Identificación del Objeto de aprendizaje

Fecha	3 septiembre de 2011
Asignatura	Química II
Unidad 1	SUELO, FUENTE DE NUTRIMENTO PARA LAS PLANTAS
Aprendizajes	40. Determina masas moleculares a partir de las masas atómicas. (N2) 41. Reconoce el significado cuantitativo de las fórmulas de los compuestos. (N2) 42. Interpreta cuantitativamente a las reacciones químicas. (N3) 43. Resuelve problemas de cálculos estequiométricos masa/masa en ecuaciones sencillas. (N3) 44. Reconoce al mol como unidad asociada al número de partículas (átomos, moléculas, iones). (N2) 45. Establece relaciones estequiométricas mol-mol en ecuaciones sencillas. (N3)
Tema **SITUACIÓN PROBLEMA**	**9 ¿Cómo ayuda la química a determinar la cantidad de sustancias que intervienen en las reacciones de obtención de sales?**
Palabras claves	masas moleculares, masas atómicas, fórmulas, compuestos, reacciones químicas, interpretación cuantitativa, cálculos estequiométricos masa/masa en ecuaciones, mol, número de partículas (átomos, moléculas, iones), relaciones estequiométricas mol-mol.
Autores	Sergio Meléndez Mercado

Objetivos para el profesor

Reconoce el significado cuantitativo de las fórmulas de los compuestos al determinar las masas moleculares a partir de las masas atómicas para interpretar cuantitativamente a las reacciones químicas.
Reconoce al mol como unidad asociada al número de partículas (átomos, moléculas, iones) al establecer relaciones estequiométricas mol-mol en ecuaciones sencillas para resolver problemas de cálculos estequiométricos masa-masa.

Índice de navegación del Objeto de aprendizaje

1. Introducción
2. Mol
3. Masas moleculares
4. Relaciones estequiometricas
5. Cálculos
6. Ejercicios
7. Bibliografía

1.Introducción

Responde la siguiente pregunta. ¿Cuántas cucharadas de azúcar agregas a una taza de café de 150 mL ? Si la taza de café es de 500 mL, ¿Agregas la misma cantidad de azúcar? ¿Puedes utilizar cantidades arbitrarias de azúcar para obtener el sabor que te gusta?

También para los químicos es importante saber cuánto se produce en una reacción química o qué cantidad de reactivos se necesitan para obtener la cantidad deseada de productos. En la industria, cualquiera que ésta sea, es necesario conocer cuánto se necesita y cuánto se produce de determinados compuestos.

Pero **¿Cómo ayuda la química a determinar la cantidad de sustancias que intervienen en las reacciones de obtención de sales?**

Te has preguntado ¿por qué es importante conocer la cantidad de sustancias que intervienen en las reacciones?
¿Existe una relación entre las cantidades de sustancias que reaccionan y las que se producen?

El propósito de este material es que:

Reconozcas el significado cuantitativo de las fórmulas de los compuestos al determinar las masas moleculares a partir de las masas atómicas para interpretar cuantitativamente a las reacciones químicas.

Reconozcas al mol como unidad asociada al número de partículas (átomos, moléculas, iones) al establecer relaciones estequiométricas mol-mol en ecuaciones sencillas para resolver problemas de cálculos estequiométricos masa-masa.

2. Mol

Pero ¿qué es un mol?

Cuando adquirimos calcetines lo hacemos por pares, si pedimos flores lo hacemos por docenas y si queremos canicas nos venden por cientos o por millares. Los químicos informan el número de átomos, iones y moléculas en la unidad denominada mol, un mol es el análogo al par, docena o ciento que solicitamos cuando queremos adquirir calcetines, flores o hojas de papel. Observa que a medida que las cosas se hacen más pequeñas la unidad que usamos para contarlas se hace más grande.
Los átomos son infinitamente pequeños, por lo que la unidad usada para contarlos es muy grande, mucho más grande que las decenas de millones de habitantes que se cuentan en cada censo. Puesto que cien millones de átomos o moléculas puede ser muy pequeño para medirlos directamente, los químicos utilizan el mol como unidad (mol proviene de la palabra latina que significa " masa, pila o montón) y es igual al número 602,000,000,000,000,000,000,000 ó 6.02×10^{23} Esta cantidad se conoce como número de Avogrado, correspondientes a 6.02×10^{23} partículas de la sustancia.
Pero como contar semejante cantidad, dado que el recuento de los átomos directamente es prácticamente imposible, utilizamos una manera indirecta basada en la masa de un átomo. Por

espectrometría de masas se determina la masa de un átomo de carbono es de 1.99265 x 10 23 g. Sucede que el número de átomos en 12 g de carbono 12 exacto es 6.02×10^{23}

Por ejemplo para el carbono 12

1 mol de C^{12}= 12 g de Carbono = 6.02×10^{23} átomos de Carbono

El mol se define formalmente al medir exactamente 12 g de carbono 12, tendremos un mol de átomos de carbono 12. En esa cantidad habrá exactamente un número de átomos igual al número de Avogadro.

Podemos afirmar que:

1 mol de un elemento = masa atómica del elemento = número de Avogadro

El mol es la unidad para la propiedad física conocida formalmente como cantidad de sustancia, n, los químicos se refieren a n como número de mol.

Para no ser ambiguos cuando se utiliza el termino mol, debemos ser específicos acerca de a que nos estamos refiriendo (átomos, moléculas ó iones)
Por ejemplo no es lo mismo decir 1 mol de átomos de cloro, a 1 mol de moléculas de cloro ó 1 mol de iones de cloro.
Si lo expresamos mediante su fórmula nos daremos cuenta de la diferencia
1 mol de átomos de Cl
1 mol de moléculas de Cl_2
1 mol de iones Cl^-

Para darnos idea de lo que significa la cantidad que representa un mol podríamos pensar por ejemplo en granos de arroz y la cantidad de personas que habita el planeta en términos de mol.

¿Qué tan grande es un mol de granos de arroz?
Consideremos que un grano de arroz pesa 1.66×10^{-5} Kg
La masa de un mol de granos de arroz sería= 10 000 000 000 000 000 000
(10 trillones de Kg)

¿Qué tan grande es ésta cantidad?
Producción anual de china ~200 millones de toneladas de arroz (2×10^{11} Kg)
La masa de un mol de granos de arroz es 50 000 000 de veces mayor. Por lo tanto China necesita 50 millones de años para producir 1 mol de granos de arroz.

En el Mundo somos ~ 7,000, 000 000 de personas

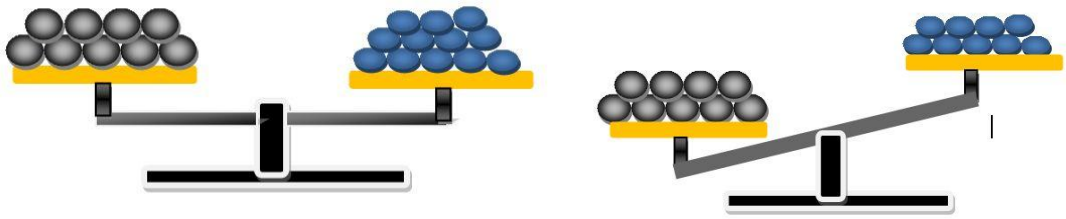
¿Cuántas mol de personas somos en el mundo?
1 mol ---------- 6.02×10^{23} personas
X mol ---------- 7×10^{9} personas
X= 1.16×10^{-14} mol de personas
¡ NI SIQUIERA SOMOS UN MOL !

Es una cantidad muy, muy grande

Recordando 1 mol de un elemento = masa atómica del elemento = número de Avogadro

Así un mol de átomos de oxigeno de carbono o de plomo son 6.02×10^{23} átomos de esa sustancia

Pero los átomos de diferentes sustancias no poseen la misma masa (unos tienen más que otros), de la misma forma que mil botones tienen una masa distinta que mil canicas. Ver la figura 2 Por lo que un mol de diferentes sustancias tendrá una masa diferente.
En nuestro ejemplo
Un mol de carbono son 6.02×10^{23} átomos de carbonos y todos ellos tienen una masa de 12 gramos.
Un mol de plomo son 6.02×10^{23} átomos de plomo y todos ellos tienen una masa de 207 gramos.



Masas iguales Cantidades iguales

Fig 2. Las cantidades iguales de átomos no necesariamente tienen la misma masa

Ejercicio llena los espacios en blanco
Completa el siguiente cuadro como en el ejemplo

sustancias	Cantidad de mol	Número de partículas	Masa
H_2O	1	6.023×10^{23} moléculas	18 g
O_2	0.5	3.0115×10^{23} moléculas	16 g
CO	1.5	9.023×10^{23}	42 g
Fe	0.05	3.0115×10^{22}	2.8 g
Na	2	1.2046×10^{24}	46 g

Fotos con las cantidades de las sustancias en el laboratorio

Masa molar
La masa molar de un elemento es la masa por mol de sus átomos. Las unidades de masa molar se expresan en gramos por mol (g/mol).
Por ejemplo un mol de átomos de oxígeno son 6.02×10^{23} átomos y la masa de todos ellos es de 16 g; que pasaría con un mol de moléculas de oxígeno (O_2) son 6.02×10^{23} moléculas de oxígeno, debido a que cada molécula contiene dos átomos todas ellas tendrán una masa de 32

gramos (el doble de la masa de un mol de oxigeno atómico), la masa molar de un elemento molecular es la masa por mol de sus moléculas; La masa de un mol de partículas se denomina masa molar.

Al consultar la Tabla Periódica, para el átomo de oxígeno y el carbono te habrás dado cuenta que la masa de un mol de estos elementos coincide con su masa atómica relativa, expresada en gramos. Por lo que podemos decir que un mol de cualquier elemento tiene una masa igual a su masa atómica relativa, expresada en gramos. Por ejemplo, la masa molar del oxigeno molecular O_2 es 32 g de O_2 esto es, 1 mol de O_2

La masa molar de un compuesto es igual a la suma de las masas atómicas relativas de los átomos de los elementos que lo conforman. Por ejemplo un mol de Fe Cl_3 consta de un mol de átomos de Fierro y de tres mol de átomos de cloro, si un mol de átomos de Fierro pesa 56 g y un mol de átomos de cloro pesa 35 g para encontrar la masa molar tendremos que realizar las siguientes operaciones

1 mol de $FeCl_3$= 1(56g/mol) + 3(35g/mol Cl) por lo que

1 mol de $FeCl_3$= 56 + 105 g = 151 g/ mol

Pero ¿ como podemos determinar un mol de alguna sustancia?

¿Un mol de agua pesa lo mismo que un mol de sal?

Sírvete un mol

Escenario Aparece una balanza o una probeta y las sustancias que se enlistan en la tabla, el alumno escribirá la masa de un mol de sustancia en la tabla y va a poder arrastrar cada sustancia a la balanza y añadir la cantidad que desea pesar, mediante el botón pesar, cuando el alumno da clic en este botón se mostrará una animación que pesara la cantidad que escribió. Cuando termina de pesar aparece el botón verificar

Mide la masa correspondiente a un mol de cada sustancia que se encuentra en la tabla

Sustancia	Masa de un mol de sustancia	Número de partículas (átomos o moléculas en un mol)
Potasio (K)	39.09 g	6.023×10^{23}
Magnesio (Mg)	24.3 g	6.023×10^{23}
Fosfato de amonio ($(NH_4)_3PO_4$)	149.08 g	6.023×10^{23}
Azúcar ($C_6H_{22}O_{11}$)	270.23 g	6.023×10^{23}
Agua (H_2O)	18.01 g	6.023×10^{23}
Etanol (CH_3CH_2OH)	46.06 g	6.023×10^{23}

Mide el volumen que corresponde a la masa de un mol considerando su densidad.

Densidad del Agua es de 1g/mL y la del alcohol es 0.8 g/mL

Sustancia	Volumen de un mol de sustancia
Agua (H_2O)	18.01 ml
Etanol (CH_3CH_2OH)	57.575 ml

Preguntas

Elige la respuesta correcta

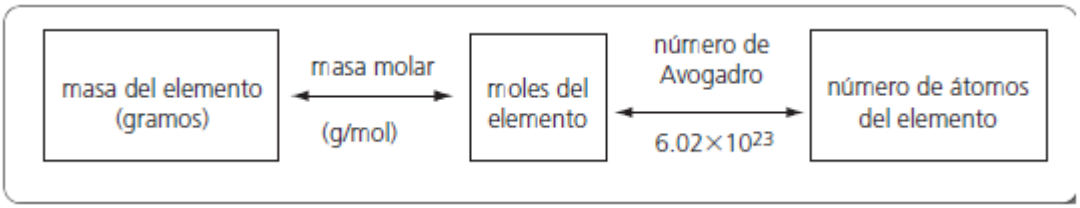
Un mol de cada sustancia posee _____(igual o diferente) masa

Indica el tipo de partícula en cada caso son átomos o moléculas

Sustancia	Tipo de partícula
Potasio (K)	átomos
Magnesio (Mg)	átomos
Fosfato de amonio ($(NH_4)_3PO_4$)	moleculas
Azúcar ($C_6H_{22}O_{11}$)	moleculas
Agua (H_2O)	moleculas
Etanol (CH_3CH_2OH)	moleculas

¿Cuántas partículas hay en un mol de cada sustancia?
6.023×10^{23}

Mol de átomos: El mol nos deja usar la balanza.
No podemos medir la masa de cada átomo individualmente, pero si podemos medir la masa de un grupo representativo de átomos y compararla con una masa de otro número igual de un átomo distinto.
Resumiendo



Relación entre la masa de un elemento y la cantidad de sustancia del elemento; relación entre la cantidad de sustancia y el número de átomos de un elemento.

Ejercicios

1. Completa el siguiente cuadro

sustancia	Masa (g)	Número de mol de cada sustancia	Número de partículas de cada sustancia
Hielo	9g	0.5	3.01×10^{23}
Acetona (CH_3COCH_3)	58g	1	6.02×10^{23}

2. Subraya la opción correcta:

Un mol de magnesio contiene mayor-menor-igual número de átomos que un mol de fierro
La masa de un mol de magnesio es mayor menor igual que la masa de un mol de fierro
La masa de un mol de azúcar es mayor, menor, igual que la masa de un mol de agua

3. Consulta la tabla periódica y determina las masas molares de las siguientes sales (fertilizantes)

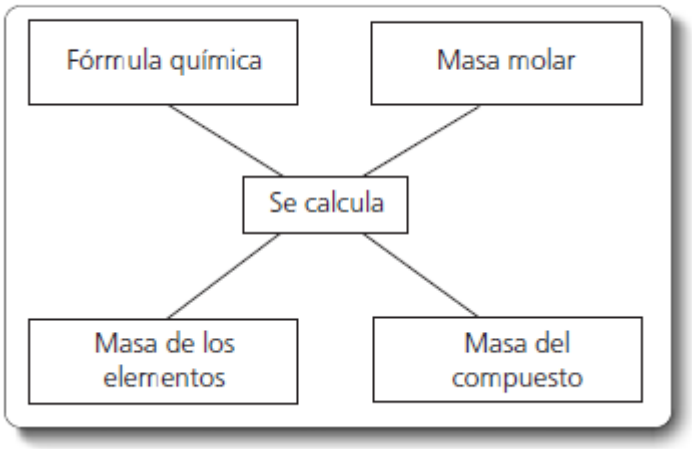
fertilizante	Masa molar
a) K_2SO_4	174.26 g
b) KNO_3	101.10 g
c) $(NH_4)_2SO_4$	132.14 g

d) NH_4NO_3	80.04 g
e) $(NH_4)_3PO_4$	149.08 g

La masa molar es importante cuando necesitamos conocer el número de átomos en una muestra. Como sería imposible contar uno por uno los 6 x 10 23 átomos de un elemento, es fácil separar una masa igual a la masa molar del elemento en gramos.

Para saber más
Observa el siguiente video la magnitud cantidad de sustancia y su unidad el mol

3. Masas Moleculares



Con la fórmula química de un compuesto y las masas molares de los elementos que lo componen, se puede calcular la masa de cada uno de los elementos presentes en el compuesto y la del compuesto mismo. Pero como se calcula la masa molar

Una primera cuantificación para los átomos de cada elemento es la masa atómica relativa, la cual se deriva del número de masa que corresponde al número de nucleones (protones y neutrones) que se encuentran en el núcleo. Por ejemplo, el átomo de sodio tiene una masa atómica relativa de 23, que corresponde a 11 protones (número atómico) y 12 neutrones
Existen átomos de un mismo elemento con diferente número de neutrones, conocidos como isotopos, que por consiguiente poseen un diferente número de masa
En la tabla periódica, una de las características que se indica para cada elemento es su masa atómica. El valor que allí se reporta es el de la masa relativa promedio de los isotopos de dicho elemento. Por lo anterior se define masa atómica como: el promedio de las masas atómicas relativas de los isotopos constituyentes de un elemento.

Masa molecular
La masa molecular expresa la masa de una molécula para una determinada sustancia, se calcula al hacer la suma de las masas atómicas de todos los átomos que la constituyen.

Por ejemplo, la molécula del ácido fosfórico H_3PO_4 esta formada por 3 átomos de Hidrógeno, 1 átomo de fosforo, y 4 átomos de oxígeno, sumando las masas atómicas de estos átomos

obtenemos la masa molecular (para simplificar los cálculos, por comodidad, se utilizarán valores enteros de las masas atómicas)
Masa atómica del hidrógeno= 1 uma
Masa atómica del fosforo= 31 uma
Masa atómica del oxígeno=16 uma

Calculamos la masa molecular del H_3PO_4 multiplicando la masa atómicas de cada elemento por el número de átomos y las sumamos.

elemento	Masa atómica	Número de átomos	
H	1 uma	3	3 uma
P	31 uma	1	31 uma
O	16 uma	4	64 uma
Masa molecular de H_3PO_4			98 uma

La masa molecular se expresa en unidades de masa atómica, u.m.a. (1 u.m.a. es igual a 1.66054×10^{-24} g o 1/12 de la masa atómica de carbono 12). Cuando la masa molecular se expresa en gramos se llama masa molecular gramo.

Tanto la masa atómica relativa como la masa molecular relativa son valores que se expresan en umas. La masa molecular del H_3PO_4, que es de 98 umas, no podemos mediarla con ninguna balanza pero sí podemos medir 98 g de H_3PO_4; al número de moléculas de H_3PO_4 que pesa 98 g se le llama mol.

La unidad que utilizan los químicos para realizar cálculos estequiometricos es el mol

4. Relaciones estequiometrias

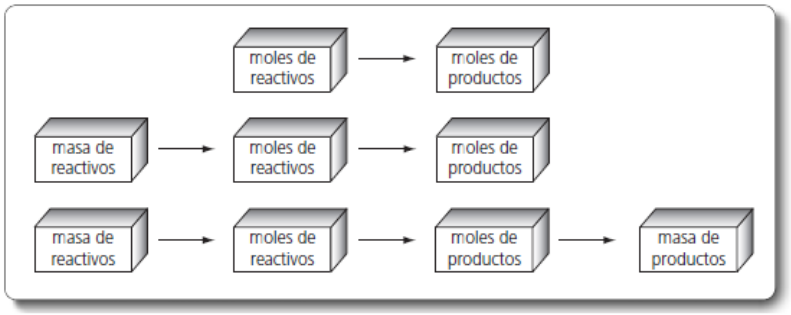
Fichero en lista

Se presenta el siguiente cuadro

Relación mol-mol

Relación mol gramo

Relación masa-masa



Tres tipos de cálculos estequiométricos, los que parten de cantidad de sustancia y nos llevan a cantidad de sustancia, los que parten de la masa y nos llevan a cantidad de sustancia, y los que parten de cantidad de sustancia y nos llevan a masa, como se indica en la figura
Garritz recomienda para realizar cálculos estequiométricos seguir los siguientes pasos:

1. Escribe las fórmulas correctas de reactivos y productos, y balancea la reacción química.
2. Cuando sea necesario, calcula la cantidad de sustancia a partir de la masa de las sustancias cuyos datos estén dados en el problema.

3. Utiliza las relaciones estequiométricas para calcular la cantidad de las sustancias que deseas conocer.
4. Con la cantidad de sustancia y las masas molares de las sustancias puedes calcular la masa de las mismas.
5. Siempre analiza tu resultado y pregúntate si es razonable o no. Cuando el resultado sea descabellado, revisa tus cálculos.

No siempre los reactivos se encuentran en cantidades estequiométricas, para saber más consulta Reactivo limitante

Relación mol gramo

Cuando se requiere conocer el número mol que representan una cierta cantidad de sustancia, aplicamos la siguiente relación: n=m/M donde n es el número mol, m es la masa en gramos y M es la masa molar en g/mol.
Por ejemplo si requieres saber el número mol de Aluminio que hay en una lata cuyo peso es de 13.6 gramos.
Identificamos las variables
n= número mol de aluminio ¿?
m= 13.6 g Al
M= 26.98 g/mol Al

Sustituyendo los valores

n = 13.6 g Al/ 26.98 g/mol Al = 0.504 mol Al

Determina el número de moles que hay en 200 g de H_2O 11.10 mol
Determina los gramos que hay en 2 mol de $NaNO_2$ 137.98 g

Aplicaremos en el ejemplo los pasos para realizar cálculos estequiométricos que nos permitan establecer la relación mol gramo , cuando se requiera calcular el número de mol de una sustancia producida a partir de una masa dada de otra sustancia o viceversa, es decir, dada una masa calcular el número de mol

Ejemplo
Cuando se calienta piedra caliza, que es principalmente $CaCO_3$, se producen dióxido de carbono y cal viva, CaO, por la reacción $CaCO_3(s) \xrightarrow{\Delta} CaO(s) + CO_2(g)$
Si se produjeron 17.5 g de CO2 a partir de la descomposición térmica, cuantos moles de carbonato de calcio fueron necesarios para producir esa cantidad.

1. Escribe las fórmulas correctas de reactivos y productos, y balancea la reacción química.

$$\underline{CaCO_3(s)} \xrightarrow{\Delta} CaO(s) + \underline{CO_2(g)}$$

2. Cuando sea necesario, calcula la cantidad de sustancia a partir de la masa de las sustancias cuyos datos estén dados en el problema.

cantidad en moles de $CO_2(g)$ presentes en 17.5 g
Recordamos
n=m/M donde n es el número de mol, m es la masa en gramos y M es la masa molar en g/mol.
Identificamos las variables
n= número de mol de dióxido de carbono

m= 17.5 g CO_2
M= 44 g/mol CO_2
Sustituyendo los valores
n = 17.5 g CO_2/ 44 g/mol CO_2 = 0.3977 mol CO_2
3. Utiliza las relaciones estequiométricas para calcular la cantidad de las sustancias que deseas conocer.
1 mol de $CaCO_3$ equivale a 1 mol de CO_2
Por lo que necesitamos 0.3977 mol de $CaCO_3$

Relación mol-mol

Son problemas simples en los cuales se calcula el número de moles de una sustancia, que han reaccionado con, o se producen a partir de un cierto número de moles de otra sustancia.

Veamos como se resuelve a partir del siguiente ejemplo
¿Qué cantidad de NH_3 (g) puede producirse a partir de 2 mol de H_2 (g) en la reacción
$N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)$?

1. Escribe las fórmulas correctas de reactivos y productos, y balancea la reacción química.

$$N_2(g) + \underline{3H_2}(g) \rightarrow \underline{2NH_3}(g)$$

Las ecuaciones químicas balanceadas nos indican la cantidad de las sustancias que intervienen como reactivos y productos.

Esta expresión permite establecer que 1 mol de nitrógeno reaccionan con 3 mol de hidrógeno molecular para producir 2 mol de amoniaco. Con base en lo anterior, podemos determinar las cantidades de sustancia que se requiere de reactivos o productos.

2. Utiliza las relaciones estequiométricas para calcular la cantidad de las sustancias que deseas conocer.
   La relación de acuerdo a la ecuación balanceada es 3 mol de H_2 producen 2 mol de NH_3

   Podemos establecer la siguiente relación
   3 mol H_2 - 2 mol NH_3
   2 mol H_2 - X mol NH_3

   Despejando
   Xmol NH_3 = 2 mol H_2 x 2 mol NH_3 / 3 mol H_2 = 1.33 mol NH_3

Relación masa-masa

Para calcular cantidades reales que puedan ser medidas, ya sea de reactivos que son necesarias para producir una cantidad dada del producto deseado, o viceversa, a partir de una cantidad conocida de reactivos cual será la cantidad resultante del producto o productos.
Para la solución de este tipo de problemas Rico et al. recomiendan el siguiente procedimiento general

1. A partir de la ecuación balanceada, subraya las fórmulas de las sustancias con las que está relacionado el problema.
2. Anotar debajo de los términos subrayados las masas molares correspondientes al número de moles que se aparecen en la ecuación.
3. Colocar sobre los mismos términos los datos mencionados en el problema al escribir una X encima de la sustancia problema

4. Establecer las relaciones directamente proporcionales de las cantidades para esto basta colocar los datos del problema en la forma obtenida en la ecuación química, separadas por el signo (=). Esto es una proporción directa.

El ácido fosfórico de baja pureza que se utiliza en la elaboración de fertilizantes se produce por la reacción de ácido súlfurico con piedra de fosfato, cuyo principal componente es $Ca_3(PO_4)_2$.

La reacción es $Ca_3(PO_4)_2$ (s) + 3 H_2SO_4(aq) → 3 $CaSO_4$ (s) + 2 H_3PO_4 (aq)

¿Cuántos g de H_3PO_4 pueden producirse a partir de la reacción de 100 kg de H_2SO_4?

Paso 1 $Ca_3(PO_4)_2$ (s) + 3 H_2SO_4(aq) → 3 $CaSO_4$ (s) + 2 H_3PO_4 (aq)

Paso 2 $Ca_3(PO_4)_2$ (s) + 3 H_2SO_4(aq) → 3 $CaSO_4$ (s) + 2 H_3PO_4 (aq)
3 (98.078 g) 2(97.99 g)

Paso 3 $Ca_3(PO_4)_2$ (s) + 3 H_2SO_4(aq) → 3 $CaSO_4$ (s) + 2 H_3PO_4 (aq)
294.234 g 195.98 g
100 000 g X g

Paso 4 100 000 g H_2SO_4 / 294.234 g H_2SO_4 = X g H_3PO_4 / 195.98 g H_3PO_4

Al despejar la incognita, se obtiene

X=(195.98 g H_3PO_4)(100 000 g H_2SO_4 / 294.234 g H_2SO_4)= 66606.85 g H_3PO_4

El resultado es X= 66.606 kg de H_3PO_4

5. Cálculos

El ácido sulfúrico diluido reacciona con ciertos metales produciendo hidrógeno ¿ Que masa de magnesio se requieren para producir 400 g de sulfato de magnesio?

Paso 1 H_2SO_4(ac) + Mg (s) → $MgSO_4$(ac) + H_2 (g)
Paso 2 H_2SO_4(ac) + Mg (s) → $MgSO_4$(ac) + H_2 (g)
24.3 g 120.37 g
Paso 3 H_2SO_4(ac) + Mg (s) → $MgSO_4$(ac) + H_2 (g)
24.3 g 120.37 g
X g 400 g

Paso 4 X g Mg/24.3 g Mg = 400 g $MgSO_4$ / 120.37 g $MgSO_4$
Despejar X
X= 24.3 g Mg x(400 g $MgSO_4$ / 120.37 g $MgSO_4$)= 80.75 g Mg
80.75 g Mg

Si tienes la ecuación balanceada N_2(g) + 3H_2 (g) → 2NH_3(g)
¿Cuántos gramos de hidrógeno molecular H_2 serán necesarios para producir 500 g de amoniaco NH_3?

Paso 1 $\underline{N_2(g)} + 3H_2\ (g) \rightarrow \underline{2NH_3(g)}$

Paso 2 $\underline{N_2(g)} + 3H_2\ (g) \rightarrow \underline{2NH_3(g)}$

28 g 2(17g)

Paso 3 $\underline{N_2(g)} + 3H_2\ (g) \rightarrow \underline{2NH_3(g)}$

28 g 34 g

X g 700 g

Paso 4 X g N_2/ 28 g N_2 = 700 g NH_3 /34 g NH_3

Despejar X

28 g N_2 x (700 g NH_3 /34 g NH_3)= 576. 47 g N_2

576. 47 g N_2

6. Ejercicios

1. Emplear ecuaciones balanceadas en la resolución de problemas estequiométricos es importante por que_____
   a) podemos establecer las relaciones mol/masa de reactivos y productos
   b) <u>podemos establecer las relaciones mol/masa entre reactivos y productos que nos permiten resolver el problema</u>
   c) conocemos los coeficiente estequiometricos que nos permiten hacer los cálculos correspondientes
2. El mol es _____
   a) Muchas partículas
   b) Cantidad de materia
   c) <u>6.02×10^{23} partículas</u>

3. El nombre que recibe el número cuya cantidad de partículas agrupa 1 mol es
   a) Aleatorio
   b) Estequiometrico
   c) <u>Avogadro</u>

4. ¿Por qué la masa de 1 mol de un elemento es diferente a la masa de 1 mol de cualquier otro elemento?
   a) <u>los átomos de diferentes sustancias no poseen la misma masa</u>
   b) los átomos de diferentes elementos poseen la misma masa
   c) por que tienen diferente número de partículas

5. la masa molar de elemento equivale a su
   a) <u>masa atómica</u>
   b) masa molecular
   c) peso formúla

6. El nitrato de potasio es un fertilizante que se puede obtener haciendo reaccionar cloruro de potasio con ácido nítrico. De acuerdo con la siguiente ecuación balanceada
   $2\ KCl + 4\ HNO_3 \rightarrow 2\ KNO_3 + Cl_2 + 2NO_2 + 2H_2O$
   a) ¿Cuántos mol de cloruro de potasio se necesitan para producir 6 mol de KNO_3?

6 mol

b) ¿Cuántos mol de agua se producen si reaccionan completamente 6 mol de KCl?
6 mol

c) ¿Cuantos mol de ácido nitrico deben reaccionar completamente con 6 mol de KCl?
24 mol

d) ¿Cuántos mol de cloruro de potasio deben reaccionar completamente con 126 g de HNO_3? 1 mol

e) Si se forman 101 g de KNO3 ¿cuantos gramos de agua se producen?
18.0 g

7. La ecuación química balanceada para la obtención del sulfato de potasio por neutralización del ácido sulfúrico con hidróxido de sodio es:
$2KOH + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + 2H_2O$
En base a esta ecuación, llena los siguientes espacios con los valores numéricos que faltan en el siguiente párrafo:
   a) La ecuación significa que 2 mol de KOH reaccionan con ____1____ mol de H_2SO_4 para dar __1____ mol de K_2SO_4 y ____2___ mol de H_2O
   b) Si disponemos de 6 mol de KOH, estos requerirán __3___ mol de H_2SO_4, para reaccionar completamente.
   c) Ya que la masa molar del KOH es __56.105 g___ la masa de 6 mol de KOH es de __336.63_____g
   d) La masa de H_2SO_4 que se requieren para reaccionar completamente 6 mol de KOH es __294.238__g. En estas condiciones la reacción producirá ___522.7806__ g de K_2SO_4 y ____108.09_g de H_2O

8. Determina cuantos g de nitrato de amonio se producen al hacer reaccionar 80 g de ácido nítrico si la reacción es $NH_4OH + HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3 + H_2O$

Paso 1 $NH_4OH + \underline{HNO_3} \rightarrow \underline{NH_4NO_3} + H_2O$

Paso 2 $NH_4OH + \underline{HNO_3} \rightarrow \underline{NH_4NO_3} + H_2O$
63.012 g 80.04 g

Paso 3 $NH_4OH + \underline{HNO_3} \rightarrow \underline{NH_4NO_3} + H_2O$
63.012 g 80.04 g
80 g X g

Paso 4 80 g $\underline{HNO_3}$/ 63.012 g $\underline{HNO_3}$ = X g $\underline{NH_4NO_3}$ /80.04 g $\underline{NH_4NO_3}$
Despejar X
80.04 g $\underline{NH_4NO_3}$ x(80 g $\underline{HNO_3}$/ 63.012 g $\underline{HNO_3}$)= 101.618 g
101.618 g $\underline{NH_4NO_3}$

9. Calcula cuantos g de fosfato de amonio $(NH_4)_3PO_4$ se producen si reaccionan 400 g de hidróxido de amonio NH_4OH en la siguiente reacción
$3\ NH_4OH + H_3PO_4 \rightarrow (NH_4)_3PO_4 + 3H_2O$

Paso 1 $3\ \underline{NH_4OH} + H_3PO_4 \rightarrow \underline{(NH_4)_3PO_4} + 3H_2O$

Paso 2 $3\ \underline{NH_4OH} + H_3PO_4 \rightarrow \underline{(NH_4)_3PO_4} + 3H_2O$
3 (35.045) g 149.08 g

Paso 3 $3\ \underline{NH_4OH} + H_3PO_4 \rightarrow \underline{(NH_4)_3PO_4} + 3H_2O$
105.135 g 149.08 g
400 g X g

Paso 4 400 g NH_4OH/ 105.135 g NH_4OH = X g $(NH_4)_3PO_4$ /149.08 g $(NH_4)_3PO_4$
Despejar X
149.08 g $(NH_4)_3PO_4$ x (400 g NH_4OH/ 105.135 g NH_4OH) = 567.19 g
567.19 g $(NH_4)_3PO_4$

10. El fertilizante sulfato de amonio se prepara mediante la reacción entre el hidróxido de amonio y ácido sulfúrico:

$$H_2SO_4 + 2\ NH_4OH \rightarrow (NH_4)_2SO_4 + 2\ H_2O$$

¿Cuantos kilogramos de ácido sulfúrico se necesitan para producir 1000 kg de $(NH_4)_2SO_4$?

Paso 1 $\underline{H_2SO_4} + 2\ NH_4OH \rightarrow \underline{(NH_4)_2SO_4} + 2\ H_2O$
Paso 2 $\underline{H_2SO_4} + 2\ NH_4OH \rightarrow \underline{(NH_4)_2SO_4} + 2\ H_2O$
98.079 g 132.14 g

1000 kg x (1000g/1 kg) = 1000000 g

Paso 3 $\underline{H_2SO_4} + 2\ NH_4OH \rightarrow \underline{(NH_4)_2SO_4} + 2\ H_2O$
98.079 g 132.14 g
X g 1000000 g
100
Paso 4 1 000 000 g $\underline{(NH_4)_2SO_4}$ / 132.14 g $\underline{(NH_4)_2SO_4}$ = X g $\underline{H_2SO_4}$ /98.079 g $\underline{H_2SO_4}$
Despejar X
98.079 g $\underline{H_2SO_4}$ x(1 000 000 g $\underline{(NH_4)_2SO_4}$ / 132.14 g $\underline{(NH_4)_2SO_4}$)= 742235.5 g

742235.5 g x (1kg/1000 g) = 742.23 kg
742.23 kg $\underline{H_2SO_4}$

11. Determina cuantos kg de sulfato de amonio $(NH_4)_2SO_4$ se producen si reaccionan 400 kg de amoniaco de acuerdo con la siguiente reacción

$$2NH_3\ (g) + H_2SO_4\ (ac) \rightarrow (NH_4)_2SO_4\ (ac)$$

Paso 1 $\underline{2NH_3\ (g)} + H_2SO_4\ (ac) \rightarrow \underline{(NH_4)_2SO_4\ (ac)}$

Paso 2 $\underline{2NH_3\ (g)} + H_2SO_4\ (ac) \rightarrow \underline{(NH_4)_2SO_4\ (ac)}$
2(17.03) g 132.14 g
400 kg x (1000g/1 kg) = 400000 g
Paso 3 $\underline{2NH_3\ (g)} + H_2SO_4\ (ac) \rightarrow \underline{(NH_4)_2SO_4\ (ac)}$
34.06 g 132.14 g
400000 g X g

Paso 4 400000 g $\underline{NH_3}$ / 34.06 g $\underline{NH_3}$ = X g $\underline{(NH_4)_2SO_4}$ /132.14 g $\underline{(NH_4)_2SO_4}$
Despejar X
132.14 g $\underline{(NH_4)_2SO_4}$ x(400000 g $\underline{NH_3}$ / 34.06 g $\underline{NH_3}$)= 1551849.67 g

1551849.67 g x (1kg/1000 g) = 1551.849 kg

1551.849 kg $\underline{(NH_4)_2SO_4}$

Para saber más

Reactivo limitante

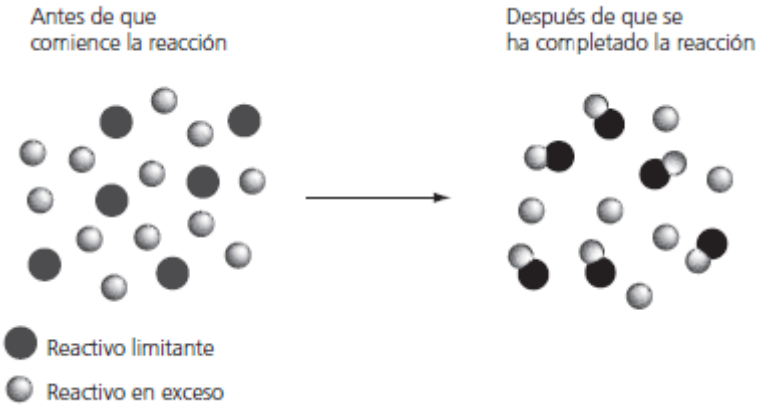
En la práctica cuando se llevan a cabo reacciones químicas, es normal que los reactivos no se encuentran en las proporciones exactas que indican los coeficientes estequiométricos de la ecuación química balanceada. Usualmente, uno o varios de los reactivos están en mayor cantidad de la que se requiere, por lo que, al finalizar la reacción, quedará un remanente de esos reactivos.

Se pueden hacer diversas analogías de esta situación con aspectos de la vida cotidiana.

Una de ellas es en el baile de parejas, en la que parejas hombre-mujer se forman para bailar al ritmo de la música. Si en la fiesta hay más mujeres que hombres, habrá mujeres sin pareja que no podrán bailar. Es decir, quedará un remanente de mujeres. Significa entonces que los hombres limitan el número de parejas que se pueden formar, y que las mujeres están en exceso.

Los reactivos limitantes son los que se terminan durante la reacción química.

Cuando los reactivos limitantes se acaban, la reacción química no prosigue. Los reactivos en exceso son los que están en mayor cantidad que la que se requiere para reaccionar con los reactivos limitantes. De los reactivos en exceso, siempre quedará una cierta cantidad al terminar la reacción.



El reactivo limitante se termina completamente después de una reacción química.

Aplicación del concepto de reactivo limitante

Intoxicaciones

Cuando una persona se intoxica por la acción de algún producto químico, en ocasiones se le puede dar un antídoto, que reacciona con el agente tóxico para producir sustancias que no son dañinas al organismo. Un ejemplo es la intoxicación con ácido oxálico ($C_2H_2O_4$).

Este compuesto es fuertemente tóxico para el organismo humano. De ser ingerido, su acción puede neutralizarse por medio del permanganato de potasio ($KMnO_4$). Lo que ocurre es la siguiente reacción, en la que

interviene el ácido clorhídrico del estómago:

$5\ C_2H_2O_4 + 2\ KMnO_4 + 6\ HCl \rightarrow 10\ CO_2 + 2\ MnCl_2 + 2\ KCl + 8\ H_2O$

La cantidad de permanganato de potasio que debe suministrarse a la persona intoxicada depende de la porción de ácido oxálico que ingirió. Es importante que el permanganato de potasio esté en exceso y que el ácido oxálico sea el reactivo limitante para garantizar que no queda veneno en el organismo.

Otro caso de intoxicación ocurre cuando las personas ingieren metanol en lugar de etanol. El metanol se oxida y produce formaldehído, que a su vez se convierte en ácido fórmico. El

cuerpo humano no es capaz de eliminar al ácido fórmico, por lo que el ácido baja el valor del pH de la sangre lo cual puede producir la muerte. Además, la ingestión de metanol produce ceguera.

El ácido fórmico puede neutralizarse en el organismo suministrando bicarbonato de sodio. Nuevamente en este caso, el ácido fórmico tiene que ser el reactivo limitante por lo que el bicarbonato de sodio se ingiere en cantidades excesivas.

En todos los casos de intoxicaciones, la idea del antídoto es que éste sea el reactivo en exceso y el veneno sea el reactivo limitante. De esta forma, el veneno reaccionará por completo y se terminará el problema.

Glosario

Mol La cantidad de sustancia que contiene tantas partículas (átomos, iones y moléculas) como átomos hay exactamente en 12 g del isotopo de carbono 12. En esa cantidad habrá un número de átomos igual al número de Avogadro.

Estequiometría Interpretación cuantitativa de las reacciones químicas

Espectrometría de masas Técnica analítica para elucidar estructuras químicas. Se basa en la medición de la relación masa/carga de especies moleculares, nos permite saber el peso molecular exacto de la molécula. Es de utilidad para la industria farmacéutica, cosmetológica y de alimentos.

Referencias

Bibliográficas

1. Navarro, L. Francis, *et al* (2009) *Enseñanza Experimental en Microescala en el Bachillerato, Química II*, UNAM, CC H, Plantel Sur.
2. Garritz, A. Gasque, L. y Martínez, A. Química universitaria, Pearson Educación, México. (2005). Aprox. 1000 pp. ISBN 9702602920:
3. Rico Galicia Antonio y Pérez Orta Rosa Elba, Química Segundo Curso para estudiantes del Bachillerato del CCH, UNAM, CCH 2011

Hemerográficas

Ciberográficas

Audiovisuales

Cantidad de sustancia mol http://podcast.unam.mx/?p=2650