

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

REACTIVOS

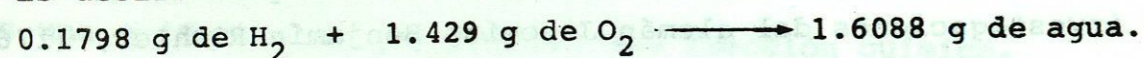
Peso de 2 litros de hidrógeno = 0.1798 g

Peso de 1 litro de oxígeno = $\frac{1}{1} \frac{4290}{6088}$ g

PRODUCTO

Peso del vapor de agua = 1.6088 g

Es decir:



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, dada 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 van 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 8g de O₂ reaccionaron solo 5 g de azufre con 5 de oxígeno, por que la propor-

ción 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 o más 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:

N₂O
Composición
N = 2 x 12 = 28 g 28 g. de N se unen con 16 de O
O = 1 x 16 = 16 g 1 g de N ————— X
1 g de N se une con 0.5714 g de O

NO
Composición
N = 14 g 14 g de N ——— 16 g de O
O = 16 g 1 g de N ——— X
1 g de N con 1.142 g de O

N₂O₃
Composición
N = 2 x 14 = 28 g 28 g de N ——— 48 g de O
O = 3 x 16 = 48 g 1 g de N ——— X
1 g de N con 1.7142 g de O



Composición

$$\text{N} = 1 \times 14 = 14 \text{ g}$$

$$14 \text{ g de N} \text{ ————— } 32 \text{ de O}$$

$$\text{O} = 2 \times 16 = 32 \text{ g}$$

$$1 \text{ g de N} \text{ ————— } \text{X}$$

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



Composición

$$\text{N} = 2 \times 14 = 28 \text{ g}$$

$$28 \text{ g de N} \text{ ————— } 80 \text{ g de O}$$

$$\text{O} = 5 \times 16 = 80 \text{ g}$$

$$1 \text{ g de N} \text{ ————— } \text{X}$$

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

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 espectrógrafo de masas se pueden tabular las masas atómicas de los elementos, comparándolas 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.

Esta escala de masas se elaboró así, porque cuando los científicos habían intentado medir a los átomos en forma individual, encontraron que eran muy pequeños para pesarlos individualmente. Por lo que para poder en la realidad pesar la materia se necesitan cantidades muy grandes de átomos y se pensó en una unidad que describa adecuadamente esas cantidades.

La unidad empleada por los científicos en forma universal, es la mol, que es la unidad SI para medir cantidad de sustancia y se define como la cantidad de sustancia que contiene tantas unidades (átomos, moléculas, fórmulas unitarias o iones.) como el número de átomos contenidos en 12 gramos de carbono 12 puro.

El número de unidades contenidas en un mol fué determinado por Amadeo Avogadro y su valor actual es de:

$$1 \text{ mol} = 6.022045 \times 10^{23} \text{ partículas}$$

Así un mol de neón contiene 6.022×10^{23} átomos de neón. El hidrógeno se encuentra por lo general como moléculas diatómicas (dos átomos), por lo que un mol de hidrógeno contiene 6.022×10^{23} moléculas de H_2 y $2(6.022 \times 10^{23})$ átomos de H.

Como se explicó antes cada tipo de átomos tiene una masa característica y definida por lo que un mol de cierta sustancia pura también tiene masa definida.

Como el mol se define en base al patrón de la escala de masas atómicas, que es el carbono 12, entonces:

La masa en gramos de un mol de átomos de un elemento puro es numéricamente igual a su masa atómica en u.m.a.

Igualmente se puede decir que un mol de moléculas de compuestos o elementos que se encuentren como tal, es igual a su masa molecular en gramos.

La masa molecular de un compuesto es igual a la suma de las masas atómicas de todos los elementos que lo constituyen, multiplicados cada uno por el número de veces que esta presente el elemento.

Pregunta: ¿Cuál es la masa de un mol de Al ?

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

RELACION MASA - MOL

Utilizando el concepto de mol y su equivalencia con la masa molecular de los compuestos (o masa atómica para los compuestos monoatómicos), se pueden hacer conversiones de masa a número de moles o a la inversa.

Estas conversiones se pueden hacer de dos formas:

1.- Utilizando la fórmula:

$$\text{número de moles} = \frac{\text{gramos de sustancia}}{\text{masa molecular de la sustancia}}$$

Ejemplo:

¿Cuántos moles hay en 160 g de hidroxido de sodio (NaOH) ?

M.A. Na = 23 O = 16 H = 1

Aplicando la fórmula:

	NaOH
número de moles = $\frac{\text{gramos de la sustancia}}{\text{masa molecular de la sustancia}}$	Na=1x23=23
	O=1x16=16
	H=1x1 = 1
$= \frac{160 \text{ g}}{40 \text{ g mol}}$	40
= 4 moles NaOH	

2.- Utilizando los factores de conversión, que es el método que emplearemos mas adelante, en los ejemplos que sea necesario.

1 mol = la masa molecular

Con el mismo ejemplo: ¿Cuántos moles hay en 160 g de hidroxido de sodio (NaOH) ?

1 mol NaOH = 40 g NaOH

$$160 \text{ g NaOH} \left(\frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} \right) = 4 \text{ moles NaOH}$$

Otros ejemplos:

1.- ¿Cuántos moles hay en 480 g de potasio?

Una mol de potasio es igual a 39.098 g, por lo tanto:

$$480 \text{ g de K} \left(\frac{1 \text{ mol de K}}{39.098 \text{ g de K}} \right) = 12.27 \text{ moles de K}$$

2.- ¿Cuál es la masa contenida en 3 moles de ácido sulfúrico cuya fórmula es: H₂SO₄?

1 mol H₂SO₄ = 98 g

H = 2x1= 2

S = 1x32=32

O = 4x16=64

$$3 \text{ moles H}_2\text{SO}_4 \left(\frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \right) = 296 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

98

NUMERO DE AVOGADRO - APLICACIONES

Como ya se mencionó, un mol de una sustancia contiene un número definido de átomos, moléculas, fórmulas unitarias o iones, este número fué determinado experimentalmente y se conoce con el nombre de Número de Avogadro (N) en reconocimiento al físico italiano Amadeo Avogadro (1776-1856) y su valor es de:

$$6.022 \times 10^{23} \frac{\text{átomos}}{\text{mol}} \quad \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}}$$

Problemas:

1.- ¿Cuántos átomos contienen 10 g de calcio?

Si 40 u.m.a. es la masa atómica del calcio, entonces:

$$1 \text{ mol de calcio} = 40 \text{ g} \quad 1 \text{ mol} = 6.022 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$10 \text{ g Ca} \left(\frac{1 \text{ mol Ca}}{40 \text{ g Ca}} \right) = 0.25 \text{ moles Ca}$$

$$0.25 \text{ moles} \left(\frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} \right) = 1.505 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

Planteado de otra forma:

$$\text{En } 40 \text{ g hay } \text{---} 6.02 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$\text{En } 10 \text{ g habrá } \text{---} \times$$

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

2.- En 2 moles de cloro gaseoso, ¿cuántas moléculas hay?

El cloro existe en forma molecular; es decir, en forma de Cl₂

$$2 \text{ moles} \left(\frac{6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \right) = 12.044 \times 10^{23} \\ = 1.2044 \times 10^{24} \text{ moléculas}$$

CUESTIONARIO. MOL Y NUMERO DE AVOGADRO

- 1.- ¿Cuál es la masa de un mol de los siguientes elementos?
a) fierro 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 atómica	Masa molecular	No. de átomos en una mol
Bromo				
Hidrógeno				
Hidróxido de sodio				
Cloro				
Acido Clorhídrico				

" Cuadro 3.1 "

- 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 mol de fierro?
- 10.- Expresar la masa en gramos de 3 moles de aluminio.

PROBLEMAS DE MASA MOLECULAR Y MOLES

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

- | | | |
|--|------------------------------------|-----------------------------------|
| a) CH ₃ OH | b) Na ₂ SO ₄ | c) HCl |
| d) H ₂ S | e) NaOH | f) KI |
| g) K ₂ Cr ₂ O ₇ | h) HNO ₃ | i) H ₂ SO ₄ |
| j) H ₂ O 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 ₂ O ₃ | f) CuCl ₂ |
| g) HgCl ₂ | h) FeCl ₂ | i) CaO |
| j) Ca(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 ₄ OH | f) Na ₂ SO ₄ |
| g) SO ₂ | h) KMnO ₄ | i) CCl ₄ |
| j) CH ₃ CH ₂ OH | | |

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

- 12.5 moles de Na₂CO₃
- 4.8 moles de Ca(OH)₂
- 5.64 moles de HI
- 12.5×10^{-2} moles de H₂O₂
- 2×10^{-3} moles de KNO₃
- 1.4×10^4 moles de BaCl₂
- 1.4×10^{-5} moles de H₂O
- 1.02 moles de AgCl

5.- Expresar en kg:

- 1.4×10^3 moles de Cu
- 7.4×10^2 moles de H₃PO₄
- 2.5×10^{-3} moles de AlCl₃