

## TRABAJOS PRACTICOS

Se colocan 1 ó 2 cm<sup>3</sup> en un tubo de ensayo seco. Se calienta, con el mechero, primero suavemente, paseando la llama y luego con intensidad.

Introducir una pajita de escoba con un punto en ignición y observar como se aviva la combustión. A medida que la experiencia progresó la transformación de brasa en llama se verifica de adentro hacia afuera del tubo por el mayor desprendimiento de oxígeno.

Observar la aureola gris plata de mercurio en el tubo.

Dejar enfriar, volcar el contenido del tubo de ensayo en un papel de filtro y observar globujillos de mercurio en la masa roja del óxido de mercurio.

### EXPERIENCIA N° 5

Objeto de la experiencia: Descomposición del dicromato de amonio.

**Materiales:** Tela metálica — soporte o trípode — mortero — espátula — mechero.

**Sustancias:** Bicromato de amonio.

**Procedimiento:** Colocar sobre una tela metálica apoyada en un trípode una montañita de dicromato de amonio de 4 cm de diámetro en la base. Conviene moler bien a esta sal y observar el color de la misma.

Se hace una concavidad en la cúspide y se colocan clavados en ella 4 ó 5 fósforos con las cabezas juntas.

Se encienden. La llama se propaga a la masa de dicromato, éste arde con intensidad y el sistema se asemeja a un pequeño volcán, observar: a) el color del residuo.

b) Su volumen.

c) El olor de los gases que se desprenden.

# 4

## LEYES DE COMBINACION

### LEYES GRAVIMETRICAS.

LEY DE CONSERVACION DE LA MASA (LAVOISIER).

MASA Y ENERGIA. ECUACION DE EINSTEIN.

LEY DE CONSERVACION DE LOS ELEMENTOS (LAVOISIER).

LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS (PROUST).

LEY DE LAS PROPORCIONES MULTIPLES (DALTON).

LEY DE LOS EQUIVALENTES (RICHTER)

EQUIVALENTE GRAMO Y EQUIVALENTE QUIMICO. CONCEPTOS.

### EJEMPLOS.

### LEYES DE LAS COMBINACIONES CASEOSAS DE GAY LUSSAC.

### TRABAJOS PRACTICOS: Ejercicios y problemas sobre leyes gravimétricas.

Problemas tipo. Problemas sobre variación de masa y energía.

### LEYES FUNDAMENTALES DE LA QUÍMICA

En las reacciones químicas ya hemos dicho que hay sustancias reaccionantes y productos de la reacción.

Entre ambas, la experiencia ha demostrado, que se mantienen relaciones de masa o de volumen que constituyen lo que se denomina *Leyes fundamentales de la química*.

Todas estas leyes fueron descubiertas por vía exclusivamente experimental.

Por este motivo son leyes empíricas.

Se estudiarán primero, las leyes que se refieren a las masas que reaccionan y a las masas productos de reacción.

A estas leyes, que establecen relaciones de masa se las llama

3) Ley de las proporciones definidas o constantes (Proust).

4) Ley de las proporciones múltiples (Dalton).

5) Ley de los equivalentes (Richter).

### LEYES GRAVIMETRICAS

#### 1º) Ley de conservación de la masa

Antonio L. Lavoisier (1774) calentó estaño con aire en un recipiente cerrado y halló que el sistema, antes y después de la experiencia no había variado de masa. Lavoisier pensó que esta experiencia podía generalizarse y poniendo las sustancias que reaccionaban en recipientes cerrados, y los productos de la reacción observó que los pesos permanecían constantes. Dijo entonces que la materia era "indestructible".

Todos los hechos observados se pueden generalizar en la llamada ley de la conservación de la masa:

"La suma de las masas de las sustancias reaccionantes es igual a la suma de las masas de los productos de la reacción."

$$\Sigma mr = \Sigma mr'$$

Esta ley fue verificada por medio de experiencias muy precisas con balanzas de gran sensibilidad.

Landolt entre los años 1893 y 1908 hizo una serie de experiencias para comprobar la ley de la conservación de la masa.

Colocó en ramas separadas, como las del esquema, soluciones de sustancias que reaccionaban sin intercambio de mucho calor y obturó los tubos exponiéndolos a la llama.

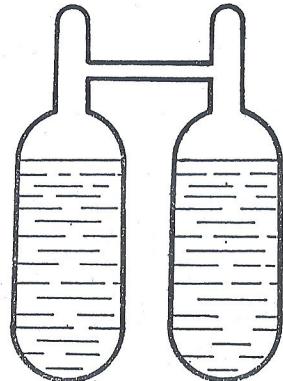


FIG. 14

Se emplearon soluciones como las siguientes:

- a) Nitroso de plata y cromato de potasio.
- b) Nitroso de plata y cloruro de sodio.
- c) Sulfito de sodio y cromato de potasio.

Los tubos se pesan usando tubos similares de contrapeso con balanzas sumamente sensibles.

Se inclina uno de los tubos para que se produzca la reacción y se deja enfriar. Entonces se comprueba que el peso no varía.

Dentro de los límites que impone la apreciación de balanzas muy sensibles ( $\epsilon < 0,03$  mgr.) la ley es cierta.

#### MATERIA Y ENERGIA

La ley anterior será cierta aún para variaciones de masa menores que 0,03 mgr., o sea para aquellas variaciones de masa no apreciables por las balanzas más exactas?

La denominada *Ecuación de Einstein* aclara la duda.

Esta ecuación establece que se puede transformar masa en energía radiante:

$$\Delta E = \Delta m \cdot c^2$$

y se lee:

Cuando una masa  $m$  se transforma en energía, en forma total, la cantidad de energía originada es directamente proporcional a la variación de masa y al cuadrado de la velocidad de la luz.

De acuerdo con esto, si una reacción libera calor (exotérmica), experimenta pérdida de masa y si absorbe calor (endotérmica) experimenta aumento de masa.

Pero ¿cuál es esa variación de masa?

Veamos: Si  $\Delta E = \Delta m \cdot c^2$

$$\text{es } \Delta m = \frac{\Delta E}{c^2}$$

$$\text{pero } c^2 = \left( 300.000.000 \frac{\text{m}}{\text{s}} \right)^2 \rightarrow$$

cantidad infinitamente grande. Si el denominador de una fracción es muy grande, la fracción es muy pequeña.

Luego:  $\Delta m \rightarrow$  infinitamente pequeño

El valor de  $\Delta m$  es tan pequeño que no se puede apreciar por ningún método experimental.

Para concebir la relación numérica entre variación de masa y energía haremos este ejercicio: ¿Cuál es la variación de masa que se produce cuando se liberan 9 kilocalorías?

$$E = m \cdot c^2 \quad \text{① Ecuación de Einstein}$$

Ahora:

$$1 \text{ Caloría} = 427 \text{ kgm}$$

$$1 \text{ Caloría} = 427 \times 9,8 \text{ joules}$$

$$1 \text{ Caloría} = 4.184,6 \text{ joules}$$

Luego:

$$9 \text{ Calorías} = 9 \times 4.184,6 \text{ joules} =$$

$$= 37.661,4 \text{ joules}$$

$$\therefore \text{en } ① m \cdot c^2 = 37.661,4 \text{ joules}$$

$$\text{y si } c^2 = \left( 300.000.000 \frac{\text{m}}{\text{seg}} \right)^2$$

#### LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LOS ELEMENTOS

En las reacciones químicas varían los compuestos pero no los elementos que los forman, aunque formen otros compuestos.

Así, si se coloca óxido de calcio en cantidad suficiente de agua, se obtiene hidróxido de calcio: Óxido de calcio + agua  $\rightarrow$  hidróxido de calcio.

Si antes de la experiencia se pesa el óxido de calcio y además se establece el peso del oxígeno y del calcio; que lo componen; se pesa el agua y también el O y el H de ésta y se pesa el hidróxido de calcio así como su oxígeno, su hidrógeno y su calcio se hallará:

$$1^{\circ}) \text{ peso óxido del calcio} + \text{peso del agua} \\ (\text{Ca O}) \quad (\text{H}_2\text{O})$$

$$= \text{peso del hidróxido de calcio.} \\ \text{Ca} (\text{OH})_2$$

o sea se ha verificado la ley de la conservación de la masa.

2º) Además

$$\text{peso O} + \text{peso O} = \text{peso O} \\ (\text{del Ca O}) \quad (\text{del H}_2\text{O}) \quad (\text{del hidróxido de calcio})$$

$$\text{peso Ca} = \text{peso Ca} \\ (\text{del Ca O}) \quad (\text{del hidróxido de Ca})$$

$$\text{peso H} = \text{peso H} \\ (\text{del H}_2\text{O}) \quad (\text{del hidróxido de Ca})$$

o sea se ha conservado la masa de los elementos que intervienen en la reacción.

Esta experiencia confirmada por otras permite decir:

"En toda transformación química se conserva la clase y la masa de los elementos que en ella intervienen."

Esta ley, también hoy, está limitada con los fenómenos de transmutación artificial y de desintegración radioactiva (Cap. XL).

Podemos, sin embargo, decir con exactitud:

Les leyes de la conservación de la masa y de los elementos se cumplen en las transformaciones químicas, dentro de los límites de los métodos experimentales de los que hoy dispone el hombre.

**Ley de las proporciones constantes**

Esta ley también es llamada de las proporciones **definidas** y durante mucho tiempo fue obtenida por muchos químicos.

La comprobación y generalización de la ley se atribuyen al químico francés José Luis Proust.

Este químico, entre los años 1800 y 1808, realizó el análisis cuantitativo de muchos compuestos y llegó a la conclusión de que:

"Una misma sustancia compuesta contiene los mismos elementos unidos en la misma proporción de masa."

Por ejemplo: si se analiza el óxido cuproso se hallará siempre esta proporción

$$\begin{aligned} m_{\text{Cu}} &= 127 \text{ gr} \\ m_{\text{O}} &= 16 \text{ gr} \end{aligned}$$

Analizando diferentes masas de óxido cuproso se llegará siempre a la misma proporción.

$$\frac{m_{\text{Cu}}}{m_{\text{O}}} = \frac{127 \text{ gr}}{16 \text{ gr}}$$

En forma similar se halla la proporción de masa en que intervienen el H y el O para formar agua:

$$\frac{m_{\text{H}}}{m_{\text{O}}} = \frac{2,016 \text{ gr}}{16 \text{ gr}} = \frac{1}{7,94}$$

Esto significa que en el agua por cada gramo del elemento hidrógeno hay 7,94 gr del elemento oxígeno, o también cada 2,016 gr de H hay 16 gr de oxígeno y cada 4 gr de H hay 31,74 gr de oxígeno y así sucesivamente.

La ley se cumple para todos los compuestos y no solamente para aquellos formados por solo dos elementos como sucede en los ejemplos mencionados hasta ahora.

Si consideramos el ácido nítrico, sustancia ternaria constituida por hidrógeno, nitrógeno y oxígeno, y analizamos 63,008 gr de su masa hallaremos los siguientes resultados:

$$\begin{aligned} \text{En } 63,008 \text{ gr de } \text{HNO}_3 \text{ hay} \\ \quad \left\{ \begin{array}{l} \text{H} = 1,008 \text{ gr} \\ \text{N} = 14,000 \text{ gr} \\ \text{O} = 48,000 \text{ gr} \end{array} \right. \end{aligned}$$

Si analizamos una masa doble de la anterior, es decir  $2 \times 63,008 \text{ gr} = 126,016 \text{ gr}$  obtendremos estos otros resultados:

$$\begin{aligned} \text{En } 126,016 \text{ gr de } \text{HNO}_3 \text{ hay} \\ \quad \left\{ \begin{array}{l} \text{H} = 2,016 \text{ gr} \\ \text{N} = 28,000 \text{ gr} \\ \text{O} = 96,000 \text{ gr} \end{array} \right. \end{aligned}$$

o sea que las proporciones de los tres elementos permanecen constantes:

$$\begin{aligned} \frac{m_{\text{N}}}{m'_{\text{N}}} &= \frac{m_{\text{O}}}{m'_{\text{O}}} = \frac{m_{\text{H}}}{m'_{\text{H}}} = K \\ \frac{28 \text{ gr}}{14 \text{ gr}} &= \frac{96 \text{ gr}}{48 \text{ gr}} = \frac{2,016 \text{ gr}}{1,008 \text{ gr}} = 2 \end{aligned}$$

Si alguna de las masas de los elementos nitrógeno, oxígeno o hidrógeno se halla en exceso, ese exceso queda sin combinar.

Podemos entonces enunciar la ley de Proust.

Cuando dos o más elementos se combinan para formar un compuesto lo hacen en una relación constante de masas.

**LEY DE PROPORCIONES MÚLTIPLES**

Esta ley estudiada por John Dalton, químico inglés (1808) y por Berzelius, se refiere al caso en que los mismos elementos formen varios compuestos diferentes.

Recordemos la experiencia de oxidación del cobre (práctica N° 3 capítulo 3), en la que obtenímos dos compuestos diferentes con el oxígeno y con el cobre: los óxidos cuproso y cíprico.

El análisis de ambos compuestos da, para cada uno de ellos, la siguiente composición:

$$\begin{aligned} \text{óxido cuproso} &\quad \left\{ \begin{array}{l} m_{\text{Cu}} = 127 \text{ gr} \\ m_{\text{O}} = 16 \text{ gr} \end{array} \right. \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{óxido cíprico} &\quad \left\{ \begin{array}{l} m_{\text{Cu}} = 63,5 \text{ gr} \\ m_{\text{O}} = 16 \text{ gr} \end{array} \right. \end{aligned}$$

Hallaremos, en cada compuesto, qué masa de

cobre se combina con 1 gr de oxígeno aplicando la ley de Proust:

$$\text{óxido cuproso: } \frac{m_{\text{Cu}}}{m_{\text{O}}} = \frac{127 \text{ gr}}{16 \text{ gr}} = 7,9375$$

$$\text{óxido cíprico: } \frac{m'_{\text{Cu}}}{m_{\text{O}}} = \frac{63,5 \text{ gr}}{16 \text{ gr}} = 3,96875$$

Hemos obtenido, pues, los siguientes datos:

Con la masa de 1 gr de oxígeno se combinan diferentes masas de cobre en cada uno de los óxidos:

1 gr Oxígeno  $\begin{cases} 7,9375 \text{ gr de Cu} \\ \quad (\text{en el óxido cuproso}) \\ 3,96875 \text{ gr de Cu} \\ \quad (\text{en el óxido cíprico}) \end{cases}$

Esas masas de cobre se hallan en la relación:

$$\frac{m_{\text{Cu}}}{m'_{\text{Cu}}} = \frac{7,9375}{3,96875} = \frac{2}{1}$$

Es decir que las masas de cobre que se combinan en cada óxido con una misma masa de oxígeno están en la relación de números enteros y pequeños 2:1 o sea que con una misma masa de oxígeno hay en el óxido cuproso doble masa de cobre que en el óxido cíprico.

*Veamos otro ejemplo:* Sea el caso del agua y del peróxido de hidrógeno (agua oxigenada) formadas ambas por los mismos elementos, hidrógeno y oxígeno:

$$\begin{aligned} \text{agua} &\quad \left\{ \begin{array}{l} m_{\text{H}} = 11,2 \text{ gr} \\ m_{\text{O}} = 88,8 \text{ gr} \end{array} \right. \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{agua oxigenada} &\quad \left\{ \begin{array}{l} m'_{\text{H}} = 5,92 \text{ gr} \\ m'_{\text{O}} = 94,08 \text{ gr} \end{array} \right. \end{aligned}$$

Esta es la composición centesimal de ambos compuestos.

Calculemos, en cada uno, aplicando la ley de Proust qué masa de oxígeno se combina con 1 gr de hidrógeno.

$$\text{H}_2\text{O} \quad \left\{ \begin{array}{l} \frac{m_{\text{O}}}{m_{\text{H}}} = \frac{88,8 \text{ gr}}{11,2 \text{ gr}} = 7,94 \rightarrow q \end{array} \right.$$

$$\text{H}_2\text{O}_2 \quad \left\{ \begin{array}{l} \frac{m'_{\text{O}}}{m'_{\text{H}}} = \frac{94,08 \text{ gr}}{5,92 \text{ gr}} = 15,89 \rightarrow q' \end{array} \right.$$

Esto significa que con 1 gr de hidrógeno se combinan 7,94 gr de oxígeno en el agua y 15,89 gr de oxígeno en el peróxido de hidrógeno (agua oxigenada).

Estas masas de oxígeno se hallan en la relación:

$$\frac{7,94 (q)}{15,89 (q')} = \frac{1 (m)}{2 (n)}$$

En símbolos se puede expresar matemáticamente así:

$$q : q' :: m : n$$

siendo m y n números enteros y pequeños (1:2).

Luego la ley de las proporciones múltiples se enuncia así:

Cuando dos elementos se combinan para dar varios compuestos diferentes las masas de uno de ellos combinadas con una misma masa del otro guardan entre sí una relación que se puede expresar por números enteros generalmente pequeños.

Para terminar de aclarar esta ley haremos un último ejercicio:

El análisis de 1 gramo de distintos compuestos de azufre y de cloro dio los siguientes resultados:

$$\begin{aligned} \text{Compuesto I:} & \quad \left\{ \begin{array}{l} S = 0,4749 \text{ gr} \\ Cl = 0,5251 \text{ gr} \end{array} \right. \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Compuesto II:} & \quad \left\{ \begin{array}{l} S = 0,3112 \text{ gr} \\ Cl = 0,6888 \text{ gr} \end{array} \right. \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Compuesto III:} & \quad \left\{ \begin{array}{l} S = 0,18430 \text{ gr} \\ Cl = 0,8157 \text{ gr} \end{array} \right. \end{aligned}$$

Establecemos de acuerdo a la ley de Proust qué masa de azufre se combina con 1 gr de cloro en cada compuesto:

Compuesto I

$$\frac{m_S}{m_{Cl}} = \frac{0,4749}{0,5251} = 0,9043 = q$$

### LEY DE LOS EQUIVALENTES DE RICHTER

Compuesto 2

$$\frac{m'S}{m'Cl} = \frac{0,3112}{0,6888} = 0,4518 = q'$$

Compuesto 3

$$\frac{m''S}{m''Cl} = \frac{0,1843}{0,8157} = 0,2259 = q''$$

Comparando estos tres resultados se halla:

$$0,9043 : 0,4518 : 0,2259 :: m : n : p$$

En este caso m, n y p son respectivamente 4; 2 y 1 o sea

$$0,9043 : 0,4518 : 0,2259 :: 4 : 2 : 1 \text{ o sea}$$

$$q : q' : q'' :: m : n : p$$

### LEY DE LOS EQUIVALENTES DE RICHTER

Esta ley fue descubierta por J. B. Richter a mediados del siglo XVIII.

La comprobación precisa de esta ley es obra de Berzelius casi un siglo después.

Veremos el camino para llegar a la ley.

Sea la composición centesimal de tres sustancias la siguiente:

Sustancia A - oxígeno 88,89 % H: 11,11 %

Sustancia B - carbono 75 % H: 25 %

Sustancia C - carbono 27,3 % O: 72,7 %

Observemos que en las sustancias A y B el oxígeno y el carbono se combinan, respectivamente, con el hidrógeno y que el carbono y el oxígeno, a su vez, se combinan para dar el compuesto C.

Vamos a averiguar en A y B cuánto oxígeno y cuánto carbono se combinan con 1 gr de hidrógeno.

Sustancia A

$$\frac{m \text{ Oxígeno}}{m \text{ Hidrógeno}} = \frac{88,89 \text{ gr}}{11,11 \text{ gr}} = 8 \quad (1)$$

Sustancia B

$$\frac{m \text{ Carbono}}{m \text{ Hidrógeno}} = \frac{75 \text{ gr}}{25 \text{ gr}} = 3 \quad (2)$$

Luego con:

1 gr de H  $\begin{cases} \nearrow 8 \text{ gr de oxígeno} & (1) \\ \searrow \text{se combinan} & \\ \searrow 3 \text{ gr de carbono} & (2) \end{cases}$

Veamos ahora en la sustancia C como se combinan el oxígeno y el carbono:

$$\frac{m \text{ Oxígeno}}{m \text{ Carbono}} = \frac{72,7}{27,3} = 2,66 \quad (3)$$

Si dividimos (1) y (2) ¿qué obtenemos?

$$\frac{8 \text{ gr de oxígeno}}{3 \text{ gr de carbono}} = 2,66$$

o sea el mismo resultado (3).

Estos hechos comprobados en muchos otros casos llevaron a la ley de los equivalentes hoy también llamada de Richter.

Las masas según las cuales dos elementos se combinan con una masa dada de un tercer elemento son las masas, o un múltiplo o submúltiplo de ellas, según las cuales esos elementos se combinan entre sí.

La expresión matemática de esta ley la podemos lograr así:

Sea un compuesto formado por los elementos M y N y otro formado por P y N.

En cada compuesto se cumple según la ley de Proust:

$$(M; N) \frac{mM}{mN} = q$$

$$(P; N) \frac{mP}{mN} = q'$$

Siendo q y q' las masas de M y de P combinadas con 1 gramo de masa del elemento N. Luego

$$\frac{mM}{mN} = \frac{q}{q'} \cdot \frac{mN}{mP}$$

$$\frac{mM}{mP} = \frac{q}{q'} \cdot \frac{mN}{mN}$$

Pero la relación de masas entre el elemento M y el elemento P puede ser  $\frac{q}{q'}$  o bien un múltiplo de esa cantidad.

Expresión matemática de la ley de Richter.

$$\frac{mM}{mP} = \frac{q}{q'} \cdot \frac{r}{s}$$

siendo r y s números pequeños.

### EQUIVALENTE GRAMO

En la ley de Richter hemos hallado, qué masa del elemento M y qué masa del elemento P se combinan con 1 gr del elemento N.

Se encontró que era conveniente tomar siempre un mismo elemento que hiciera el papel de N y en un principio se tomó como elemento de comparación a 1 gr de hidrógeno.

Como el oxígeno da más compuestos y con 1 gr de hidrógeno se combinan 8 gr de oxígeno (en 18 gr de agua hay 2 gr de hidrógeno y 16 gr de oxígeno) en lugar de tomar como término de comparación 1 gr de hidrógeno se tomó 8 gr de oxígeno.

Por lo tanto se estableció el concepto de equivalente gramo (E) de un elemento como la masa del mismo que se combina con 8 gramos de oxígeno o con la masa de otro elemento capaz de combinarse, a su vez, con 8 gramos de oxígeno.

El concepto de equivalente gramo es importante.

Veamos un ejemplo:

Analizando 3 compuestos se hallaron los datos:

Compuesto 1: Cl: 81,55 gr; O: 18,45 gr

Compuesto 2: Si: 46,72 gr; O: 53,28 gr

Compuesto 3: Cl: 83,42 gr; Si: 16,28 gr

Hallaremos en 1 y 2 el equivalente gramo del Cl y del Si.

$$\text{Cloro} \left\{ \begin{array}{l} 18,45 \text{ gr O} \longrightarrow 81,55 \text{ gr Cl} \\ 8 \text{ gr O} \longrightarrow \frac{8 \times 81,55 \text{ gr}}{18,45} = 35,3 \text{ gr} \end{array} \right. \quad (1)$$

### EQUIVALENTE GRAMO

$$\text{Silicio} \left\{ \begin{array}{l} 53,28 \text{ gr O} \longrightarrow 46,72 \text{ gr Si} \\ 8 \text{ gr O} \longrightarrow \frac{8 \times 46,72 \text{ gr}}{53,28} = 7,01 \text{ gr} \end{array} \right. \quad (2)$$

Ahora veamos en qué proporción se combinan el cloro y el silicio en el compuesto (3)

$$\frac{mCl}{mSi} = \frac{83,42}{16,28} = 5,124 \quad (3)$$

Dividimos ahora (1) y (2) o sea los dos equivalentes del cloro y del silicio.

$$\frac{ECl}{ESi} = \frac{35,3 \text{ gr}}{7,01 \text{ gr}} = 5$$

o sea el mismo valor (3).

Por eso podemos concluir con este enunciado:

La relación de masas según las cuales dos elementos se hallan combinados en un compuesto es la misma relación que la que existe entre sus equivalentes gramo.

### NÚMERO DE EQUIVALENTES DE UN MISMO ELEMENTO

Analizando los óxidos del cobre (exp. N° 3 Cap. III) se logran los siguientes resultados:

I) óxido cobre negro (óxido cúprico):  
 $O = 20,25 \% \text{ Cu} = 79,75 \%$

II) óxido cobre rojo (óxido cuproso):  
 $O = 11,18 \% \text{ Cu} = 88,82 \%$

En el primer óxido hallamos el equivalente gramo del cobre:

$$20,25 \text{ gr O} \longrightarrow 79,76 \text{ gr Cu}$$

$$8 \text{ gr O} \longrightarrow \frac{8 \times 79,76 \text{ gr}}{20,25} = 31,51 \text{ gr}$$

y hagamos lo mismo con el óxido cuproso (compuesto 2):

$$11,18 \text{ gr O} \longrightarrow 88,82 \text{ gr Cu}$$

$$8 \text{ gr O} \longrightarrow \frac{8 \times 88,82 \text{ gr}}{11,18} = 63,5 \text{ gr}$$

## EQUIVALENTE QUIMICO

o sea con 8 gr de oxígeno se combinan, 31,51 gr en el óxido cúprico y 63,5 gr de Cu en el óxido cuproso.

Luego el Cu tiene dos equivalentes gramo:

$$\text{Cu} \left\{ \begin{array}{l} E = 31,51 \text{ gr} \\ E = 63,5 \text{ gr} \end{array} \right.$$

Un mismo elemento, en compuestos diferentes, puede tener más de un equivalente gramo.

## EQUIVALENTE QUIMICO

Es la relación que indica las partes de un elemento que se combinan con una parte de hidrógeno o con ocho partes de oxígeno.

	Equivalente químico	Equivalente gramo
Cu I	63,5	63,5 gr
Cu II	31,75	31,75 gr
O	8	8 gr

De acuerdo con este concepto 63,5 partes de Cu se combinan con 8 partes de oxígeno.

El equivalente químico expresado en gramos da el equivalente gramo.

## LEYES DE LAS COMBINACIONES GASEOSAS DE GAY LUSSAC (1808)

En el año 1808 el físico y químico francés José Luis Gay Lussac observando la síntesis del agua consideró que los datos obtenidos podían interpretarse según una relación volumétrica simple:

a) 2 volúmenes de Hidrógeno + 1 volumen de oxígeno = 2 volúmenes de  $\text{H}_2\text{O}$ .

Gay Lussac repitió el experimento con otros gases y halló:

b) 1 volumen de H + 1 volumen de Cl = 2 volúmenes de cloruro de hidrógeno.

c) 3 volúmenes de H + 1 volumen de N = 2 volúmenes de amoníaco.

Observando estas experiencias dedujo las siguientes relaciones:

a)  $\frac{\text{Volumen H}}{\text{Volumen O}} = \frac{2}{1}$

b)  $\frac{\text{Volumen H}}{\text{Volumen Cl}} = \frac{1}{1}$

c)  $\frac{\text{Volumen H}}{\text{Volumen N}} = \frac{3}{1}$

De acuerdo con estos resultados Gay Lussac enunció su primera ley:

Cuando dos gases se combinan lo hacen en una relación de volúmenes expresada por números enteros y pequeños.

a) Síntesis HCl:

$$\frac{\text{Volumen Cl} + \text{Volumen H}}{\text{Volumen HCl}} = \frac{1+1}{2} = \frac{1}{1}$$

b) Síntesis de  $\text{H}_2\text{O}$ :

$$\frac{\text{Volumen H} + \text{Volumen O}}{\text{Volumen H}_2\text{O}} = \frac{2+1}{2} = \frac{3}{2}$$

c) Síntesis del amoníaco:

$$\frac{\text{Volumen H} + \text{Volumen N}}{\text{Volumen amoníaco}} = \frac{3+1}{2} = \frac{4}{2}$$

De acuerdo con estos resultados se puede enunciar la segunda ley de Gay Lussac:

Cuando dos gases se combinan existe entre la suma de los volúmenes de los gases reaccionantes y los volúmenes del producto de la reacción una relación sencilla expresada por números enteros y pequeños.

Observando los resultados experimentales anteriores:

1 volumen de cloro + 1 volumen de hidrógeno = 2 volúmenes de ácido clorhídrico.

1 volumen de hidrógeno + 1 volumen de oxígeno = 2 volúmenes agua.

3 volúmenes de hidrógeno + 1 volumen de nitrógeno = 2 volúmenes amoníaco.

Podemos también deducir:

1) Cuando los volúmenes gaseosos que se combinan son iguales, el volumen total es igual a la suma de los volúmenes.

2) Cuando los volúmenes gaseosos que se combinan son diferentes el volumen total es menor que la suma de los volúmenes, es decir hay una contracción volumétrica.

## TRABAJOS PRACTICOS

1) Calcular la disminución de masa que experimenta una reacción exotérmica en la que se libera 10 kcal.

$$R = 4,65 \times 10^{-10} \text{ gr.}$$

2) Problema tipo:

Se analizan dos muestras formadas por oxígeno y calcio y se obtienen los siguientes datos: 112 gr de muestra I: 32 gr de O y 80 gr de calcio; 16,8 gr de muestra II: 4,8 gr de oxígeno y 12 gr de calcio.

a) ¿Qué leyes gravimétricas se cumplen y por qué?

b) ¿Se trata del mismo compuesto? ¿Por qué?

c) ¿Cuántos gramos de oxígeno se combinan con 24 gr de calcio?

d) ¿Cuántos gramos de calcio son necesarios para obtener 100 gr de óxido de calcio?

Solución:

a) Se cumple la ley de Lavoisier pues:

$$\text{Muestra I: } 112 \text{ gr óxido calcio} = 32 \text{ gr O} + 80 \text{ gr Ca}$$

$$\text{Muestra II: } 16,8 \text{ gr óxido calcio} = 4,8 \text{ gr O} + 12 \text{ gr Ca}$$

Se cumple la ley de Proust pues:

$$\frac{m_{\text{Ca}}}{m'_{\text{Ca}}} = \frac{m_{\text{O}}}{m'_{\text{O}}} \text{ o sea}$$

$$\frac{80 \text{ gr}}{12 \text{ gr}} = \frac{32 \text{ gr}}{4,8 \text{ gr}}$$

b) Sí, se trata del mismo compuesto, pues se verifica la ley de Proust.

c) Si con 80 gr Ca se combinan 32 gr O

$$\text{Con 24 gr Ca se combinan } \frac{24 \text{ gr} \times 32 \text{ gr}}{80 \text{ gr}} = 9,6 \text{ gr}$$

d) Si para 112 gr de CaO son necesarios 80 gr de Ca

Para 100 gr de CaO serán necesarios

$$= \frac{100 \text{ gr} \times 80 \text{ gr}}{112 \text{ gr}} = 71,42 \text{ gr}$$

3) Se analizaron dos muestras de metano con los siguientes resultados:

Muestra I: 16 gr de muestra: 12 gr de Carbono y 4 gr hidrógeno.

Muestra II: 50 gr de muestra: 37,5 gr de C y 12,5 gr de H.

Se pregunta:

a) ¿Qué leyes gravimétricas se verifican y por qué?

b) ¿Es éste compuesto definido?

c) ¿Cuántos gramos de H se combinan con 96 gr de C?

d) ¿Cuánto H se necesita para obtener 80 gr de muestra?

Respuesta: a) Se verifican las leyes de Lavoisier y Proust.

b) Sí.

c) 32 gr.

d) 20 gr.

4) Se analizaron dos muestras obteniéndose los resultados.

17 gr de muestra I: Nitrógeno 14 gr; hidrógeno 3 gr.

3,4 gr de muestra II: Nitrógeno 2,8 gr; hidrógeno 0,6 gr.

Se pregunta:

a) ¿Se trata de muestras del mismo compuesto? ¿Por qué?

b) ¿Qué leyes se cumplen?

c) ¿Cuánto N y cuánto H hay en 6,8 gr del mismo compuesto?

Respuestas: a) Sí, pues se verifica la ley de Proust.

b) Se verifica la ley de Proust y la de Lavoisier.

c) 5,6 gr de N y 1,2 gr de H.

5) Problema tipo:

El nitrógeno y el oxígeno forman varios compuestos, dos de los cuales tienen la siguiente composición: