PROPÓSITO:

Que el estudiante identifique el concepto de estequiometria y realice ejercicios practicos sobre el tema.

MOTIVACIÓN:

Observa y dibuja la siguiente imagen en tu cuaderno de química, además explica lo que entiendes del proceso:

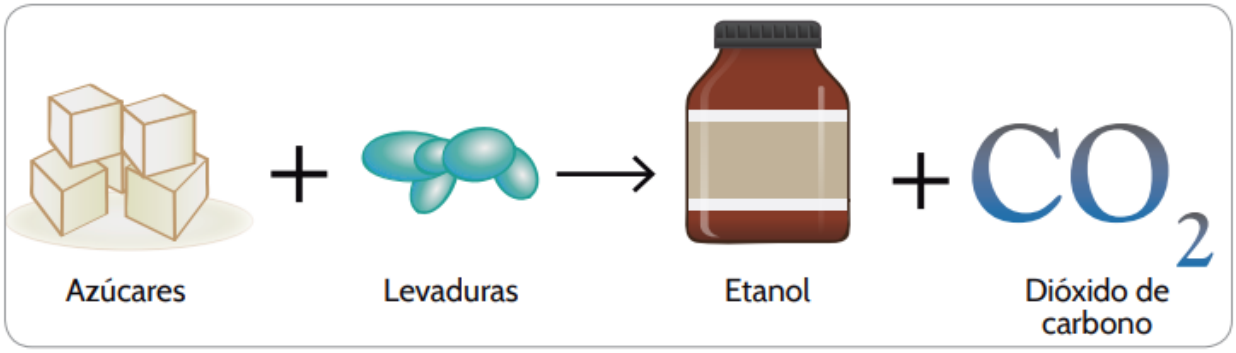

Figura 1. Fermentación del alcohol

EXPLICACIÓN:

CONCEPTOS BASICOS:

MOL: Unidad de cantidad de materia del Sistema Internacional, de símbolo *mol*, que equivale a la masa de tantas unidades elementales (átomos, moléculas, iones, electrones, etc.) como átomos hay en 0,012 kilogramos de carbono 12.

MOLECULAS: Partícula más pequeña de una sustancia que tiene todas las propiedades físicas y químicas de esa sustancia. Si contienen más de un átomo, los átomos pueden ser iguales (una **molécula** de oxígeno tiene dos átomos de oxígeno) o distintos (una **molécula** de agua tiene dos átomos de hidrógeno y un átomo de Oxígeno).

CONCEPTO DE ESTEQUIOMETRÍA:

Es la parte de la química que tiene por objeto calcular las cantidades en masa y volumen de las sustancias reaccionantes y los productos de una reacción química. Se deriva del griego “Stoicheion” que significa elemento y “Metrón” que significa medir. Entre la estequiometria vamos a encontrar lo siguiente: Composición porcentual y molar, Nomenclatura, Leyes químicas, Reacciones químicas, Balanceo de ecuaciones.

La estequiometría se refiere a las cantidades de reaccionantes y productos comprendidos en las reacciones químicas. Para una reacción hipotética;

A + B---------C + D

Hace referencia al número relativo de átomos de varios elementos encontrados en una sustancia química y a menudo resulta útil en la calificación de una reacción química, en otras palabras se puede definir como: "la parte de la Química que trata sobre las relaciones cuantitativas entre los elementos y los compuestos en reacciones químicas".

Los cálculos estequiométricos se basan en el hecho de que los átomos se conservan. Ellos no pueden

ser destruidos o creados. Los números y tipos de átomos de antes y después de las reacciones son siempre los mismos. Esta es la ley básica de la naturaleza.

LA SIGUIENTE ECUACIÓN ES UN EJEMPLO DE ESTEQUIOMETRIA

El dióxido de azufre (SO2), un contaminante que se produce al quemar carbón y petróleo en plantas de energía, puede retirarse haciéndolo reaccionar con carbonato de calcio ($CaCO_3$):

$$SO_2 + CaCO_3 + O_2 \longrightarrow CaSO_4 + CO_2$$

Otros ejemplos:

Por ejemplo, una mol de oxígeno reacciona con dos moles de hidrógeno.

$$2\ H_2 + O_2 \longrightarrow 2\ H_2O$$

Un mol de carbono reacciona con un mol de oxígeno.

$$C + O2 \longrightarrow CO2$$

Información cuantitativa de las ecuaciones
Partiendo de cálculos estequiométricos entre productos y reactivos, se pueden obtener la masa de los productos en una ecuación unidireccional. Ejemplo: En un hogar se utiliza una pipeta con gas butano C4H10 (gas doméstico, incoloro y estable que se licúa fácilmente por presión y se emplea principalmente como combustible doméstico e industrial envasado en recipientes de acero), para calentar los alimentos:

Consideremos la siguiente situación: La reacción que ocurre es la siguiente:

$$2C_4H_{10}(l) + 13O_2(g) \longrightarrow 8CO_2(g) + 10H_2O\ (g)$$

Calculemos la masa de C02 producida al quemar 1 gramo de gas butano C4 H10 Para iniciar debemos conocer cuántas moles de butano tenemos en 1,0 gramo de la muestra:

RECORDEMOS: el peso molecular de un compuesto se obtiene de la tabla periódica, en este caso sumamos 4 veces el del carbono C (12,011) y el del hidrógeno H 10 veces (1,00), para un total de 58,0 gramos. De la siguiente forma se realiza el ejercicio:

$$(1{,}0\ g\ de\ C_4H_{10}) \cdot \frac{1\ mol\ de\ C_4H_{10}}{58{,}0\ g\ de\ C_4H_{10}} = 1{,}72 \cdot 10^{-2}\ moles\ de\ C_4H_{10}$$

La relación estequiométrica entre el reactivo del gas butano C_4H_{10} y el producto dióxido de carbono $C0_2$

$$\frac{8\ moles\ de\ CO_2}{2\ moles\ de\ C_4H_{10}}$$

Entonces podemos reemplazar el valor obtenido de las moles de gas butano C_4H_{10}

$$\frac{8\ moles\ de\ CO_2}{2\ moles\ de\ C_4H_{10}} \cdot 1{,}72 \cdot 10^{-2}\ moles\ de\ C_4H_{10} = 6{,}88 \cdot 10^{-2}\ moles\ de\ CO_2$$

Ahora para determinar la masa del CO_2, debemos tomar las moles que son de:

$$6{,}88 \cdot 10^{-2}\ moles\ de\ CO_2$$

Ahora para determinar la masa del CO_2, debemos tomar las moles que son de:

$$6{,}88 \cdot 10^{-2}\ moles\ de\ CO_2 \cdot \frac{44\ g\ de\ CO_2}{1\ mol\ de\ CO_2} = 3{,}03\ g\ de\ CO_2$$

EJERCICIOS:

En tu cuaderno de química desarrolla los siguientes ejercicios:

- 1.¿Cuántas moléculas de metano hay en 6 moles del mismo?. Butano = C_4H_{10}
- 2.¿Cuántos moles son 100 g de cloruro de bario?. Cloruro de bario = $BaCl_2$
- 3.¿Cuántos moles de átomos de aluminio hay en 135 g de dicho metal?.
- 4.¿Cuántas moléculas de propano hay en 0,88 g del mismo?. Propano = C_3H_8
- 5.¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en 3 moles de H_2?.
- 6.Un frasco de laboratorio contiene 100 g de carbonato de sodio (Na_2CO_3). ¿Cuántos átomos de sodio, de carbono y de oxígeno hay en el frasco?.
- 7.Dos moles de trióxido de azufre (SO_3):
- a.¿Cuántas moléculas contienen?.
- b.¿Cuántos átomos de azufre?.
- c.¿Cuántos átomos de oxígeno?.
- 8.Dos moles de ácido fosfórico (H_3PO_4) contienen:
- a. moles de átomos de hidrógeno. b. moles de átomos de oxígeno. c. moles de átomos de fósforo.

EVALUACIÓN:

1.La formación de cloruro de plata insoluble en agua es útil parta el análisis de sustancias que contienen cloruro. Considere la siguiente ecuación no balanceada: Cloruro de Bario Reacciona con Nitrato de Plata para producir Cloruro de Plata y Nitrato de Bario

a. Escriba la ecuación balanceada.

b. ¿Qué masa de $AgNO_3$, en gramos, se requiere para la reacción completa con 0.156g de Ba_2Cl_2? ¿Qué masa de AgCl se produce?

c. A partir de 6.24 Moles de Cloruro de Bario y 7.5 moles de Nitrato de Plata, Cuántas moles se producen de ambos productos? Y Cuántos gramos sobran del reactivo en exceso.

2. La aspirina ($C_9H_8O_4$) se produce haciendo reaccionar ácido silícico ($C_7H_6O_3$) con anhídrido acético ($C_4H_6O_3$)

$$C_7H_6O_3 + C_4H_6O_3 \longrightarrow C_9H_8O_4 + CH_3CO_2H$$

Si se mezclan 100g de cada uno de los reactivos, ¿Cuál es la máxima aspirina que se podrá obtener?

3. Si reaccionan 78.23 gramos de $C_7H_6O_3$ con 86.21 gramos de $C_4H_6O_3$. Cuántos gramos se producen de ambos producto?. Cuántos gramos sobran del reactivo en exceso?

4. Una mezcla de $CuSO_4$ y $CuSO_4$ * $5H_2o$ tiene masa de 1.245g, pero después de calentarla para que se desprenda toda el agua, su masa es tan sólo 0.832g.

¿Cuál es el porcentaje en masa de $CuSO_4$ * $5H_2O$ en la mezcla?

5. Se calienta una muestra de 2.634g que contiene $CuCl_2$ * 2H2O y otros materiales. La masa de muestra tras el calentamiento para desprender el agua del $CuCl_2$ es de 2.125g. ¿Cuál es el porcentaje de masa de $CuCl_2$ * $2H_2O$ en la muestra original?

6. Se calienta una muestra de piedra caliza y otros minerales, y la primera se descompone para dar óxido de calcio y dióxido de carbono.

$$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$$

7. Suponga que 16.04g de metano al 73 % de pureza, CH_4, se queman con 18.7 gramos de oxígeno al 85% de pureza

a. Cuáles son los productos de reacción

b. Cuál es la ecuación balanceada de la reacción?

c. Qué masa de ambos productos requiere para la combustión completa del metano?

d. Cuál es la cantidad de moles que sobran del reactivo en exceso

8. Si 10.0g de carbono se combinan con una cantidad estequiométrica exacta de oxígeno (26.6g) para producir dióxido de carbono, ¿Cuál es el rendimiento teórico de CO_2 (en gramos)?

9. El trastorno metabólico llamado diabetes ocasiona acumulación de acetona (CH_3COCH_3) en la sangre de los enfermos no tratados. El enfermo exhala acetona (Un compuesto volátil) en el aliento, por lo que los diabéticos sin tratamiento despiden un olor característico. La acetona es producida por la descomposición de grasas en una serie de reacciones. La ecuación del último paso es

$$CH_3COCH_2CO_2H \longrightarrow CH_3COCH_3 + CO_2$$

¿Qué masa de acetona se producirá a partir de 125mg de ácido acetoacético ($CH_3COCH_2CO_2H$)?

BIBLIOGRAFÍA:

https://contenidosparaaprender.colombiaaprende.edu...