



LICEO FEMENINO MERCEDES NARIÑO IED
ÁREA CIENCIAS NATURALES Y ED. AMBIENTAL- QUÍMICA
GUÍA CÁLCULOS QUÍMICOS - ESTEQUIOMETRIA
GRADO 11°



Docentes: Verónica Isabel Pinzón- Juan Gabriel Perilla

OBJETIVO

- Afianzar la comprensión de conceptos empleados en la realización de cálculos químicos como son, reactivo límite, en exceso, porcentajes de rendimiento y de pureza.

APRENDO CON MIS PROPIAS IDEAS – ACTIVIDAD N° 1

1. Para realizar un pastel se necesitan los siguientes ingredientes:
 - 2 bolsas de leche
 - 3 cucharadas de azúcar
 - 2 libras de harina
 - 1 huevo
- a. Si se quiere preparar 5 pasteles ¿Qué cantidades se necesitan de cada ingrediente? dibuje y explique su respuesta.
- b. Si tiene 4 bolsas de leche, 6 cucharadas de azúcar, 4 libras de harina y 3 huevos, ¿Cuántos pasteles podríamos preparar? ¿Qué ingredientes estarían sobrando y cuales se acabarían más rápido?
- c. Si los ingredientes se duplican cuántos pasteles podrían hacerse.

APRENDO LEYENDO – CONCEPTOS BÁSICOS

FÓRMULAS QUÍMICAS

La **fórmula química** es la representación de un compuesto que indica la clase de átomos que lo conforman (por medio del símbolo) y la proporción en que se encuentran. También puede darnos información adicional como la manera en que se unen dichos átomos mediante enlaces químicos e incluso su distribución en el espacio. La fórmula química permite determinar la composición porcentual de cada elemento en una sustancia compuesta. Los porcentajes así obtenidos son una expresión de la ley de proporciones definidas.

Composición Porcentual

Se refiere a la cantidad presente de un elemento por cada 100 g de compuesto. Para calcular la composición porcentual es indispensable saber la masa molar (**M**) de una sustancia.

La fórmula química del sulfato de aluminio es $Al_2(SO_4)_3$. Determinar la composición porcentual de cada elemento que conforma el compuesto.

$$M Al_2(SO_4)_3 = 2(27.0) + 3(32.0) + 12(16.0) = 342 \text{ g/mol}$$

$$\text{Porcentaje de X} = \frac{\text{masa de X (g)}}{\text{masa del compuesto (g)}} \times 100$$

Ejemplo:

$$\text{Porcentaje de Al}_2 = \frac{54.0 \text{ g}}{342 \text{ g}} \times 100 = 15.79 \%$$

Elemento	Masa molar (g/mol)	mol del elemento	masa (g)	Porcentaje (%)
Al	27.0	2	54.0	15.79
S	32.0	3	96.0	28.07
O	16.0	12	192.0	56.14

Fórmula empírica

La fórmula empírica es una expresión que representa la proporción más simple en la que están presentes los átomos que forman un compuesto químico. Es por tanto la representación más sencilla de un compuesto. Por ello, a veces, se le llama fórmula mínima.

Ejemplo

El análisis de cierto compuesto, cuya masa molar (**M**) es 180 g/mol, revela que su composición porcentual es, 40% de C, 6,67% de H, y 53,33% de O. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?

Pasos a seguir:

1. Determinar las masas molares de cada uno de los elementos presentes en el compuesto.
C= 12 g/mol H= 1 g/mol O= 16 g/mol
2. Según los porcentajes de cada uno de los elementos obtener la masa en gramos
C= 40g H= 6,67g O= 53,33g
3. Determinar las moles de cada elemento

$$\text{Carbono } 40\text{g} \times \frac{1 \text{ mol}}{12\text{g}} = 3,33 \quad \text{Hidrógeno } 6,67 \times \frac{1 \text{ mol}}{1\text{g}} = 6,67 \text{ mol} \quad \text{Oxígeno } 53,33\text{g} \times \frac{1 \text{ mol}}{16\text{g}} = 3,33\text{mol}$$

4. Dividir cada valor obtenido en el paso 3 entre el menor de ellos. Si los números obtenidos son enteros, usarlos como subíndices para escribir la fórmula empírica. Si los valores no son enteros, se deben multiplicar por el entero más pequeño que de por resultado otro entero.

$$\text{Carbono: } \frac{3,33}{3,33} = 1; \text{ Hidrogeno: } \frac{6,67}{3,33} = 2; \text{ Oxígeno: } \frac{3,33}{3,33} = 1$$

La fórmula empírica del compuesto es: CH₂O (30.0 g/mol)

Fórmula molecular

La fórmula molecular, indica el tipo de átomos presentes en un compuesto molecular, y el número de átomos de cada clase. Sólo tiene sentido hablar de fórmula molecular en compuestos covalentes. Se obtiene calculando la masa molar de la fórmula empírica y dividiendo, la masa real proporcionada como dato del problema entre la masa molar de la fórmula empírica. El resultado debe ser entero o muy cercano a un entero. Este número conocido "n" (unidades de fórmula empírica) se multiplica por los subíndices de la fórmula empírica. (Giraldo, 2015)

Ejemplo

¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto del ejemplo anterior, cuya **M**=180g/mol?

Pasos a seguir:

1. Obtener masa molar del compuesto cuya fórmula empírica es CH₂O

$$\begin{aligned} \text{C: } 12\text{g/mol} * 1 &= 12 & \text{masa molar de CH}_2\text{O: } 12+2+16 &= 30 \text{ g/mol} \\ \text{H: } 1 \text{ g/mol} * 2 &= 2 \\ \text{O: } 16 \text{ g/mol} * 1 &= 16 \end{aligned}$$

2. Dividir la masa molar teórica entre la masa molar empírica

$$\frac{180 \text{ g/mol}}{30 \text{ g/mol}} = 6$$

3. Para finalizar se multiplica el valor obtenido en el paso 2 por cada uno de los elementos presentes en el compuesto
(6) * (CH₂O) = C₆H₁₂O₆ = glucosa

Fórmula estructural

Muestra la disposición de los átomos en una molécula por medio de su ubicación espacial y los enlaces que se establece entre ellos. Las formulas estructurales se pueden presentar en diagramas 2D o 3D, para los que se puede utilizar aplicaciones informáticas, crear estructuras (ChemDraw), y visualizarlas (Jmol) que permiten dibujar, rotar estas estructuras y observarlas desde distintos puntos. Existen varios tipos de fórmula estructural que se emplean principalmente en compuestos orgánicos (fórmula desarrollada, semidesarrollada, esqueleto).

MASA MOLAR Y NÚMERO DE AVOGADRO

Sabemos que los átomos son muy pequeños para poder trabajar con ellos individualmente, por ello se desarrolló una unidad que describe un gran número de entidades (átomos, moléculas, electrones, entre otros) y hace posible el trabajo práctico; se trata de la unidad que indica la cantidad de sustancia, definida por el sistema internacional como el **mol o mole**.

Un mol, "es la cantidad de materia que contiene 6.022×10^{23} partículas elementales (átomos, moléculas, iones, electrones...)", por ello, la masa de un mol de partículas corresponde a las unidades de masa atómica que posea (u.m.a) que se asume, es equivalente con la masa en gramos; así, la masa de un (1) mol de Carbono (12 g / mol) no es igual a la masa de un mol de Sodio (23g / mol), pero cada mol si contiene la misma cantidad de partículas, de esta manera:

1 mol de C = 6.022×10^{23} átomos de carbono = 12 u.m.a. = 12g/mol

1 mol de Na = 6.022×10^{23} átomos de sodio = 23 u.m.a. = 23g/mol

De esta manera, llamamos **peso atómico** de un elemento, a la cantidad de masa que hay por mol de átomos del elemento y el **peso molecular**, se refiere a la sumatoria de los pesos atómicos de los elementos que conforman la molécula, así:

Peso atómico del Potasio (K) = 39,1g/mol

Peso molecular del Cloruro de Potasio (KCl) = 74.6g/mol, Porque, K = 39,1 + Cl = 35,5

Por ello, se puede establecer equivalencias y conversiones entre unidades de masa y cantidad de sustancia.

Ejemplo:

El agua H₂O tiene un peso molecular de 18 g/mol. Si tenemos 250g de H₂O. ¿Cuántas moles están contenidas en esta cantidad?

$$250g \text{ H}_2\text{O} = \frac{1 \text{ mol}}{18g/\text{mol}} = 13,9 \text{ mol}$$

ACTIVIDAD N° 2

- Determine la masa molar (**M**) de cada uno de los compuestos siguientes: (a) óxido nitroso, N₂O, conocido como gas de la risa y empleado como anestésico en odontología; (b) ácido benzoico, HC₇H₅O₂, una sustancia empleada como conservador en alimentos; (c) Mg(OH)₂, el ingrediente activo de la leche de magnesio; (d) urea, (NH₂)₂CO, un compuesto empleado como fertilizante nitrogenado; (e) acetato de isopentilo, CH₃CO₂C₅H₁₁, que produce el olor a plátano.

- Determine la composición porcentual de los siguientes compuestos

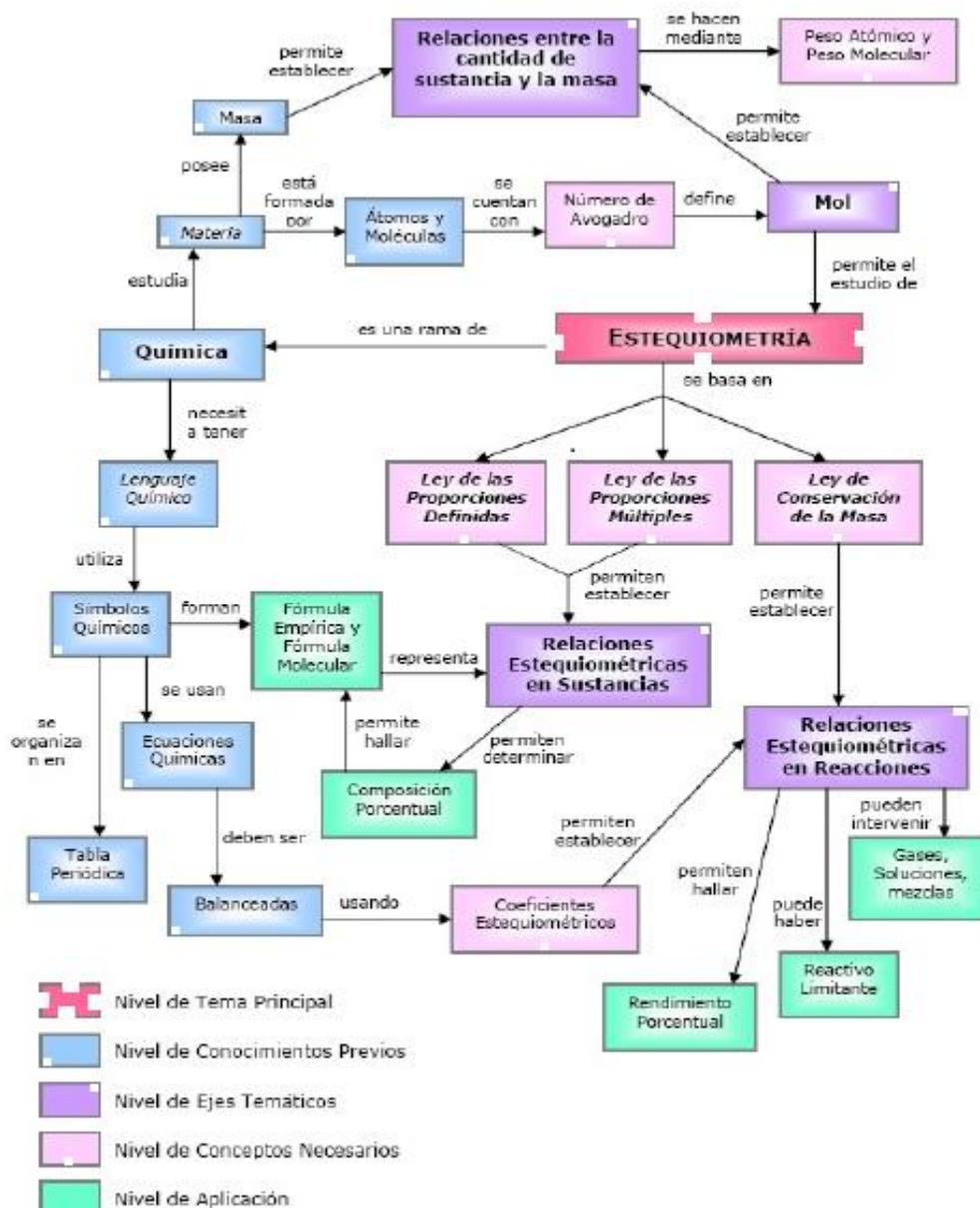
KOH	SO ₂	KClO ₃	SO ₂	HNO ₃
H ₂ O	MnO ₂	KCl	NO	Ca(NO ₃) ₂
NH ₃	HCl	CH ₄	NO ₂	ZnCl ₂
FeS	AlCl ₃	CCl ₄	Ca(OH) ₂	C ₃ H ₅ N ₆ O ₆

- El ácido ascórbico (vitamina C) contiene 40,92% en masa de C, 4,58% en masa de H y 54,50% en masa de O. Determine la fórmula empírica y molecular del ácido ascórbico, si su **M** es 176,12 g/mol.

- Se determina que en una muestra de 5.325 g de benzoato de metilo, un compuesto empleado en la elaboración de perfumes, contiene 3.758g de carbono, 0.316g de hidrogeno y 1.251g de Oxígeno. Obtenga la fórmula empírica de esta sustancia.
- El mesitileno, un hidrocarburo que está presente en pequeñas cantidades en el petróleo crudo, tiene la fórmula empírica C_3H_4 . El peso molecular de esta sustancia, determinado experimentalmente, es de 121 g/mol. Determine la fórmula molecular del mesitileno.
- El etilenglicol, la sustancia empleada en los anticongelantes para automóvil, se compone de 38.7% en masa de C, 9.7% en masa de H y 51.6% en masa de O. Su masa molar es de 62.1 g/mol. (a) Determine la fórmula empírica del etilenglicol. (b) Determine la fórmula molecular.

ESTEQUIOMETRÍA

En química, la estequiometría, hace referencia a las relaciones entre cantidad de sustancia y masa, así como a los cálculos cuantitativos que se pueden establecer en la relación de y productos en el transcurso de una reacción química.



La estequiometría es una herramienta indispensable en la química. Problemas tan diversos como, por ejemplo, la medición de la concentración de ozono en la atmósfera, la determinación del rendimiento potencial de oro a partir de una mina y la evaluación de diferentes procesos para convertir el carbón en combustibles gaseosos, comprenden aspectos de estequiometría. El primero que enunció los principios de la estequiometría fue Jeremías Benjamín Richter (1762-1807), en 1792. Escribió: “La estequiometría es la ciencia que mide las proporciones cuantitativas o relaciones de masa en que los elementos químicos de una reacción están implicados”

A escala microscópica, la reacción química implica la ruptura de los enlaces entre átomos y la formación de nuevos, por desplazamientos de electrones, pero los átomos implicados se conservan. Esto es lo que llamamos la ley de conservación de la materia (masa), que implica las dos leyes siguientes:

- la conservación del número de átomos de cada elemento químico
- la conservación de la carga total

Las relaciones estequiométricas entre la cantidad de reactivos consumidos y productos formados dependen directamente de la ley de conservación de la materia, y están determinadas por la ecuación química (balanceada) de la reacción, pues en ella, se indica por medio de los coeficientes estequiométricos, la relación entre las sustancias, así, la reacción de formación de amoníaco $N_2 + 3 H_2 \rightarrow 2NH_3$, indica en términos de:

- Cantidad de sustancia: 1 mol de Nitrógeno, reacciona con 3 moles de Hidrógeno, para producir 2 moles de amoníaco
- Cantidad de masa: 28g de Nitrógeno reaccionan con 6g de Hidrógeno, para producir 34g de amoníaco

De manera que se puede establecer algunas equivalencias entre cantidad de sustancia y cantidad de masa.

Por este tipo de relaciones, una ecuación química se puede asemejar a una receta que indica la proporción de ingredientes que se requieren para preparar cierta cantidad de productos, si la cantidad de ingredientes cambia, la relación expuesta en la ecuación química balanceada (receta), nos permite determinar cuánto se produce.

REACTIVO LÍMITE Y EN EXCESO

El reactivo limitante es aquel que limita, detiene la reacción. Es decir: una vez que este reactivo se acaba, se detiene la formación de producto. El reactivo que sobra se llama reactivo excedente o en exceso. Por lo tanto, la cantidad de producto que se forme depende de la cantidad de reactivo limitante. Por ello, en una reacción se necesita conocer las proporciones de cada componente, para ello, se requiere el cumplimiento de la ley de conservación de la masa, es decir, se requiere las ecuaciones químicas balanceadas, como en una receta se debe saber la cantidad de cada ingrediente para preparar determinada cantidad de producto o productos.

Por ejemplo cuando se desea preparar una copa de helado se requiere:



De esta manera podremos realizar una copa de helado con los tres ingredientes sabiendo que 2 bolas de helado, 1 cereza y 1 cucharada de jarabe de chocolate nos producirá una copa de helado, siempre en esta proporción 2:1:1 = 1.

Por otra parte, si tuviéramos diferentes las proporciones de cada ingrediente entonces:

7 bolas de helado



+

3 cerezas



+

3 cucharadas de chocolate



Produce 3 copas de helado y sobraría 1 bola de helado



3 copas de helado

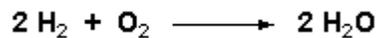
+

1 bola de helado

Por lo cual se puede decir que el producto en exceso es el helado y que los productos limitantes son las cerezas y el jarabe de chocolate.

Ejemplo en química:

Para la reacción:



¿Cuál es el reactivo limitante si tenemos 10 moléculas de hidrógeno y 10 moléculas de oxígeno?

Necesitamos 2 moléculas de H_2 por cada molécula de O_2 , para producir 2 moléculas de Agua. Como tenemos 10 moléculas de H_2 y 10 moléculas de O_2 la proporción requerida es de 2:1 y la proporción que tenemos es de 1:1, por ello, se acaba primero el hidrógeno empleándose las 10 moléculas y sobran la mitad de moléculas de oxígeno, es decir 5, de esta manera, el reactivo en exceso es el O_2 y el reactivo limitante es el H_2 .

Como trabajar con moléculas es lo mismo que trabajar con moles, si ahora tenemos 15 moles de H_2 con 5 moles de O_2 entonces como la estequiometría de la reacción es tal que 1 mol de O_2 reaccionan con 2 moles de H_2 , el número de moles de O_2 necesarias para reaccionar con todo el H_2 es 7,5, y el número de moles de H_2 necesarias para reaccionar con todo el O_2 es 10.

Es decir, después que todo el oxígeno se ha consumido, sobrarán 5 moles de hidrógeno. El O_2 es el reactivo limitante.

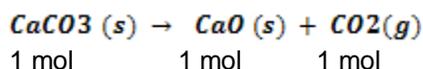
Proceso que se puede evidenciar en cálculos a través de factores de conversión que reflejan las relaciones de equivalencia establecidas entre **MASA (g) ↔ CANTIDAD DE SUSTANCIA (moles) ↔ Cantidad de partículas (átomos, moléculas...)**.

PORCENTAJE DE PUREZA

En las reacciones químicas, los reactivos que se utilizan no se encuentran puros, sino que están mezclados con algunas impurezas. Para realizar cálculos estequiométricos es necesario conocer la pureza del reactivo. Y se define como:

$$P = \frac{\text{masa de la sustancia pura}}{\text{masa de la sustancia total}} * 100$$

Ejemplo: Una piedra caliza tiene una pureza en **CaCO₃** del 92%. ¿Cuántos gramos de cal viva (CaO) se obtendrán por descomposición térmica de 200 g de la piedra?



$$\text{CaCO}_3 \text{ g puros} = 200 \text{ g CaCO}_3 * \left(\frac{92 \text{ g CaCO}_3 \text{ puros}}{100 \text{ g CaCO}_3} \right) = 184 \text{ g CaCO}_3$$

200 g CaCO₃ impuros * 92 g CaCO₃ puros/100g CaCO₃ impuros * 1 mol CaCO₃/100,1 g CaCO₃ * 1 mol CaO/1mol CaCO₃ * 56,1 g CaO/1 mol CaO = 103,1 g CaO se pueden producir a partir de 200g de la piedra.

RENDIMIENTO DE LA REACCIÓN

Cuando se produce una reacción química se obtienen menores cantidades de producto de las que cabría esperar teóricamente por la estequiometría de la reacción. Los motivos son diversos, como pueden ser:

- La reacción se produce en condiciones inadecuadas.
- Se pierde algo de la sustancia al manipularla.
- Existen reacciones alternativas o secundarias que dan lugar a productos no deseados.
- Además, hay muchos casos en los que la conversión de reactivos en productos no es total por razones energéticas, independientemente de que se den las circunstancias anteriores.

Se define el rendimiento de una reacción química como:

$$\text{rendimiento} = \frac{\text{cantidad de producto obtenido}}{\text{cantidad de producto teórico}} * 100$$

Ejemplo:

Si se coloca 6,8 g de H₂S, con SO₂ en exceso, y se producen 8,2 gramos de azufre ¿cuál es el rendimiento de la reacción?



(Pesos Atómicos: Hidrógeno = 1.008, Azufre = 32.06, Oxígeno = 16.00).

En la ecuación se puede observar que dos moles de H₂S reaccionan con un mol de SO₂ para formar tres moles de azufre y dos moles de agua, inicialmente debemos pasar los gramos a número de moles. Para calcular **M** de cada compuesto, sólo debemos sumar los pesos atómicos de los átomos que lo componen.

$$\text{H}_2\text{S} = 1,008 + 1,008 + 32,06 = 34,076 \text{ gramos por mol.}$$

$$\text{S} = 32,06 \text{ gramos por mol}$$

Para pasar los gramos a moles:

$$H_2S = 6,8 \text{ gramos} / 34,076 \text{ gramos por mol} = 0,199 \text{ moles.}$$

$$S = 8,2 \text{ gramos} / 32,06 \text{ gramos por mol} = 0,255 \text{ moles}$$

Observando la ecuación se tiene que, 2 moles de H_2S reaccionan (con exceso de SO_2) para dar 3 moles de S, entonces:

$$(0,199 H_2S * 3 / 2) = 0,298 \text{ moles de S.}$$

Entonces el rendimiento real de la reacción se obtiene 0,255 moles de S, por lo tanto el rendimiento de la reacción es:

$$\frac{0,255 \text{ S Obtenido}}{0,298 \text{ S teórico}} \times 100 = 85,5\%$$

ACTIVIDAD Nº 3

Desarrolle las siguientes preguntas explicando los conceptos con sus palabras y ejemplos cercanos.

1. ¿Qué es la estequiometría?
2. ¿Para qué sirve la estequiometría en la química actual? Mencione tres ejemplos.
3. ¿Qué es la ley de conservación de la materia? Explique con un ejemplo ¿Para qué sirve la ley de conservación de la materia en las reacciones?
4. ¿Cuál es el número de Avogadro? ¿Qué significa?
5. ¿Cuál es la unidad del sistema internacional para indicar la cantidad de sustancia y qué relación tiene con el número de Avogadro?
6. Plantee una analogía para desarrollar un ejercicio de estequiometría como el ejemplo de los helados.
7. Investigue que es porcentaje de pureza y rendimiento de la reacción de un ejemplo de cada uno.
8. Explique que es reactivo límite y reactivo en exceso con sus propias palabras.

APRENDO HACIENDO – ACTIVIDAD Nº 4

1. Si se tiene 24g de carbono ¿A cuántas moles equivale dicha masa? ¿Cuántos átomos de carbono contiene esa masa?
2. Expresar en unidad del sistema internacional, la masa de 5 moles de carbono e indique la masa correspondiente en gramos para 0,5 moles de C.
3. Si debemos hacer emparedados, y para ello disponemos de 8 panes y sólo 6 láminas de queso y 4 tajadas de jamón, ¿cuántos sándwich se pueden preparar? ¿Cuál es el producto en exceso y el limitante?
4. A partir de la siguiente ecuación responda las preguntas:
$$N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2NH_3$$
 - a) ¿Cuántos moles de nitrógeno molecular (N_2) se necesitan para formar 2 moles de amoníaco (NH_3)?
 - b) ¿Cuántos moles de hidrógeno molecular (H_2) se necesitan para formar 2 moles de NH_3 ?
 - c) Si dispongo de 2 moles de N_2 , ¿cuántos moles de H_2 necesitaré para la reacción?
5. Observa la siguiente reacción: $2Li + 2H_2O \longrightarrow 2LiOH + H_2$ Como se ve en la ecuación, se necesitan 2 moles de litio (Li) y 2 moles de agua (H_2O) para que reaccionen y formen 2 moles de hidróxido de litio (LiOH) y 1 mol de hidrógeno molecular (H_2). Ahora responde:
 - a) ¿Cuántos gramos de litio (Li) se necesitan?
 - b) ¿Cuántos gramos de hidróxido de litio (LiOH) se forman durante la reacción?
 - c) ¿Cuántos gramos de hidrógeno molecular (H_2) se forman durante la reacción?
6. Balancear por oxidación-reducción
 - a. $KMnO_4 + HCl \longrightarrow KCl + MnCl_2 + H_2O + Cl_2$
 - b. $KMnO_4 + H_2O_2 + HCl \longrightarrow MnCl_2 + O_2 + KCl + H_2O$

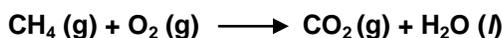
7. ¿Cuál de las siguientes muestras tiene más moléculas? Ordene las muestras en forma creciente de número de moléculas.

- a) Una molécula de C_2H_6
- b) Un mol de C_2H_6
- c) 30,0 g de C_2H_6
- d) $4,99 \times 10^{-23}$ g de C_2H_6

8. La etiqueta de un producto químico "grado técnico" indica: Oxalato de sodio ($Na_2C_2O_4$) 88,0 % de pureza.

- a. ¿Qué cantidad de producto puro en gramos contiene un barril de 104 kg?
- b. ¿Cuántos moles de oxalato de sodio contiene un barril de 104 kg?

9. Determine la masa de CO_2 que se producirá al reaccionar 8,00 g de CH_4 con 48,00 g de O_2 según la siguiente ecuación (no balanceada):



10. La aspirina $C_9H_8O_4$ (ácido acetil salicílico) se prepara a partir de la reacción entre el ácido salicílico $C_7H_6O_3$ y el anhídrido acético $C_4H_6O_3$, según la reacción:



En una industria farmacéutica se hacen reaccionar 185 kg de ácido salicílico con exceso de anhídrido acético. Determine la cantidad real de aspirina que se obtiene si el proceso tiene un rendimiento del 80,0 %.

11. La fermentación es un proceso mediante el cual la glucosa (azúcar simple) se transforma en etanol (alcohol) y dióxido de carbono, según la reacción:

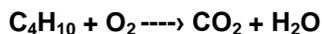


A partir de 350 g de glucosa, determine cuántos gramos de alcohol (C_2H_5OH) se obtienen.

12. El cianuro de hidrógeno, HCN, es un gas altamente tóxico. Se utiliza para extraer oro a partir de sus minerales y en la fabricación de diversos artículos de plástico y fibras sintéticas.

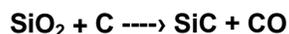
El HCN se obtiene mediante la reacción de amoníaco NH_3 con metano CH_4 . El otro producto de la reacción es hidrógeno gaseoso. ¿Qué cantidad de HCN (en gramos) se puede obtener a partir de 254 g de amoníaco puro con exceso de metano?

13. Para la siguiente ecuación química.



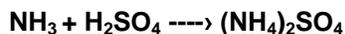
- a) Balancee la ecuación.
- b) Determine la masa molar (peso molecular) de todos los compuestos que intervienen en la reacción.
- c) Determine la cantidad de agua (en moles) que se producen cuando reaccionan 10,0 g de
- d) C_4H_{10} con 10,0 g de oxígeno gaseoso.

14. El carburo de silicio es un abrasivo que se obtiene por la reacción de dióxido de silicio con grafito:



Si se hacen reaccionar 377,0 g de dióxido de silicio de 85,00 % de pureza con 446,0 g de grafito de 50,00 % de pureza, ¿Qué cantidad de cada producto (en gramos) se obtiene si el rendimiento es 80,0 %?

15. El sulfato de amonio es un fertilizante que se obtiene industrialmente haciendo reaccionar amoníaco con ácido sulfúrico según la siguiente reacción:



Se hacen reaccionar 250 g de ácido sulfúrico de 75,0 % de pureza con 250 g de amoníaco puro

- ¿Cuál es el reactivo limitante?
- ¿Cuánto sobra (en gramos) del otro compuesto?
- ¿Cuántos gramos de fertilizante se obtienen?
- Si el % de rendimiento es 80,0 % ¿Cuál es el rendimiento real de fertilizante?

16. El bicarbonato de sodio se descompone cuando se calienta, produciendo la siguiente reacción:



A partir de 250 g de bicarbonato de sodio

- ¿Cuántos gramos de carbonato de sodio (Na_2CO_3) se obtienen?
- Si la reacción tiene un rendimiento del 85,0%, ¿Cuántos gramos de CO_2 se obtendrían?

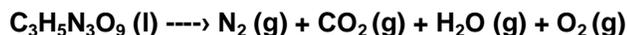
17. Se hacen reaccionar 11,77 g de tetrafluoruro de azufre de 85,00 % de pureza con 16,67g de anhídrido yódico de 60,00 % de pureza según la reacción:



Determine:

- ¿Cuál de los reactivos es el limitante? Justifique adecuadamente su respuesta
- ¿Cuánto sobra (en gramos) del reactivo que está en exceso?
- Si el rendimiento de la reacción es 90,00 % determine la masa (en gramos) de pentafluoruro de yodo obtenido y la masa (en gramos) de anhídrido sulfuroso obtenido

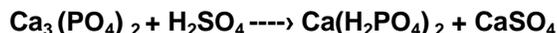
18. La nitroglicerina es un líquido aceitoso de color amarillo pálido. Es muy sensible al impacto. Basta con agitar el líquido para que ocurra la siguiente reacción:



Se agita vigorosamente una muestra impura de nitroglicerina cuya masa es 250,00 g y se obtienen 6,608 g de oxígeno gaseoso. Determine:

- El porcentaje de pureza de la muestra original de nitroglicerina
- La cantidad de moléculas de agua obtenidas en la reacción

19. El "superfosfato" es un fertilizante soluble en agua. Es una mezcla de $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ y CaSO_4 y se forma por la siguiente reacción:



Si se mezclan 250 g de $\text{Ca}_3 (\text{PO}_4)_2$ de 85,0 % de pureza con 150,0 g de H_2SO_4 de 98,00 % de pureza ¿Qué cantidad de cada producto (en gramos) se obtiene?

20. El dióxido de azufre es uno de los mayores contaminantes industriales de la atmósfera. Se produce cuando se queman combustibles que contienen azufre. Algunos conservacionistas han sugerido que la contaminación puede ser reducida por medio de la reacción siguiente:

Vamos al Laboratorio: Realicemos Cálculos Químicos

LOGRO: Realizar cálculos sencillos a partir de ecuaciones químicas balanceadas, para conocer la cantidad de productos que se pueden obtener si se conocen la cantidad de reactivo utilizado.

Lo que necesitamos...

Materiales:

- Un crisol con tapa
- Una pinza para crisol
- Un trípode
- Un triángulo de porcelana
- Un gotero
- Una balanza
- Un mechero
- Un desecador
- Un agitador de vidrio

Reactivos:

- 0.5 g de carbonato de sodio (Na_2CO_3)
- 10 a 15 ml de ácido clorhídrico (HCl) 1M

Que vamos a hacer...

1. Mide la masa del crisol junto con su tapa
2. Mide 0.5 g de carbonato de sodio, y viértelo en el crisol. Anota la masa del crisol más el carbonato.
3. Agrega gota a gota, con ayuda de un gotero, la solución de HCl sobre el Na_2CO_3 , hasta que dejen de salir burbujas. Adiciona ocho gotas más y agita.
4. Coloca el crisol sobre el triángulo de porcelana y calienta suavemente hasta evaporar todo el líquido; cuando el residuo esté libre de humedad, calienta fuertemente.
5. Ahora, coloca el crisol en el desecador, déjalo enfriar y determina su masa nuevamente junto con la tapa y el residuo que se formó.

Recolección de resultados....

Completa la siguiente tabla con tus resultados.

Masa del crisol	
Masa del crisol + tapa	
Masa de la muestra	
Masa del crisol + tapa + muestra	
Masa del crisol + tapa + residuo	
Masa del residuo	
Masa del NaCl calculada teóricamente	
Masa del NaCl obtenido	

Analizamos los resultados...

- a) Plantea y balancea la ecuación que se llevó a cabo en esta práctica.
- b) ¿Qué sustancia se formó? Escribe su fórmula.
- c) A partir de los 0.5 g de carbonato de sodio (Na_2CO_3), ¿Cuántos gramos de NaCl esperamos que se formen? Realiza y escribe el cálculo aplicando el factor molar.
- d) Compara la masa de sal (NaCl) que obtuviste con la que calculaste estequiométricamente.
- e) Argumenta las causas de la diferencia entre los resultados obtenidos y los calculados.