de KClO}_3$$

Luego debes, debes pensar que los gramos que acabas de calcular están al 85%, por lo tanto tienes que calcular el 100%

$$\begin{array}{ccc} 173,13 \text{ g} & \rightarrow & 85\% \\ X & \rightarrow & 100 \quad X = 2013,69 \text{ g de KClO}_3 \end{array}$$

Ejercicio 9. Una masa de 0,5895 g de hidróxido magnesio impuro se disuelve en 100,00 mL de una disolución de HCl 0,2025 M. El ácido en exceso necesita 19,85 mL de NaOH 0,1020 M para neutralizarse. Calcular el porcentaje en masa de hidróxido de magnesio de la muestra, para ello asuma que es la única sustancia que reacciona con la disolución de HCl.

Reacciones involucradas:



Las bases al reaccionar con un ácido, se producen la respectiva sal y agua.





Para determinar los moles de NaOH, debes despejar en la fórmula de molaridad.

$$n = \text{volumen (L)} \times \text{Molaridad}$$

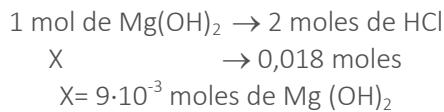
$$n = 0,02L \times 0,1020 M = 2,02 \times 10^{-3}$$

Por lo tanto los moles de HCl en exceso son $2,02 \times 10^{-3}$, ya que estos son los que se neutralizan con la base.

Los moles que reaccionan, se obtienen de la resta entre los moles iniciales y los moles que se encuentran en exceso.

$$0,020 \text{ moles} - 2,02 \times 10^{-3} \text{ moles} = 0,018 \text{ moles que reaccionan}$$

Según la estequiométrica de la ecuación:



Para determinar los gramos, se multiplican los moles recién calculados por la masa molar del hidróxido de magnesio.

$$9,0 \times 10^{-3} \text{ moles} \times 58,3 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,525 \text{ g de Mg(OH)}$$

Por último para el cálculo de la pureza:

$$\begin{array}{l} 0,5895 \text{ g} \rightarrow 100\% \\ 0,525 \text{ g} \rightarrow X \qquad X = 89,06\% \text{ de pureza} \end{array}$$

Responsables académicos

Corregida por comité Editorial PAIEP. Si encuentra algún error favor comunicarse a ciencia.paiep@usach.cl.

Referencias y fuentes utilizadas

Balocchi, E., Boyssières, L., Martínez, M., Melo, M., Ribot, G., Rodríguez, H., Schifferli, R., Soto, H. (2002). *Curso de Química General*. (7a. ed.). Chile: Facultad de Química y Biología. Universidad de Santiago de Chile.

Chang, R., College, W. (2002). *Química*. (7a. ed.). México: Mc Graw-Hill Interamericana Editores S.A.



Valdebenito, A.; Barrientos, H.; Villarroel, M.; Azócar, M.I.; Ríos, E.; Urbina, F.; Soto, H. (2014). *Manual de Ejercicios de Química General para Ingeniería*. Chile: Universidad de Santiago de Chile, Facultad de Química y Biología

T. Brown, E. Lemay, B. Bursten, C. Murphy; Química, *La Ciencia Central*; 11^a.ed, Pearson Educación.