



LICEO FEMENINO MERCEDES NARIÑO IED
ÁREA DE CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL-QUÍMICA
CÁLCULOS QUÍMICOS—ESTEQUIOMETRIA
Grado 10°

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 necesita preparar 5 pasteles ¿Qué cantidades se necesitan de cada ingrediente? dibuje y explique su respuesta.
 - b. Si nos dan 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 cuantos pasteles podrían hacerse.
2. Observe la imagen y escoja dos comidas que le llaman la atención.



- a. Con las comidas que escogió anteriormente. Plantee la receta de preparación de los mismos, cada una de las cuales debe incluir mínimo tres ingredientes en diferentes proporciones. Escriba las recetas y represente gráficamente.
- b. Escriba cada receta en forma de ecuación.
- c. Si los ingredientes de una receta se triplican, de otra se duplican y de la última se reducen a la mitad ¿Cuántos productos de cada tipo de comida se pueden preparar? Explique y dibuje los ejemplos.

- d. Si solo dos ingredientes se duplican en una receta ¿Qué cantidad de ingredientes faltaría o sobraría y en qué proporción? Explique y dibuje un ejemplo.

APRENDO LEYENDO

ESTEQUIOMETRÍA

En química, la estequiometría (del griego "stoicheion" (elemento) y "métrón" (medida), hace referencia a los cálculos de las relaciones cuantitativas entre reactivos 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"

Principio científico: En una reacción química se observa una modificación de las sustancias presentes: los reactivos se modifican para dar lugar a los productos.

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:

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

Las relaciones estequiométricas entre las cantidades de reactivos consumidos y productos formados dependen directamente de estas leyes de conservación, y están determinadas por la ecuación (balanceada) de la reacción.

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 sí 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

De manera que 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 cuantas moles están contenidas en esta cantidad.

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

REACTIVO LÍMITE Y EN EXCESO

El reactivo limitante es aquel que limita, detiene la reacción. Es decir: una vez que este reactivo se acaba, termina la reacción. 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. Este depende de la reacción y es distinto

para cada una de ellas. Por ello en una reacción se necesita conocer las proporciones de cada componente, 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 prepara un emparedado se requiere:

1 tajada de queso + 2 tajadas de pan + 1 tajada de jamón = 1 emparedado



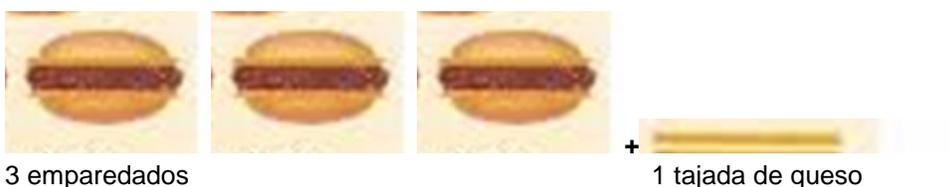
De esta manera podremos realizar un emparedado con los tres ingredientes sabiendo que 1 de queso 2 de pan y 1 jamón nos producirá un emparedado, siempre en esta proporción 1: 2:1 = 1.

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

4 tajadas de queso + 6 tajadas de pan + 3 tajadas de jamón



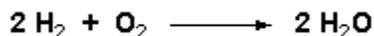
Produciría 3 emparedados y sobraría 1 tajada de queso



Por lo cual se puede decir que el producto en exceso es el queso y que los productos limitantes son el pan y el jamón.

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 . 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.

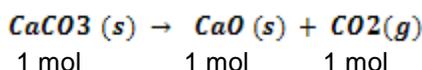
Es decir, después que todo el oxígeno se ha consumido, sobrarán 5 moles de hidrógeno. El O_2 es el reactivo limitante

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 $CaCO_3$ del 92%. ¿Cuántos gramos de cal viva (CaO) se obtendrán por descomposición térmica de 200 g de la misma?



$$CaCO_3 \text{ g puros} = 200 \text{ g } CaCO_3 * \left(\frac{92 \text{ g } CaCO_3 \text{ puros}}{100 \text{ g } CaCO_3} \right) = 184 \text{ g } CaCO_3$$

Como la proporción es uno a uno los mismos gramos de $CaCO_3$ se producirán para la cal viva (CaO)

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 H_2S , con SO_2 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 H_2S reaccionan con un mol de SO_2 para formar tres moles de azufre y dos moles de agua, inicialmente debemos pasar los gramos a número de moles. Para calcular cuántos gramos por mol pesa cada compuesto, sólo debemos sumar los pesos atómicos de los átomos que lo componen.

$$H_2S = 1,008 + 1,008 + 32,06 = 34,076 \text{ gramos por mol.}$$

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

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:

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

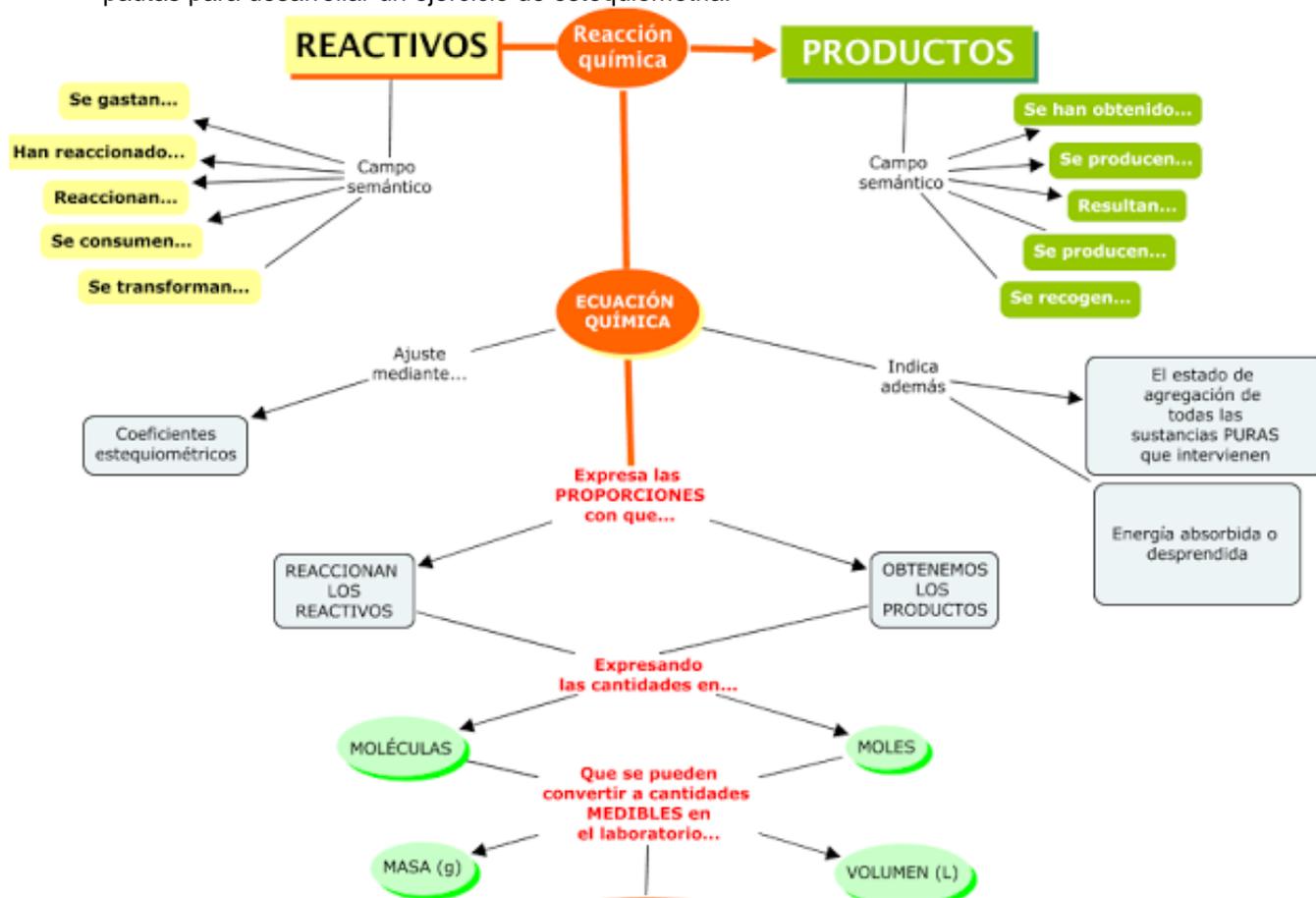
Entonces el rendimiento real de la reacción se obtiene 0,255 moles de S, por lo tanto el rendimiento de la reacción es:

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

ACTIVIDAD N°2

- Resuelva las siguientes preguntas teniendo en cuenta la lectura "ESTEQUIOMETRÍA".
 - ¿Cuál fue el primer científico que enunció los principios de la estequiometría y en qué año lo hizo?
 - ¿Para qué sirve la estequiometría en la química actual? Mencione tres ejemplos.
 - ¿Para usted qué es la ley de conservación de la materia? Explique con un ejemplo.
 - ¿Qué es para usted la estequiometría? ¿Para qué sirve la ley de conservación de la materia en las reacciones?
- ¿Cuál es el número de Avogadro? ¿Qué significa?
- ¿Cuál es la unidad del sistema internacional para indicar la cantidad de sustancia y qué relación tiene con el número de Avogadro?
- Si se tiene 24g de carbono ¿A cuántas moles equivale dicha masa? ¿Cuántos átomos de carbono contiene esa masa?
- 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.
- 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 hacer? ¿Cuál es el reactivo en exceso y el limitante?
$$S + 3F_2 \longrightarrow SF_6$$
- Teniendo en cuenta la siguiente ecuación química, si se cuenta con 10 g de cada reactivo, indique cuál es el reactivo límite y el reactivo en exceso si:
 - ¿Cuánto se produciría de SF_6 si se duplican los reactivos?
 - ¿Cuánto se produciría de SF_6 si se disminuyen los reactivos a la mitad?
 - Si se tienen 12 moles de F_2 ¿Cuántas moles de S se necesitan y cuántas moles se producen de SF_6 ?
- A partir de la siguiente ecuación responda las preguntas:
$$N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2NH_3$$
 - ¿Cuántos moles de nitrógeno molecular (N_2) se necesitan para formar 2 moles de amoníaco (NH_3)?
 - ¿Cuántos moles de hidrógeno molecular (H_2) se necesitan para formar 2 moles de NH_3 ?
 - Si dispongo de 2 moles de N_2 , ¿cuántos moles de H_2 necesitaré para la reacción?
- 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:
 - ¿Cuántos gramos de litio (Li) se necesitan?
 - ¿Cuántos gramos de hidróxido de litio ($LiOH$) se forman durante la reacción?
 - ¿Cuántos gramos de hidrógeno molecular (H_2) se forman durante la reacción?

10. Observe el mapa conceptual y con ayuda de las anteriores actividades defina cuales son las principales pautas para desarrollar un ejercicio de estequiometria.



11. Plantee una analogía para desarrollar un ejercicio de estequiometria como el ejemplo de los emparedados.
 12. Investigue que es porcentaje de pureza y rendimiento de la reacción de un ejemplo de cada uno.
 13. Explique que es reactivo límite y reactivo en exceso con sus propias palabras.

APRENDO HACIENDO – ACTIVIDAD N°3

1. Balancear por oxido reducción



2. ¿Cuál de las siguientes muestras tiene más átomos? Ordene las muestras en forma creciente de número de átomos.
- Una molécula de C_2H_6
 - Un mol de C_2H_6
 - 30,0 g de C_2H_6
 - $4,99 \times 10^{-23}$ g de C_2H_6
3. La etiqueta de un producto químico “grado técnico” indica: Oxalato de sodio ($\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$) 88,0 % de pureza.

- ¿Qué cantidad de producto puro en gramos contiene un barril de 104 kg?
 - ¿Cuántos moles de oxalato de amonio contiene un barril de 104 kg?
- Determine la masa de CO₂ que se producirá al reaccionar 8,00 g de CH₄ con 48,00 g de O₂ según la siguiente ecuación (no balanceada):



- La aspirina **C₉H₈O₄** (ácido acetil salicílico) se prepara a partir de la reacción entre el ácido salicílico **C₇H₆O₃** y el anhídrido acético **C₄H₆O₃**, 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 %.

- 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 (**C₂H₅OH**) se obtienen.

- 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.

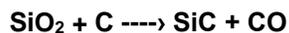
El HCN se obtiene mediante la reacción de amoníaco NH₃ con metano CH₄. El otro producto de la reacción es hidrógeno gaseoso. ¿Qué cantidad de HCN (en gramos) se puede obtener a partir de 254 g de amoníaco puro con exceso de metano?

- Para la siguiente ecuación química.



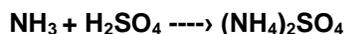
- Balancee la ecuación.
- Determine la masa molar (peso molecular) de todos los compuestos que intervienen en la reacción.
- Determine la cantidad de agua (en moles) que se producen cuando reaccionan 10,0 g de C₄H₁₀ con 10,0 g de oxígeno gaseoso.

- 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 %?

- 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?

- c) ¿Cuántos gramos de fertilizante se obtienen?
d) Si el % de rendimiento es 80,0 % ¿Cuál es el rendimiento real de fertilizante?

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



A partir de 250 g de bicarbonato de sodio

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

12. 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:

- a) ¿Cuál de los reactivos es el limitante? Justifique adecuadamente su respuesta
b) ¿Cuánto sobra (en gramos) del reactivo que está en exceso?
c) 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

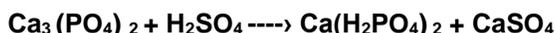
13. La nitroglicerina es un líquido aceitoso de color amarillo pálido. Es muy sensible al impacto. Basta con agitar el líquido para que ocurra la siguiente reacción:



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

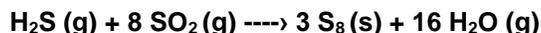
- a) El porcentaje de pureza de la muestra original de nitroglicerina
b) La cantidad de moléculas de agua obtenidas en la reacción

14. 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?

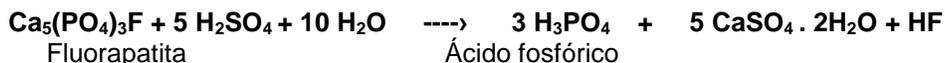
15. El dióxido de azufre es uno de los mayores contaminantes industriales de la atmósfera. Se produce cuando se queman combustibles que contienen azufre. Algunos conservacionistas han sugerido que la contaminación puede ser reducida por medio de la reacción siguiente:



De este modo, una parte del costo del proceso de control de contaminación puede ser recuperado por medio de la venta del azufre sólido producido. ¿Qué cantidad de azufre (en gramos) se obtendrá por medio de la reacción de una muestra de gas que contiene 8,40 g de H_2S y 7,80 g de SO_2 ?

16. En el estado Carabobo (Venezuela), está ubicado el Complejo Petroquímico Morón, una de las áreas industriales de la Petroquímica de Venezuela PEQUIVEN, S.A. Las plantas que integran el Complejo Morón son de dos tipos: nitrogenados y fosfatados. La planta de ácido fosfórico tiene una capacidad instalada de 165 000 toneladas métricas de ácido fosfórico. El ácido fosfórico se utiliza para la

elaboración del superfosfato triple y de los fertilizantes granulados NPK. La ecuación química que representa la reacción para producir ácido fosfórico es:



En la reacción química, al reaccionante que se consume totalmente se le denomina reactivo limitante, ya que cuando éste se agota no se puede formar más producto. A los otros reactivos que sobran se les denomina reactivos excedentes.

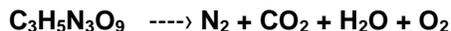
En una industria química de producción de ácido fosfórico, se hacen reaccionar 2,00 toneladas de fluorapatita y 1,50 toneladas de ácido sulfúrico. Basadas en esta información, determine:

- ¿Cuál de los dos reactivos es el limitante?
 - Calcule la cantidad de ácido fosfórico, en toneladas, que se pueden producir a partir de las cantidades de reaccionantes indicadas y la cantidad que sobra, en toneladas, del reactivo en exceso.
- 2,94 toneladas de H_2SO_4 y 1,15 toneladas de $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$
 - 1,70 toneladas de H_2SO_4 y 0,31 toneladas de $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$
 - 9,80 toneladas de H_2SO_4 y 4,10 toneladas de $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$
 - 0,90 toneladas de H_2SO_4 y 0,46 toneladas de $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$

17. Calcule a partir de la siguiente reacción química: $\text{FeS} + \text{O}_2 \text{---->} \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$

- ¿Cuántos moles de SO_2 pueden prepararse a partir de 0,25 mol de FeS ?
- ¿Cuántos gramos de oxígeno se necesitan para producir 2,50 moles de Fe_2O_3 ?
- Sí, inicialmente se tienen 0,015 g de FeS , ¿cuántos moles de oxígeno se requieren para que ocurra la reacción?

18. La nitroglicerina ($\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9$) es un explosivo muy potente y su descomposición se puede representar por:



- Balancee la ecuación química.
- Cuál es la cantidad de O_2 y CO_2 en gramos que se forman a partir de 2×10^2 g de nitroglicerina.
- Calcule el porcentaje de rendimiento de la reacción química si se producen 6,55 g de O_2 .

19. El segundo mineral más abundante en la corteza terrestre es la piedra caliza. Una piedra caliza del 72 % de contenido en carbonato de calcio, reacciona con un exceso de ácido clorhídrico y se produce cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua. Si necesitas obtener 350 g de cloruro de calcio, ¿qué masa de caliza debes emplear?

Masas atómicas relativas: H = 1; C = 12; O = 16; Cl = 35,5; Ca = 40

20. Para obtener metales de gran pureza a partir de sus óxidos, se hace reaccionar el óxido del metal con polvo de aluminio (termita). Cuando haces reaccionar 250 g de trióxido de dicromo con 100 g de aluminio, se forma cromo y óxido de aluminio. ¿Cuál es la masa de cromo que obtienes?

Masas atómicas relativas: O = 16; Al = 27; Cr = 52

REFERENCIAS

- Brown, T. y otros. Química. La ciencia central. México. Editorial Prentice Hall. 7ª edición. 1998.
- Chang, R. Química. Boston: Editorial McGraw Hill Higher Education, 9ª edición, 2007.
- Universidad de Valladolid: www.eis.uva.es/~qgintro/esteq/esteq.html www.eis.uva.es/~qgintro/esteq/tutorial-02.html
- Universidad de Talca: <http://dta.usalca.cl/quimica/profesor/urzua/cap4/estequi2/esteq2-index.htm>
<http://dta.usalca.cl/quimica/profesor/astudillo/5presteq.htm>
- Fisicanet: www.fisicanet.com.ar/quimica/q1_estequeometria.php