



Planeación de aula.

Identificación

| | | |
|--|--|---------------------------------|
| Grado/Grupo: Undecimo | Area/Asignatura: Ciencias Naturales - Quimica | Fecha : 06 feb – 24 feb 2023 |
| Docente / C.D.A.: Manira Ospino Abuabara | | |
| Sede: Principal | Periodo Académico: Primero | |
| Eje temático : 1. Cálculos químicos 1.1 Cálculos basados en las ecuaciones químicas 1.2 Leyes ponderales 1.3 Cálculos estequiométricos | | |
| Tiempo de Ejecución: | | |

Aprendizajes

| |
|---|
| 1. Objetivos de aprendizajes Reconocer las diferentes relaciones estequiométricas que se dan entre las sustancias que participan en una reacción química al establecer cálculos analíticos masa a masa. • Realizar cálculos cuantitativos con base en las reacciones y ecuaciones químicas. • Investigar los procesos industriales en la elaboración de materiales del entorno y el desarrollo tecnológico en Colombia. |
| 2. Referentes curriculares (EBC, DBA, Matriz de Referencia, Mallas de Aprendizaje) Estandar Proceso químico Realizo cálculos cuantitativos en cambios químicos DBA Analiza las relaciones cuantitativas entre solutos y solventes, así como los factores que afectan la formación de soluciones. (#-3) (DBA del grado 9) |
| 3. Evidencias de Aprendizajes / Desempeños Esperados Identifica los componentes de una solución y representa cuantitativamente el grado de concentración utilizando algunas expresiones matemáticas: % en volumen, % en masa, molaridad (M), molalidad (m). |



4. Recursos y materiales

Texto guia desafio científico 10
Química proyecto Educativo XX 10.1 Santillana

Momentos de la clase

1. Inicio /exploración de saberes previos

Al iniciar este momento de la clase se le aclarara a los educandos que la estequiométrica es una rama de la química que estudia el cálculo de cantidades en determinado proceso químico (reacción química, disoluciones, etc.) Algunos usos son:

Conocer las cantidades que se requieren de ciertos reactivos para que se lleve a cabo una reacción química

Saber la cantidad de producto que se genera a partir de cierta cantidad de reactivo

Conocer si el rendimiento de la reacción fue óptimo

Se les planteará la siguiente situación en la que reconocerán su uso a nivel cotidiano

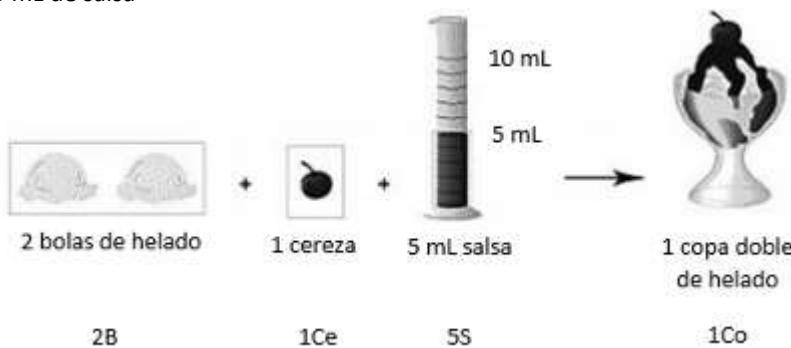
Copa de helado

Para elaborar una copa doble de helado se requieren los siguientes ingredientes

2 bolas de helado

1 cereza

5 mL de salsa



Analiza las siguientes cuestiones:

- Si se necesita preparar 5 copas de helado, ¿qué cantidad de cada ingrediente se requiere?
- Si se tienen 9 bolas de helado, 6 cerezas y 30 mL de salsa, ¿Cuántas copas de helado se pueden preparar? ¿Qué materiales estarán en exceso y cuáles harán falta para completar las copas de helado?
- Si los materiales se duplican, cuántas copas de helado se podrán preparar?

2. Contenido / Estructuración

Tema: Cálculos basados en ecuaciones químicas

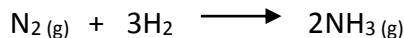
¿Por qué son necesarios los cálculos basados en las ecuaciones químicas?

Para determinar qué cantidad de producto se obtiene a partir de cantidades determinadas de materia prima (reactivos) o viceversa que cantidad de materia prima se debe utilizar para obtener una cantidad determinada del producto.

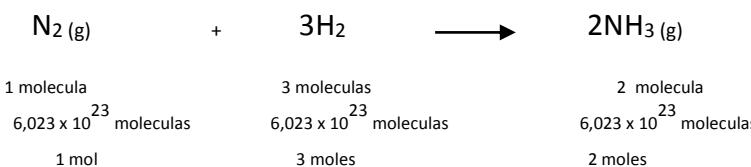
La estequiometría es el estudio cuantitativo de reactivos y productos en una reacción química.



Para calcular la cantidad de producto formado en una ecuación se utilizan los moles como unidad. Este método se denomina método del mol, que significa que los coeficientes estequiométricos en Por ejemplo: la síntesis de amoniaco a partir del hidrógeno y nitrógeno



Los coeficientes estequiométricos muestran que una molécula de N_2 reacciona con tres moléculas de H_2 para formar dos moléculas de NH_3 . Por lo tanto, los números relativos de los moles son los mismos que el número relativo de moléculas



En cálculos estequiométricos se dice que tres moles de H_2 equivalen a dos moles de NH_3

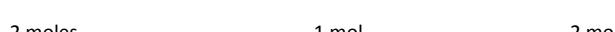
GENERALIDADES El término estequiometría proviene de las palabras griegas stoicheion, que significa elemento, y metrion, que significa medida. Una ecuación química nos ofrece información cualitativa (reactivos y productos) y cuantitativa, con relación a la cantidad de materia que participa y se produce. La estequiometría se refiere a las relaciones de masa y mol entre las sustancias que intervienen en una reacción química. Las ecuaciones balanceadas son la base para hacer cálculos y resolver ejercicios numéricos acerca de cantidades de productos que se pueden obtener a partir de una cantidad dada de reactivo, o de la cantidad de un reactivo que se combina con otro; cada símbolo y cada fórmula en una ecuación significan una cantidad específica de elementos y de compuestos.

A continuación se evidencian diferentes cálculos estequiométricos de masa, mole y volumen.

El cálculo en masa

Cálculos de masa permiten determinar la cantidad de sustancia presente en una reacción en términos de masa molar (M). Por ejemplo el (Mg) reacciona con el oxígeno (O_2) para formar óxido de Magnesio (MgO). Si se disponen de 8 gramos de oxígeno, calcula:

- ¿Cuántos gramos de magnesio harán falta para reaccionar con todo el oxígeno disponible?
- ¿Cuántos gramos de óxido de magnesio se obtendrán?





$$MMg = 24,3 \text{ g/mol} \quad MO_2 = 32 \text{ g/mol} \quad MMgO = 56,3 \text{ g/mol}$$

$$8 \text{ g O}_2 \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{32 \text{ g O}_2} \times 2 \text{ mol Mg} \times \frac{24,3 \text{ g Mg}}{1 \text{ mol Mg}} = 12,15 \text{ g Mg}$$

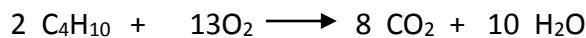
a.

$$8 \text{ g O}_2 \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{32 \text{ g O}_2} \times 2 \text{ mol Mg} \times \frac{56,3 \text{ g MgO}}{1 \text{ mol MgO}} = 28,15 \text{ g MgO}$$

b.

el cálculo en moles

Permite conocer la cantidad de moles de sustancias en una reacción. Por ejemplo, cuando el butane (C₄H₁₀) reacciona con el oxígeno (O₂) se forma dioxido de Carbono (CO₂) y agua (H₂O). entonces calcula la cantidad de moles de CO₂ que se generan al quemar 100 moles de butano



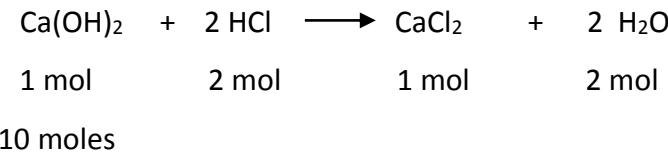
$$100 \text{ moles C}_4\text{H}_{10} \times \frac{8 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} = 400 \text{ moles CO}_2$$

El cálculo en mol - masa

El Hidróxido de calcio (Ca(OH)₂) reacciona con el ácido clorhídrico (HCl) para dar cloruro de calcio y agua. Calcular la masa de calcio necesaria para formar 10 moles de agua

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

$$M \text{ Ca(OH)}_2 = 74 \text{ g/mol}$$



$$10 \text{ mol H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol Ca(OH)}_2}{2 \text{ mol H}_2\text{O}} = 5 \text{ mol Ca(OH)}_2$$

$$5 \text{ mol Ca(OH)}_2 \times \frac{74 \text{ g Ca(OH)}_2}{1 \text{ mol Ca(OH)}_2} = 370 \text{ g Ca(OH)}_2$$



LEYES PONDERABLES

Las leyes ponderables son un conjunto de leyes cuyo objetivo es el estudio de la relación que hay entre la masa de un compuesto y los elementos que lo forman, así como como entre los reactivos y los productos de una reacción química.

Las leyes ponderables son las siguientes

La ley de la conservación de la materia:

Esta ley fue enunciada por Antoine Lavoisier, Predice que durante una reacción química la material se transforma y se reorganiza sin que no haya ninguna perdida en todo el proceso.

La ley de las proporciones definidas:

Enunciada por Joseph Louis Proust , establece que cuando una sustancia se une con otra para formar un compuesto lo hace en una relación constante definida en peso.

Esto quiere decir que siempre que se tenga un compuesto, la composición de los elementos que la conforman esta en sus proporciones definidas independientemente de la forma en que haya sido obtenido. Por ejemplo cuando el hierro se une con el azufre para formar el sulfuro ferroso (FeS) siempre lo hace en una relación de 1:1 es decir reacciona un atomo de Hierro con un atomo de Azufre: o lo que es lo mismo, 56,0 g de Hierro se unen con 32 g de Azufre o 28 g de Hierro se unen con 16 g de Azufre. A partir de estas relaciones de masa, se desprende que el 63,64% de sulfuro de Hierro (FeS) corresponde a Hierro (Fe) mientras que 36,26% corresponde a Azufre (S) independientemente de la cantidad de compuesto que se obtenga en la reacción, estas proporciones se mantienen igual.

LA LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES:

A diferencia de la ley de las proporciones definidas, que no tiene en cuenta que los elementos pueden formar más de un compuesto, esta ley sí hace referencia a esos casos.

La **ley de las proporciones múltiples** , que fue enunciada por el químico inglés John Dalton establece que las cantidades de un mismo elemento que se combinan con una cantidad fija de otro para formar diferentes compuestos, se encuentran en una relación de números enteros sencillos.

La ley de las proporciones recíprocas:



Enuncia que la masa de dos elementos que se combinan con la masa de un tercero, conserva la misma proporción que las masas de los dos cuando se combinan entre sí.

Ejemplo

Se tienen dos compuestos que presentan igual masa molar de carbono, metano (CH_4) y tetracloruro de carbono (CCl_4)

La relación entre la masa de los elementos de cada compuesto sera

| Compuesto | Relación entre la masa molar) |
|----------------|-------------------------------|
| CH_4 | 12 g de C; 4g de H |
| CCl_4 | 12 g de C; 142 g de Cl |

La relación carbon – carbon es

12 g de C: 12 g de C, es decir 1:1

Sin embargo la relación Hidrógeno cloro es:

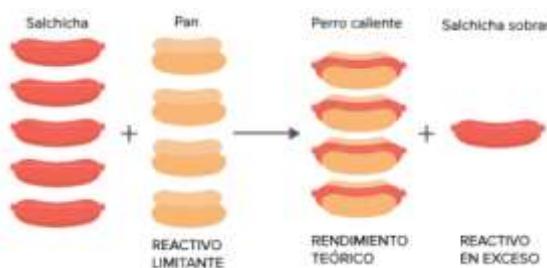
4 g de H: 142 g de Cl

La ley de los volumenes de combinación

El químico Joseph Gay - Lussac enunció la ley de los volumenes de combinación así: en las reacciones químicas en las que intervengan gases, los volúmenes de las sustancias que reaccionan y los volúmenes de las que se obtiene como producto de la reacción están en una relación de número enteros sencillo, siempre y cuando la presión y la temperatura permanezcan constantes.

REACTIVO LIMITANTE Y EL REACTIVO EN EXCESO

Es un acertijo clásico: tenemos cinco salchichas y cuatro panes. ¿Cuántos perros calientes podemos hacer?

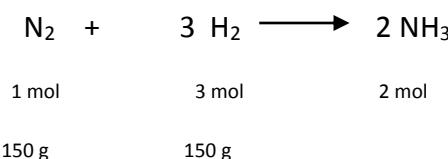




Suponiendo que las salchichas y los panes se combinan en una tasa de uno a uno, se estará limitado por el número de panes porque es lo que se va a acabar primero. En esta situación poco ideal se llamaría a los panes el **reactivo limitante**

El reactivo que se consume totalmente en una reacción química se llama **re limitante** o **reactivo límite**, de él depende la cantidad máxima de producto que se forma. Cuando la reacción cesa es porque el reactivo límite ha reaccionado hasta consumirse por completo. El reactivo que sobra se llama **reactivo en exceso** o **reactivo excedente**.

Si se hacen reaccionar 150 gr de Nitrogeno (N_2) con 150 g de Hidrógeno (H_2) ¿Cuál es el reactivo limitante? ¿Cuántos gramos de amoníaco se producen?



se calcula el reactivo limitante:

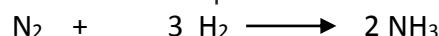
$$\text{Reactivo limitante} = \frac{\text{masa de los reactivos}}{\text{masa molar en relación}}$$

$$N_2 = \frac{150 \text{ g}}{28 \text{ g/mol}} = 5,36 \text{ g/mol}$$

$$H_2 = \frac{150 \text{ g}}{6 \text{ g/mol}} = 25 \text{ mol}$$

$$5,36 < 25$$

Se tiene que el reactivo limitante es el nitrogeno y el reactivo excedente es el hidrógeno. Por lo tanto lo que ahora se realiza es el cálculo en términos de gramos de amoníaco



$$150 \text{ g} \cancel{N_2} \frac{34 \text{ g} NH_3}{28 \text{ g} \cancel{N_2}} = 182,14 \text{ g} NH_3$$

El rendimiento de las reacciones químicas

El **rendimiento de una reacción** es la cantidad de producto que se puede obtener al llevarse a cabo una reacción completamente. Existen tres tipos de rendimiento:

- Rendimiento teórico.** Es aquel que, por la estquímica, tendríamos que obtener de acuerdo con la reacción balanceada. Se dice que este rendimiento es lo máximo que podemos obtener.



b) **Rendimiento real.** Como en muchas de las mediciones o predicción, no siempre sucede lo que "debería". Este rendimiento es lo que verdaderamente obtenemos en la experimentación. Generalmente es menor al rendimiento teórico.

c) **Rendimiento porcentual.** Es el rendimiento real entre el rendimiento teórico multiplicado por 100.

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100$$

Ejemplo

Por oxidación de 36 g de amoníaco se obtienen 50,82 gr de óxido de nítrico ¿Cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción?

a. método del factor molar

la ecuación equilibrada es $4 \text{ NH}_3 + 5 \text{ O}_2 \rightarrow 4 \text{ NO} + 6 \text{ H}_2\text{O}$

la producción teórica se obtiene trabajando el problema estequiométrico estandar para encontrar cuántos gramos de óxido nítrico se obtienen a partir de 36 gramos de amoníaco

$$1 \text{ mol de NH}_3 = 14 + 3(1) = 17 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol de NO} = 14 + 16 = 30 \text{ g}$$

$$\frac{4 \text{ moles de NO}}{4 \text{ moles de NH}_3}$$

Factor molar

Los factores de conversión son respectivamente

$$\frac{1 \text{ mol de NH}_3}{17 \text{ g de NH}_3} \text{ y } \frac{1 \text{ mol de NO}}{30 \text{ g de NO}}$$

La producción teórica es:

$$x \text{ gr de NO} = 36 \text{ g de NH}_3 \left[\frac{1 \text{ mol de NH}_3}{17 \text{ g de NH}_3} \right] \left[\frac{4 \text{ moles de NO}}{4 \text{ moles de NH}_3} \right] \left[\frac{30 \text{ g NO}}{1 \text{ mol de NO}} \right] = 63.52 \text{ g de NO}$$

El porcentaje de rendimiento es

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100 = \frac{50.82 \text{ g de NO}}{63.52 \text{ g de NO}} \times 100 = 80\%$$

El porcentaje de rendimiento de la reacción es del 80%

b. método de las proporciones:



la ecuación equilibrada es: $4 \text{ NH}_3 + 5 \text{ O}_2 \rightarrow 4\text{NO} + 6 \text{ H}_2\text{O}$

4 moles de NH_3 = 68 g de NH_3

4 moles de NO = 120 g de NO

La ecuación equilibrada nos indica

68 g de NH_3 producen 120 g de NO

36 g de NH_3 producen X g de NO

$$X = \frac{(120 \text{ g de NO}) \times (3 \text{ g de } \text{NH}_3)}{68 \text{ g } \text{NH}_3} = 63,52 \text{ g de NO}$$

El porcentaje de rendimiento

$$\% = \frac{50,82 \text{ g de NO}}{63,52 \text{ g de NO}} \times 100 = 80\%$$

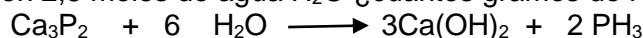
El porcentaje de rendimiento de la reacción es del 80%

3. Práctica / Transferencia

Para afianzar el proceso de aprendizaje se le propondrá a los estudiantes un taller práctico acerca de la temática vista

Resolver los siguientes ejercicios

1. La fosfina(PH_3) se obtiene al hidratar el fosfuro de Calcio (Ca_3P_2). Al combinar 60 g de Ca_3P_2 con 2,5 moles de agua H_2O ¿cuántos gramos de PH_3 se obtienen?



2. Hallar la cantidad de moles de ácido clorhídrico necesario para reaccionar totalmente con 1,15 moles de Fe para formar FeCl_2 e H_2



3. ¿Cuántos moles de CuO son necesarios para obtener 0,38 moles de CO_2 ?

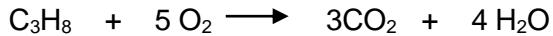


4. En una experiencia al hacer reaccionar 29 g de carbonato de sodio con exceso de hidróxido de calcio, se obtienen 25,7 g de carbonato de calcio. ¿Cuál fue el rendimiento de la reacción?



5. Al someter a la combustión fuerte 5,1 moles de propano se forman 14,1 moles de CO_2 .

Determinar la eficiencia o rendimiento de la reacción



6. determinar la masa de HCl necesaria para preparer 220 g de CO_2



4. Descripción de la Evaluación y Valoración/cierre



Se realizará una vez se halla completado el momento de la transferencia

Selección múltiple

1. las moles de CaO necesarios para que reaccionen con el agua y formen 148 g de Ca(OH)₂



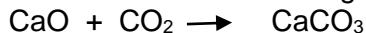
2. una muestra de óxido ferrico puro encontrado en una mina contiene la misma composición porcentual de hierro y oxígeno, por peso que la muestra de otra mina. Esto es un ejemplo de:

- a. la ley de las proporciones múltiples
- b. ley de la conservación de la materia
- c. presencia de óxidos
- d. aplicación de alto horno
- e. ley de la composición definida

3. Para preparar un mol de NH₃ a partir de la reacción N₂ + 3 H₂ → NH₃ son necesarias:

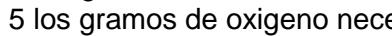
- a. 0,5 moles de N₂
- b. 2 moles de H₂
- c. 1 mol de N₂
- d. 3 moles de H₂
- e. 2 moles de N₂

4. al hacer reaccionar 20 g de CaO con 20 g de CO₂ el reactante limitante es:



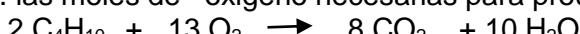
- a. CaCO₃
- b. CO₂
- c. CaO
- d. todas las respuestas son correctas
- e. ninguna de las anteriores respuestas es correcta

5. los gramos de oxígeno necesarios para oxidar 14 g de Fe a óxido férreo son:



- a. 4,5 g
- b. 6,01 g
- c. 96 g
- d. 45 g
- e. 1,5 g

6. las moles de oxígeno necesarias para producir 2 moles de dióxido de carbono son



- a. 4,5 moles
- b. 1,5 moles
- c. 0,3 moles
- d. 2,25 moles
- e. 3,25 moles

7. 49 g de H₂SO₄ reaccionan con 80 g de NaOH para formar una sal neutral. La cantidad de reactante que queda en exceso después que se completa la reacción es



- a. 20 g
- b. 15 g
- c. 10 g
- d. 5 g
- e. 40 g

8. Si la reacción N₂ + 3 H₂ → NH₃ a partir de 5,6 g de nitrógeno se recogen 3,4 g de NH₃

La eficiencia o rendimiento de la reacción es:

- a. 50%
- b. 85 %
- c. 75 %



**Institución Educativa Técnica Acuicola Nuestra
Señora de Monteclaro**
Cicuco – Bolívar

DANE: 113188000036 NIT: 806.014.561-5

ICFES: 054460



d. 92%
e. 65%