

ESCUELA DE FRUTICULTURA Y ENOLOGIA – QUINTO AÑO A -B -METODOS Y TÉCNICAS ANALITICAS E INSTRUMENTALES I

ESCUELA DE RUTICULTURA Y ENOLOGÍA

DOCENTES: MARIA SAAVEDRA- NATALIA ADROVER

AÑO: 5°4-5°3- CICLO ORIENTADO

TURNO:MAÑANA-TARDE

AREA CURRICULAR:METODOS Y TÉCNICAS ANALITICAS E INSTRUMENTALES I

GUIA N° 5 -TEMA: ESTEQUIOMETRIA

DESARROLLO TEORICO

¿Qué tienen en común las galletas y la química? ¡Pues resulta que muchas cosas! Una ecuación química balanceada es la receta de una reacción: contiene una lista de todos los reactivos (los ingredientes) y los productos (las galletas), así como sus proporciones relativas.

El uso de una ecuación química balanceada para calcular las cantidades de reactivos y productos se llama **estequiometría**. Esta es una palabra que suena muy técnica, pero sencillamente significa el uso de las proporciones de la reacción balanceada. Analizaremos cómo usar relaciones molares para calcular la cantidad de reactivos necesaria para una reacción.

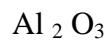
Reacciones balanceadas y relaciones molares

Los coeficientes estequiométricos son los números que utilizamos para asegurar que nuestra ecuación está balanceada. Con los coeficientes estequiométricos podemos calcular razones (también llamadas relaciones), y estas relaciones nos darán información sobre las proporciones relativas de las sustancias químicas en nuestra reacción. Podrías encontrar que a esta proporción se le llama relación molar, factor estequiométrico o relación estequiométrica. La relación molar se puede usar como un factor de conversión entre diferentes cantidades.

Consejo para resolver problemas: el primer paso, y el más importante, es el mismo para todos los problemas de estequiometría, sin importar qué estás resolviendo: *¡asegúrate de que tu ecuación esté balanceada!* Si no es así, las relaciones molares estarán equivocadas y las respuestas no serán correctas.

Por ejemplo, los coeficientes estequiométricos para la siguiente reacción balanceada nos dicen que 1 mol de Fe_2O_3 reaccionará con 2 moles de Al para dar 2 moles de Al y un mol de

ESCUELA DE FRUTICULTURA Y ENOLOGIA – QUINTO AÑO A -B -METODOS Y TÉCNICAS ANALITICAS E INSTRUMENTALES I



Si tenemos una masa conocida del reactivo Fe_2O_3 podemos calcular cuántos moles de Al necesitamos para que reaccionen totalmente con Fe_2O_3 al utilizar la razón de sus coeficientes:

Relación molar entre el Al y $\text{Fe}_2\text{O}_3 = 2$ mol de Al

$$1 \text{ mol de } \text{Fe}_2\text{O}_3$$

Ejemplo: el uso de relaciones molares para calcular la masa de un reactivo

Para la siguiente reacción *no balanceada*, ¿cuántos gramos de NaOH serán necesarios para reaccionar totalmente con 3,10 gramos de H_2SO_4 ?



En esta reacción tenemos 1 Na y 3 H, del lado de los reactivos, y 2 Na y 2 H, del lado de los productos. Podemos balancear nuestra ecuación al multiplicar NaOH por dos, de manera que haya 2 Na de cada lado, y multiplicar H_2O por dos, para que haya 6 O, y 4 H, en ambos lados. Esto nos da la siguiente reacción *balanceada*:



Una vez que tenemos la reacción balanceada, nos podemos hacer las siguientes preguntas:

- ¿De qué reactivo o reactivos ya conocemos la cantidad?
- ¿Qué estamos tratando de calcular?

En este ejemplo, sabemos que la cantidad de es 3,10 gramos, y queremos calcular la masa de NaOH. Armados con la ecuación balanceada y un claro sentido de propósito (esperemos), podemos usar la siguiente estrategia para abordar este problema de estequiométría:

Paso 1: convertir una cantidad conocida de reactivo a moles

La cantidad conocida en este problema es la masa de H_2SO_4 . Podemos convertir la masa de H_2SO_4 al usar el peso molecular. Dado que el peso molecular de H_2SO_4 es 98,09 g/mol, podemos encontrar los moles del ácido de siguiente manera:

ESCUELA DE FRUTICULTURA Y ENOLOGIA – QUINTO AÑO A -B -METODOS Y TÉCNICAS ANALITICAS E INSTRUMENTALES I

$$\frac{3,10 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{98,09 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 3,16 \times 10^{-2} \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

Paso 2: el uso de la relación molar para encontrar los moles de otro reactivo

Queremos calcular la cantidad de NaOH y H₂SO₄. Según nuestra ecuación química balanceada, necesitamos 2 moles de NaOH por cada mol de H₂SO₄ lo que nos da la siguiente relación :



Podemos utilizar la proporción para convertir moles de H₂SO₄ del paso uno, en moles NaOH

$$\frac{3,16 \times 10^{-2} \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \times \frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 6,32 \times 10^{-2} \text{ mol NaOH}$$

Observa que podemos escribir la relación molar de dos maneras:

- $\frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}$ ✓ O $\frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol NaOH}}$ X

Cada formato nos da una respuesta diferente! Sin embargo, solo una relación permitirá que las unidades de H₂SO₄ se cancelen adecuadamente. El mensaje importante aquí es *¡siempre revisa tus unidades!*

Paso 3: convertir moles a masa

Podemos convertir los moles de NaOH del Paso 2, a masa en gramos mediante el peso molecular de NaOH

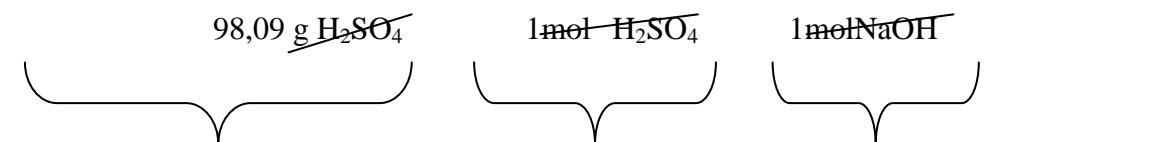
$$\cancel{\frac{6,32 \times 10^{-2} \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}}} \times \frac{40 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 2,35 \text{ g NaOH}$$

Necesitaremos 2,53 gramos de NaOH para que reaccionen totalmente con 3,10 gramos de H₂SO₄

ESCUELA DE FRUTICULTURA Y ENOLOGIA – QUINTO AÑO A -B -METODOS Y TÉCNICAS ANALITICAS E INSTRUMENTALES I

Atajo: también podríamos combinar los tres pasos en un solo cálculo, con la advertencia de que debemos poner mucha atención en nuestras unidades. Para convertir la masa de H_2SO_4 en masa de NaOH , podemos resolver :

$$3,10 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{SO}_4} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{H}_2\text{SO}_4}}{98,09 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{SO}_4}} \times \frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{H}_2\text{SO}_4}} \times \frac{40 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 2,33 \text{ g NaOH}$$



Paso 1: encontrar moles del H_2SO_4 Paso 2: usar relación molar Paso 3: encontrar moles de Na(OH)

Si observamos cuidadosamente la expresión, la podemos descomponer en los pasos 1 a 3 arriba. La única diferencia es que en lugar de hacer cada conversión por separado, las hicimos todas a la vez.

Como determinamos las moléculas en una reacción estequiométrica? Veamos otro ejemplo:



Con 7 moles de Cl_2 ¿Cuánta moléculas de SCl_2 se van ha producir?

$$7 \text{ moles de } \cancel{\text{Cl}_2} \times \frac{1 \text{ mol de } \cancel{\text{SCl}_2}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{Cl}_2}} \times \frac{6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas de } \text{SCl}_2}{1 \text{ mol } \cancel{\text{SCl}_2}} = 6,03 \times 10^{18} \text{ moléculas de } \text{SCl}_2$$

Supongamos que se producen $6,20 \times 10^{15}$ moléculas de SCl_2 . Cuántos gs de Cl_2 se deben consumir

$$6,20 \times 10^{15} \text{ molé de } \cancel{\text{SCl}_2} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{SCl}_2}}{6,023 \times 10^{23} \text{ molec } \cancel{\text{SCl}_2}} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{Cl}_2}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{SCl}_2}} \times \frac{70 \text{ g } \text{Cl}_2}{1 \text{ mol } \cancel{\text{Cl}_2}} = 6,24 \times 10^5 \text{ g Cl}_2$$

Resumen

Los coeficientes de la reacción química balanceada nos indican las proporciones de reactivos y productos. Podemos usar la razón, o relación, de los coeficientes para hacer conversiones entre las cantidades de reactivos y productos en nuestra reacción.

**ESCUELA DE FRUTICULTURA Y ENOLOGIA – QUINTO AÑO A -B -METODOS
Y TÉCNICAS ANALITICAS E INSTRUMENTALES I**

ACTIVIDADES

- 1) ¿Qué entiende por estequiométrica?
- 2) ¿Cuáles y cuántos son los pasos estequiométricos?
- 3) ¿Cómo se calcula de forma sintetizada?
- 4) Teniendo como base la siguiente reacción : $N_2 + H_2 \longrightarrow NH_3$
 - a) Ajústalas
 - b) Cuantos moles se van a producir?
- 5) Al ácido sulfídrico (H_2S) lo podemos obtener a partir de la siguiente reacción:
 $FeS + HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2S$
 - a) Ajusta la ecuación
 - b) Calcula la masa de ácido sulfídrico que se obtendrá si se hacen reaccionar 175,7g de sulfuro de hierro (II)

DIRECTOR: ENOLOGO SERGIO MONTERO

: