



CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO

Química

RUTA DE APRENDIZAJE

Se espera que los estudiantes comprendan que los compuestos químicos comunes se forman gracias a la combinación de elementos en proporciones definidas. Por lo tanto, es posible desarrollar cálculos sencillos sobre las relaciones cuantitativas entre los reactivos y los productos durante una reacción química. Un punto central en el estudio de la formación de los distintos compuestos químicos y en las reacciones químicas es la ley de conservación de la materia, mediante la comprensión del concepto de cantidad química "mol", el cual posee equivalentes en otras unidades de medida para conteo de cantidades en una reacción química.

Masa Molecular

Mol

Ecuaciones
químicas

Cálculos
estequiométricos

Conocimientos previos

- Reacciones químicas o transformaciones fisicoquímicas en la vida cotidiana.
- Concepto de masa molecular y masa molar.
- Representación de las reacciones químicas por medio de ecuaciones químicas.

TEMAS

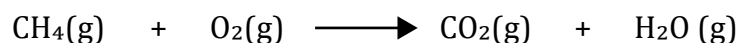
- Introducción
- Contenido
- Ejercicios resueltos
- Ejercicios propuestos
- Síntesis



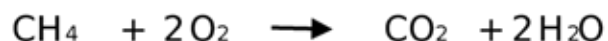
INTRODUCCIÓN

Las ecuaciones químicas son la representación de las reacciones o transformaciones químicas. En una ecuación se consignan todas las fórmulas de todas las sustancias, colocando a la izquierda de una flecha la de las sustancias iniciales que intervienen en el proceso, que se denominan sustancias reaccionantes, y a la derecha las de las sustancias finales o productos. Como una transformación química en esencia es un reagrupamiento de átomos de las sustancias iniciales para originar los productos, el número de átomos debe permanecer invariable y ser el mismo en los dos miembros de la ecuación. Esto se consigue por medio de **coeficientes** que se colocan delante de cada fórmula y que deben corresponder al menor número de moléculas necesarias para que se lleve a cabo el proceso.

Consideremos la reacción de combustión del metano:



Esta reacción expresa de forma cuantitativa las sustancias que intervienen en la transformación. Para igualar la reacción, es decir, para tener el mismo número de átomos a uno y otro lado de la flecha, es necesario considerar que hay cuatro átomos de hidrógeno en las sustancias reaccionantes y dos en los productos. Colocando un 2 delante de la molécula de agua y otro 2 delante de la de oxígeno, la reacción queda igualada:



Una **ecuación igualada** representa la relación cuantitativa entre las cantidades de los cuerpos reaccionantes, ya que cada fórmula equivale a 1 mol de la sustancia correspondiente. **La ecuación anterior indica que 1 mol de CH₄, reacciona con 2 moles de O₂ para formar 1 mol de CO₂ y 2 moles de H₂O.**

CONTENIDO

El **cálculo estequiométrico** está basado en la relación de igualación de las proporciones de cantidades que nos interesan, con la proporción de valores absolutos adecuados de los números estequiométricos correspondientes. Casi todas las tareas estequiométricas se pueden resolver en cinco sencillos pasos, con sólo un conocimiento básico de las matemáticas.

1. Extracción de los datos de la tarea
2. Convertir las cantidades en una misma unidad de medida
3. Escritura de una reacción equilibrada
4. Determinación de la estequiometría de una reacción
5. El cálculo de las cantidades requeridas

A continuación, encontrarás un ejercicio, donde se aplican los pasos mencionados anteriormente.

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 g
Masa atómica Cl = 35,5 g
Masa atómica O = 16 g
Masa de KClO_3 = 4,50 g

Balanceando la ecuación se tiene:

	$2\text{KClO}_3(\text{s}) \rightarrow 2\text{KCl}(\text{s}) + 3\text{O}_2(\text{g})$		
Cantidad (mol)	2 moles	2 moles	3 moles
Masa Molar (g/mol)	122,6	74,6	32,0
Gramos (g)	245,2	149,2	96

Según la ecuación balanceada 245,2 g de KClO_3 producen 96 g de O_2 , a partir de esto podemos calcular cuánto de oxígeno se produce con 4,50 g de KClO_3



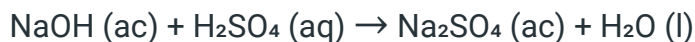
$$x = 1,76 \text{ g de } \text{O}_2$$

A continuación, encontrarás 1 ejercicio resuelto, en el que se explica paso a paso el proceso, para relacionar reactivos y productos en una ecuación química, revisalos con calma, destacando lo importante.



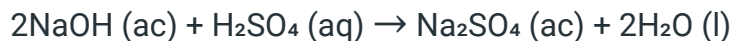
Ejercicio Resuelto

El uso de relaciones molares para calcular la masa de un reactivo
Considera la siguiente ecuación no balanceada:



¿Cuántos gramos de NaOH se requieren para consumir 3.10 gramos de H₂SO₄ completamente?

Lo primero que debemos hacer es balancear la ecuación. En este caso, tenemos 1 átomo de Na y **3 átomos de H** del lado de los reactivos y **2 átomos de Na** y de **2 átomos de H** del lado de los productos. Podemos balancear la ecuación colocando un **2** frente al **NaOH** (para que haya 2 átomos de Na de cada lado) y otro 2 al H₂O (para que haya 6 átomos de O y 4 átomos de H de cada lado). Hacer esto nos da la siguiente ecuación balanceada:



Ahora tenemos la ecuación balanceada, vamos a resolver el problema.

Recordemos: queremos encontrar la masa de NaOH que se necesitan para reaccionar completamente con 3.10 gramos de H₂SO₄. Podemos abordar este problema de estequiometría con los siguientes pasos:

1. Convertir la masa conocida del reactivo a moles

Con el fin de relacionar las cantidades de H₂SO₄ y NaOH usando proporción molar, primero tenemos que saber la cantidad de H₂SO₄. Podemos convertir los 3.10 gramos de H₂SO₄ a moles con la masa molar de H₂SO₄ (98.08 g/mol):

$$3.10 \text{ g H}_2\text{SO}_4 = \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{98.08 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 0.0316 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

2. Utilizar la proporción molar para encontrar los moles del otro reactivo

Ahora tenemos la cantidad de H₂SO₄ en moles, vamos a convertir moles de H₂SO₄ en moles de NaOH usando la proporción molar apropiada. De acuerdo con los coeficientes en la reacción química balanceada, se requieren 2 moles de NaOH por cada 1 mol de H₂SO₄, por lo que la proporción molar es:

$$\frac{2 \text{ mol de NaOH}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}$$

Multiplicar el número de moles de H_2SO_4 por este factor nos da el número de moles de NaOH que se necesitan:

$$0.0316 \text{ mol } H_2 SO_4 \times \frac{2 \text{ mol de NaOH}}{1 \text{ mol } H_2 SO_4} = 0.0632 \text{ mol NaOH}$$

Observa como escribimos la proporción molar para que se puedan cancelar la moles de H_2SO_4 , lo que nos da como resultados moles de NaOH como unidad final.



Para conocer cómo se pueden tratar las unidades como números y así llevar la cuenta en problemas como este, te recomendamos el siguiente video. (<https://youtu.be/ILJ6S9pLhQw>).

3. Convertir moles de otros reactivos en masa

Nos piden la masa de NaOH en gramos, por lo que nuestro último paso es convertir 0.0632 moles de NaOH a gramos. Podemos hacerlo usando la masa molar de NaOH (40.00 g/mol)

$$0.0632 \text{ mol NaOH} \times \frac{40.00 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 2.53 \text{ g NaOH}$$

Por lo tanto, se requieren 2.53 g de NaOH para consumir completamente 3.10 gramos de H_2SO_4 en esta reacción.

Alternativa:

Podríamos haber combinado los tres pasos en un solo cálculo, como se muestra en la siguiente expresión:

$$\boxed{3.10 \text{ g } H_2 SO_4 = \frac{1 \text{ mol de } H_2 SO_4}{98.08 \text{ g } H_2 SO_4}} \times \boxed{\frac{2 \text{ mol de NaOH}}{1 \text{ mol } H_2 SO_4}} \times \boxed{\frac{40.00 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}}} = 2.53 \text{ g NaOH}$$

Paso 1 **Paso 2** **Paso 3**

BIBLIOGRAFÍA:

1. Química. R. Chang McGraw Hill. 7ª Edición, 2002.

Ejercicios Propuestos

A continuación, te presento 12 ejercicios para que practiques lo aprendido.

- Lee comprensivamente
- Avanza paso a paso
- Revisa los apuntes.

Si surgen dudas márcalas para luego consultar al tutor.

Buen trabajo!!

1. Para que la ecuación



cumpla con la ley de conservación de masa, los valores de W, X, Y y Z deben ser, respectivamente

- a) 3, 2, 3, 7
- b) 2, 7, 4, 6**
- c) 2, 3, 2, 3
- d) 4, 3, 2, 1

2. Los valores de A, B y C en la siguiente ecuación, son respectivamente.



- a) 6,4,4**
- b) 2,2,2
- c) 2, 3, 2
- d) 3, 2, 1

3. El ácido nítrico concentrado reacciona con cobre según:



Para que se cumpla con la ley de conservación de la masa, los valores de X, Y y Z deben ser respectivamente

- a) 4,2,2**
- b) 2,1,2
- c) 3,2,2
- d) 4,1,1

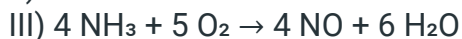
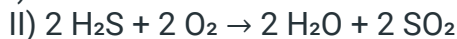
4. Para la siguiente reacción



A partir de 3 mol de hierro (Fe), ¿cuántos mol de carburo de hierro (cementita, Fe₃C) se generarán?

- a) 4
- b) 2
- c) 3
- d) 1**

5. ¿Cuál(es) de las siguientes ecuaciones cumple(n) con la ley de conservación de la masa?



- a) Solo I
- b) Solo II
- c) Solo III
- d) Solo I y III**

6. Para la reacción de combustión del propano (C₃H₈)



¿Cuántos moles de agua se obtendrán al hacer reaccionar 10 moles de propano?

- a) 10
- b) 1
- c) 40**
- d) 4

7. El gas propano (C₃H₈), es un combustible utilizado para cocinar y en calefacción. ¿Qué masa de O₂ se consume en la combustión de 1,00 g de propano?

MM C₃H₈= 44,0 g/mol MM O₂=32,0 g/mol



- a) 1,02 g de O₂
- b) 1,62 g de O₂
- c) 3,68 g de O₂**
- d) 2,25 g de O₂

8. ¿Cuántos gramos de carburo de calcio (CaC_2) se necesitan para obtener 14,80 gramos de hidróxido cálcico (Ca(OH)_2), según la siguiente reacción?



- a) **12,80 g CaC_2**
- b) 14,90 g CaC_2
- c) 5,62 g CaC_2
- d) 6,40 g CaC_2

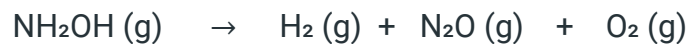
9. Según la siguiente reacción



Considerando que la masa molar del óxido cúprico (CuO) es 79,5 g/mol, ¿cuántos gramos de esta sustancia serán necesarios para que reaccionen completamente 16 mol de amoníaco (NH_3)?

- a) 3521 g CuO
- b) 1253 g CuO
- c) 2000 g CuO
- d) **1908 g CuO**

10. La hidroxilamina se descompone a altas temperaturas según la siguiente reacción:



Si inicialmente se dispone de 8 moles de hidroxilamina. ¿Cuántos moles de H_2 se producen?
Peso Molecular (g/mol): N= 14; H= 1; O= 16

- a) **12 moles**
- b) 24 moles
- c) 22 moles
- d) 10 moles
- e) 11 moles

11. En relación a la pregunta anterior ¿cuántos gramos de N_2O se producen?

- a) **176 g**
- b) 128 g
- c) 142 g
- d) 225 g
- e) 121 g

12. Para la siguiente reacción: $\text{N}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \leftrightarrow 2 \text{NO} (\text{g})$ se afirma que
- I. La masa de los reactantes es igual a la masa del producto.
 - II. La cantidad de moléculas de los reactantes es igual a la del producto.
 - III. En condiciones normales de presión y temperatura, el volumen de los reactantes es igual al del producto

Es (son) correcta(s)

- a) solo I.
- b) solo II.
- c) solo III
- d) solo I y II.
- e) I, II y III.

SÍNTESIS

A continuación, queremos mostrarles imágenes con cuadros sinópticos que explican y amplían la información que les dimos anteriormente sobre qué es la Estequiometria. Esto con el objetivo que te familiarices con cada término empleado anteriormente.

MOL

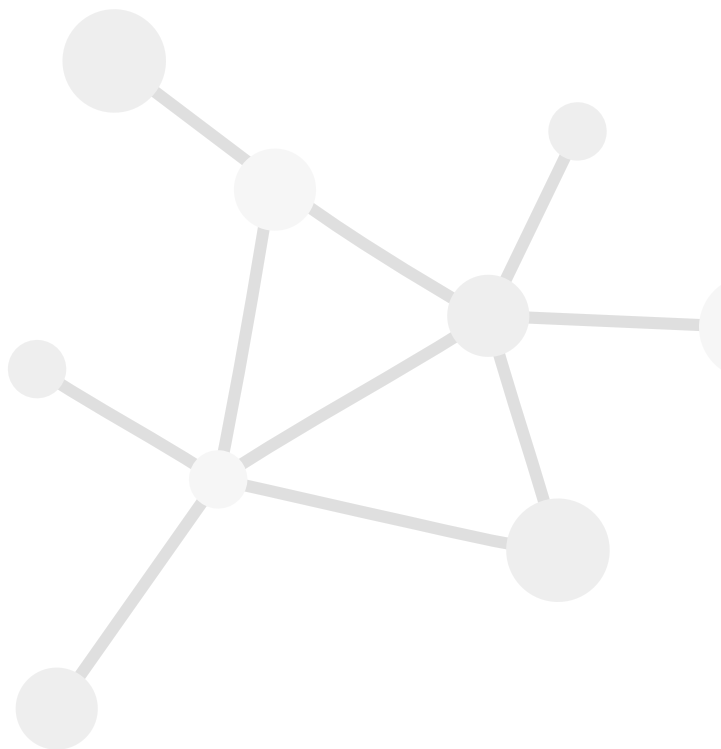
- Es la unidad con que se mide la cantidad de sustancia.
- $\text{Mol} = \text{gramos} / \text{masa molecular}$.

MASA MOLECULAR

- Es la masa de una molécula de compuesto.
- Se calcula sumando todas las masas atómicas de todos los átomos que forman dicha molécula.

ESTEQUIOMETRÍA

- Es el cálculo de las relaciones cuantitativas entre reactivos y productos en el transcurso de una reacción química.



¿Quieres recibir orientación para optimizar tu estudio en la universidad?

CONTAMOS CON PROFESIONALES EXPERTOS EN EL APRENDIZAJE QUE TE PUEDEN ORIENTAR

SOLICITA NUESTRO APOYO



Sitio Web de CIMA



Ver más fichas



Solicita más información