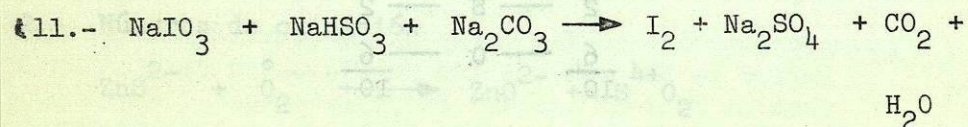
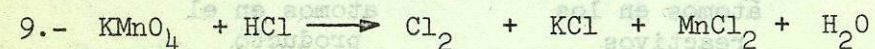
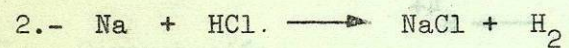
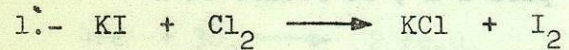


P R O B L E M A S

BALANCEAR LAS SIGUIENTES ECUACIONES POR EL METODO REDOX



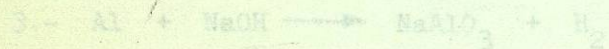
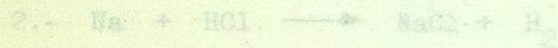
u n i d a d 3

OBJETIVO PARTICULAR:

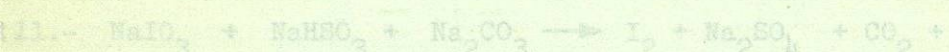
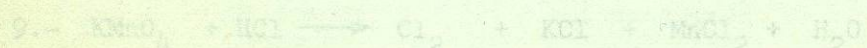
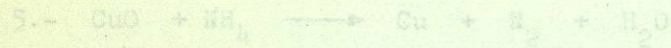
Al término de la unidad, el alumno: aplicará los principios estequiométricos en la realización de cálculos químicos.

PROBLEMAS

BALANCEAR LAS SIGUIENTES ECUACIONES POR EL METODO REDOX



ε b s b i n u



ESTEQUIOMETRIA

En 1773 Lavoisier expone su teoría de oxidación, en la que habla acerca de la naturaleza del principio (oxígeno) que se une con los metales en la calcinación, el cual los hace aumentar de peso; además hace notar la importancia de cuantificar el peso en las investigaciones químicas, surgiendo así la necesidad de determinar las relaciones ponderales (pesos) que reaccionan entre sí, y la de aplicar teóricamente estas relaciones.

UNIDAD 3

ESTEQUIOMETRIA

OBJETIVO PARTICULAR:

Al término de la unidad, el alumno: aplicará los principios estequiométricos en la realización de cálculos químicos.

Estequiometría, podemos definirla diciendo que es la parte de la química que estudia las relaciones ponderales que existen entre las sustancias reaccionantes.

En esta unidad estudiaremos la forma de calcular las relaciones ponderales en los compuestos y en las reacciones químicas.

ESTEQUIOMETRIA

En 1775 Lavoisier expone su teoría de oxidación, en la que habla acerca de la naturaleza del principio (oxígeno) que se une con los metales en la calcinación, el cual las hace aumentar de peso; además hace notar la importancia de cuantificar el peso en las investigaciones químicas, surgiendo así la necesidad de determinar las relaciones ponderales (pesos) de las sustancias que reaccionan entre sí, y la de aplicar teóricamente estas relaciones.

Así, a fines del siglo XVIII se inauguró la estequiometría, con las investigaciones del alemán Jeremías Benjamín Richter, (1762-1807) al publicar su obra, Principios de Estequiometría o Ciencia de Medir los Elementos Químicos, en la que desarrolla la teoría de las combinaciones en peso de los elementos químicos. Richter fue el que introdujo la palabra estequiometría, la cual se deriva de los vocablos griegos -- stoicheion- elemento y metría- medida.

Estequiometría, podemos definirla diciendo que es la -- parte de la Química que estudia las relaciones ponderales -- que existen entre las sustancias reaccionantes.

En esta unidad estudiaremos la forma de calcular las -- relaciones ponderales en los compuestos y en las reacciones -- químicas.

LEY DE LA CONSERVACION DE LA MATERIA

Al realizar la síntesis del agua se encuentra que:

2 volúmenes de hidrógeno + 1 volumen de oxígeno → 2 volúmenes de vapor de agua

Si tomamos como unidad de volumen el litro, tendremos:

2 litros de hidrógeno + 1 litro de oxígeno → 2 litros de vapor de agua

Y si se calcula el peso de los reactivos y del producto en condiciones normales se obtiene:

REACTIVOS

Peso de 2 litros de hidrógeno = 0.1798 g

Peso de 1 litro de oxígeno = $\frac{1.4290}{1.6088}$ g

PRODUCTO

Peso del vapor de agua = 1.6088 g

Es decir:

0.1798 g de H₂ + 1.429 g de O₂ → 1.6088 g de agua.

De aquí podemos deducir que la suma de las masas de los reactivos es igual a la masa del producto, por lo tanto podemos afirmar que no hay pérdida de materia y que la cantidad de masa permanece constante. Esto que se está afirmando no es más que la Ley de la Conservación de la Materia,

dadá por Antonio Lorenzo Lavoisier y que dice: En toda reacción química la cantidad de materia que interviene - permanece constante.

LEY DE LAS COMPOSICIONES DEFINIDAS

Esta ley establece que los elementos que forman un compuesto dado, siempre serán los mismos y a su vez guardarán la misma proporción en masa.

Esto indica que los elementos que se combinan para formar un compuesto, siempre lo harán en proporciones fijas; por ejemplo en el caso de la formación de 100 g. de agua, será: 88.81 g. de oxígeno y 11.19 g. de hidrógeno y si es un gramo será 0.8881 g de oxígeno y 0.1119 g. de hidrógeno. En el caso de la formación de 100 g. de SO₂, será 50 g. de azufre y 50 g. de oxígeno; en la formación de 10 g. será de 5 g. de O₂ y 5 de S.

Estos ejemplos nos indican que los elementos que se va a unir para formar un compuesto lo harán en una proporción constante; ya que si para formar 10 g. de SO₂ juntamos 5 g. de S y 8 g de O₂ reaccionaron solo 5 g. de azufre con 5 de oxígeno, por que la proporción de formación de SO₂ es del 50% de cada elemento.

Esta ley se aplica a todos los compuestos; ya que todos ellos tendrán la proporción bien definida en que se forman.

LEY DE LAS PROPORCIONES MULTIPLES

Al combinarse dos elementos para formar más de un compuesto, las cantidades de masas de un elemento que se unen a la masa fija de otro, para formar diferentes compuestos, guardan una relación de números enteros pequeños.

Tomemos por ejemplo el nitrógeno y el oxígeno que se unen para formar cinco compuestos diferentes.

Obtengamos primero la cantidad de oxígeno que se une con un gramo de nitrógeno en los cinco compuestos:



Composición

$$\text{N} = 2 \times 14 = 28 \text{ g} \quad 28 \text{ g de N se unen con } 16 \text{ de O}$$

$$\text{O} = 1 \times 16 = 16 \text{ g} \quad 1 \text{ g de N} \text{ ————— } \text{X}$$

$$1 \text{ g de N se une con } 0.5714 \text{ g de O}$$



Composición

$$\text{N} = 14 \text{ g} \quad 14 \text{ g de N} \text{ ————— } 16 \text{ g de O}$$

$$\text{O} = 16 \text{ g} \quad 1 \text{ g de N} \text{ ————— } \text{X}$$

$$1 \text{ g de N con } 1.142 \text{ g de O}$$



Composición

$$\text{N} = 2 \times 14 = 28 \text{ g} \quad 28 \text{ g de N} \text{ ————— } 48 \text{ g de O}$$

$$\text{O} = 3 \times 16 = 48 \text{ g} \quad 1 \text{ g de N} \text{ ————— } \text{X}$$

$$1 \text{ g de N con } 1.7142 \text{ g de O}$$



Composición

$$\text{N} = 1 \times 14 = 14 \text{ g} \quad 14 \text{ g de N} \text{ ————— } 32 \text{ de O}$$

$$\text{O} = 2 \times 16 = 32 \text{ g} \quad 1 \text{ g de N} \text{ ————— } \text{X}$$

$$1 \text{ g de N con } 2.2857 \text{ g de O}$$



Composición

$$\text{N} = 2 \times 14 = 28 \text{ g} \quad 28 \text{ g de N} \text{ ————— } 80 \text{ g de O}$$

$$\text{O} = 5 \times 16 = 80 \text{ g} \quad 1 \text{ g de N} \text{ ————— } \text{X}$$

$$1 \text{ g de N con } 2.8571 \text{ g de O}$$

Si dividimos cada una de las masas de oxígeno que se unen con un gramo de nitrógeno, entre su valor más pequeño, obtenemos la relación numérica entre estas masas.

$$\frac{0.5714 \text{ g}}{0.5714 \text{ g}} = 1$$

$$\frac{1.1428 \text{ g}}{0.5714 \text{ g}} = 2$$

$$\frac{1.7142 \text{ g}}{0.5714 \text{ g}} = 3$$

$$\frac{2.2857 \text{ g}}{0.5714 \text{ g}} = 4$$

$$\frac{2.8571 \text{ g}}{0.5714 \text{ g}} = 5$$

Esto nos indica que un gramo de nitrógeno se una con -- 1, 2, 3, 4, ó 5 veces la masa de 0.5714 g de oxígeno. Este ejemplo nos ilustra la Ley de las Proporciones Múltiples.

CONCEPTO DE MOL

Con el espectógrafo de masas se pueden tabular las masas de los elementos comparándolos con un patrón tomado arbitrariamente. El patrón que se usa es la masa del átomo de carbono, al cual se le ha asignado un valor de 12; a esta tabulación o lista de masas relativas se conoce como escala de masas atómicas y se miden en unidades de masa atómica, que se abrevia u m a.

La cantidad representada por la masa atómica de un elemento expresado en gramos, tendrá exactamente el mismo número de átomos que las contenidas en la masa atómica de cualquier otro elemento expresado en gramos.

Una mol de un elemento es la masa en gramos numéricamente igual a su masa atómica o lo que es lo mismo, es la cantidad en gramos de un elemento que contiene el mismo número de

átomos que están contenidos exactamente en 12 g de carbono - 12.

¿Cuál es la masa de una mol de Al? Tomando en cuenta -- que la masa atómica del aluminio es 26.98 u m a, la masa de una mol de aluminio será 26.98 g.

¿Cuántos moles hay en 480 g. de potasio?

Una mol de potasio es igual a 39.098 g.

Por lo tanto:

$$480 \text{ g. de K} \cdot \frac{1 \text{ mol de K}}{39.098 \text{ g. de K}} = 12.27 \text{ moles de K}$$

NUMERO DE AVOGADRO

Un mol de un elemento contiene un número definido de -- átomos, este número se ha determinado experimentalmente y se le conoce con el nombre de Número de Avogadro (N) en reconocimiento al físico italiano Amadeo Avogadro (1776-1856) y su valor es de:

$$N = 6,02252 \times 10^{23} \frac{\text{átomos}}{\text{mol}}$$

Aplicación del Número de Avogadro.

(lo designaremos con la letra N)

¿Cuántos átomos contienen 10 g de calcio?

Si 40 u m a es una mol de calcio, y lo podemos expresar como 40 g, cantidad que representa la masa de una mol de -- calcio, la cual contendrá el Número de Avogadro en átomos, -- por lo tanto en 10 g de calcio la cantidad de átomos serán:

$$10.00 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{40.00 \text{ g}} \times \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = 1.505 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

mos.

Planteando de otra forma

En 40 g hay 6.02×10^{23} átomos

En 10 g habrá X

$$\frac{10 \text{ g} \times 6.02 \times 10^{23} \text{ átomos}}{40 \text{ g}} = 1.505 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

¿Cuántos átomos hay en 31.10 g de plata?

Una mol de plata es igual a 107.87 g

$$31.10 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{107.87 \text{ g}} \times \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} =$$

1.73×10^{23} átomos

Planteando de otra forma

En 107.87 de Ag hay 6.02×10^{23} átomos

En 31.20 g habrá X

$$\frac{31.10 \text{ g} \times 6.02 \times 10^{23} \text{ átomos}}{107.87 \text{ g}} = 1.735 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

mos.

CUESTIONARIO MOL Y NUMERO DE AVOGADRO

- 1.- ¿Cuál es la masa de una mol de los siguientes elementos? a) Hierro b) Cobre c) Bario d) Mercurio
- 2.- ¿Cuántos átomos hay en 100 g. de Plata?
- 3.- En 250 g. de cobre ¿Cuántos átomos hay?
- 4.- ¿Cuántos moles hay en 128 g. de Ca.
- 5.- Completa el siguiente cuadro.

Sustancia	Fórmula	Masa	Masa molecular	No. de átomos en una mol.
Bromo				
Hidrógeno				
Hidróxido de sodio				
Cloro				
Acido Clorhídrico				

- 6.- ¿Cuántos g. de plata hay en 3.5 moles?
- 7.- ¿Cuántos átomos hay en una muestra de 20.00 g. de uranio.
- 8.- ¿Cuántos g. de plomo hay en 4.8 moles?
- 9.- ¿Cuál es la masa en g. de un átomo de fierro?
- 10.- Expresar la masa en gramos de un átomo de aluminio.

APLICACION DEL CONCEPTO DE MOL A MOLECULAS Y COMPUESTOS.

La masa molecular de una molécula o compuesto es la suma de las masas de todos los elementos que la constituyen.

Ejemplo ¿Cuál es la masa molecular del ácido sulfúrico cuya fórmula es H_2SO_4 ?

La suma de las masas atómicas es igual a la masa molecular.

$$2 \text{ átomos de hidrógeno } 2 \times 1 \text{ uma} = 2 \text{ uma}$$

$$1 \text{ átomo de azufre } 1 \times 32 \text{ uma} = 32 \text{ uma}$$

$$4 \text{ átomos de oxígeno } 4 \times 16 \text{ uma} = \underline{64} \text{ uma}$$

98 uma

Por lo tanto la masa molecular es 98 uma, y la masa de una mol es 98 g.

Una mol es igual a la masa molecular expresada en gramos.

Ejemplo ¿Cuál es la masa de una mol de carbonato de calcio, $CaCO_3$?

$$1 \text{ átomo de Ca} = 1 \times 40 \text{ uma} = 40 \text{ uma}$$

$$1 \text{ átomo de C} = 1 \times 12 \text{ uma} = 12 \text{ uma}$$

$$3 \text{ átomos de O} = 3 \times 16 \text{ uma} = \underline{48} \text{ uma}$$

$$100 \text{ uma}$$

Como una mol es igual a la masa molecular expresada en gramos, la masa de una mol de $CaCO_3$ es igual a 100 g.

Ejemplo ¿Cuál es la masa molecular del $BaCl_2$?

Se obtienen las masas atómicas de los elementos de la fórmula, se suman y el resultado se expresa en gramos.

$$1 \text{ átomo de Ba} = 1 \times 137.34 \text{ uma} = 137.34 \text{ uma}$$

$$2 \text{ átomos de Cl} = 2 \times 35.5 \text{ uma} = \underline{71.00} \text{ uma}$$

$$208.34 \text{ uma}$$

$$\text{Masa molecular del } BaCl_2 = 208.34 \text{ g}$$

Una mol, también puede definirse como la cantidad de masa que contiene el número de Avogadro, es decir, 6.02×10^{23} átomos por mol, para un elemento monoatómico.

Por ejemplo consideremos la masa molecular del alcohol metílico (CH_3OH) que tiene 12 g de C, es decir una vez la masa átomo de carbono, es decir, una vez el número de Avogadro (1N) en igual forma 4 g de hidrógeno, 4N átomos de hidrógeno, 16 g de oxígeno, 1N átomos de oxígeno, en resumen 32 g de alcohol metílico contienen $1N + 4N + 1N = 6N$ átomos.

Problemas:

¿Cuántos moles hay en 250 g de H_2SO_4 ? Primero calcular la masa molecular del compuesto.

$$2 \text{ átomos de hidrógeno} = 2 \times 1.00 \text{ uma} = 2$$

$$1 \text{ átomo de azufre} = 1 \times 32.00 \text{ uma} = 32$$

$$4 \text{ átomos de oxígeno} = 4 \times 16.00 \text{ uma} = \underline{64}$$

$$98 \text{ uma}$$

Por lo tanto una mol es igual a 98 g

Segundo: tomando en cuenta que:

$$\text{número de moles} = \frac{\text{masa en g}}{\text{g/mol}}$$

$$\text{número de moles} = \frac{250 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 2.55 \text{ moles}$$

En una mol de cloro gaseoso cuántos átomos hay? El cloro existe en forma molecular es decir en forma de Cl_2 y como son dos átomos habrá: $2 \times 6.02 \times 10^{23}$ átomos, es decir 1.204×10^{24} átomos.

PROBLEMAS DE MASA MOLECULAR Y MOLES

1.- ¿Cuál es la masa molecular de los siguientes compuestos?

- | | | |
|--------------------------------------|-----------------------------|----------------------------|
| a) CH_3OH | b) Na_2SO_4 | c) HCl |
| d) H_2S | e) NaOH | f) KI |
| g) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ | h) HNO_3 | i) H_2SO_4 |
| j) H_2O_2 | | |

2.- ¿Cuántos gramos de cada uno de los siguientes compuestos se necesitan para tener una mol de los mismos?

- | | | |
|-----------------------------|----------------------------|--------------------|
| a) HI | b) LiOH | c) BaSO_4 |
| d) KCl | e) Fe_2O_3 | f) CuCl_2 |
| g) HgCl_2 | h) FeCl_2 | i) CaO |
| j) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ | | |

3.- ¿Cuántos moles hay en 200 g. de cada uno de los siguientes compuestos?

- | | | |
|--------------------|--------------------|-----------------|
| a) BaCl_2 | b) CaSO_4 | c) KCl |
|--------------------|--------------------|-----------------|

- d) NaCl e) NH_4OH f) Na_2SO_4
 g) SO_2 h) KMnO_4 i) CCl_4
 j) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

4.- ¿Cuántos gramos hay de cada uno de los siguientes compuestos expresados en moles?

- a) 12.5 moles de Na_2CO_3
 b) 4.8 moles de $\text{Ca}(\text{OH})_2$
 c) 5.64 moles de HI
 d) 12.5×10^{-2} moles de H_2O_2
 e) 2×10^{-3} moles de KNO_3
 f) 1.4×10^4 moles de BaCl_2
 g) 1.4×10^{-5} moles de H_2O
 h) 1.02 moles de AgCl.

5.- Expresar en Kg.

- a) 1.4×10^3 moles de Cu.
 b) 7.4×10^2 moles de H_3PO_4
 c) 2.5×10^{-3} moles de AlCl_3

COMPOSICION PORCENTUAL DE UNA FORMULA.

Para calcular la composición porcentual de una fórmula, se obtiene primero la masa molecular del compuesto, y en seguida se calcula el % que hay en cada elemento en la fórmula. Ejemplo:

En qué porcentaje se unen los elementos constituyentes del H_3PO_4 ?

3 átomos de hidrógeno	$3 \times 1 =$	3.00
1 átomo de fósforo	$1 \times 30.97 =$	30.97
4 átomos de oxígeno	$4 \times 16 =$	<u>64</u>
		97.97

$$\% \text{ de H} = \frac{3(\text{H})}{\text{H}_3\text{PO}_4} \times 100 = \frac{3}{97.97} \times 100 = 3.06$$

$$\% \text{ de P} = \frac{30.97}{97.97} \times 100 = 31.61$$

$$\% \text{ de O} = \frac{64}{97.97} \times 100 = \frac{65.32}{99.99}$$

Cuál es la composición porcentual del Na_2CO_3 ?

$$\text{Masa de una mol: } 2 \times 23 + 1 \times 12 + 3 \times 16 = 46.00 + 12 + 48 = 106 \text{ g}$$

$$\% \text{ de Na} = \frac{46}{106} \times 100 = 43.39 \%$$

$$\% \text{ de C} = \frac{12}{106} \times 100 = 11.32 \%$$

$$\% \text{ de O} = \frac{48}{106} \times 100 = 45.28 \%$$

$$11 \quad 99.99 \%$$