

MÓDULO 8

**ESTEQUIOMETRIA**

**CONTENIDO**

Estequiometria.- Leyes ponderales.- Leyes volumétricas.- Pureza de reactante.- Reactivo limitante.- Rendimiento de una reacción.- Ejercicios y problemas.- Evaluación

**COMPETENCIAS**

Las competencias que se pretende lograr para el presente capítulo son los siguientes:

1. Conocer la importancia de los cálculos estequiométricos.
2. Aplicar el manejo de ecuaciones químicas en la resolución de problemas de estequiometria.
3. Balancear ecuaciones químicas.
4. Interpretar y aplicar la ley de la estequiometria.
5. Interpretar el significado cualitativo y cuantitativo de una ecuación química balanceada
6. Deducir las relaciones masa/masa y masa/volumen de las ecuaciones individuales en una ecuación química
7. Realizar cálculos químicos que involucren:

* Reactivos químicamente puros
* Reactivos y productos con determinado grado de pureza
* Exceso de reactivo y reactivo limitante en una reacción
* Rendimiento o eficiencia de una reacción

1. **ESTEQUIOMETRIA**

Parte de la química que estudia las relaciones cuantitativas entre las sustancias que intervienen en una reacción química (reaccionantes y productos). Estas relaciones pueden ser:

Mol – mol, mol – gramo, gramo – gramo, mol – volumen, volumen – gramos, volumen – volumen.

Para emplear correctamente las relaciones cuantitativas, se tiene que tener en cuenta las siguientes etapas:

* Ajustar la ecuación química
* Calcular el peso molecular o fórmula de cada compuesto
* Convertir las masas a moles o de acuerdo al problema
* Usar la ecuación química para obtener los datos necesarios
* Reconvertir las moles a masas si se requiere

Recordemos los siguientes términos:

1. **Mol.-** Es la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales (por ejemplo, átomos, moléculas, unidades fórmula, etc.) como átomos hay en 12 gramos de 12C.

Se ha demostrado que este número es: 6,0221367 x 1023. Se abrevia como **6,02 x 1023** y se conoce como ***número de Avogadro***.

1. **Masa Molar.-** Un átomo de 12C tiene una masa de 12 *uma*. Un átomo de 24Mg tiene una masa de 24 *uma*. Entonces, una mol de átomos de 24Mg deberá tener el doble de la masa de una mol de átomos de 12C. Dado que por definición una mol de átomos de 12C pesa 12 gramos, una mol de átomos de 24Mg debe pesar 24 gramos.

Nótese que la masa de un átomo en unidades de masa atómica (uma) es numéricamente equivalente a la masa de una mol de esos mismos átomos en gramos (g).

La masa en gramos de 1 mol de una sustancia se llama masa molar.

La masa molar (en gramos) de cualquier sustancia siempre es numéricamente igual a su peso fórmula (en uma).

1. **LEYES PONDERALES**

Las leyes ponderales son un conjunto de leyes que tienen como objetivo el estudio de las masas relativas de las sustancias, en una reacción química, entre dos o más elementos químicos. Por lo tanto se puede decir que se divide en cuatro importantes leyes como lo son:

1. **Ley de la conservación de la masa (o de Lavoisier), 1789.**

La masa de un sistema permanece invariable cualquiera que sea la transformación que ocurra dentro de él; esto es, en términos químicos, la masa de los cuerpos reaccionantes es igual a la masa de los productos de la reacción.

**Así, por ejemplo, si se descomponen completamente 100 g de carbonato de calcio, se obtienen 100 g de productos (óxido de calcio y dióxido de carbono).**

En la física actual, la materia y la energía son de la misma esencia, pues no sólo la energía tiene un peso, y por tanto una masa, sino que la materia es una forma de energía que puede transformarse en otra forma distinta de energía. La energía unida a una masa material es E *=* mc2 en donde E es la energía, m la masa y *c* la velocidad de la luz

La relación entre masa y energía da lugar a que la ley de la conservación de la materia y la ley de la conservación de la energía no sean leyes independientes, sino que deben reunirse en una ley única de la conservación de la masa-energía. No obstante, las dos leyes pueden aplicarse separadamente con la sola excepción de los procesos nucleares. Si en una reacción química se desprenden 100000 calorías la masa de los cuerpos reaccionantes disminuye en 4,65 x 10-9 g, cantidad totalmente inobservable.

1. **Ley de las proporciones definidas (o de Proust), 1801.**

Cuando dos o más elementos se combinan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación en masa constante independientemente del proceso seguido para formarlo.

Esta ley también se puede enunciar desde otro punto de vista, para cualquier muestra pura de un determinado compuesto los elementos que lo conforman mantienen una proporción fija en masa, es decir, una proporción ponderal constante.

Así, por ejemplo, en el agua los gramos de hidrógeno y los gramos de oxígeno están siempre en la proporción 1/8, independientemente del origen del agua.

1. **Ley de las proporciones múltiples (o de Dalton), 1803.**

**Las cantidades de materia de un elemento que se combinan con una cantidad fija de otro elemento, para formar compuestos diferentes, están en una relación de números enteros sencillos.**

La ley de Proust no impide que dos o más elementos se unan en varias proporciones para formar varioscompuestos.

Así, por ejemplo, el oxígeno y el cobre se unen en dos proporciones y forman dos óxidos de cobre que contienen 79,90 % y 88,83 % de cobre respectivamente. Si calculamos la cantidad de cobre combinado con un mismo peso de oxígeno, tal como 1g, se obtiene en cada caso:





Las dos cantidades de cobre son, muy aproximadamente, una doble de la otra y, por tanto, los pesos de cobre que se unen con un mismo peso de oxígeno para formar los dos óxidos están en la relación de 1es a 2**.**

1. **Ley de las proporciones recíprocas (o de Richter), 1792.**

Las masas de dos diferentes elementos que se combinan con una misma masa de un tercer elemento dado, dan la relación de masas de estos elementos cuando se combinan entre sí o bien múltiplos o submúltiplos de estas masas.

Así, por ejemplo, **28 g de nitrógeno reaccionan completamente con 48 g de oxígeno, formándose 76 g de trióxido de dinitrógeno. 6 g de hidrógeno reaccionan completamente con 48 g de oxígeno, formándose 54 g de agua. Para reaccionar 28 g de nitrógeno completamente con 6 g de hidrógeno, formándose 34 g de amoníaco.**

**Ejemplos:**

1. Cálculos de moles:

La ecuación ajustada muestra la proporción entre reactivos y productos en la reacción:

2 C2H6 + 7 O2 🡪 4 CO2 + 6 H2O

de manera que, para cada sustancia en la ecuación se puede calcular las moles consumidas o producidas debido a la reacción, 2 moles de C2O6 reaccionaran con 7 moles de O2 para dar 4 moles de CO2 y 6 moles de H2O, o una relación de múltiplos o submúltiplos de estos.

¿Cuántas moles se producen de CO2, a partir de 10 moles de C2H6?



1. Si conocemos los pesos moleculares, podemos usar cantidades en gramos.

Conversión de gramos a moles:

¿Cuántos moles de N2 hay en 14,0 g?

PM = 14,0 x 2 = 28,0 g/mol



Cálculos de masa:

Los pesos moleculares y las ecuaciones químicas nos permiten usar masas o cantidades molares.

Los pasos son:

* Ajustar la ecuación química
* Convertir los valores de masa a valores molares
* Usar los coeficientes de la ecuación ajustada para determinar las proporciones de reactivos y productos
* Reconvertir los valores de moles a masa.

1. Para la reacción:

2 HCl + Ca 🡪 CaCl2 + H2

Tenemos un exceso de HCl, de manera que está presente todo el que necesitamos y más.

Nótese que por cada mol de Ca producimos 1 mol de H2

¿Cuántos gramos de hidrógeno se producirán si hacemos reaccionar 12 gramos de calcio?



Si se hace reaccionar 0,25 moles de Ca. ¿Cuántos gramos produciremos de H2?



¿Cuántas moles de CaCl2 se formaran con 25 g de Ca?



1. ¿Cuál de las siguientes operaciones es correcta para calcular el número de moles de hidrógeno necesarios para producir 6 moles de NH3 según la siguiente ecuación?

3 H2 + N2 🡪 2 NH3

1. 6 moles NH3 x 2 moles NH3 / 3 moles H2
2. 6 moles NH3 x 3 moles NH3 / 2 moles H2
3. 6 moles NH3 x 3 moles H2 / 2 moles NH3
4. 6 moles NH3 x 2 moles H2 / 3 moles NH3

En este caso, el reactivo es H2, y el producto es NH3.

Partimos del dato 6 moles de NH3, luego usamos la relación estequiométrica (de la ecuación química) [3 moles de H2 / 2 moles de NH3] para eliminas moles de NH3 y quedándonos con moles de H2:



La respuesta correcta es c)

1. ¿Cuál de las siguientes operaciones calcula correctamente la masa de oxígeno producida a partir de 0,25 moles de KClO3 según la siguiente ecuación?

(Pesos Atómicos: K = 39,1; Cl = 35,45; O = 16,00).

2 KClO3 🡪 2 KCl + 3 O2

1. 0,25 moles KClO3 x 2 moles KClO3 / 3 moles O2 x 32 g / 1 mol O2
2. 0,25 moles KClO3 x 3 moles O2 / 2 moles KClO3 x 32 g / 1 mol O2
3. 0,25 moles KClO3 x 2 moles KClO3 / 3 moles O2 x 1 mol O2 / 32 g
4. 0,25 moles KClO3 x 3 moles O2 / 2 moles KClO3 x 1 mol O2 / 32 g

En este caso, el reactivo es KClO3, y el producto O2



La respuesta correcta es b).

1. ¿Cuál de las siguientes operaciones es la correcta para calcular el número de gramos de carburo de calcio (CaC2) necesarios para obtener 5,2 gramos de acetileno (C2H2)?

(Pesos Atómicos: Ca = 40,01; C = 12,01; O = 16,00; H = 1,008).

CaC2 + 2 H2O 🡪 Ca(OH)2 + C2H2

1. 5,2 g C2H2 x (1 mol C2H2/26 g C2H2) x (1 mol CaC2/1 mol C2H2) x (64,1 g CaC2/1 mol)
2. 5,2 g C2H2 x (26 g C2H2/1 mol) x (1 mol CaC2/1 mol C2H2) x (1 mol/64,1 g CaC2)
3. 5,2 g C2H2 x (1 mol/26 g C2H2) x (1 mol C2H2/1 mol CaC2) x (1 mol/64,1 g CaC2)
4. 5,2 g C2H2 x (26 g C2H2/1 mol) x (1 mol C2H2/1 mol CaC2) x (64,1 g CaC2/1 mol)

Escribiendo la ecuación equilibrada correcta, la respuesta es a).

****

1. Calcular el número de moles de dióxido de nitrógeno (NO2) obtenidas cuando se producen 3 moles de oxígeno en la descomposición del ácido nítrico por la luz?

4 HNO3 🡪 4 NO2 + 2 H2O + O2

En esta reacción, se obtiene 1 mol de O2 y 4 moles de NO2 cuando se descomponen 4 moles de ácido nítrico. Por tanto:



1. ¿Cuántos moles de dióxido de azufre pueden obtenerse quemando 16 gramos de azufre?

(Pesos Atómicos: S = 32,06, O = 16,00).

S8 + 8 O2 🡪 8 SO2

En esta reacción, 1 mol de S8 reacciona para dar 8 moles de SO2. Por tanto:



1. ¿Qué masa de H2, que reacciona con exceso de O2, produce 11,91 g de H2O?

(Pesos Atómicos: H = 1,008; O = 16,00).

2 H2 + O2 🡪 2 H2O

En esta reacción, 2 moles de H2 reaccionan para dar 2 moles de H2O. Por lo tanto:



1. Recordando: Si tuviera 2,8 gramos de oro, ¿cuántos átomos de oro tendría?

Fórmula del oro: Au

Peso fórmula del Au = 196,9665 uma

Por lo tanto, 1 mol de oro pesa 196,9665 gramos.

Sabemos por medio del número de Avogadro que hay aproximadamente 6,02 . 1023 átomos/mol.



1. **LEYES VOLUMÉTRICAS**

Muchos de los elementos y compuestos son gaseosos, y puesto que es más sencillo medir un volumen que una masa de gas, era natural se estudiasen las relaciones de volumen en que los gases se combinan.

1. **Ley de los Volúmenes de Combinación,  (o de Gay – Lussac), 1808.**

**Los volúmenes de todas las sustancias gaseosas, medidos bajo las mismas condiciones de presión y temperatura, que intervienen en una reacción química, están en una relación de números enteros sencillos.**

**Ejemplo:**

**Los volúmenes gaseosos, medidos bajo las mismas condiciones de presión y temperatura, de hidrógeno y nitrógeno, que reaccionan completamente para formar amoníaco gaseoso, están en la razón 3 : 1, respectivamente.**

**3 H2 + N2 🡪 2 NH3**

Gay - Lussac al obtener vapor de agua a partir de los elementos (sustancias elementales) se había encontrado que un volumen de oxígeno se une con dos volúmenes de hidrógeno formándose dos volúmenes de vapor de agua; todos los volúmenes gaseosos medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura.

O2 + 2 H2 🡪 2 H2O

Oxígeno + Hidrógeno 🡪 Agua

1 vol 2 vol 2 vol

Esta relación sencilla entre los volúmenes de estos cuerpos gaseosos reaccionantes no era un caso fortuito, pues Gay - Lussac mostró que se cumplía en todas las reacciones en que intervienen gases tal como muestran los esquemas siguientes:

Cl2 + H2 🡪 2 HCl

Cloro + Hidrógeno 🡪 Cloruro de hidrógeno

1 vol 1 vol 2 vol

N2 + 3 H2 🡪 2 NH3

Nitrógeno + Hidrógeno 🡪 Amoniaco

1 vol 3 vol 2 vol

N2 + O2 🡪 2 NO

Nitrógeno + Oxígeno 🡪 Monóxido de nitrógeno

1 vol 1 vol 2 vol

Gay - Lussac observó que el volumen de la combinación gaseosa resultante era inferior o a lo más igual a la suma de los volúmenes de las substancias gaseosas que se combinan.

La ley nose aplica a la relación entre los volúmenes de los cuerpos sólidos y líquidos reaccionantes tal como el volumen de azufre que se unecon el oxígeno para formar dióxido de azufre.

1. **Ley del Número de Moléculas en un Volumen de Gas (o de Avogadro):**

Volúmenes iguales de gases diferentes en las mismas condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de moléculas.

**Ejemplos con volumen de un gas:**

Para realizar cálculos estequiométricos con volumen, es necesario cumplir con tres requisitos:

* Que la sustancia intervenga en la reacción en estado gaseoso.
* Que la reacción se lleve a cabo en condiciones normales de temperatura y presión (T = 0°C = 273K, P = 1 atm).
* Utilizar el volumen molar de un gas, cuyo valor es 22,4 L/mol.

**Volumen molar de un gas.-** Es el volumen que ocupa una mol de un gas a condiciones normales de temperatura y presión. Este dato del volumen molar nos permite establecer el factor de conversión de litros a moles: 1 mol = 22,4 litros.

1. La siguiente ecuación balanceada, muestra la reacción de combustión del etano.

2 C2H6(g) + 7 O2(g) 🡪 4 CO2(g) + 6 H2O(g)

Calcule:

a) ¿Cuántos litros de oxígeno reaccionan con 3,17 moles de C2H6 (etano)?

b) ¿Cuántas moles de CO2 (bióxido de carbono) se producen si se obtiene 13,5 litros de vapor de agua?

c) ¿Cuántos gramos de C2H6 (etano) son necesarios para obtener 125 litros de CO2 (dióxido de carbono)?

La ecuación se muestra ya balanceada.

1. Sustancia deseada: litros O2

Sustancia de partida: 3,17 moles C2H6

Entonces:



1. Sustancia deseada: moles CO2

Sustancia de partida: 13,5 L H2O

Entonces:



1. Sustancia deseada: g de C2H6

Sustancia de partida: 125 L de CO2

Entonces:



1. Se hacen reaccionar 5,5 litros de oxígeno medidos en CN con cantidad suficiente de nitrógeno.

5 O2 + 2 N2 🡪 2 N2O5

Calcular:

a) Los moles de nitrógeno que reaccionan.

b) Volumen de nitrógeno necesario.

c) Número de moléculas del compuesto formado, sabiendo que se obtiene pentóxido de dinitrógeno.

1. 
2. 
3. 
4. Se quieren preparar 3000 kg de amoníaco a partir de la reacción:

N2 + 3 H2  2 NH3

Calcular:

a) Volumen de nitrógeno medido en CN necesarios.

b) Masa de hidrógeno necesaria.

1. 
2. 

1. Se quieren obtener 15 litros de dióxido de carbono (CN) según la reacción:

Na2CO3 + 2 HCl  CO2 + H2O + 2 NaCl

Calcular:

a) Volumen de solución de HCl 38 % p/p (δ = 1,19 g/cm ³) necesario.

b) Masa de Na2CO3 necesaria.

c) Masa de NaCl que se forma.

1. 
2. 
3. 

1. **PUREZA DE REACTANTE**

La mayor parte de las sustancias que se emplean en el laboratorio no son 100% puras, poseen una cantidad determinada de otras sustancias no deseadas llamadas impurezas. Es importante disponer de esta información antes de usar cualquier sustancia química para llevar a cabo una dada reacción.

Por ejemplo, si poseemos NaCl 99,4%, sabemos que las impurezas están representando el 0,6% de la masa total, es decir de 100 g de muestra 99,4 g corresponden a NaCl y 0,6 g a impurezas.

**Ejemplos:**

1. ¿Cuál es el peso máximo de NaCl que podría obtenerse de 10 gramos de NaOH si esta tiene una pureza del 90%? La reacción es:

NaOH + HCl 🡪 NaCl + H2O

Balanceamos la reacción química: la ecuación esta balanceada.

De 100 g de muestra, 90 g corresponde al NaOH y 10 g a impurezas; como necesitamos saber la cantidad de NaOH en la muestra, calculamos:



Con esta información hacemos los cálculos estequiométricos:



1. ¿Qué masa de ácido sulfúrico se podrá obtener a partir de 250 g de azufre 98 % de pureza?

2 S + 3 O2 🡪 2 SO3

SO3 + H2O 🡪 H2SO4

De la reacción de formación del trióxido de azufre determinamos la cantidad de S puro:



Con este resultado determinamos las moles de trióxido de azufre:



Con la ecuación de formación del ácido sulfúrico, determinamos la cantidad de este:



1. **REACTIVO LIMITANTE**

A veces se cree equivocadamente que en las reacciones se utilizan siempre las cantidades exactas de reactivos. Sin embargo, en la práctica lo normal suele ser que se use un exceso de uno o más reactivos, para conseguir que reaccione la mayor cantidad posible del reactivo menos abundante.

**Reactivo limitante.-** Cuando una reacción se detiene porque se acaba uno de los reactivos, a ese reactivo se le llama reactivo limitante, pues determina o limita la cantidad de producto formado.

**Reactivo en exceso.-** Es aquel reactivo que queda después que se detiene la reacción.

**Ejemplos:**

1. Para la reacción:

2 H2 + O2 🡪 2 H2O

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

De la ecuación balanceada: necesitamos 2 moléculas de H2 por cada molécula de O2

Pero tenemos sólo 10 moléculas de H2 y 10 moléculas de O2.

La proporción requerida es de 2 : 1

Pero la proporción que tenemos es de 1 : 1

Es claro que el reactivo en exceso es el O2 y el reactivo limitante es el H2

Una manera de resolver el problema de cuál es el reactivo es el limitante es usando la siguiente relación en moléculas o moles, el reactivo limitante será el menor valor numérico de la relación:



Así para nuestro problema:

H2:  O2: 

El menor valor corresponde al H2, por lo tanto el hidrógeno será el reactivo limitante.

1. Considere la siguiente reacción:

2 NH3(g) + CO2(g) 🡪 (NH2)2CO(ac) + H2O(l)

Supongamos que se mezclan 637,2 g de NH3 con 1142 g de CO2. ¿Cuántos gramos de urea [(NH2)2CO] se obtendrán?

Primero tendremos que convertir los gramos de reactivos en moles:





Usando la relación para determinar el reactivo limitante:

Para NH3: 

Para CO2: 

El reactivo limitante es el NH3

Hacemos los cálculos con el reactivo limitante:



1. El cobre reacciona con el ácido sulfúrico según la ecuación:

2 H2SO4 + Cu  SO2 + CuSO4 + 2 H2O

Si se tienen 30 g de cobre y 200 g de H2SO4, calcular:

a) ¿Qué reactivo está en exceso y en qué cantidad?

b) Número de moles de SO2 que se desprenden.

c) Masa de CuSO4 que se forma.

1. Determinamos el reactivo limitante y el reactivo en exceso:

Los reactantes lo pasamos a moles:

Cu: 

H2SO4: 

Determinamos el reactivo limitante, menor valor de la relación:

Cu: 

H2SO4: 

El reactivo limitante es el Cu, con este valor determinamos cuanto reaccionara de H2SO4, la diferencia será la cantidad en exceso:



La cantidad de reactivo en exceso es 200g – 92,6 g = 107,4 g de H2SO4

1. 

1. 
2. **RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN**

Se cree equivocadamente que las reacciones progresan hasta que se consumen totalmente los reactivos, o al menos el reactivo limitante.

La cantidad real obtenida del producto, dividida por la cantidad teórica máxima que puede obtenerse (100%) se llama rendimiento de la reacción.



La cantidad de producto que debiera formarse si todo el reactivo limitante se consumiera en la reacción, se conoce con el nombre de cantidad teórica máxima (rendimiento teórico).

Rendimiento de la reacción ≦ Rendimiento teórico

Razones para este hecho:

* es posible que no todos los productos reaccionen
* es posible que haya reacciones laterales que no lleven al producto deseado
* la recuperación del 100% de la muestra es prácticamente imposible

**Ejemplos:**

1. La reacción de 6,8 g de H2S con exceso de SO2, según la siguiente reacción, produce 8,2 g de S. ¿Cuál es el rendimiento?   
   (Pesos Atómicos: H = 1,008; S = 32,06; O = 16,00).

2 H2S + SO2 🡪 3 S + 2 H2O

En esta reacción, 2 moles de H2S reaccionan para dar 3 moles de S.

Se usa la estequiometría para determinar la máxima cantidad de S que puede obtenerse a partir de 6,8 g de H2S:



Para determinar el rendimiento, se divide la cantidad real de S obtenida sobre la cantidad teórica máxima, y se multiplica por 100.



1. El ácido bromhídrico y el ácido sulfúrico reaccionan según la ecuación:

H2SO4 + 2 HBr 🡪 SO2 + Br2 + 2 H2O

Si reaccionan 3 moles de H2SO4, calcular:

a) Masa de HBr necesaria.

b) Número de moles de Br2 formados, sabiendo que la reacción tiene un rendimiento del 90 %.

c) Volumen de SO2 que se desprende simultáneamente (medidos en CN).

1. 

1. 



1. 

**Rendimiento con Reactivo Limitante**

**Ejemplo:**

La masa de SbCl3 que resulta de la reacción de 3,00 g de antimonio y 2,00 g de cloro es de 4,05 g. ¿Cuál es el rendimiento?   
(Pesos Atómicos: Sb = 121,8; Cl = 35,45)

Sb4 + 6 Cl2 🡪 4 SbCl3

En esta reacción, 1 mol de Sb4 reacciona con 6 moles de Cl2 para dar 4 moles de SbCl3.

Determinamos el reactivo limitante para ello calculamos el número de moles que hay de cada reactivo:

Peso Molecular del Sb4: 487,2



Peso Molecular del Cl2: 70,9



Determinamos el reactivo limitante por el menor valor de la relación:

Para el Sb4: 

Para el Cl2: 

El Cl2 es el reactivo limitante, con el determinamos la cantidad máxima de SbCl3 que se puede obtener:



Dividir la cantidad real de SbCl3 dada sobre la cantidad teórica máxima y multiplicar por 100.



**EJERCICIOS**

1. Las bolsas de aire para automóvil se inflan cuando se descompone rápidamente azida de sodio, NaN3, en los elementos que la componen según la reacción

NaN3 🡪 Na + N2

¿Cuántos gramos de azida de sodio se necesitan para formar 5,00 g de nitrógeno gaseoso?

1. Un producto secundario de la reacción que infla las bolsas de aire para automóvil es sodio, que es muy reactivo y puede encenderse en el aire. El sodio que se produce durante el proceso de inflado reacciona con otro compuesto que se agrega al contenido de la bolsa, KNO3, según la reacción

Na + KNO3 🡪 K2O + Na2O + N2

¿Cuántos gramos de KNO3 se necesitan para eliminar 5,00 g de Na?

1. El CO2 que los astronautas exhalan se extraer de la atmósfera de la nave espacial por reacción con KOH:

CO2 + KOH 🡪 K2CO3 + H2O

¿Cuántos kg de CO2 se pueden extraer con 1,00 kg de KOH?

1. ¿Qué masa de magnesio se necesita para que reaccione con 9,27 g de nitrógeno?

Mg + N2 🡪 Mg3N2

1. ¿Cuántos gramos de hidróxido de calcio son necesarios para neutralizar 490 g de ácido sulfúrico?
2. ¿Cuántos gramos de ácido nítrico se necesitan para neutralizar 370 g hidróxido de calcio?
3. Calcular las masas de ácido clorhídrico y de hidróxido de sodio que se necesitan para preparar 292 g de cloruro de sodio.
4. Calcular la masa de sulfato ácido de sodio que se obtiene tratando 2,92 kg de cloruro de sodio con ácido sulfúrico en cantidad suficiente. ¿Cuántos kilogramos de ácido clorhídrico gaseoso se obtienen? ¿Qué volumen ocupa ese gas?
5. El alcohol etílico se quema de acuerdo con la siguiente ecuación:

C2H5OH + O2 🡪 CO2 + H2O

¿Cuántos moles de CO2 se producen cuando se queman 3,00 mol de C2H5OH de esta manera?

1. ¿Cuántas moléculas de O2 pueden obtenerse por la descomposición de 300 g de KClO3 de acuerdo a la siguiente ecuación no igualada?

KClO3 🡪 KCl + O2

1. Calcular la cantidad en peso y en volumen de CO2 (en CN) que se obtienen al tratar 380 g de carbonato de calcio con la cantidad estequeométrica de ácido clorhídrico. Calcular además, la cantidad de cloruro de calcio formado.

CaCO3 + HCl 🡪 CaCl2 + H2O + CO2

1. Calcular cuántos kilogramos y cuantos litros (en CN) de aire hacen falta para la combustión completa de 100 kg de pentano (C5H12). El contenido de oxígeno en el aire es del 21 % en volumen ó 23 % en peso.
2. La combustión de etanol produce dióxido de carbono y agua. Calcular a) qué volumen de dióxido de carbono, en C.N., se obtendrá al quemar 11,5 g de alcohol. b) Cuántas moléculas de oxígeno serán necesarias para esa combustión.
3. Un globo meteorológico se llena con hidrógeno procedente de la reacción siguiente:

CaH2(s) + H2O(l) 🡪 Ca(OH)2 + H2(g)

¿Cuántos gramos de hidruro de calcio harán falta para producir 250 mL de hidrógeno en condiciones normales?

1. Se tratan 4,9 g de ácido sulfúrico con cinc. En la reacción se obtiene sulfato de cinc e hidrógeno.

a)  Formula y ajusta la reacción que tiene lugar.

b)  Calcula la cantidad de hidrógeno desprendido.

c)  Halla qué volumen ocupará ese hidrógeno en condiciones normales.

1. ¿Qué volumen de hidrógeno medido a CN se obtiene al tratar 130 g de Zn con exceso de ácido sulfúrico?
2. Tenemos la siguiente reacción química ajustada:

H2SO4 + Zn 🡪 ZnSO4 + H2

¿Qué volumen de hidrógeno se puede obtener a partir de 10 g de Zn, si las condiciones del laboratorio son de CN?

1. El acetileno, C2H2, arde en presencia de oxígeno originando dióxido de carbono y agua.

a)  Escribe la ecuación química de la reacción.

b)  ¿Qué volumen de aire (21% O2), que se encuentra a 17 °C y 750 mm de Hg, se necesita para quemar 2 kg de acetileno?

1. Mezclamos 1 litro de flúor con suficiente cantidad de monóxido de nitrógeno, medidos ambos en condiciones normales. ¿Cuántos gramos de FNO se formarán? La ecuación de la reacción que tiene lugar es

F2 (g) + NO (g) 🡪 FNO (g)

1. Se hacen reaccionar 5,5 litros de oxígeno medidos en CN con cantidad suficiente de nitrógeno, calcular:

a) Los moles de nitrógeno que reaccionan.

b) Volumen de nitrógeno necesario.

c) Número de moléculas del compuesto formado, sabiendo que se obtiene pentoxido de dinitrogeno.

1. El tejido óseo de una persona adulta pesa aproximadamente 11 kg y contiene 50 % de Ca3(PO4)2. Determinar los kilogramos de fósforo que hay en el tejido óseo de una persona adulta.
2. Se necesitan 20 litros de oxígeno en CN. Calcular qué cantidad de clorato de potasio de 95 % de pureza deben descomponerse para obtener ese volumen.

KClO3 🡪 KCl + O2

1. Al calentar nitrato sódico se descompone en nitrito sódico y oxígeno. Calcular cuál será la riqueza de un nitrato impuro si al calentar 60g del mismo se producen 5500 cm3 de oxígeno medido en C.N.
2. Al calentar sulfuro de hierro (II) en oxigeno gaseoso se produce oxido de hierro (III) y dióxido de azufre. Determine la masa de oxido de hierro (III) producido al hacer reaccionar 240 g de sulfuro de hierro (II) de 87,2 % de pureza en exceso de oxigeno.

FeS + O2 🡪 Fe2O3 + SO2

1. ¿Cuántos superfosfato fertilizante, de formula CaH4(PO4)2 puede fabricarse partiendo de una tonelada de fosfato calcico de 93,5 % de pureza?, la ecuación de reacción es:

Ca3(PO4)2 (s) + H2SO4 (ac) 🡪 CaH4(PO4)2 (s) + CaSO4 (s)

1. El bromo se puede obtener en el laboratorio por reacción del bromuro de potasio, el ácido sulfúrico y oxido de manganeso (IV), de acuerdo con la ecuación:

KBr + MnO2 + H2SO4 🡪 KHSO4 + MnSO4 + Br2 + H2O

Calcular las cantidades de KBr, MnO2 con un 92,5 % de pureza, y H2SO4 al 60 % que se necesitan para obtener 60,0 g de Br2.

1. Calcular la cantidad de cal viva (CaO) que puede prepararse calentando 200 g de caliza con una pureza del 95% de CaCO3.

CaCO3 🡪 CaO + CO2

1. La tostación es una reacción utilizada en metalurgia para el tratamiento de los minerales, calentando éstos en presencia de oxígeno. Calcula en la siguiente reacción de tostación:

ZnS + O2 🡪 ZnO + SO2

La cantidad de ZnO que se obtiene cuando se tuestan 1500 kg de mineral de ZnS de una riqueza en sulfuro (ZnS) del 65%.

1. ¿Qué masa de ácido sulfúrico se podrá obtener a partir de 250 g de azufre 98 % de pureza?
2. El amoníaco se puede obtener calentando cloruro amónico con hidróxido de sodio. Calcula cuántos gramos de una muestra de cloruro de amonio que tiene un 88% de riqueza, se necesitan para obtener 3 litros de amoníaco medidos a 25ºC y 1 atm.
3. El metal sodio reacciona con agua para dar hidróxido de sodio e hidrógeno gas:

Na(s) + H2O(l) 🡪 NaOH(aq) + H2(g)

Si 10,0 g de sodio reaccionan con 8,75 g de agua: ¿Cuál es el reactivo limitante?

1. Si se hace reaccionar 28 g de nitrógeno con 9,02 g de hidrógeno, calcular la masa de amoniaco formada.
2. Si se hace reaccionar 64 g de metano con 355 g de cloro, de acuerdo a la ecuación:

CH4 + Cl2 🡪 CCl4 + HCl

Calcular la cantidad de CCl4 y HCl formado.

1. Dada la siguiente reacción química.

Ca(OH)2 + SO2 🡪 Ca(HSO3)2

Determine las moles de sulfito ácido de calcio obtenido al hacer reaccionar 64,8 g de hidróxido de calcio con 52,4 g de dióxido de azufre.

1. Dada la siguiente ecuación química, no balanceada:

Al + HCl 🡪 AlCl3 + H2

Calcular la cantidad de H2, cuando se hace reaccionar 3,0 mol de Al con 4,0 mol de HCl.

1. Cuando se prepara H2O a partir de hidrógeno y oxígeno, si se parte de 4,6 mol de hidrógeno y 3,1 mol de oxígeno, ¿cuántos moles de agua se pueden producir y quién permanece sin reaccionar?
2. Reaccionan 10 g de aluminio con 10 g de oxígeno, ¿cuál de los reactivos está en exceso?, ¿cuántos gramos de óxido de aluminio se forman?
3. ¿Qué masa de cloruro de plata se puede preparar a partir de la reacción de 4,22 g de nitrato de plata con 7,73 g de cloruro de aluminio?

AgNO3 + AlCl3 🡪 Al(NO3)3 + AgCl

1. En la reacción

NO2 + H2O 🡪 HNO3 + NO

¿cuántos gramos de HNO3 se pueden formar cuando se permite que reaccionen 1,00 g de NO2 y 2,25 g de H2O?

1. El carburo de silicio, SiC, se conoce por el nombre común de carborundum. Esta sustancia dura, que se utiliza comercialmente como abrasivo, se prepara calentando SiO2 y C a temperaturas elevadas:

SiO2(s) + C(s) 🡪 SiC(s) + CO(g)

¿Cuántos gramos de SiC se pueden formar cuando se permite que reaccionen 3,00 g de SiO2 y 4,50 g de C?

1. El cobre reacciona con el ácido sulfúrico según la ecuación:

H2SO4 + Cu 🡪 SO2 + CuSO4 + H2O

Si se tienen 30 g de cobre y 200 g de H2SO4, calcular:

a) ¿Qué reactivo está en exceso y en qué cantidad?

b) Número de moles de SO2 que se desprenden.

c) Masa de CuSO4 que se forma.

1. Se hacen reaccionar 10,0 g de óxido de aluminio con exceso de ácido clorhídrico y se obtienen 25,0 g de cloruro de aluminio. Calcula el rendimiento del proceso.
2. Calcular el rendimiento de un experimento en el que se obtuvieron 3,43 g de SOCl2 mediante la reacción de 2,50 g de SO2 con un exceso de PCl5, esta reacción tiene un rendimiento teórico de 5,64 g de SOCl2.

SO2(l) + PCl5(l) 🡪 SOCl2(l) + POCl3(l)

1. Al hacer reaccionar oxido nítrico con oxigeno se obtiene dióxido de nitrógeno, de acuerdo a la siguiente ecuación no igualada:

NO + O2 🡪 NO2

Determine el volumen de dióxido de nitrógeno obtenido al hacer reaccionar 20 L de NO con 15 L de O2, si el rendimiento de la reacción es de 75 %. Considere que todos los gases están medidos a CN.

1. El hidróxido de calcio es neutralizado por ácido nítrico para formar nitrato de calcio y agua:

Ca(OH)2 + HNO3 🡪 Ca(NO3)2 + H2O

Si el rendimiento de la reacción es de 75 %. ¿Qué masa de hidróxido debe tratarse en exceso de ácido nítrico para obtener 1,5 ton de nitrato de calcio?

1. El proceso Leblanc, hoy en desuso, se utilizo para la obtención de carbonato de sodio a partir de cloruro de sodio mediante una serie de reacciones desplazamiento y precipitación, que esquemáticamente se pueden representar por:

NaCl Na2CO3

Si en dicho proceso se parte de 150 kg de NaCl y se obtienen 110 kg de Na2CO3. ¿Cuál será el rendimiento del mismo?

1. El ácido bromhídrico y el ácido sulfúrico reaccionan según la ecuación:

H2SO4 + HBr 🡪 SO2 + Br2 + H2O

Si reaccionan 3 moles de H2SO4, calcular:

a) Masa de HBr necesaria.

b) Número de moles de Br2 formados, sabiendo que la reacción tiene un rendimiento del 90 %.

c) Volumen de SO2 que se desprende simultáneamente (medidos en CN).

1. Una muestra de 150 g. de zinc metálico se calienta hasta que se vaporiza y a continuación se quema en exceso de oxígeno. Una vez que la reacción ha terminado se recogen 160 g. de óxido de zinc. Calcula el rendimiento del proceso.
2. Una muestra de 150 g de zinc metálico se calienta hasta que se vaporiza y a continuación se quema en exceso de oxígeno. Una vez que la reacción ha terminado se recogen 160 g de óxido de zinc. Calcula el rendimiento del proceso.
3. El Ca(NO3)2 puede obtenerse por reacción del CaCO3 con HNO3. Si se hacen reaccionar 250 g de CaCO3  del 82% de pureza con 500 mL de HNO3 3M, calcula la cantidad de nitrato obtenido si el proceso transcurre con un rendimiento del 93%.

**BIBLIOGRAFIA**

1) Química, para Postulantes a medicina, ciencias e ingeniería/A. Salcedo/Edt. San Marcos/Perú/1992

2) Química/C. Briceño, L. Rodríguez/Edt. Educativa/Colombia/1994

3) Química General, problemas y ejercicios/Edt. Addison-Wesley Iberoamericana/U.S.A/1991

4) Química General/K. Whitten, K. Gailey, R. Davis/Edt. Mc Graw Hill/España/1994

5) Química/R. Chang/Edt. Mc Graw Hill/México/1992

6) http://www.fisicanet.com.ar/quimica/estequeometria

**AUTOEVALUACIÓN**

1. Si 3,00 mol de SO2 gaseoso reaccionan con oxígeno para producir trióxido de azufre, ¿cuántos moles de oxígeno se necesitan?
2. La fermentación de glucosa, C6H12O6, produce alcohol etílico, C2H5OH, y dióxido de carbono:

C6H12O6(ac) 🡪 C2H5OH(ac) + CO2(g)

¿Cuántos gramos de etanol se pueden producir a partir de 10,0 g de glucosa?

1. Al quemar 40 cm3 de una mezcla de metano y propano, con suficiente cantidad de oxígeno, se producen 100 cm3 de dióxido de carbono. Calcular: a) La composición de la mezcla inicial; b) El volumen de oxígeno necesario para la combustión completa de la mezcla.
2. ¿Qué masa, qué volumen en condiciones normales y cuántos moles de CO2 se desprenden al tratar 205 g de CaCO3 con exceso de ácido clorhídrico según la siguiente reacción?

CaCO3 + HCl 🡪 CaCl2 + H2O + CO2

1. La soda cáustica, NaOH, se prepara comercialmente mediante la reacción de carbonato de sodio con cal apagada, Ca(OH)2. Determine la masa de soda cáustica que se puede obtener al hacer reaccionar 50,0 kg de carbonato de sodio de 95,8% de pureza con exceso de cal apagada.
2. El tetracloruro de titanio se oxida en presencia de oxigeno dando como producto dióxido de titanio y cloro:

TiCl4 + O2 🡪 TiO2 + Cl2

Determine la pureza del tretracloruro de titanio empleado si al hacer reaccionar 4,00 toneladas de TiCl4 en exceso de oxigeno se obtuvo 1,4 ton de dióxido de titanio. (Suponga 100% de rendimiento).

1. El vinagre (HC2H3O2) y la soda (NaHCO3) reaccionan produciendo burbujas de gas (dióxido de carbono):

HC2H3O2(aq) + NaHCO3(s) 🡪 NaC2H3O2(aq)

Si 5,00 g de vinagre reaccionan con 5,00 g de soda. ¿Cuál es el reactivo limitante?

1. En la reacción:

Fe(CO)5 + PF3 + H2 🡪 Fe(CO)2(PF3)2(H)2 + CO

¿Cuántos moles de CO se producen a partir de una mezcla de 5,0 mol de Fe(CO)5, 8,0 mol PF3, y 6,0 mol H2?

1. El cloruro de calcio reacciona con nitrato de plata para producir un precipitado de cloruro de plata:

CaCl2(aq) + AgNO3(aq) 🡪 AgCl(s) + Ca(NO3)2(aq)

En un experimento se obtienen 1,864 g de precipitado. Si el rendimiento teórico del cloruro de plata es 2,45 g. ¿Cuál es el rendimiento en tanto por ciento?

1. Al calentar el clorato de potasio se descompone en cloruro de potasio y oxigeno. Si al calentar 234 ton de clorato de potasio se obtuvo 120 ton de cloruro de potasio, determine el rendimiento de la reacción.