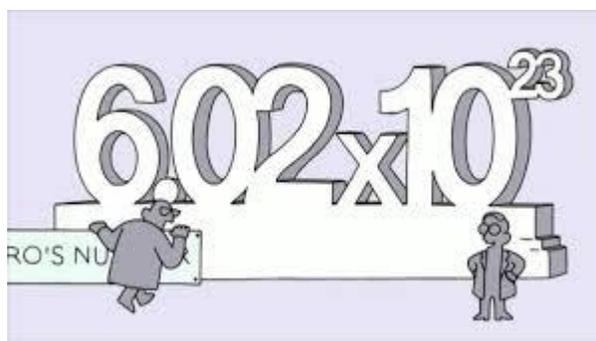




INSTITUTO NACIONAL
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA
COORDINACIÓN 2° MEDIO
COORDINADORA: MARIA DEL CARMEN ARIZTOY

Guía de contenidos N°1

ESTEQUIOMETRIA: **EL MOL Y CANTIDADES QUÍMICAS**



TIEMPO ESTIMADO DE ESTUDIO: 6h pedagógicas (3 semanas)

OBJETIVO DE APRENDIZAJE:

- Establecer relaciones cuantitativas entre reactivos y productos en reacciones químicas (estequiometría) y explicar la formación de compuestos útiles para los seres vivos, como la formación de la glucosa en la fotosíntesis.
- I. Relacionan el mol como unidad de cantidad de sustancia con otras unidades estequiométricas equivalentes.
- II. Calculan equivalentes estequiométricos del mol de sustancia en otras unidades estequiométricas (número de átomos, número de moléculas y cantidad de partículas).

La estequiometría es una rama fundamental de la química. A través de la estequiometría podemos saber con anticipación la masa de un compuesto que se requiere para obtener una determinada masa de producto.

En otras palabras **“la estequiometría es una rama de la química que estudia las relaciones ponderales entre reactantes y productos que participan en una reacción química”**.

“También podemos decir que la Estequiometría corresponde al estudio cuantitativo de reactivos y productos en una reacción química”.

Todos los cálculos estequiométricos se efectúan sobre la base de que tanto las masas de los reactantes como la de los productos de reacción son proporcionales a los coeficientes de la ecuación química balanceada.

Es importante destacar que toda reacción química se puede representar mediante una ecuación química. Una ecuación química es una igualdad en la que se pueden apreciar dos partes o miembros separados por una flecha. En el primer miembro se ubican las sustancias que van a reaccionar (reactantes) y en el segundo miembro las sustancias que resultan de la reacción (productos denominados también como productos de reacción)

¿CÓMO ESCRIBIR UNA REACCIÓN QUÍMICA?

UNA FLECHA INDICA REACCIÓN QUÍMICA DIFERENCIANDO REACTIVOS DE PRODUCTOS



LOS REACTIVOS SE COLOCAN EN EL LADO IZQUIERDO

EL O LOS PRODUCTOS SE ESCRIBEN AL LADO DERECHO.

¿CÓMO LEER UNA REACCIÓN QUÍMICA?



2 átomos de Mg + 1 molécula de O₂ forman 2 moléculas de MgO

2 moles de Mg + 1 mol O₂ forman 2 moles de MgO

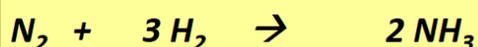
48,6 gramos de Mg + 32 gramos de O₂ forman 80,6 g de MgO

NO SE LEE :

2 gramos Mg + 1 gramos O₂ forman 2 g MgO

LA ECUACIÓN DEBE ESTAR BALANCEADA, O EQUILIBRADA, ESTO SIGNIFICA QUE EL MISMO NÚMERO Y TIPO DE ÁTOMOS DEBEN ESTAR TANTO EN LA IZQUIERDA COMO A LA DERECHA DE LA ECUACIÓN.

OTRO EJEMPLO:



1 molécula de nitrógeno (constituida con 2 átomos de nitrógeno) reacciona con

3 moléculas de hidrógeno (constituida por 2 átomos de hidrógeno cada molécula) para formar:

2 moléculas de amoníaco (Cada molécula de amoníaco contiene 1 átomo de Nitrógeno y 3 átomos de Hidrógeno)

1 mol de nitrógeno (N_2) reacciona con

3 moles de hidrógeno (H_2) para formar:

2 moles de amoníaco (NH_3)

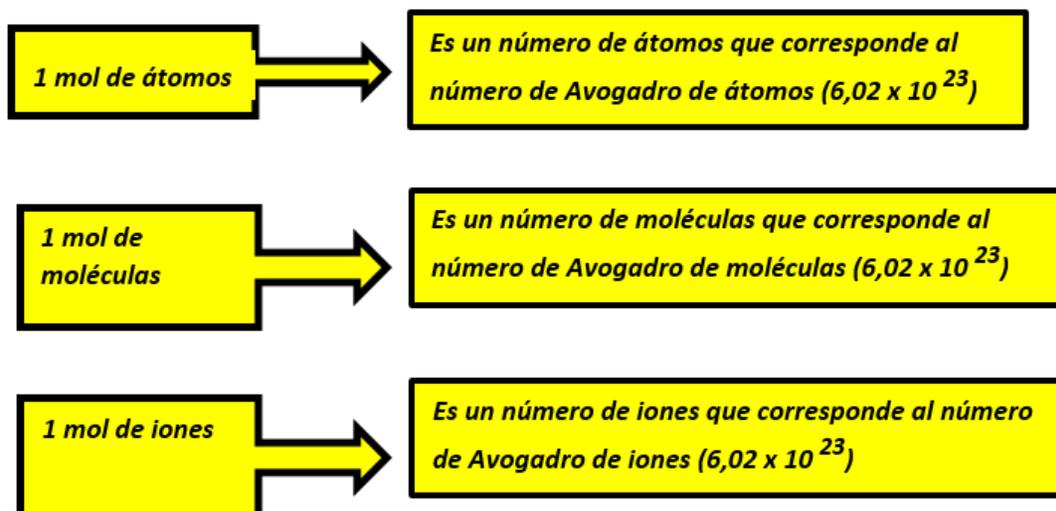
Aquí aparece un concepto nuevo que es concepto de **MOL**

EL MOL Y SU RELACIÓN CON LAS MASAS ATÓMICAS Y MASAS MOLECULARES

Los átomos y moléculas son partículas tan pequeñas que es imposible por métodos comunes determinar la masa de ellas. Por ello para expresar la masa de átomos y moléculas se ha deducido una escala relativa de masas.

MASA ATÓMICA GRAMO: Corresponde a la masa de 1 mol de átomo expresada en gramos. Como es imposible medir de manera directa la masa de un átomo, se considera una gran cantidad de átomos que se toma como la unidad, esta unidad química la llamaremos mol y **“corresponde a la cantidad de sustancia”**

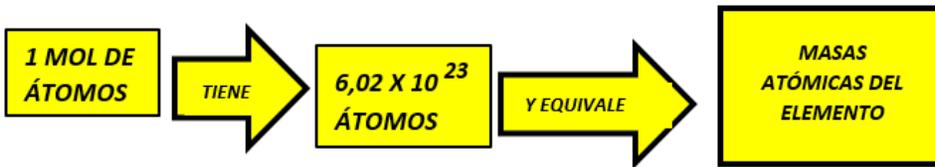
Esta cantidad de sustancia pueden ser, átomos, moléculas, iones, etc



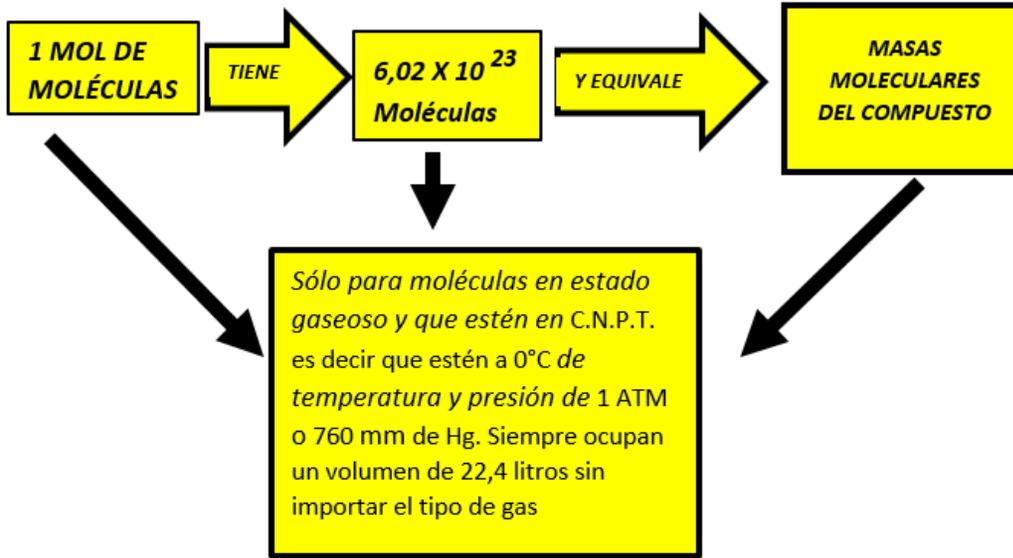
¿Puede existir 1 mol de limones? Por supuesto 1 mol de limones contiene $6,02 \times 10^{23}$ limones. Como el concepto mol indica cantidad de materia se puede usar para cualquier unidad elemental de materia.

1 mol corresponde al número de Avogadro ($6,02 \times 10^{23}$) átomos, moléculas, iones etc. y es un valor que ha sido determinado experimentalmente.

¿Qué relación existe el concepto mol y las masas atómicas?



¿Qué relación existe el concepto mol y las masas moleculares?



¿Qué relaciones se pueden establecer con estos conceptos? Veamos algunos ejemplos:

Ejemplo 1: Un elemento tiene peso atómico 12 g/mol. ¿Cuántos moles de átomos habrá en 72 gramos del elemento?

Solución: Como la masa atómica es la masa de 1 mol de átomos, entonces 72 gramos del elemento corresponden a X moles.

$$\frac{X \text{ moles}}{72 \text{ g}} = \frac{1 \text{ mol}}{12 \text{ g}} \quad X = \frac{72 \text{ g} \times 1 \text{ mol}}{12 \text{ g}} = 6 \text{ moles}$$

Ejemplo 2: Un elemento tiene masa atómica 32 g/mol. ¿Cuántos gramos del elemento corresponden a 0,5 moles?

Solución: Como la masa atómica es la masa de 1 mol de átomos. 0,5 moles corresponden a X gramos

$$\frac{X \text{ g}}{0,5 \text{ mol}} = \frac{32 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \quad X = \frac{0,5 \text{ mol} \times 32 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 16 \text{ gramos}$$

Ejemplo 3: Si 64,74 gramos corresponden a 0,6 moles de un elemento. ¿Cuál es su masa?

Solución:

$$\frac{X \text{ g}}{1 \text{ mol}} = \frac{64,74 \text{ g}}{0,6 \text{ moles}} \quad X = \frac{1 \text{ mol} \times 64,74 \text{ g}}{0,6 \text{ moles}} = 107,9 \text{ g}$$

Ejemplo 4: Un elemento tiene masa atómica 32 g/mol ¿Cuántos átomos del elemento hay en 3 gramos de dicho elemento?

Solución: Como en la masa atómica hay $6,02 \times 10^{23}$ átomos, entonces en 3 gramos habrá X átomos.

$$\frac{X \text{ at.}}{3 \text{ g}} = X = \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ at.}}{32 \text{ g}} \quad \frac{3 \text{ g} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ at.}}{32 \text{ g}} \quad X = 5,64 \times 10^{22} \text{ at.}$$

Ejemplo 5: ¿Cuántos átomos de carbono hay en 0,3 moles de carbono?

Solución: Como en 1 mol de átomos de carbono hay $6,02 \times 10^{23}$ átomos de carbono en 0,3 moles hay X átomos

$$\frac{X \text{ at.}}{0,3 \text{ moles}} = \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ at.}}{1 \text{ mol}} \quad X = \frac{0,3 \text{ moles} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ at.}}{1 \text{ mol}} = 1,8 \times 10^{23} \text{ at.}$$

Ejemplo 6: ¿Cuál es la masa de un átomo de carbono si su masa atómica es 12 g/mol?

Solución: Como $6,02 \times 10^{23}$ átomos masan 12 gramos 1 átomo masará X gramos

$$\frac{X \text{ g}}{1 \text{ at.}} = \frac{12 \text{ g}}{6,02 \times 10^{23} \text{ at.}} \quad X = \frac{1 \text{ at} \times 12 \text{ g}}{6,02 \times 10^{23} \text{ at}} = 1,99 \times 10^{-23} \text{ gramos}$$



EJERCICIOS

Para resolver los ejercicios puedes usar los datos de las masa atómicas que aparecen en la Tabla periódica en forma aproximada o con un decimal, si es que no están escritos.

1.- ¿Cuál es la masa de 1 átomo de aluminio? Dato masa atómica aluminio = 26,98 g/mol

R.- $4,4 \times 10^{-23}$ g

2.- ¿Cuántos átomos de cobre hay en un trozo de cobre de masa 0,05 g? Dato masa atómica Cobre = 63,546 g/mol

R.- $4,7 \times 10^{20}$ átomos

3.- ¿Cuántos moles de átomos de azufre corresponden a 100 gramos de azufre? Dato masa atómica azufre = 32 g/mol

R.- 3,125 moles

4.- Un elemento químico tiene masa atómica 36 g/mol. ¿Cuántos gramos del elemento corresponden a 0,3 moles?

R.- 10,8 gramos

5.- Si 4,2 gramos de un elemento corresponden a 0,3 moles. ¿Cuál es la atómica del elemento?

R.- 14 g/mol

6.- Un elemento tiene masa atómica 16 g/mol. ¿Cuántos átomos del elemento hay en 10 gramos?

R.- $3,76 \times 10^{23}$ átomos

7.- ¿Cuál es la masa de un átomo de azufre? Dato masa atómica azufre = 32 g/mol

R.- $5,3 \times 10^{-23}$ gramos

8.- ¿Cuál es la masa de 1.000 átomos de azufre?

R.- $5,3 \times 10^{-20}$ gramos

9.- ¿Cuál es la masa de nitrógeno que hay en 0,2 moles de nitrógeno? Dato masa atómica nitrógeno = 14 g/mol

R.- 2,8 gramos

10.- ¿Cuántos átomos de sodio hay en 4,35 moles de sodio? Dato masa atómica sodio = 23 g/mol

R.- $2,61 \times 10^{24}$ átomos

11.- ¿Cuál es la masa correspondiente a 4,35 mol de sodio?

R.- 100,05 gramos

12.- ¿Cuál es la masa de un átomo de potasio? Dato masa atómica potasio = 39,1 g/mol

R.- $6,5 \times 10^{-23}$ gramos

13.- ¿Cuál es la masa de 0,25 mol de sodio? Dato masa atómica sodio = 23 g/mol

R.- 5,75 gramos

14.- ¿Cuántos átomos de sodio hay en 0,25 mol de átomos de sodio?

R.- $1,5 \times 10^{23}$ átomos de sodio

MASA MOLECULAR GRAMO. (también se le denomina MASA MOLAR del compuesto)

Corresponde a la masa de 1 mol de moléculas expresada en gramos.

¡RECUERDA QUE !: las moléculas corresponden a estructuras químicas formadas por la unión de dos o más átomos. Las estructuras formadas por la unión de átomos iguales se llaman moléculas de elemento y las estructuras formadas por la unión de átomos distintos se llaman moléculas de compuesto

MOL DE MOLECULAS: Es un número de moléculas equivalente a $6,02 \times 10^{23}$ moléculas. Debemos considerar también que 1mol de moléculas de cualquier gas a 0°C de temperatura y 1 atm de presión (C.N.P.T.) siempre ocupará siempre un volumen

De 22,4litros. A este volumen se le llama volumen molar pues corresponde al volumen ocupado por 1 mol de partículas

¿Qué relaciones se pueden establecer con estos conceptos? Veamos algunos ejemplos:

Ejemplo 1: Calcular los moles de ácido sulfúrico (H_2SO_4) en 49 gramos del compuesto. La masa molecular del ácido sulfúrico es 98 g/mol

Solución:

$$\frac{X \text{ mol}}{49 \text{ g}} = \frac{1 \text{ mol}}{98 \text{ g}} \quad X = \frac{49 \text{ g} \times 1 \text{ mol}}{98 \text{ g}} = 0,5 \text{ mol}$$

Es importante destacar que el cálculo de la masa molecular corresponde a la sumatoria de las masas atómicas de cada elemento constituyente de la molécula multiplicado por el número de cada elemento que forman dicho compuesto.

En caso del ácido sulfúrico (H_2SO_4) será:

$M.M = 2 \times \text{masa atómica Hidrógeno} + \text{masa atómica azufre} + 4 \text{ masa atómica oxígeno}$

$M.M = 2 \times 1 \text{ g/mol} + 32 \text{ g/mol} + 4 \times 16 \text{ g/mol}$

$M.M. = 2 \text{ g/mol} + 32 \text{ g/mol} + 64 \text{ g/mol} = 98 \text{ g/mol}$

También es importante destacar que todas las masas atómicas de los elementos químicos están en la tabla periódica

Ejemplo 2: Calcular el número de moléculas de amoníaco (NH_3) que habrá en 30 gramos de amoníaco. La masa molecular del amoníaco es 17 g/mol.

Solución:

$$\frac{X \text{ moléculas}}{30 \text{ g}} = \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{17 \text{ g}} \quad X = 1,06 \times 10^{24} \text{ moléculas}$$

Ejemplo 3: Calcular la masa de una molécula de amoníaco

Solución:

$$\frac{X \text{ g}}{1 \text{ molécula}} = \frac{17 \text{ g}}{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}} \quad X = 2,82 \times 10^{-23} \text{ gramos}$$

Ejemplo 4: Calcular el volumen de O_2 que hay en 5 gramos de O_2 . La masa molecular del oxígeno es 32 g/mol

Solución:

$$\frac{X \text{ L}}{5 \text{ g}} = \frac{22,4 \text{ L}}{32 \text{ g}} \quad X = 3,5 \text{ litros}$$

Ejemplo 5: ¿Cuántos moles de O_2 ocupan un volumen de 8 litros en C.N.P.T.?

Solución:

$$\frac{X \text{ moles}}{8 \text{ L}} = \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} \quad X = 0,35 \text{ moles}$$

Ejemplo 6: ¿Cuántas moléculas de O_2 en C.N.P.T. habrá en 10 L de O_2 ?

Solución:

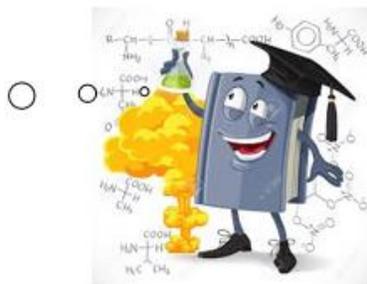
$$\frac{X \text{ moléculas}}{10 \text{ L}} = \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{22,4 \text{ L}} \quad X = 2,68 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

Ejemplo 7: El metano (CH_4) tiene una masa molecular de 16 g/mol. ¿Cuántos moles de átomos de cada elemento están contenidos en 150 gramos de metano?

Solución: Al analizar la fórmula del metano apreciamos que en 1 mol de moléculas de metano hay 1 mol de átomos de carbono y 4 moles de átomos de hidrógeno, por lo que se pueden establecer las siguientes relaciones:

$$\frac{X \text{ mol de at de H}}{150 \text{ g de metano}} = \frac{4 \text{ mol de at de H}}{16 \text{ g de metano}} \quad X = 37,5 \text{ moles de átomos de H}$$

$$\frac{X \text{ mol de at de C}}{150 \text{ g de metano}} = \frac{1 \text{ mol de at de C}}{16 \text{ g de metano}} \quad X = 9,37 \text{ moles de átomos de C}$$



TE INVITO A RESOLVER LOS SIGUIENTES EJERCICIOS

- 1.- El metano (CH_4) tiene una masa molecular de 16 g/mol. ¿Cuántos moles de metano hay en 100 gramos de metano?
R.- 6,25 moles
- 2.- ¿Cuántas moléculas de metano hay en 100 gramos de metano?
R.- $3,76 \times 10^{24}$ moléculas
- 3.- El agua tiene una masa molecular de 18 g/mol. ¿Cuál es la masa en gramos de una molécula de agua?
R.- $2,99 \times 10^{-23}$ gramos
- 4.- El amoníaco tiene un masa molar de 17 g/mol. ¿Cuál será la masa de 3 litros de amoníaco en C.N.P.T.?
R.- 2,27 gramos
- 5.- ¿Cuántos moles de moléculas de hidrógeno gaseoso (H_2) hay en 30 gramos de hidrógeno gaseoso?
R.- 15 moles
- 6.- El monóxido de carbono (CO) tiene una masa molecular de 28 g/mol. ¿Cuántos moles de monóxido de carbono son 50 gramos de CO?
R.- 1,78 moles
- 7.- ¿Cuál es la masa en gramos correspondiente a 3 mol de agua?
R.- 54 gramos
- 8.- ¿Cuál es la masa molar de un gas si 15 litros de él masan 25,8 gramos?
R.- 38,52 g/mol
- 9.- ¿Cuántas moléculas de un gas en C.N.P.T. habrá en un litro de gas?
R.- $2,68 \times 10^{22}$ moléculas
- 10.- ¿Cuántos moles de amoníaco ocupan un volumen de 5,6 litros?
R.- 0,25 moles
- 11.- Determine el volumen de CO_2 que existe en 5 gramos de CO_2 . La M.M. del CO_2 es 44 g/mol
R.- 2,5 4 litros
- 12.- Calcular los moles de ácido nítrico en 30 gramos del compuesto. La masa molar del ácido nítrico es 63 g/mol
R.- 0,47 moles
- 13.- Calcular el número de moléculas de agua que hay en 36 gramos de agua. La masa molecular del agua es 18 g/mol.
R.- $1,204 \times 10^{23}$ moléculas
- 14.- ¿Cuál es la masa de una molécula de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)? La masa molar de la glucosa es 180 g/mol.
R.- $2,99 \times 10^{-22}$ gramos
- 15.- ¿Cuál es la masa de 0,7 moles de ácido nítrico?
R.- 44,1 gramos

- 16.- ¿Qué volumen en litros ocupan 0,5 moles de amoníaco en condiciones normales de presión y temperatura?
R.- 11,2 litros
- 17.- ¿Cuántos litros de HCl habrá en 2,3 g de HCl en C.N.P.T.? La masa molar del HCl es 36,5 g/mol.
R.- 1,41 litros
- 18.- Deduce cuál es la masa de 10^{20} moléculas de dióxido de azufre, SO_2 .
R.- $1,06 \times 10^{-2}$ g
- 19.- Ordena en orden decreciente el número de moléculas que contienen:
- 20 g de agua
 - 10^{25} moléculas de O_2
 - 1,3 moles de Al_2O_3
- R.- $b > c > a$
- 20.- Calcular cuál es la masa en gramos de la siguiente mezcla: 0,15 g de Hg más $4,53 \cdot 10^{22}$ átomos de Hg.
R.- 45,23 g
- 21.- ¿Cuántos moles de nitrógeno están contenidos en 42 g de este gas?
R.- 1.5 moles
- 22.- ¿Qué volumen ocuparían en condiciones normales de presión y temperatura 42 g de nitrógeno gaseoso?
R.- 33,6 litros
- 23.- ¿Qué volumen, en condiciones normales de presión y temperatura ocuparán 160 g de anhídrido sulfúrico (SO_3)
R.- 44,8 litros
- 24.- ¿Cuántos moles de nitrato de plata (AgNO_3) contienen 230 g de este compuesto químico?
R.- 1,35 moles
- 25.- ¿Cuántos gramos de nitrato de potasio (KNO_3) tenemos, si disponemos de dos moles de este compuesto químico? Datos masas atómicas: N = 14 g/mol, O = 16 g/mol, K = 39,1 g/mol
R.- 202,2 g
- 26.- ¿Cuántos moles de moléculas de nitrógeno gaseoso (N_2) hay en $1,2 \cdot 10^{24}$ moléculas? ¿Y moles de átomos de nitrógeno? Dato: masa atómica del N = 14 g/mol
R.- 1,992 moles de moléculas de nitrógeno,
3,985 moles de átomos de nitrógeno
- 27.- Determine cuántos moles hay en:
- 1,40 g de nitrógeno gaseoso (N_2)
 - 92 g de dióxido de nitrógeno. (NO_2)
 - $1,5 \cdot 10^{21}$ moléculas de monóxido de dinitrógeno (N_2O)
- Datos masas atómicas: N = 14 g/mol, O = 16 g/mol
R.- A) 0,05 moles
B) 2 moles
C) 0,0025 moles.
- 28.- Una molécula de gas masa $3,3 \times 10^{-23}$ gramos. ¿Cuál es la M.M. del gas?
R.- 19,86 g/mol
- 29.- ¿Cuántos moles de H_2S habrá en 2 litros de H_2S en C.N.P.T.?
R.- 0,089 moles
- 30.- Cuantos átomos de azufre habrá en 0,5 moles de H_2SO_4 ?
R.- $3,01 \times 10^{23}$ átomo