

EJERCICIOS DE MOL, NÚMERO DE AVOGADRO 4º DE E.S.O.

Cuando estéis en la Universidad *cursando estudios superiores* no vais a contar con los *profesores de apoyo* que os ponían vuestros padres en *E.S.O.* y *Bachillerato*. Esta situación, hoy día **NO ES UN PROBLEMA**, gracias a Internet podemos encontrar *magníficas colecciones de ejercicios resueltos de cualquier tema*. Estas colecciones las podemos dividir en dos grupos:

- a) *Ejercicios resueltos numéricos.*
- b) *Ejercicios resueltos de cuestiones teóricas.*

En el Tema que estamos trabajando debemos utilizar el *segundo grupo*.

Cuando el alumno se encuentra ante una colección de *ejercicios basados en cuestiones teóricas* y que están *resueltas* podéis abordar el trabajo de dos formas diferentes.

- a) Método que considero más *importante* y *completo*. Cuando hago referencia a los *alumnos* me estoy refiriendo a los que deben *trabajar mucho* para poder sacar adelante sus estudios. Los alumnos **GENIOS** no necesitan de estas cosas superfluas para obtener el *Título* y además con notas magníficas. No todos nacemos con las *mismas capacidades*. Para mí en concreto, el alumno que es un genio *no tiene valor alguno* puesto que todo lo puede comprender y no necesita mucho trabajo. Si es cierto que algunos de estos alumnos son los que llevan el mundo de la investigación con gran éxito. No quitemos valor al *que lo tiene*. El alumno **GENIO** pero vago tendrá *numerosos problemas*. Los alumnos medianos, *entre los cuales siempre me he considerado*, tenemos una baza muy buena, **LAS GANAS DE TRABAJAR Y APROBAR** la Asignatura.

A lo que vamos, *estudiaremos el Tema correspondiente* intentando eliminar todas las dudas que se nos puedan presentar. Cuando hemos realizado esta primera fase nos iremos a la colección de ejercicios, *leeremos el primero de ellos, lo volveré a leer* para poder introducirme, virtualmente, en el *mundo de la cuestión*.

IMPORTANTE, no mirar el *desarrollo del mismo por el profesor*. Con lo estudiado intentar dar una respuesta a la cuestión y es entonces cuando comparo mi solución con la del profesor. Puede ocurrir que coincidamos, **FABULOSO**, o puede que se me haya escapado algún matiz de la cuestión. *Matiz que podéis añadir a vuestra solución*. Os aseguro con un **99,99%** que cuestiones como la resuelta nunca se os **OLVIDARÁ**, porque habéis trabajado el Tema. Puede ocurrir que *no razonéis como el profesor*, esta situación nos os debe preocupar puesto que como **alumnos responsables que sois**, en la siguiente clase de la asignatura *preguntaréis al profesor* y seguro que os aclara vuestras dudas.

Lógicamente si *no se ha estudiado el Tema* nunca podremos resolver las cuestiones.

- b) El segundo procedimiento es **perfecto** para aquellos alumnos que estudian el *día antes del examen*. Leen los ejercicios y estudian como los resuelve el profesor, *aprenden de memoria la cuestión*. No es mala idea pero de esta forma pronto se olvidarán los conocimientos adquiridos. **NO ME GUSTA EL MÉTODO**, mejor dicho, **NO ESTOY DE ACUERDO CON EL ALUMNO QUE TRABAJA DE ESTA FORMA**. El estudio es un *trabajado continuado día a día* y todo lo que no sea **ASÍ** nos llevará al **FRACASO**.

Ejercicio resuelto N° 1

Determinar la masa en gramos de:

- a) 2 átomos de Azufre
- b) 1 átomo de Aluminio
- c) 3 átomos de carbono

DATOS: Masas atómicas: S = 32 u ; Al = 27 u ; C = 12 u

Resolución:

$$\text{a) } \cancel{2 \text{ átomos S}} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g S}}{\cancel{1 \text{ átomo S}}} = 3,32 \cdot 10^{-24} \text{ g S}$$

$$\text{b) } 1 \text{ átomo Al} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g Al}}{1 \text{ átomo Al}} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g Al}$$

$$\text{c) } 3 \text{ átomos de C} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g C}}{1 \text{ átomo de C}} = 4,98 \cdot 10^{-24} \text{ g C}$$

Ejercicio resuelto N° 2

Determinar la Masa Molecular del ácido Sulfúrico, H_2SO_4 (cuando nos piden determinar la Masa Molecular, es la correspondiente a UNA molécula).

DATOS: Masas atómicas: H = 1 u ; S = 32 u ; O = 16 u.

Resolución:

Hay varias formas de determinar la Masa Molecular:

Una de ellas sería: $Mm = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 2 + 32 + 64 = 98$

Esta forma no me gusta, es pura Matemática y no me dice nada de Química.

La que a mí me gusta y LA QUE SIEMPRE UTILIZO es:

$$\begin{array}{l} Mm \text{ H}_2\text{SO}_4 \left\{ \begin{array}{l} \text{H: } 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u} \\ \text{S: } 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \text{O: } 4 \cdot 16 \text{ u} = 64 \text{ u} \\ \hline 98 \text{ u} \rightarrow Mm \text{ H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ u} \end{array} \right. \end{array}$$

IMPORTANTE: Cuando en la molécula de un compuesto químico existe algún elemento químico que no lleva subíndice es porque LLEVA 1. Me explico, en la molécula de H_2SO_4 , observar que el átomo de azufre (S) no lleva subíndice pero nos indica que lleva LA UNIDAD. Dicho de otra forma para que lo entendáis mejor, en la molécula del Ac. Sulfúrico por cada átomo de S existen 2 átomos de H y cuatro de O.

Ejercicio resuelto N° 3

Determinar la Masa Molecular del Dióxido de Carbono, CO₂.

DATOS: Masas atómicas: C = 12 u ; O = 16 u.

Resolución:

$$\text{Mm CO}_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 1 \cdot 12 \text{ u} = 12 \text{ u} \\ \text{O: } 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \hline 44 \text{ u} \rightarrow \text{Mm CO}_2 = 44 \text{ u} \end{array} \right.$$

Ejemplo resuelto N° 4

Determinar la Masa Molecular del Tetraoxosulfato (VI) de Aluminio, Al₂(SO₄)₃.

DATOS: Masas atómicas: Al = 27 u ; S = 32 u ; O = 16 u.

Resolución:

Observar que en la fórmula del compuesto existe un paréntesis y un subíndice exterior (3), este subíndice multiplica a todos los subíndices que estén dentro del paréntesis.

$$\text{Mm Al}_2(\text{SO}_4)_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{Al: } 2 \cdot 27 \text{ u} = 54 \text{ u} \\ \text{S: } 3 \cdot 32 \text{ u} = 96 \text{ u} \\ \text{O: } 12 \cdot 16 = 192 \text{ u} \\ \hline 342 \text{ u} \rightarrow \text{Mm Al}(\text{SO}_4)_3 = 342 \text{ u} \end{array} \right.$$

Ejercicio resuelto N° 5

Determinar la masa en gramos de UNA molécula de:

- Ac. Sulfúrico, H₂SO₄.
- De Dióxido de Carbono, CO₂.
- De tetraoxosulfato (VI) de Aluminio, Al₂(SO₄)₃.

Resolución:

- Hemos calculado anteriormente que la Mm de H₂SO₄ era 98 u.
Recordemos que 1 u = 1,66 · 10⁻²⁴ g.

27 EJERCICIOS RESUELTOS DE MOL, NÚMERO DE AVOGADRO Y COMPOSICIÓN CENTESIMAL DE UN COMPUESTO. 4º E.S.O.

Tenemos pues dos datos:

$$1 \text{ molécula de } H_2SO_4 / 98 \text{ u} \quad ; \quad 1 \text{ u} / 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Pasaremos los 98 u a gramos mediante el **FACTOR DE CONVERSIÓN**:

$$1 \text{ Molécula } H_2SO_4 \text{ } 98 \text{ u} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u}} = 1,62 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

b) Ya se calculó la Mm del CO₂.

$$\text{Mm CO}_2 = 44 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ molécula CO}_2 = 44 \text{ u}$$
$$1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$1 \text{ molécula CO}_2 \text{ } 44 \text{ u} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u}} = 73,04 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

c) Mm Al₂(SO₄)₃ = 342 u → 1 molécula Al₂(SO₄)₃ = 342 u

$$1 \text{ molécula Al}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ } 342 \text{ u} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u}} = 567,72 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Ejercicio resuelto N° 6

Determinar la masa de un mol de ácido sulfúrico, H₂SO₄.

DATOS: Masas atómicas: H = 1 u ; S = 32 u ; O = 16 u

$$N = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Resolución:

Determinemos primero la Mm del H₂SO₄:

$$\text{Mm H}_2\text{SO}_4 \quad \left\{ \begin{array}{l} \text{H: } 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u} \\ \text{S: } 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \text{O: } 4 \cdot 16 \text{ u} = 64 \text{ u} \\ \hline 98 \text{ u} \rightarrow \text{Mm H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ u} \end{array} \right.$$

27 EJERCICIOS RESUELTOS DE MOL, NÚMERO DE AVOGADRO Y COMPOSICIÓN CENTESIMAL DE UN COMPUESTO. 4º E.S.O.

Lo que acabamos de calcular implica:

En 98 u de H₂SO₄ / 1 MOLÉCULA de H₂SO₄ (**MUY IMPORTANTE**)

Vamos al cálculo de la masa de un MOL de H₂SO₄:

$$\begin{array}{r} 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{SO}_4 \\ 1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{\quad}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{98 \text{ u}}{1 \text{ molécula H}_2\text{SO}_4} \\ \hline 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} \\ \cdot \frac{\quad}{1 \text{ u}} = 979,82 \cdot 10^{-1} \text{ g} = 97,98 \text{ g} \approx 98 \text{ g} \end{array}$$

Comparar ahora la Mm del H₂SO₄ = 98 u con el valor de 1 mol de H₂SO₄ = 98 g

Es decir, la Mm y el MOL coinciden en valor pero NO en unidades.

Si entendéis lo que voy a escribir ahora significa que **HABÉIS COMPRENDIDO EL CONCEPTO DE MOL**:

En 98 u de H₂SO₄ / 1 MOLÉCULA de H₂SO₄

En 98 g de H₂SO₄ / 6,023 · 10²³ moléculas de H₂SO₄

Ejercicio resuelto N° 8

Determinar el volumen que ocupan, en C.N, 2,5 moles de CO₂.

Resolución:

$$2,5 \text{ moles de CO}_2 \text{ (C.N)} \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol CO}_2 \text{ (C.N)}} = 56 \text{ L CO}_2$$

Ejercicio resuelto N° 9

Determinar el volumen que ocupan 50 g de CO₂, en Condiciones Normales.

DATOS: Masas atómicas: C = 12 u ; O = 16 u

Resolución:

27 EJERCICIOS RESUELTOS DE MOL, NÚMERO DE AVOGADRO Y COMPOSICIÓN CENTESIMAL DE UN COMPUESTO. 4º E.S.O.

Calculemos primero la Mm del CO₂:

$$\text{Mm CO}_2 \begin{cases} \text{C: } 1 \cdot 12 \text{ u} = 12 \text{ u} \\ \text{O: } 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \hline 44 \text{ u} \end{cases} \rightarrow \text{Mm CO}_2 = 44 \text{ u}$$

Recordemos que el valor del **MOL** coincide en número con la **Mm expresado en gramos**:

$$1 \text{ mol CO}_2 / 44 \text{ g de CO}_2$$

Calculemos los moles puestos en juego:

$$50 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44 \text{ g}} = 1,13 \text{ moles de CO}_2$$

Cálculo del volumen:

$$1,13 \text{ moles CO}_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol CO}_2(\text{C.N})} = 25,31 \text{ L de CO}_2 (\text{C.N})$$

Ejercicio resuelto N° 10

Determinar el volumen que ocupan, en C.N, $5,62 \cdot 10^{26}$ moléculas de CO₂.

Resolución:

Recordemos: *1 mol de cualquier gas / 22,4 L*
1 mol / $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas

Luego: $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas CO₂ / 22,4 L

Nuestra muestra $5,62 \cdot 10^{26}$ moléculas:

27 EJERCICIOS RESUELTOS DE MOL, NÚMERO DE AVOGADRO Y COMPOSICIÓN CENTESIMAL DE UN COMPUESTO. 4º E.S.O.

$$5,62 \cdot 10^{26} \text{ moléculas CO}_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L de CO}_2}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}_2} = 20,9 \cdot 10^3 \text{ L}$$

Ejercicio resuelto N° 11

Determinar la masa de un mol de Dióxido de Carbono, CO₂.

DATOS: Masas atómicas: C = 12 u ; O = 16 u.

$$N = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Resolución

Cálculo de la Mm del CO₂:

$$\text{Mm CO}_2 \begin{cases} \text{C: } 1 \cdot 12 = 12 \text{ u} \\ \text{O: } 2 \cdot 16 = 32 \text{ u} \\ \hline 44 \text{ u} \end{cases}$$

Como nos pide la masa de **un mol**. Partiremos de esta cantidad:

$$1 \text{ mol CO}_2 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}_2 / 1 \text{ mol CO}_2 \cdot 44 \text{ u} / 1 \text{ molécula.}$$

$$\cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} / 1 \text{ u} = 439,9 \cdot 10^{-1} \text{ g} = 43,99 \text{ g} \approx 44 \text{ g}$$

Ejercicio resuelto N° 12

Determinar la masa de un mol de Aluminio.

DATOS: Masa atómica Al = 27 u

$$N = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

$$1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Resolución:

Ma Al = 27 u → En 27 u de Al / 1 ÁTOMO de Al

Sin demostrarlo, 1 MOL Al = 27 g → En 27 g de Al / 6,023 · 10²³ ÁTOMOS de Al

En el mundo del átomo no se utiliza el término MOL, se utiliza el ÁTOMO – GRAMO (at – g):

1 at-g de Al = $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de Al = 27 gramos de Al.

Ejercicio resuelto N° 13

¿Cuántas moles (at-g) de hierro representan 25,0 g de hierro (Fe)?

DATOS: Masas atómicas: Fe = 55,85 u

Resolución:

Ma Fe = 55,85 u lo que nos indica que el at-g de Fe = 55,85 g

Nuestra muestra:

$$\begin{array}{r} \text{1 at-g Fe} \\ 25,0 \text{ g de Fe} \cdot \frac{\text{-----}}{55,85 \text{ g de Fe}} = 0,48 \text{ at-g (moles) de Fe} \end{array}$$

Ejercicio resuelto N° 14

¿Cuántos átomos de magnesio están contenidos en 5,00 g de magnesio (Mg)?

DATOS: Masas atómicas: Mg = 24,31 u

Resolución:

Ma Mg = 24,31 u lo que nos INDICA que 1 at-g de Mg / 24,31 g

Recordemos que: 1 at-g (mol) / $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de Mg

Calculemos los at-g de nuestra muestra inicial:

$$\begin{array}{r} \text{1 at-g Mg} \\ 5,00 \text{ g Mg} \cdot \frac{\text{-----}}{24,31 \text{ g Mg}} = 0,20 \text{ at-g Mg} \end{array}$$

Calculamos el número de átomos en nuestra muestra inicial:

$$\begin{array}{r} 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Mg} \\ 0,20 \text{ at-g Mg} \cdot \frac{\text{-----}}{1 \text{ at-g Mg}} = 1,2 \cdot 10^{23} \text{ átomos Mg} \end{array}$$

Ejercicio resuelto N° 15

¿Cuál es la masa de $3,01 \times 10^{23}$ átomos de sodio (Na)?

DATOS: Masas atómicas: Na = 23 u

Resolución:

Ma Na = 23 u, lo que nos indica que 1 at-g Na / 23 g de Na

Recordemos que: 1 at-g Na / $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos Na

De donde podemos concluir que: 23 g Na / $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos Na

Nuestras moléculas iniciales serán:

$$\begin{array}{r} 23 \text{ g Na} \\ 3,01 \cdot 10^{23} \text{ átomos Na} \cdot \frac{\text{-----}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Na}} = 11,5 \text{ g Na} \end{array}$$

Ejercicio resuelto N° 17

Calcule la masa molar (masa de un mol) de los siguientes compuestos:

KOH ; $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$; $\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$;

DATOS: Masas atómicas: K = 39,10 u ; O = 16 u ; H = 1 u ; Cu = 63,54 u ; P = 31 u ; Al = 27 u ; S = 32 u.

Resolución

$$\begin{array}{l} \text{Mm KOH} \left\{ \begin{array}{l} \text{K: } 1 \cdot 39,10 \text{ u} = 39,10 \text{ u} \\ \text{O: } 1 \cdot 16 \text{ u} = 16 \text{ u} \\ \text{H: } 1 \cdot 1 \text{ u} = 1 \text{ u} \\ \text{-----} \\ 56,1 \text{ u} \end{array} \right. \rightarrow \text{Mm KOH} = 56,1 \text{ u} \end{array}$$

1 molécula KOH / 56,1 u

Recordemos que: N = $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas

1 u = $1,66 \cdot 10^{-24}$ g

27 EJERCICIOS RESUELTOS DE MOL, NÚMERO DE AVOGADRO Y COMPOSICIÓN CENTESIMAL DE UN COMPUESTO. 4º E.S.O.

$$\begin{aligned} & \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas KOH}}{1 \text{ mol KOH}} \cdot \frac{56,1 \text{ u}}{1 \text{ molécula KOH}} \\ & \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u}} = 560,89 \cdot 10^{-1} \text{ g} = 56,089 \text{ g} \approx \mathbf{56,1 \text{ g}} \end{aligned}$$

Observamos que **EL MOL ES NUMÉRICAMENTE IGUAL A LA Mm EXPRESADA EN GRAMOS:**

$$\mathbf{1 \text{ MOL KOH} / 56,1 \text{ g}}$$

En los próximos ejercicios no demostraremos la igualdad numérica.

Cu₃(PO₄)₂:

Calculemos su Mm:

$$\text{Mm Cu}_3(\text{PO}_4)_2 \quad \left\{ \begin{array}{l} \text{Cu: } 3 \cdot 63,54 \text{ u} = 190,62 \text{ u} \\ \text{P: } 2 \cdot 31 \text{ u} = 62 \text{ u} \\ \text{O: } 8 \cdot 16 \text{ u} = 128 \text{ u} \\ \hline \mathbf{380,62 \text{ u}} \end{array} \right.$$

Mm Cu₃(PO₄)₂ = 380,62 u **LO QUE NOS INDICA QUE:**

$$\mathbf{1 \text{ MOL Cu}_3(\text{PO}_4)_2 / 380,62 \text{ g de Cu}_3(\text{PO}_4)_2}$$

Ejercicio resuelto N° 18

¿Cuántas moles de NaOH (hidróxido de sodio) hay en 1,0 Kg de esta sustancia?

DATO: Masas atómicas: Na = 23 u ; O = 16 u ; H = 1 u

Resultado: 25 moles

Resolución:

27 EJERCICIOS RESUELTOS DE MOL, NÚMERO DE AVOGADRO Y COMPOSICIÓN CENTESIMAL DE UN COMPUESTO. 4º E.S.O.

Transformemos los Kg en gramos:

$$1,0 \text{ Kg} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ Kg}} = 1000 \text{ g de NaOH}$$

Calculemos la Mm del NaOH:

$$\text{Mm NaOH} \left\{ \begin{array}{l} \text{Na: } 1 \cdot 23 \text{ u} = 23 \text{ u} \\ \text{O: } 1 \cdot 16 \text{ u} = 16 \text{ u} \\ \text{H: } 1 \cdot 1 \text{ u} = 1 \text{ u} \\ \hline 40 \text{ u} \end{array} \right.$$

Mm NaOH = 40 u, **LO QUE NOS INDICA QUE:**

1 MOL NaOH / 40 g NaOH

Nuestra muestra inicial:

$$1000 \text{ g NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} = 25 \text{ moles NaOH}$$

Ejercicio resuelto N° 19

¿Cuál es la masa de 5,00 moles de agua?

DATOS: Masas atómicas: H = 1 u ; O = 16 u

Resultado: 90.1 g H₂O

Resolución:

Fórmula del agua: H₂O

$$\text{Mm H}_2\text{O} \left\{ \begin{array}{l} \text{H: } 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u} \\ \text{O: } 1 \cdot 16 \text{ u} = 16 \text{ u} \\ \hline 18 \text{ u} \end{array} \right.$$

Mm H₂O = 18 u , LO QUE NOS INDICA:

1 mol H₂O / 18 g H₂O

27 EJERCICIOS RESUELTOS DE MOL, NÚMERO DE AVOGADRO Y COMPOSICIÓN CENTESIMAL DE UN COMPUESTO. 4º E.S.O.

Nuestra muestra inicial:

$$5,00 \text{ moles H}_2\text{O} \cdot \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 90 \text{ g H}_2\text{O}$$

Ejercicio resuelto N° 20

¿Cuántas moléculas de HCl (cloruro de hidrógeno) hay en 25,0 g?

DATOS: Masas atómicas: H = 1 u ; Cl = 35,5 u

Resolución:

$$\text{Mm HCl} \begin{cases} \text{H: } 1 \cdot 1 \text{ u} = 1 \text{ u} \\ \text{Cl: } 1 \cdot 35,5 \text{ u} = 35,5 \text{ u} \\ \hline 36,5 \text{ u} \end{cases}$$

$$\text{Mm HCl} = 36,5 \text{ u} ; 1 \text{ MOL HCl} / 36,5 \text{ g HCl}$$

Recordemos que : 1 MOL / $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas

Luego: 36,5 g HCl / $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas HCl

Nuestra muestra inicial:

$$25,0 \text{ g HCl} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 4,12 \text{ moléculas de HCl}$$

Ejemplo resuelto N° 21

Calcule la composición porcentual $\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3$ (carbonato de níquel III)

DATOS: Masas atómicas: Ni = 58,71 u ; C = 12 u ; O = 16 u

Resultado: Ni 39,47 % ; C 12,11 % ; O 48,42 %.

Resolución:

27 EJERCICIOS RESUELTOS DE MOL, NÚMERO DE AVOGADRO Y COMPOSICIÓN CENTESIMAL DE UN COMPUESTO. 4º E.S.O.

La Composición porcentual de un compuesto químico nos determina el % de cada elemento que existe en la fórmula del compuesto.

Calculamos primero la Mm del $\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3$:

$$\text{Mm Ni}_2(\text{CO}_3)_3 \begin{cases} \text{Ni: } 2 \cdot 58,71 \text{ u} = 117,42 \text{ u} \\ \text{C: } 3 \cdot 12\text{u} = 36 \text{ u} \\ \text{O} = 9 \cdot 16 \text{ u} = 144 \text{ u} \end{cases}$$

297,42 u → **Mm $\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3$ = 297,42 u**

Podemos establecer las siguientes proporciones:

En 297,42 u de $\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3$ / 117,42 u de Ni

En 297,42 u de $\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3$ / 36 u de C

En 297,42 u de $\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3$ / 144 u de O

Como nos piden el % tomaremos como muestra **100 u** de $\text{Ni}_2(\text{CO}_3)_3$:

$$\text{Ni: } 100 \text{ u Ni}_2(\text{CO}_3)_3 \cdot \frac{117,42 \text{ u de Ni}}{297,42 \text{ u Ni}_2(\text{CO}_3)_3} = \text{39,48 \% en Ni}$$

$$\text{C: } 100 \text{ u Ni}_2(\text{CO}_3)_3 \cdot \frac{36 \text{ u C}}{297,42 \text{ u Ni}_2(\text{CO}_3)_3} = \text{12,10 \% en C}$$

$$\text{O: } 100 \text{ u Ni}_2(\text{CO}_3)_3 \cdot \frac{144 \text{ u O}}{297,42 \text{ u Ni}_2(\text{CO}_3)_3} = \text{48,41 \% en O}$$

Si queremos comprobar que el ejercicio está bien hecho podemos sumar los % y nos tiene que dar como resultado 100 %:

$$39,48 + 12,10 + 48,41 = 99,99 \approx \text{100 \%}$$

Ejercicio propuesto N° 22

Calcula las moléculas de dióxido de carbono existentes en 1,5 moles de ese compuesto. Datos: Masas atómicas: C = 12 u ; O = 16 u

Ejercicio resuelto

¿Cuántos moles de N_2 hay en $1,2 \cdot 10^{24}$ moléculas del mismo?. DATOS:
Masas atómicas: N = 14 u

Resolución:

Recordemos que. **1 mol N_2 / $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de N_2**

Nuestra muestra inicial

$$1,2 \cdot 10^{24} \text{ moléculas } N_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } N_2}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } N_2} = 1,99 \cdot 10 = \mathbf{19,9 \text{ moles } N_2}$$

Ejercicio resuelto N° 23

¿Cuántas moléculas de O_2 hay en un mol de dicho gas? ¿Y cuántos átomos de oxígeno?. $M_a = 16$ u

DATOS: Masas atómicas: O = 16 u

Resolución

$$1 \text{ mol } O_2 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} / 1 \text{ mol} = \mathbf{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } O_2}$$

1 molécula O_2 / 2 átomos de O

$$6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot 2 \text{ átomos} / 1 \text{ molécula} = \mathbf{12,05 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}}$$

Ejercicio resuelto N° 24

¿Cuántos moles hay en 10^{21} moléculas de agua? ¿Cuántos átomos hay de cada uno de los elementos químicos en el compuesto?. DATOS:
Masas atómicas: H = 1 u ; O = 16 u

Resolución

1 mol de H_2O / $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2O

$$10^{21} \text{ moléculas } H_2O \cdot 1 \text{ mol } H_2O / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2O =$$

27 EJERCICIOS RESUELTOS DE MOL, NÚMERO DE AVOGADRO Y COMPOSICIÓN CENTESIMAL DE UN COMPUESTO. 4º E.S.O.

$$\text{Mm } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \left\{ \begin{array}{l} \text{N: } 2 \cdot 14 \text{ u} = 28 \text{ u} \\ \text{H: } 8 \cdot 1 \text{ u} = 8 \text{ u} \\ \text{S: } 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \text{O: } 4 \cdot 16 \text{ u} = 64 \text{ u} \\ \hline 132 \text{ u} \end{array} \right.$$

Proporciones:

$$132 \text{ u } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 / 28 \text{ u N}$$

$$132 \text{ u } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 / 8 \text{ u H}$$

$$132 \text{ u } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 / 32 \text{ u S}$$

$$132 \text{ u } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 / 64 \text{ u O}$$

Para 100 u de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$:

$$100 \text{ u } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 28 \text{ u N} / 132 \text{ u } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = 21,21 \% \text{ en N}$$

$$100 \text{ u } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 8 \text{ u H} / 132 \text{ u } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = 6,06 \% \text{ en H}$$

$$100 \text{ u } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 32 \text{ u S} / 132 \text{ u } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = 24,24 \% \text{ en S}$$

$$100 \text{ u } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 64 \text{ u O} / 132 \text{ u } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = 48,48 \% \text{ en O}$$

Ejercicio resuelto N° 27

Calcula la composición centesimal del butano, C_4H_{10}

DATOS: Masas atómicas: C = 12 u ; H = 1 u

Resolución

$$\text{Mm } \text{C}_4\text{H}_{10} \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 4 \cdot 12 \text{ u} = 48 \text{ u} \\ \text{H: } 10 \cdot 1 \text{ u} = 10 \text{ u} \\ \hline 58 \text{ u} \end{array} \right.$$

Proporciones:

$$58 \text{ u } \text{C}_4\text{H}_{10} / 48 \text{ u C}$$

$$58 \text{ u } \text{C}_4\text{H}_{10} / 10 \text{ u H}$$

27 EJERCICIOS RESUELTOS DE MOL, NÚMERO DE AVOGADRO Y COMPOSICIÓN CENTESIMAL DE UN COMPUESTO. 4º E.S.O.

Tomando una muestra de **100 u de C_4H_{10}** :

$$100 \text{ u } C_4H_{10} \cdot 48 \text{ u C} / 58 \text{ u } C_4H_{10} = 82,75 \% \text{ en C}$$

$$100 \text{ u } C_4H_{10} \cdot 10 \text{ u H} / 58 \text{ u } C_4H_{10} = 17,24 \% \text{ en H}$$

----- O -----

Antonio Zaragoza López