

# QUÍMICA GENERAL

## 1- CONCEPTOS GENERALES DE QUÍMICA

### PROBLEMAS RESUELTOS

Dr. D. Pedro A. Cordero Guerrero

( [pedrocorderoguerrero@gmail.com](mailto:pedrocorderoguerrero@gmail.com) )

**2020**

El archivo es navegable. Pinchando sobre el enunciado de un problema concreto, nos lleva directamente a la página en la que se encuentra su solución

La complejidad de los mismos, así como los niveles a los que se corresponden son:

(\*): Problemas de iniciación o baja dificultad. Generalmente de aplicación directa de las fórmulas o conceptos.  
Nivel 4º ESO - Bachillerato - Química curso acceso a la Universidad

(\*\*): Problemas de dificultad media, ya sea porque exigen de varios cálculos previos o posteriores a la aplicación de la fórmula o concepto central o por tener que relacionar varios de ellos..  
Nivel Bachillerato - Química curso acceso a la Universidad - Química de 1º curso

(\*\*\*) Problemas más complejos, que exigen conocimientos más profundos de Química o con numerosos cálculos o aplicación de muchos conceptos.  
Nivel Química de 1º curso

Obviamente la apreciación de los niveles para los que se aconsejan es una apreciación subjetiva, ya que dependiendo del curso, exigencias de la asignatura o base química que se tenga, pueden adecuarse a otros niveles

## CONTENIDOS

### 1 - CONCEPTOS TEÓRICOS BÁSICOS

**2- GRUPOS DE PROBLEMAS RESUELTOS:** (Algunos de ellos se podrían incluir en varios grupos)

Grupo A - CÁLCULO DE PESOS ATÓMICOS Y MOLECULARES

Grupo B - CONCEPTO DE ÁTOMO, MOLÉCULA, MOL, EQUIVALENTE, ETC

Grupo C - APLICACIÓN DE LAS LEYES GENERALES DE LA QUÍMICA

Grupo D - DETERMINACIÓN DE FÓRMULAS EMPÍRICAS Y MOLECULARES

## CONCEPTOS TEÓRICOS BÁSICOS

**ÁTOMO:** Es la parte más pequeña de la materia que puede intervenir en un proceso químico o bien es la parte más pequeña en que se puede dividir un elemento por métodos químicos ordinarios.

**MOLÉCULA:** Es la parte más pequeña en que puede dividirse un elemento conservando sus propiedades

**MOL:** Es la cantidad de materia que contiene el número de Avogadro de partículas

**NÚMERO DE AVOGADRO:** Es el número de partículas que contiene un mol y es igual a  $6,023 \cdot 10^{23}$

**UMA (UNIDAD DE MASA ATÓMICA) :** es la doceava parte de la masa de un átomo del isótopo del Carbono-12. Su equivalencia con el gramo es  $1 \text{ gramo} = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ UMAs}$ .

**MASA ATÓMICA:** Es la masa de un átomo concreto de un elemento, expresada en UMAs

**PESO ATÓMICO o MASA ATÓMICA MEDIA** es la masa atómica promedio de las masas de todos los isótopos que constituyen un elemento

**PESO MOLECULAR (o MASA MOLECULAR MEDIA)** es la suma de los pesos atómicos de todos los átomos que constituyen la fórmula del compuesto. Si se trata de moléculas, vendrá expresado en UMAs, mientras que si se trata moles, vendrá expresado en gramos. A éste último a veces se le llama PESO o MASA MOLAR.

**PESO EQUIVALENTE, PESO DE COMBINACIÓN, EQUIVALENTE QUÍMICO O EQUIVALENTE GRAMO:** Es la cantidad del mismo que se combina o reemplaza exactamente a 1,008 g de Hidrógeno.

**Equivalente químico o peso equivalente** =  $\frac{Pm}{v}$ , siendo :  $v$  la valencia

Valencia en las reacciones ácido-base: - Ácidos:  $v = \text{N}^\circ$  de H sustituibles  
- Bases:  $v = \text{N}^\circ$  de OH sustituibles  
- Sales:  $v = \text{N}^\circ$  de H sustituidos

Valencia en reacciones redox:  $\text{N}^\circ$  de electrones intercambiados

### LEYES GENERALES DE LA QUÍMICA:

- **LEY DE LAVOISIER O DE CONSERVACIÓN DE LA MASA:** En cualquier sistema material, la masa permanece constante, sea cual sea la transformación que ocurra en él, o bien En toda reacción química ordinaria la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos.
- **LEY DE PROUST O DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS:** Cuando dos o más elementos se combinan entre sí para formar un determinado compuesto, lo hacen siempre en una relación en peso definida y constante.
- **LEY DE DALTON O DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES:** Los pesos de un mismo elemento que se combinan con una cantidad fija de otro para formar en cada caso un compuesto distinto, están en la relación de números enteros sencillos
- **LEY DE RICHTER O DE LAS PROPORCIONES EQUIVALENTES O RECÍPROCAS:** Los pesos de dos elementos diferentes que se combinan con una cantidad fija de otro elemento, son los que se combinarían entre sí, o bien sus múltiplos o submúltiplos
- **LEY DE GAY LUSSAC O DE LOS VOLÚMENES DE COMBINACIÓN:** En cualquier reacción química los volúmenes de todas las sustancias gaseosas que intervienen en ella, están entre sí en la relación de números enteros sencillos.

# PROBLEMAS RESUELTOS SOBRE CONCEPTOS GENERALES DE QUÍMICA

## Grupo A - CÁLCULO DE PESOS ATÓMICOS Y MOLECULARES

**A-01(\*\*)** - Se observó que 57,642 g de cloro gaseoso ( $\text{Cl}_2$ ) encerrados en un recipiente de 10 litros a  $27^\circ\text{C}$  ejercen una presión de 2,0 atm. Sabiendo que el cloro natural está constituido por una mezcla de dos isótopos cuyas masas atómicas son 35,00 y 37,00, deducir la proporción en que ambos forman parte del cloro natural.

**A-02 (\*\*)** - Determinar la masa atómica del galio, sabiendo que existen dos isótopos  $^{69}\text{Ga}$  y  $^{71}\text{Ga}$ , cuya abundancia relativa es 60,2% y 39,8%, respectivamente. Indicar la composición de los núcleos de ambos isótopos. Número atómico Ga = 31.

---

## Grupo B - CONCEPTO DE ÁTOMO, MOLÉCULA, MOL, EQUIVALENTE, ETC

**B-01(\*)** - Calcule la masa de  $10^{25}$  moléculas de dicromato de sodio. ¿Cuántos átomos de cada elemento hay?

**B-02 (\*)** - Teniendo en cuenta los pesos equivalentes del nitrógeno en el amoníaco y del oxígeno en el agua, razone si se podría formar un compuesto combinando exactamente 24 g de oxígeno y 14 g de nitrógeno.

**B-03 (\*)** - Calcule la masa, en gramos, y el volumen, en ml, de un átomo de Cobre si su densidad es 8,96 g/ml

**B-04 (\*)** - ¿Cuántas moles y moléculas hay en 4 mg de hidróxido de calcio? ¿Cuántos átomos de cada elemento hay?

**B-05 (\*)** - Calcule la masa de la siguiente mezcla: 0,150 moles de aluminio,  $4,5 \cdot 10^{22}$  átomos de aluminio y 0,0025 Kg de aluminio

**B-06 (\*)** - En una cucharada de azúcar ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) caben 3,5 gramos. Calcular: a) el número de moles y de moléculas que hay en una cucharada. b) Número de átomos de carbono que tiene esa cucharada

**B-07 (\*)** - Indique razonadamente en cual de las siguientes cantidades hay mayor número de gramos: a) 0,12 moles de hierro; b) 0,1 moles de ácido sulfúrico; c)  $2,4 \cdot 10^{24}$  moléculas de Hidrógeno gaseoso. ¿En cual de ellas hay mayor número de moléculas?.

**B-08 (\*)** - ¿Cuántos átomos de cada elemento tendremos en un gramo de agua?

**B-09 (\*)** - En un sobrecito de azúcar de los que se dan con el café, caben 10 gramos de azúcar, que es sacarosa, cuya fórmula es:  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ . Calcular: a) el número de moles y de moléculas de ese compuesto que hay en el sobrecito. b) Número de átomos de cada elemento que hay en el sobrecito

**B-10 (\*)** - Se tienen 28,5 g de sulfato de aluminio. Calcular cuántos moles y moléculas se tienen. ¿Y cuántos átomos-gramo de cada elemento? DATOS: Pesos atómicos: Al = 27 ; O = 16 ; S = 32

**B-11 (\*)** - Una gota de ácido sulfúrico ocupa 0,025 mL. Si la densidad del mismo es 1,981 g/mL, calcule el número de moles y de moléculas de ácido sulfúrico que hay en esa gota, así como el número de átomos de oxígeno presentes en la misma. DATOS: Pesos atómicos: H = 1 ; O = 16 ; S = 32

**B-12 (\*)** - ¿Cuántas moléculas de carbonato cálcico,  $\text{CaCO}_3$ , existen en 25 g de dicha sustancia? (Datos: P.A.: Ca = 40, C = 12, O = 16)

**B-13 (\*)** - Se tiene una muestra de SULFATO DE CALCIO. Calcular  
a) Su composición centesimal  
b) ¿Cuántos moles y moléculas de dicho compuesto hay en 13,6 gramos del mismo?  
c) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay

- B-14 (\*)** - En 200 g de dicromato de potasio,  $K_2Cr_2O_7$  : a) ¿Cuántos mol de dicromato de potasio hay?; b) ¿Cuántos mol de átomos hay de cada elemento?; c) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay? Datos: Masas atómicas: O = 16; K = 39; Cr = 52.
- B-15 (\*)** - Si tenemos tres mol de átomos de magnesio y los sometemos a una combustión, ¿cuál sería la cantidad de óxido de magnesio formado, expresado en gramos? Datos: Masas atómicas: Mg = 24,31; O = 16.  $Mg + O_2 \rightarrow MgO$  (sin ajustar).
- B-16 (\*)** - ¿Cuántos: a) mol de  $O_2$ ; b) moléculas de  $O_2$  y c) átomos de O están contenidos en 40,0 g de oxígeno gaseoso a 25 °C. Datos: Masa atómica: O = 16.
- B-17 (\*)** - ¿Cuántas moles y moléculas hay en 3 mg de sulfato de sodio? ¿Cuántos átomos de cada elemento hay?
- B-18 (\*)** - En una cucharada de azúcar ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) caben 4 gramos. Calcular:  
a) el número de moles y de moléculas que hay en una cucharada.  
b) Número de átomos de carbono y de moles de hidrogeno que hay en esa cucharada
- B-19 (\*)** - ¿Cuántas moles y moléculas hay en 3 mg de amoníaco? ¿Cuántos átomos de cada elemento hay?\_
- B-20 (\*)** - ¿Cuántos gramos “pesan” 6,3 mol de ácido acético,  $C_2H_4O_2$ ? ( H = 1, C = 12, O = 16)
- B-21 (\*\*)** - Sabiendo que la masa atómica del oxígeno es 16, podemos decir que en 48 g de oxígeno hay el mismo número de átomos que en: a) 1,5 mol de CO, b) 2 mol de  $Cl_2$  , c) 1 mol de  $F_2$  ; d) 0,5 mol de  $SO_2$ . Razone la respuesta.
- B-22 (\*)** - Se sabe que una muestra de hierro, Fe, contiene 2,35 mol de Fe. ¿Cuántos átomos de hierro hay en esa muestra?
- B-23 (\*)** - ¿Cuántos: (a) moles de  $CH_4$ , (b) moléculas de  $CH_4$  y (c) átomos de cada elemento hay en 40 g de metano gaseoso a 25 °C? (C=12, H=1)
- B-24 (\*)** - ¿Cuántos átomos contienen 0,125 mol de átomos de calcio (Ca)?
- B-25 (\*)** - ¿Qué cantidad de moles, moléculas y átomos hay en 200 litros de hidrógeno ( $H_2$ ) en condiciones normales? ¿Cuál es la masa del gas? ¿Qué volumen ocuparía a 294 K y 0,967 atm. (Datos:  $H_2 = 2$  g)
- B-26 (\*)** - Calcule la masa de cada uno de los elementos presentes en:  
a) 2,5 moles de Ca.  
b)  $2,0 \cdot 10^{23}$  átomos de Al.  
c)  $6,022 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $H_2$
- B-27 (\*)** - Un frasco contiene 33,4 g de  $AlCl_3$  sólido. Calcule en esta cantidad: a) el número de mol; b) el número de moléculas; c) el número de átomos de cloro. (Datos: Al = 27; Cl = 35,5). (=B-22)
- B-28 (\*\*)** - Durante la combustión de un cierto metal, 2,70 g del mismo se combinaron con 2,40 g de oxígeno. Determinar la cantidad de hidrógeno que puede reaccionar con 3,57 g de dicho metal\_
- B-29 (\*)** - ¿Cuántas moléculas de agua,  $H_2O$ , hay en un copo que pesa 1 mg?  
DATOS (Pesos atómicos: O = 16, H = 1).
- B-30 (\*\*)** - Calcule razonadamente las siguientes cuestiones:  
a) La masa de hierro presente en 0,0374 moles de Fe.  
b) La masa de plata presente en  $2,01 \cdot 10^{22}$  átomos de Ag.  
c) La masa de un átomo de aluminio, sabiendo que su masa atómica es 27,0 uma.
- B-31 (\*\*)** - El azufre monoclinico sólido es una variedad alotrópica que está constituida por asociación de moléculas de octaazufre,  $S_8$ . Si la densidad del azufre monoclinico, a 20 °C, es de 1,95 g/cm<sup>3</sup>, determine:  
a) El número de moles que hay en un cristal de 0,5 mm<sup>3</sup> de volumen.  
b) El número de átomos que existen en dicho cristal.  
c) El número de moles de oxígeno que se necesitarían para quemar el cristal y obtener dióxido de azufre.\_

- B-32 (\*\*)** - La glucosa es un azúcar de fórmula molecular  $C_6H_{12}O_6$ . Si se disponen de 90 g de glucosa, determine:
- La cantidad de carbono y de hidrógeno que contiene, expresándolas como número de moles de carbono y volumen de hidrógeno medido en condiciones normales.
  - Los gramos de agua que se obtienen cuando tiene lugar, en exceso de aire, la combustión completa, sabiendo que el otro producto de la reacción de combustión es el dióxido de carbono.

**B-33 (\*)** - Si 7,64 g de fósforo se combinan con 0,75 g de hidrógeno, calcular el peso equivalente del fósforo. (DATO:  $H = 1,008$ )

**B-34 (\*)** - Indique razonadamente en cual de las siguientes cantidades hay mayor número de moles:

- 1,17 gramos de cloruro de sodio.
- $1,2 \cdot 10^{22}$  moléculas de tetraoxosilicato(IV) de hierro(II)
- 3,7 gramos de hidróxido de calcio

**B-35 (\*\*)** - Razonar si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- Hay más moléculas en 1 mol de oxígeno gas que en 1 mol de nitrógeno gas.
- En las mismas condiciones de P y T, 1 mol de oxígeno gas ocupa un mayor volumen que 1 mol de nitrógeno gas.
- Dos moles de oxígeno gaseoso contienen  $24,09 \cdot 10^{23}$  átomos.

Datos:  $R = 0,082 \text{ atm L/mol.K}$ ; masas atómicas, hidrógeno= 1; carbono= 12; nitrógeno= 14; oxígeno= 16. \_\_\_\_\_

---

## Grupo C - APLICACIÓN DE LAS LEYES GENERALES DE LA QUÍMICA

**C-01(\*\*)** - El análisis de una mezcla de monóxido y dióxido de carbono dio un 33,28% de carbono. Determinar la composición de esta mezcla de gases

**C-02 (\*\*)** - 2,5431 g de un óxido de hierro se tratan con ácido Clorhídrico y se obtienen 5,1665 g del cloruro correspondiente. Sabiendo que el peso equivalente y el atómico del cloro coinciden, hallar el peso equivalente del hierro

**C-03 (\*\*)** - Al analizar un compuesto de azufre e hidrógeno se encuentran 13,232 g de azufre por cada 0,832 g de hidrógeno. Por otra parte el análisis de un compuesto de azufre y cadmio nos indica que hay 9,016 g de cadmio por cada 2,572 g de azufre. Determinar el peso equivalente del cadmio.

**C-04(\*\*)** - Una mezcla que contiene 0,50 moles y tiene una masa de 6,50 g está formada por metano e hidrógeno ¿cuántos moles hay de cada gas?  
Dato: Masas atómicas  $C = 12,0$   $H = 1,0$

**C-05 (\*\*)** - Si 24 g de magnesio se combinan exactamente con 16 g de oxígeno para formar óxido de magnesio, a) ¿cuántos gramos de óxido se habrán formado?; b) a partir de 6 g de magnesio ¿cuántos gramos de oxígeno se combinarán? Especifique que Ley ponderal se aplica en cada caso.

**C-06 (\*\*)** - En el amoníaco el Nitrógeno y el Hidrógeno se encuentran en la relación:  $\frac{N}{H} = \frac{4,632}{1}$ . Hallar la cantidad de amoníaco que podrá obtenerse a partir de 2,87 g de Hidrógeno.

**C-07 (\*\*)** - Teniendo en cuenta los pesos equivalentes del nitrógeno en el amoníaco y del oxígeno en el agua, razone si se podría formar un compuesto combinando exactamente 24 g de oxígeno y 14 g de nitrógeno.

---

## Grupo D - DETERMINACIÓN DE FÓRMULAS EMPÍRICAS Y MOLECULARES

**D-01 (\*)** - Un compuesto orgánico tiene la siguiente composición centesimal: 52,17% de C, 13,04% de hidrógeno y el resto oxígeno. ¿Cual es su fórmula empírica? Sabiendo que su vapor a 1 atm y 150°C tiene una densidad de 3,98 g/litro, determine su fórmula molecular.

- D-02 (\*)** - El análisis de una muestra de un compuesto puro presenta el siguiente resultado: 52,17% de C, 13,04% de hidrógeno y el resto oxígeno. Si su masa molecular es de 138, calcule sus fórmulas empírica y molecular
- D-03(\*)** - La masa molecular de un compuesto orgánico es 138 y su composición centesimal es la siguiente: 52,17% de Carbono; 34,78% de Oxígeno y 13,05% de Hidrógeno. Calcule sus fórmulas empírica y molecular
- D-04 (\*\*)** - En la combustión de 8,6 g de un hidrocarburo saturado, ( $C_n H_{2n+2}$ ), se producen 12,6 g de agua. ¿De qué hidrocarburo se trata? Elija entre las siguientes soluciones (justifique la elección explicando el modo de resolver el problema):  
a)  $C_5 H_{12}$    b)  $C_6 H_{14}$    c)  $C_7 H_{16}$
- D-05 (\*\*)** - La combustión de 7,49 g de un compuesto orgánico formado por C, H y O produce 14,96 g de dióxido de carbono y 6,13 g de agua. Para determinar su peso molecular, se disuelven 19,04 g del mismo en 150 g de tetracloruro de carbono, obteniéndose un descenso del punto de congelación de 3,62°C. Calcule sus fórmulas empírica y molecular.  
DATOS: Pesos atómicos: C = 12,0 ; H = 1,0; O = 16,0 . Constante crioscópica molal para el  $CCl_4$ :  $K_c = -5,02 \text{ } ^\circ\text{C}/m$
- D-06 (\*\*)** - Una mezcla de 0.99 g formada por óxidos de cobre(I) y (II) reacciona en caliente con hidrógeno y se obtienen 0,85 g de cobre. Calcule la composición de la mezcla inicial de ambos óxidos.
- D-07(\*\*)** - Un cierto compuesto está formado por un 33,3% de un elemento A y un 66,7% de un elemento B en peso. ¿Cuántos gramos de este compuesto se forman cuando 3,98 g de A se mezclan con 6,23 g de B? ¿Sobraré alguna cantidad de un reactivo?
- D-08 (\*\*)** - El análisis de un compuesto orgánico presenta la siguiente composición: 40,0 % de carbono, 6,71 % de hidrógeno y 53,29 % de oxígeno. ¿Cuál es su fórmula empírica? Se sabe, además, que disolviendo 4,50 g de ese compuesto en 150 g de ciclohexano, cuya constante crioscópica es 20,2, el punto de congelación desciende 5,05°C, ¿Cuál es su fórmula molecular?
- D-09 (\*)** - Una sustancia, que se sabe que es un abono, contiene el 35% de nitrógeno, el 60 % de oxígeno y el resto de hidrógeno. ¿Cuál es su fórmula? (Masas atómicas: N= 14, O= 16, H= 1).
- D-10 (\*\*)** - Se pesan 2,0 g de un compuesto, componente del smog, que contiene C,H, N, y O y se quema (reacción en exceso de  $O_2$ ). Esta reacción produce 1,4520 g de  $CO_2$  y 0,4500 g de  $H_2O$ . Para cuantificar el contenido de N en el compuesto, se hace reaccionar 3,200 g de éste, obteniéndose 0,4500 g de  $NH_3$ . Determine la fórmula empírica del compuesto
- D-11 (\*)** - Calcule la fórmula empírica del compuesto cuya composición centesimal es la siguiente: a) 43,96% de Ca, 12,09% de B y el resto O
- D-12 (\*)** - Un compuesto químico tiene la siguiente composición centesimal: 24,74% de K; 34,76% de Mn y 40,50% de O.  
a. Deduzca la fórmula empírica y nombre el compuesto.  
b. Determine el estado de oxidación formal de cada elemento.
- D-13 (\*)** - Calcule la fórmula empírica del compuesto cuya composición centesimal es la siguiente: a) 38,71% de Ca, 20,00% de P y el resto O.
- D-14(\*)** - Se analizó un cloruro de cerio hidratado y se encontró que contenía un 37,70% de Cerio, un 28,41% de cloro y un 33,89% de agua de cristalización. ¿Cuál es su fórmula?
- D-15 (\*\*)** - Determine la fórmula empírica y molecular de una sustancia que tiene la siguiente composición centesimal: 40,0% de Carbono, 6,67% de Hidrógeno y el resto, Oxígeno, si al disolver 30 g de dicha sustancia en 200 ml de agua, el punto de congelación de esta disolución es -1,55°C.
- D-16 (\*\*)** - Al quemar completamente un hidrocarburo (formado exclusivamente por carbono e hidrógeno) se obtienen 2,200 gramos de óxido de carbono(IV) y 1,125 gramos de agua. ¿Cuál es la fórmula empírica del mismo?.
- D-17 (\*)** - El análisis de un óxido de estaño dio un 78,8% de estaño. ¿Cuál es ese óxido?

- D-18 (\*\*)** - Por combustión de dos gramos de un hidrocarburo gaseoso se obtienen 6,60 g de dióxido de carbono y 1,798 g de agua. Calcular: a) ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto? b) Sabiendo que la densidad de dicho hidrocarburo es 3,574 g/L en C.N. de presión y temperatura, ¿cuál es su fórmula molecular?
- D-19 (\*)** - Calcular la fórmula empírica del compuesto cuya composición es la siguiente: a) 25,00% de B, 2,27% de H y el resto O.
- D-20 (\*\*)** - La masa de un hidrocarburo gaseoso contenido en un matraz de 500 ml a 37°C y 0,84 atm es de 0,496 g. Si este hidrocarburo contiene un 80,0% de carbono, calcule su fórmula empírica y molecular.
- D-21 (\*)** - Al analizar un óxido de cromo se encontró que éste tenía un 68,42% de cromo. ¿Cual es ese óxido? ¿Cuántos gramos del mismo se obtendrán con 0,547 g de cromo?
- D-22 (\*\*)** - Un determinado óxido de manganeso se obtiene oxidando 6,931 g de este metal con oxígeno puro, empleando 1,583 litros de oxígeno, medidos a 25°C y 740 mm Hg. Calcular la fórmula empírica de dicho óxido.
- D-23 (\*)** - Calcular la fórmula empírica del compuesto cuya composición es la siguiente: a) 26,53% de K, 35,57% de Cr y el resto O.
- D-24 (\*\*)** - Un cloruro de hierro hidratado ( $\text{FeCl}_x \cdot n \text{H}_2\text{O}$ ), cuyo peso molecular es 270,5, contiene un 20,6% de hierro y un 39,4% de cloro, en peso. ¿Cuántas moléculas de agua de hidratación (n) existen en cada molécula del compuesto? ¿Cuales son las fórmulas empírica y molecular de dicha sal?
- D-25 (\*)** - Determinése la fórmula empírica de un compuesto que tiene la siguiente composición centesimal: 15,79% de aluminio, 28,07% de azufre y el resto oxígeno. *DATOS: Pesos atómicos: Al: 27, O = 16, S = 32*
- D-26 (\*)** - Calcular la fórmula empírica del compuesto cuya composición es la siguiente:  
a) 24,39% de Ca, 17,07% de N y el resto O
- D-27 (\*)** - Una muestra conteniendo 1,86 g de hierro metal reacciona con azufre produciendo 3,46 g de sulfuro de hierro. Determinar la fórmula empírica de este compuesto.
- D-28 (\*)** - El análisis de un sulfuro de plomo dio un 76,38% de plomo. ¿Cual es ese sulfuro? ¿Cuántos gramos del mismo se obtendrán con 0,593 g de plomo?
- D-29 (\*\*)** - Una ampolla contiene 6,80 mg de cierto hidrocarburo gaseoso. Se ha dejado salir de la misma todo el gas, introduciéndolo en un recipiente provisto de émbolo contra una presión  $p = 1 \text{ atm}$ , con lo cual este se ha vaporizado, ocupando un volumen de  $10,02 \text{ cm}^3$ . Alcanzado el equilibrio térmico, en el seno del gas se midió una temperatura  $\theta = 25,00 \text{ }^\circ\text{C}$ . A continuación este gas, muy inflamable, se quemó con oxígeno puro en exceso. Después de dejar alcanzar la temperatura y presión ambiente se recogió un líquido que pesó 15,3 mg. Se sabe que este hidrocarburo, en esas condiciones de presión y temperatura ( $p = 1 \text{ atm}$  y  $q = 25,00 \text{ }^\circ\text{C}$ ), se comporta muy aproximadamente como un gas ideal. ¿De qué hidrocarburo se trata?  
*Datos: pesos atómicos (redondeados a dos decimales): C = 12,01; H = 1,01; O = 16,00. Constante universal de los gases: R = 0,082 atmL/molK.*
- D-30 (\*\*)** - Una ampolla contiene 22 mg de cierto hidrocarburo gaseoso. Se ha dejado salir de la misma todo el gas, introduciéndolo en un recipiente provisto de émbolo contra una presión  $p = 1 \text{ atm}$ , con lo cual este se ha vaporizado, ocupando un volumen de  $20,68 \text{ cm}^3$ . Alcanzado el equilibrio térmico, en el seno del gas se midió una temperatura  $T = 25,00 \text{ }^\circ\text{C}$ . A continuación este gas, muy inflamable, se quemó con oxígeno puro en exceso. Después de dejar alcanzar la temperatura y presión ambiente se recogió un líquido que pesó 15,3 mg. Se sabe que este hidrocarburo, en esas condiciones de presión y temperatura ( $P = 1 \text{ atm}$  y  $T = 25,00 \text{ }^\circ\text{C}$ ), se comporta muy aproximadamente como un gas ideal. ¿De qué hidrocarburo se trata?  
*Datos: pesos atómicos (redondeados a dos decimales): C = 12,01; H = 1,01; O = 16,00. Constante universal de los gases: R = 0,082 atmL/molK.*

## Grupo A - CÁLCULO DE PESOS ATÓMICOS Y MOLECULARES

**A - 01** - Se observó que 57,642 g de cloro gaseoso ( $\text{Cl}_2$ ) encerrados en un recipiente de 10 litros a  $27^\circ\text{C}$  ejercen una presión de 2,0 atm. Sabiendo que el cloro natural está constituido por una mezcla de dos isótopos cuyas masas atómicas son 35,00 y 37,00, deducir la proporción en que ambos forman parte del cloro natural.

### RESOLUCIÓN

Para poder determinar la proporción de ambos isótopos hemos de determinar en primer lugar la masa atómica del cloro de la muestra a partir de los datos que nos ofrecen del gas, que se encuentra en un recipiente lleno del mismo, por lo que le es aplicable la ecuación general de los gases ideales:

$$P.V = n.R.T \Rightarrow 2.10 = \frac{57,642}{P_m}.0,082.300 \Rightarrow P_m = 70,900 \text{ g/mol}$$

pero dado que las moléculas del cloro gaseoso son biatómicas:  $\text{Cl}_2$  resultará que la masa atómica del cloro

$$\text{será: } P_{\text{atómico}} = \frac{P_{\text{molecular}}}{2} = \frac{70,900}{2} = 35,45$$

Si tomamos ahora 100 átomos de cloro, habrá: "x" átomos del Cl-35 y (100 - x) átomos del Cl-37, por lo que la masa de esos 100 átomos será:  $100.35,45$  y además será también la suma de la masa de los "x" átomos de Cl-35 más la de los (100-x) átomos de Cl-37:

$$100.35,45 = x.35,00 + (100 - x).37,00$$

$$3545 = 35.x + 3700 - 37x$$

$$2x = 3700 - 3545$$

$$x = \frac{155}{2} = 77,50\% \text{ de Cl - 35}$$

Por lo que la composición del Cloro será: **77,50% de Cl-35 y 22,5% de Cl-37**

---



**A - 02 - Determinar la masa atómica del galio, sabiendo que existen dos isótopos  $^{69}\text{Ga}$  y  $^{71}\text{Ga}$ , cuya abundancia relativa es 60,2% y 39,8%, respectivamente. Indicar la composición de los núcleos de ambos isótopos. Número atómico Ga = 31.**

#### RESOLUCIÓN

El peso atómico es la masa atómica media de todos los isótopos de un elemento. Así, si tomamos una muestra de 100 átomos de Galio, tendremos 60,2 átomos del Ga-69 y 39,8 átomos del Ga-71, por lo que la media ponderada es:

$$Pa = \frac{69.60,2 + 71.39,8}{100}; \mathbf{Pa = 89,796}$$

La composición del núcleo se obtiene teniendo en cuenta que el número atómico es el número de protones, en este caso ambos tienen 31 protones, mientras que el número másico es la suma de protones + neutrones, así:

$^{69}_{31}\text{Ga}$ : 31 protones y (69-31 =) 38 neutrones

$^{71}_{31}\text{Ga}$ : 31 protones y (71-31 =) 40 neutrones

## Grupo B - CONCEPTO DE ÁTOMO, MOLÉCULA, MOL, EQUIVALENTE, ETC

**B-35** - Razonar si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

1. Hay más moléculas en 1 mol de oxígeno gas que en 1 mol de nitrógeno gas.
2. En las mismas condiciones de P y T, 1 mol de oxígeno gas ocupa un mayor volumen que 1 mol de nitrógeno gas.
3. Dos moles de oxígeno gaseoso contienen  $24,09.10^{23}$  átomos.

Datos:  $R= 0,082 \text{ atm L/mol.K}$ ; masas atómicas, hidrógeno= 1; carbono= 12; nitrógeno= 14; oxígeno= 16.

**B-35** - Razonar si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

1. Hay más moléculas en 1 mol de oxígeno gas que en 1 mol de nitrógeno gas.
2. En las mismas condiciones de P y T, 1 mol de oxígeno gas ocupa un mayor volumen que 1 mol de nitrógeno gas.
3. Dos moles de oxígeno gaseoso contienen  $24,09.10^{23}$  átomos.

Datos:  $R= 0,082 \text{ atm L/mol.K}$ ; masas atómicas, hidrógeno= 1; carbono= 12; nitrógeno= 14; oxígeno= 16.

**B-01** - Calcule la masa de  $10^{25}$  moléculas de dicromato de sodio. ¿Cuántos átomos de cada elemento hay?

RESOLUCIÓN:

La fórmula del dicromato de sodio es:  $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , y su peso molecular (o masa molecular media) es

$$P_m \text{ del } \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = 2.22,99 + 2.52,00 + 7.16,00 = 261,98$$

Por tanto podemos establecer las relaciones entre moles - moléculas y gramos, tanto las generales como calcular las referentes a este problema, pudiendo resolver así las correspondientes reglas de tres:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de } \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \text{ --- } 6,023.10^{23} \text{ moléculas de } \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \text{ --- } 261,98 \text{ g de } \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \\ \mathbf{X} \text{ moles ----- } 10^{25} \text{ moléculas ----- } \mathbf{Y} \text{ gramos} \end{array}$$

$$\text{y de ahí: } \mathbf{X} = \frac{10^{25} \cdot 1}{6,023 \cdot 10^{23}} = 16,60 \text{ moles de } \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \quad \mathbf{Y} = \frac{10^{25} \cdot 261,98}{6,023 \cdot 10^{23}} = 4349,66 \text{ gramos de } \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

El número de átomos de cada elemento lo deducimos de la propia fórmula:  $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , en la que vemos que cada molécula contiene dos átomos de sodio, dos átomos de cromo y siete átomos de oxígeno

Nº átomos de sodio = Nº de átomos de cromo =  **$2 \cdot 10^{25}$  átomos**

Nº de átomos de oxígeno =  **$7 \cdot 10^{25}$  átomos**

**B-02 - Teniendo en cuenta los pesos equivalentes del nitrógeno en el amoníaco y del oxígeno en el agua, razone si se podría formar un compuesto combinando exactamente 24 g de oxígeno y 14 g de nitrógeno.**

RESOLUCIÓN

De acuerdo con la ley de las proporciones definidas de Proust, la relación entre las masas de dos elementos que se combinan para formar un determinado compuesto es siempre constante; por ello, y teniendo en cuenta que dos elementos se combinan siempre equivalente a equivalente, la relación entre el peso equivalente del Oxígeno y la del Nitrógeno debe ser la misma que entre los 24 g de oxígeno y los 14 g de nitrógeno.

Por otra parte, el peso equivalente de cualquier sustancia que reacciona o sustituye exactamente a 1,00 g de Hidrógeno, por tanto, en el amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) el peso equivalente del Nitrógeno, teniendo en cuenta que cada át-g de nitrógeno (14 g) se combina con 3 át-g de hidrógeno (3.1,00) es:  $\text{Peq}_N = \frac{14}{3.1,00} = 4,667$

En el agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ) el peso equivalente del Oxígeno, teniendo en cuenta que cada át-g de oxígeno (16 g) se combina con 2 át-g de hidrógeno (2.1,00) es:  $\text{Peq}_O = \frac{16}{2.1,00} = 8,00$

Las relaciones entre ambos pesos equivalentes son:  $\frac{\text{Peq}_O}{\text{Peq}_N} = \frac{8,00}{4,667} = 1,714$

Las relaciones entre las dos cantidades a combinar son:  $\frac{\text{g de O}}{\text{g de N}} = \frac{24}{14} = 1,714$

Como ambas relaciones son idénticas, **SÍ SE PODRÁ FORMAR ESTE COMPUESTO**

---

**B-03** - Calcule la masa, expresada en gramos, y el volumen, en ml, de un átomo de Cobre si su densidad es 8,96 g/ml

RESOLUCIÓN

Sabemos que el peso atómico del cobre es 63,5, lo cual quiere decir que la masa de un átomo-gramo de cobre es 63,5, y que contiene  $6,023 \cdot 10^{23}$ , por lo que la masa de UN ÁTOMO será:

$$\text{Masa de un átomo de Cu} = \frac{63,50 \text{ gramos}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 1,054 \cdot 10^{-22} \frac{\text{gramos}}{\text{átomo}}$$

Para determinar el volumen atómico, utilizamos la densidad 8,96 g/ml dado que conocemos la masa, y así

$$d = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} ; 8,96 = \frac{1,054 \cdot 10^{-22}}{V} ; V = \frac{1,054 \cdot 10^{-22}}{8,96} = 1,18 \cdot 10^{-23} \text{ ml}$$

---

**B-04 - ¿Cuántas moles y moléculas hay en 4 mg de hidróxido de calcio? ¿Cuántos átomos de cada elemento hay?**

RESOLUCIÓN

Sabiendo que el peso molecular del hidróxido de calcio:  $\text{Ca(OH)}_2$  es  $40,0 + 2 \cdot 16 + 2 \cdot 1 = 74$ , lo cual quiere decir que la masa de un mol de hidróxido de calcio 74, y que contiene  $6,023 \cdot 10^{23}$ ,

$$\text{N}^\circ \text{ de moles de } \text{Ca(OH)}_2 = \frac{0,004 \text{ gramos}}{74 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 5,4 \cdot 10^{-5} \text{ moles}$$

Para determinar el número de moléculas, hemos de tener en cuenta que cada mol contiene  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas

$$\text{N}^\circ \text{ de moléculas} = 5,4 \cdot 10^{-5} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = \mathbf{3,26 \cdot 10^{19} \text{ moléculas}}$$

Para calcular el número de átomos de cada elemento, hemos de tener en cuenta que la fórmula es  $\text{Ca(OH)}_2$  lo cual nos indica que en una molécula hay un átomo de Ca, dos átomos de oxígeno y dos átomos de hidrógeno. Así:

$$\text{N}^\circ \text{ de átomos de Ca} = \text{N}^\circ \text{ de moléculas de } \text{Ca(OH)}_2 = \mathbf{3,26 \cdot 10^{19} \text{ átomos de Ca}}$$

$$\text{N}^\circ \text{ de átomos de O} = 2 \cdot \text{N}^\circ \text{ de moléculas de } \text{Ca(OH)}_2 = 2 \cdot 3,26 \cdot 10^{19} = \mathbf{6,52 \cdot 10^{19} \text{ átomos de O}}$$

$$\text{N}^\circ \text{ de átomos de H} = \text{N}^\circ \text{ de moléculas de } \text{Ca(OH)}_2 = 2 \cdot 3,26 \cdot 10^{19} = \mathbf{6,52 \cdot 10^{19} \text{ átomos de H}}$$

---

**B-05** - Calcule la masa de la siguiente mezcla: 0,150 moles de aluminio,  $4,5 \cdot 10^{22}$  átomos de aluminio y 0,0025 Kg de aluminio

RESOLUCIÓN

Se determina la masa de las tres cantidades dadas, teniendo en cuenta que:

**un mol de Aluminio contiene  $6,023 \cdot 10^{23}$  átomos y tiene una masa de 27,0 g**

a) 0,150 moles de Aluminio  $\Rightarrow 0,150 \cdot 27,0 = 4,05$  g de Aluminio

b)  $4,5 \cdot 10^{22}$  átomos de Aluminio  $\Rightarrow \frac{4,5 \cdot 10^{22}}{6,023 \cdot 10^{23}} = 0,075$  moles =  $0,075 \cdot 27,0 = 2,025$  g de Aluminio

c) 0,0025 Kg de aluminio = **2,5 gramos**

Así, la masa total de la mezcla es:  $4,05 + 2,025 + 2,5 = 8,575$  g de aluminio total

---

**B-06** - En una cucharada de azúcar ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) caben 3,5 gramos. Calcular: a) el número de moles y de moléculas que hay en una cucharada. b) Número de átomos de carbono que tiene esa cucharada

RESOLUCIÓN

El peso molecular de la sacarosa es:  $C_{12}H_{22}O_{11} \Rightarrow 12 \cdot 12,0 + 22 \cdot 1,0 + 11 \cdot 16,0 = 342$  lo cual nos indica que:  
1 mol de sacarosa ----- 342 gramos -----  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas de sacarosa

y con esta relación podemos calcular ya todo lo que nos piden ya que sabemos que se dispone de una masa de 3,5 g. Así:

1 mol de sacarosa ----- 342 gramos -----  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas de sacarosa  
X moles ----- 3,5 gramos ----- Y moléculas

y de aquí:

$$X = \frac{3,5 \cdot 1}{342} = 0,010 \text{ moles de sacarosa} \quad Y = \frac{3,5 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}}{342} = 6,16 \cdot 10^{21} \text{ moléculas de sacarosa}$$

---

**B-07** - Indique razonadamente en cual de las siguientes cantidades hay mayor número de gramos: a) 0,12 moles de hierro; b) 0,1 moles de ácido sulfúrico; c)  $2,4 \cdot 10^{24}$  moléculas de Hidrógeno gaseoso. ¿En cual de ellas hay mayor número de moléculas?.

#### RESOLUCIÓN

Vamos a calcular el número de gramos y de moléculas que hay en cada una de las tres cantidades que nos dan, teniendo en cuenta la relación existente entre moles - moléculas (o átomos) y gramos:

**1 mol ----->  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas o átomos -----> Peso atómico o molecular en gramos**

**CANTIDAD a)** Peso atómico del hierro = 56,0

**1 mol ----->  $6,023 \cdot 10^{23}$  átomos -----> 56,0 gramos**  
**0,12 moles -----> X Átomos -----> Y gramos**

de donde:  $X = 0,12 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 7,23 \cdot 10^{22}$  átomos ;  $Y = 0,12 \cdot 56,0 \text{ g} = 6,72 \text{ gramos}$

**CANTIDAD b)** Peso molecular del ácido sulfúrico:  $H_2SO_4 = 2 \cdot 1,0 + 1 \cdot 32,0 + 4 \cdot 16,0 = 98,0$

**1 mol ----->  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas -----> 98,0 gramos**  
**0,1 moles -----> X Moléculas -----> Y gramos**

de donde:  $X = 0,1 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 6,023 \cdot 10^{22}$  átomos ;  $Y = 0,1 \cdot 98,0 \text{ g} = 9,8 \text{ gramos}$

**CANTIDAD c)** Peso molecular del Hidrógeno gaseoso:  $H_2 = 2 \cdot 1,0 = 2,0$

**1 mol ----->  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas -----> 2,0 gramos**  
**X moles ----->  $2,4 \cdot 10^{24}$  moléculas -----> Y gramos**

de donde:  $X = \frac{2,4 \cdot 10^{24}}{6,023 \cdot 10^{23}} = 3,98 \text{ moles}$   $Y = \frac{2,0 \cdot 2,4 \cdot 10^{24}}{6,023 \cdot 10^{23}} = 7,97 \text{ gram os}$

Por tanto, **EN GRAMOS: B > C > A**

**EN MOLÉCULAS Ó ÁTOMOS: C > A > B**



## B-08 - ¿Cuántos átomos de cada elemento tendremos en un gramo de agua?

### RESOLUCIÓN

Hemos de calcular primero el número de moléculas de agua que hay en 1 gramo de la misma, teniendo en cuenta que el peso molecular del agua es 18, lo cual nos indica que en 18 g de agua hay 1 mol de la misma y  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas. Así:

$$\left. \begin{array}{l} 18\text{g} \text{ --- } 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \\ 1 \text{ g} \text{ ----- } x \end{array} \right\} x = \frac{6,023 \cdot 10^{23}}{18} = 3,35 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de agua}$$

y dado que en cada molécula de agua hay 2 átomos de Hidrógeno y 1 átomo de oxígeno, de acuerdo con su fórmula:

$$\text{N}^\circ \text{ átomos de Oxígeno} = \text{N}^\circ \text{ moléculas de agua} = \mathbf{3,35 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Oxígeno}}$$

$$\text{N}^\circ \text{ átomos de Hidrógeno} = 2 \cdot \text{N}^\circ \text{ moléculas de agua} = 2 \cdot 3,35 \cdot 10^{22} = \mathbf{6,70 \cdot 10^{22} \text{ átomos de H}}$$

---

**B-09** - En un sobrecito de azúcar de los que se dan con el café, caben 10 gramos de azúcar, que es sacarosa, cuya fórmula es:  $C_{12}H_{22}O_{11}$ . Calcular: a) el número de moles y de moléculas de ese compuesto que hay en el sobrecito. b) Número de átomos de cada elemento que hay en el sobrecito

#### RESOLUCIÓN

El peso molecular de la sacarosa es:  $C_{12}H_{22}O_{11} \Rightarrow 12 \cdot 12,0 + 22 \cdot 1,0 + 11 \cdot 16,0 = 342$  lo cual nos indica que:  
1 mol de sacarosa ----- 342 gramos -----  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas de sacarosa

y con esta relación podemos calcular ya todo lo que nos piden ya que sabemos que se dispone de una masa de 10 g, que son los que caben en el sobrecito, Así:

1 mol de sacarosa ----- 342 gramos -----  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas de sacarosa  
X moles ----- 10 gramos ----- Y moléculas

y de aquí:  $X = \frac{10 \cdot 1}{342} = 0,029$  moles de sacarosa

$Y = \frac{10 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}}{342} = 1,76 \cdot 10^{22}$  moléculas de sacarosa

Además, por la propia fórmula de la sacarosa  $C_{12}H_{22}O_{11}$  sabemos que cada molécula de la misma contiene 12 átomos de carbono, 22 átomos de Hidrógeno y 11 átomos de oxígeno y así:

Nº átomos de C = 12 . Nº moléculas de sacarosa =  $12 \cdot 1,76 \cdot 10^{22} = 2,11 \cdot 10^{23}$  átomos de C

Nº átomos de H = 22 . Nº moléculas de sacarosa =  $22 \cdot 1,76 \cdot 10^{22} = 3,87 \cdot 10^{23}$  átomos de H

Nº átomos de O = 11 . Nº moléculas de sacarosa =  $11 \cdot 1,76 \cdot 10^{22} = 1,94 \cdot 10^{23}$  átomos de O

---

**B-10** - Se tienen 28,5 g de sulfato de aluminio. Calcular cuantos moles y moléculas se tienen. ¿Y cuantos átomos-gramo de cada elemento?

DATOS: Pesos atómicos: Al = 27 ; O = 16 ; S = 32

RESOLUCIÓN

El peso molecular del compuesto que nos dan es:  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \Rightarrow 2 \cdot 27 + 3 \cdot 32 + 3 \cdot 4 \cdot 16 = 342$

El número de moles es:  $\frac{g}{P_m} = \frac{28,5}{342}$  ; **Nº moles = 0,083 moles**

Nº moléculas =  $0,083 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = \mathbf{5,02 \cdot 10^{22}}$  moléculas del compuesto

Para calcular el número de átomos gramos de cada elemento tenemos que tener presente la fórmula del compuesto,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  en la que podemos ver que en cada mol del mismo hay 2 átomos-gramos de Aluminio, 3 de azufre y 12 de oxígeno, por lo que en las 0,083 moles del compuesto tendremos:

Al :  $0,083 \cdot 2 = \mathbf{0,166}$  átomos-gramo (o mol) de Aluminio

S :  $0,083 \cdot 3 = \mathbf{0,249}$  átomos-g (o mol) de Azufre

O :  $0,083 \cdot 12 = \mathbf{0,996}$  átomos-gramo (o mol) de Oxígeno

---

**B-11** - Una gota de ácido sulfúrico ocupa 0,025 mL. Si la densidad del mismo es 1,981 g/mL, calcule el número de moles y de moléculas de ácido sulfúrico que hay en esa gota, así como el número de átomos de oxígeno presentes en la misma.

DATOS: Pesos atómicos: H = 1 ; O = 16 ; S = 32

RESOLUCIÓN

Necesitamos determinar cual es la masa de esa gota, para lo cual hemos de utilizar el concepto de densidad:

$$d = \frac{m}{V}; 1,981 = \frac{m}{0,025}; m = 0,049 \text{ g}$$

El peso molecular del compuesto que nos dan es:  $\text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow 2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 98$

El número de moles es:  $\frac{g}{P_m} = \frac{0,049}{98}$  ; **Nº moles = 0,0005 moles**

Nº moléculas =  $0,0005 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 3,0 \cdot 10^{20}$  **moléculas del compuesto**

Para calcular el número de átomos de OXÍGENO elemento tenemos que tener presente la fórmula del compuesto,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  en la que podemos ver que en cada molécula del mismo hay 4 átomos de oxígeno, por lo que en las  $3,0 \cdot 10^{20}$  moléculas del compuesto tendremos:

O :  $3,0 \cdot 10^{20} \cdot 4 = 1,2 \cdot 10^{21}$  **átomos de Oxígeno**

---

**B-12** - ¿Cuántas moléculas de carbonato cálcico,  $\text{CaCO}_3$ , existen en 25 g de dicha sustancia? (Datos: P.A.: Ca = 40, C = 12, O = 16).

RESOLUCIÓN

El peso molecular del compuesto que nos dan es:  $\text{CaCO}_3 \Rightarrow 1.40 + 1.12 + 3.16 = 100$

El número de moles es:  $\frac{g}{P_m} = \frac{25,0}{100}$  ; **Nº moles = 0,25 moles**

Nº moléculas =  $0,25 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = \mathbf{1,5 \cdot 10^{23}}$  moléculas del compuesto

---

**B-13** - Se tiene una muestra de SULFATO DE CALCIO. Calcular

a) Su composición centesimal

b) ¿Cuántos moles y moléculas de dicho compuesto hay en 13,6 gramos del mismo?

c) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay

## RESOLUCIÓN

El peso molecular del SULFATO DE CALCIO:  $\text{CaSO}_4$  es:  $40 + 32 + 4 \cdot 16 = 136$ 

a) Composición centesimal:

$$\text{Ca: } \left. \begin{array}{l} 136 - - - 40 \\ 100 - - - x \end{array} \right\} x = \frac{40 \cdot 100}{136} = 29,41\% \text{ de Calcio}$$

$$\text{S: } \left. \begin{array}{l} 136 - - - 32 \\ 100 - - - x \end{array} \right\} x = \frac{32 \cdot 100}{136} = 23,53\% \text{ de Azufre}$$

$$\text{O: } \left. \begin{array}{l} 136 - - - 64 \\ 100 - - - x \end{array} \right\} x = \frac{64 \cdot 100}{136} = 47,06\% \text{ de Oxígeno}$$

$$\text{B) } \left. \begin{array}{l} 136\text{g} - - - 1\text{mol} - - - 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \\ 13,6\text{g} - - - x \text{ moles} - - y \text{ moléculas} \end{array} \right\} x = \frac{13,6}{136} = 0,10 \text{ moles}$$

$$y = \frac{13,6 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}}{136} = 6,023 \cdot 10^{22} \text{ moléculas}$$

$$\text{C) } \left. \begin{array}{l} 1 \text{ molécula } \text{CaSO}_4 - - - 4 \text{ átomos de O} \\ 6,023 \cdot 10^{22} - - - x \end{array} \right\} x = \frac{4 \cdot 6,023 \cdot 10^{22}}{1} = 2,4 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$


---

**B-14** - En 200 g de dicromato de potasio,  $K_2Cr_2O_7$  : a) ¿Cuántos mol de dicromato de potasio hay?; b) ¿Cuántos mol de átomos hay de cada elemento?; c) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay? Datos: Masas atómicas: O = 16; K = 39; Cr = 52. \*

RESOLUCIÓN

El Peso molecular del dicromato de potasio es:  $2 \cdot 39 + 2 \cdot 52 + 7 \cdot 16 = 294$

A) Y así:  $N^\circ \text{ de moles} = \frac{g}{Pm} = \frac{200}{294} = 0,68 \text{ moles de dicromato de potasio}$

B) Observando la fórmula del dicromato de potasio:  $K_2Cr_2O_7$ , vemos que en cada mol hay 2 moles de átomos de K y de Cr y 7 moles de átomos de O, por lo que:

Para el K y el Cr =  $2 \cdot 0,68 = 1,36 \text{ moles de átomos de K y de Cr}$

Para el O =  $7 \cdot 0,68 = 4,76 \text{ moles de átomos de O}$

C) Sabemos que 1 mol de cualquier sustancia contiene  $6,023 \cdot 10^{23}$  partículas, y por tanto, si tenemos 4,76 moles de Oxígeno, el n° de átomos que contienen será:

$N^\circ \text{ de átomos de O} = 4,76 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 2,87 \cdot 10^{24} \text{ átomos de Oxígeno}$

---

**B-15** - Si tenemos tres mol de átomos de magnesio y los sometemos a una combustión, ¿cuál sería la cantidad de óxido de magnesio formado, expresado en gramos? Datos: Masas atómicas: Mg = 24,31; O = 16.  $Mg + O_2 \rightarrow MgO$  (sin ajustar).

#### RESOLUCIÓN

La reacción que tiene lugar, ya ajustada es:  $2 Mg + O_2 \rightarrow 2 MgO$  Y de acuerdo con su estequiometría, vemos que por cada 2 moles de átomos de Magnesio se forman otras dos moles de moléculas de óxido de magnesio, es decir el mismo número, por lo que si se disponía de tres moles de átomos de magnesio se formarán tres moles de moléculas de óxido de magnesio.

Teniendo en cuenta que su peso molecular es:  $MgO = 24,31 + 16 = 40,31$  g/mol, por lo que la masa total obtenida ( tres moles) es :  $g = 3 \cdot 40,31 = \mathbf{120,93}$  gramos que se obtienen de MgO

---



**B-16** -¿Cuántos: a) mol de  $O_2$ ; b) moléculas de  $O_2$  y c) átomos de O están contenidos en 40,0 g de oxígeno gaseoso a 25 °C. Datos: Masa atómica: O = 16.

RESOLUCIÓN

Las relaciones entre las diferentes cantidades que nos piden o dan es:

1 mol de $O_2$	contiene	$6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de $O_2$	y tiene una masa de	32 g
X		Y		40 g

De donde: Moles de  $O_2$   $\implies X = \frac{40.1}{32} = 1,25$  moles de  $O_2$

Moléculas de  $O_2 \implies Y = \frac{40 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}}{32} = 7,53 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $O_2$

Para determinar el número de átomos hemos de tener presente la fórmula del compuesto:  $O_2$ , en la cual vemos que cada molécula contiene 2 átomos, por lo que el número de átomos de oxígeno que tenemos será:

$N^{\circ}$  átomos O =  $2 \cdot 7,53 \cdot 10^{23} = 1,51 \cdot 10^{24}$  átomos de Oxígeno

**B-17 - ¿Cuántas moles y moléculas hay en 3 mg de sulfato de sodio? ¿Cuántos átomos de cada elemento hay?**

RESOLUCIÓN

Sabiendo que el peso molecular del SULFATO DE SODIO:  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  es  $2 \cdot 23,0 + 32,0 + 4 \cdot 16,0 = 142,0$ , lo cual quiere decir que la masa de UN MOL de sulfato de sodio es 142,0 g, y que contiene  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas,

$$\text{N}^\circ \text{ de moles de } \text{Na}_2\text{SO}_4 = \frac{0,003 \text{ gramos}}{142 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 2,11 \cdot 10^{-5} \text{ moles de } \text{Na}_2\text{SO}_4$$

Para determinar el número de moléculas, hemos de tener en cuenta que cada mol contiene  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas

$$\text{N}^\circ \text{ de moléculas} = 2,11 \cdot 10^{-5} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 1,27 \cdot 10^{19} \text{ moléculas de } \text{Na}_2\text{SO}_4$$

Para calcular el número de átomos de cada elemento, hemos de tener en cuenta que la fórmula es  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  lo cual nos indica que en una molécula hay dos átomos de Na, un átomo de azufre y cuatro átomos de oxígeno. Así:

$$\text{N}^\circ \text{ de átomos de Na} = 2 \cdot \text{N}^\circ \text{ de moléculas de } \text{Na}_2\text{SO}_4 = 2 \cdot 1,27 \cdot 10^{19} = 2,54 \cdot 10^{19} \text{ átomos de Na}$$

$$\text{N}^\circ \text{ de átomos de S} = \text{N}^\circ \text{ de moléculas de } \text{Na}_2\text{SO}_4 = 1,27 \cdot 10^{19} = 1,27 \cdot 10^{19} \text{ átomos de S}$$

$$\text{N}^\circ \text{ de átomos de O} = 4 \cdot \text{N}^\circ \text{ de moléculas de } \text{Na}_2\text{SO}_4 = 4 \cdot 1,27 \cdot 10^{19} = 5,08 \cdot 10^{19} \text{ átomos de O}$$

---

**B-18** - En una cucharada de azúcar ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) caben 4 gramos. Calcular:

a) el número de moles y de moléculas que hay en una cucharada.

b) Número de átomos de carbono y de moles de hidrogeno que hay en esa cucharada

RESOLUCIÓN

El peso molecular de la sacarosa es:  $C_{12}H_{22}O_{11} \Rightarrow 12 \cdot 12,0 + 22 \cdot 1,0 + 11 \cdot 16,0 = 342$  lo cual nos indica que:  
1 mol de sacarosa ----- 342 gramos -----  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas de sacarosa

y con esta relación podemos calcular ya todo lo que nos piden ya que sabemos que se dispone de una masa de 4 g. Así:

1 mol de sacarosa ----- 342 gramos -----  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas de sacarosa  
X moles ----- 4 gramos ----- Y moléculas

y de aquí:  $X = \frac{4 \cdot 1}{342} = 0,0117$  moles de sacarosa  $Y = \frac{4 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}}{342} = 7,04 \cdot 10^{21}$  moléculas de sacarosa

Además, por la propia fórmula de la sacarosa  $C_{12}H_{22}O_{11}$  sabemos que cada molécula de la misma contiene 12 átomos de carbono, y así:

$N^{\circ}$  átomos de C = 12 .  $N^{\circ}$  moléculas de sacarosa = 12 .  $7,04 \cdot 10^{21} = 8,45 \cdot 10^{22}$  átomos de C

Por su parte, en la propia fórmula vemos que cada mol de sacarosa contiene 22 moles de átomos de Hidrógeno, y así:

$N^{\circ}$  de moles de átomos de H = 22 .  $N^{\circ}$  moles de sacarosa: 22 . 0,0117 = **0,257 moles de átomos de H**

---

**B-19 - ¿Cuántas moles y moléculas hay en 3 mg de amoníaco? ¿Cuántos átomos de cada elemento hay?**

## RESOLUCIÓN

Sabiendo que el peso molecular del AMONIACO:  $\text{NH}_3$  es  $14,0 + 3 \cdot 1 = 17$ , lo cual quiere decir que la masa de un mol de amoníaco es 17 gramos, y que contiene  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas,

$$\text{N}^\circ \text{ de moles de } \text{NH}_3 = \frac{0,003 \text{ gramos}}{17 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \quad \mathbf{n = 1,76 \cdot 10^{-4} \text{ moles de } \text{NH}_3}$$

Para determinar el número de moléculas, hemos de tener en cuenta que cada mol contiene  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas

$$\mathbf{\text{N}^\circ \text{ de moléculas} = 1,76 \cdot 10^{-4} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 1,06 \cdot 10^{20} \text{ moléculas de } \text{NH}_3}$$

El número de átomos de cada elemento se determina teniendo en cuenta que la fórmula del amoníaco, que es  $\text{NH}_3$  lo cual nos indica que en una molécula hay un átomo de N y tres átomos de hidrógeno. Así:

$$\text{N}^\circ \text{ de átomos de N} = \text{N}^\circ \text{ de moléculas de } \text{NH}_3 = \mathbf{1,06 \cdot 10^{20} \text{ átomos de N}}$$

$$\text{N}^\circ \text{ de átomos de H} = \text{N}^\circ \text{ de moléculas de } \text{NH}_3 \cdot 3 = 3 \cdot 1,06 \cdot 10^{20} = \mathbf{3,19 \cdot 10^{20} \text{ átomos de H}}$$

---

**B-20 - ¿Cuántos gramos “pesan” 6,3 mol de ácido acético,  $C_2H_4O_2$ ? ( H = 1, C = 12, O = 16)**

RESOLUCIÓN

Para determinar el número de gramos a los que corresponden esos 6,3 moles, hemos de tener en cuenta que la masa de cada mol es su peso molecular, que en este caso es:

$C_2H_4O_2 \Rightarrow 2 \cdot 12 + 4 \cdot 1 + 2 \cdot 16 = 60$ ; esto nos indica que la masa de cada mol es de 60 g, por lo que para las 6,3 moles serán:  $6,3 \cdot 60 =$  **378 gramos pesan los 6,3 moles**

---

**B-21** - Sabiendo que la masa atómica del oxígeno es 16, podemos decir que en 48 g de oxígeno hay el mismo número de átomos que en: a) 1,5 mol de CO, b) 2 mol de Cl<sub>2</sub>, c) 1 mol de F<sub>2</sub>; d) 0,5 mol de SO<sub>2</sub>. Razone la respuesta.

#### RESOLUCIÓN

Para determinar el número de átomos que existen en una determinada cantidad de una sustancia, hemos de tener presentes varias cosas:

1º - Cada mol contiene  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas

2º - El número de átomos existente en cada molécula de un compuesto nos viene dado por la fórmula del mismo.

3º - La masa de un mol de un compuesto nos la da su peso molecular, por lo que para determinar el número de moles de un compuesto hemos de dividir la masa de que se dispone entre el Peso molecular.,

Por tanto, para las diferentes cantidades que nos dan, tendremos:

**OXÍGENO:** Su fórmula O<sub>2</sub> (tiene dos átomos, por lo que su peso molecular es  $2 \cdot 16 = 32$  g/mol, y así, el nº de

$$\text{moles es: } N^{\circ} \text{ de moles} = \frac{g}{Pm} = \frac{48}{32} = 1,5 \text{ moles, y el } N^{\circ} \text{ de moléculas; } 1,5 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 9,03 \cdot 10^{23}$$

moléculas. Dado que cada molécula contiene 2 átomos:

$$N^{\circ} \text{ átomos de O: } 2 \cdot 9,03 \cdot 10^{23} = \mathbf{1,80 \cdot 10^{24} \text{ átomos de oxígeno}}$$

**a) 1,5 mol de CO:** y el N° de moléculas;  $1,5 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 9,03 \cdot 10^{23}$  moléculas. Dado que cada molécula contiene 2 átomos (uno de C y otro de O):

$$N^{\circ} \text{ átomos existentes en el CO: } 2 \cdot 9,03 \cdot 10^{23} = \mathbf{1,80 \cdot 10^{24} \text{ átomos}}$$

**b) 2 mol de Cl<sub>2</sub>** y el N° de moléculas;  $2 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 1,2 \cdot 10^{24}$  moléculas. Dado que cada molécula contiene 2 átomos :

$$N^{\circ} \text{ átomos de cloro : } 2 \cdot 1,2 \cdot 10^{24} = \mathbf{2,40 \cdot 10^{24} \text{ átomos}}$$

**c) 1 mol de F<sub>2</sub>** y el N° de moléculas;  $1 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas. Dado que cada molécula contiene 2 átomos :

$$N^{\circ} \text{ átomos de flúor: } 2 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = \mathbf{1,20 \cdot 10^{24} \text{ átomos}}$$

**d) 0,5 mol de SO<sub>2</sub>**, y el N° de moléculas;  $0,5 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 3,01 \cdot 10^{23}$  moléculas. Dado que cada molécula contiene 3 átomos (uno de S y dos de O):

$$N^{\circ} \text{ átomos totales en el SO}_2 : 3 \cdot 3,01 \cdot 10^{23} = \mathbf{9,03 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}$$

Como vemos **solamente en el 1,5 moles de CO hay el mismo número de átomos que en los 48 g de O**

---

**B-22** - Se sabe que una muestra de hierro, Fe, contiene 2,35 mol de Fe. ¿Cuántos átomos de hierro hay en esa muestra?

RESOLUCIÓN

Se sabe que 1 mol de cualquier sustancia contiene el n° de Avogadro ( $6,023 \cdot 10^{23}$ ) de partículas, por lo que en este caso, el n° de átomos de Hierro serán:

$$\text{N}^\circ \text{ átomos de Fe} = 2,35 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = \mathbf{1,41 \cdot 10^{24} \text{ átomos de Fe}}$$

---

**B-23** - ¿Cuántos: (a) moles de  $\text{CH}_4$ , (b) moléculas de  $\text{CH}_4$  y (c) átomos de cada elemento hay en 40 g de metano gaseoso a  $25^\circ\text{C}$ ? (C=12, H=1)

### RESOLUCIÓN

La relación entre moles, gramos y moléculas nos viene dada por el  $N^\circ$  de Avogadro y el peso molecular del  $\text{CH}_4$ , que es  $= 12 + 4 = 16$

1 mol de  $\text{CH}_4$  -----  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas ----- 16 g  
X ----- Y ----- 40 g      de donde:  $X = \frac{40}{16} = \mathbf{2,50 \text{ moles de } \text{CH}_4}$

$$Y = \frac{40 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}}{16} = \mathbf{1,51 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } \text{CH}_4}$$

Y puesto que cada molécula de  $\text{CH}_4$  contiene 1 átomo de C y 4 átomos de Hidrógeno:

$N^\circ$  de átomos de Carbono = 1.  $1,51 \cdot 10^{24} = \mathbf{1,51 \cdot 10^{24} \text{ átomos de C,}}$

$N^\circ$  de átomos de Hidrógeno = 4.  $1,51 \cdot 10^{24} = \mathbf{6,02 \cdot 10^{24} \text{ átomos de H,}}$

---



### B-24 - ¿Cuántos átomos contienen 0,125 mol de átomos de calcio (Ca)?

#### RESOLUCIÓN

La relación entre moles y átomos viene dada por el nº de Avogadro:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \quad \text{-----} \quad 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \\ 0,125 \quad \text{-----} \quad X \end{array} \quad X = 0,125 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = \mathbf{7,53 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Ca}}$$

---

**B-25** - ¿Qué cantidad de moles, moléculas y átomos hay en 200 litros de hidrógeno ( $H_2$ ) en condiciones normales? ¿Cuál es la masa del gas? ¿Qué volumen ocuparía a 294 K y 0,967 atm. (Datos:  $H_2 = 2$  g)

#### RESOLUCIÓN

La relación entre moles, moléculas, volumen en C.N. y masas nos la da el número de Avogadro, el volumen molar normal y el peso molecular, y es:

1 mol ----  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas ---- 2 g ---- 22,4 L en C.N.      Y al despejar :  
X ---- Y ----- Z ---- 200 Litros

$$X = \frac{200}{22,4} = \mathbf{8,93 \text{ moles de } H_2}$$

$$Y = \frac{200 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}}{22,4} = \mathbf{5,38 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } H_2}$$

$$Z = \frac{200 \cdot 2}{22,4} = \mathbf{17,86 \text{ gramos de } H_2}$$

Y el número de átomos de Hidrógeno se calcula teniendo en cuenta que cada molécula de  $H_2$  contiene 2 átomos de H, así:  $N^\circ \text{ átomos} = 2 \cdot 5,38 \cdot 10^{24} = \mathbf{1,076 \cdot 10^{25} \text{ átomos de H}}$

---

**B-26 - Calcule la masa de cada uno de los elementos presentes en:**

- a) 2,5 moles de Ca.  
 b)  $2,0 \cdot 10^{23}$  átomos de Al.  
 c)  $6,022 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $H_2$

## RESOLUCIÓN

La relación entre masa, moles y moléculas viene dada por el  $N^\circ$  de avogadro y el peso molecular (o masa molecular media), si se trata de un compuesto o bien el peso atómico si se trata de átomos y es:

**1 mol ---  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas (o átomos) ---- Peso molecular (o atómico) gramos**

a) El peso atómico del Calcio es, 40,08, por lo que tendremos:

$$\begin{array}{l} \mathbf{1 \text{ mol de Ca --- } 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos ---- } 40,08 \text{ gramos}} \\ 2,5 \text{ ----- X átomos ----- Y gramos} \end{array} \quad Y = \frac{40,08 \cdot 2,5}{1} = \mathbf{100,2 \text{ g}}$$

b) El peso atómico del Aluminio es, 26,98, por lo que tendremos:

$$\begin{array}{l} \mathbf{1 \text{ mol de Al --- } 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos ---- } 26,98 \text{ gramos}} \\ \text{X moles ----- } 2,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos ----- Y gramos} \end{array} = Y = \frac{2 \cdot 10^{23} \cdot 26,98}{6,023 \cdot 10^{23}} = \mathbf{8,96 \text{ g}}$$

c) El peso atómico del H es 1,008, por lo que su peso molecular es:  $H_2 = 2 \cdot 1,008 = 2,016$ , y así:

$$\begin{array}{l} \mathbf{1 \text{ mol de } H_2 \text{ --- } 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas ---- } 2,016 \text{ gramos}} \\ \text{X ----- } 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos ----- Y gramos} \end{array} = Y = \frac{6,022 \cdot 10^{23} \cdot 2,016}{6,023 \cdot 10^{23}} = \mathbf{2,016 \text{ g}}$$


---

**B-27** - Un frasco contiene 33,4 g de  $\text{AlCl}_3$  sólido. Calcule en esta cantidad: a) el número de mol; b) el número de moléculas; c) el número de átomos de cloro. (Datos:  $\text{Al} = 27$ ;  $\text{Cl} = 35,5$ ).

RESOLUCIÓN

La relación entre moles, moléculas y gramos nos viene dada por el  $N^\circ$  de Avogadro: 1 mol de un compuesto contiene el  $n^\circ$  de Avogadro ( $6,023 \cdot 10^{23}$ ) moléculas del compuesto y tiene una masa igual a su peso molecular.

En este caso, el peso molecular es:  $\text{AlCl}_3 \Rightarrow 27 + 3 \cdot 35,5 = 133,5$

Así: 1 mol de  $\text{AlCl}_3$  -----  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas ----- 133,5 g  
X ----- Y ----- 33,4

de donde:  $X = \frac{133,4}{133,5} = \mathbf{0,25 \text{ moles de AlCl}_3}$

$$Y = \frac{33,4 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}}{133,5} = \mathbf{1,50 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de AlCl}_3}$$

---



**B-29** - ¿Cuántas moléculas de agua,  $H_2O$ , hay en un copo que pesa 1 mg?

(Datos: Pesos atómicos:  $O = 16$ ,  $H = 1$ ).

RESOLUCIÓN

Para calcular el número de moléculas de agua que hay en 1 miligramo de la misma (0,001 gramo), hemos de tener en cuenta que el peso molecular del agua es 18, lo cual nos indica que en 18 g de agua hay 1 mol de la misma y  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas. Así:

$$\left. \begin{array}{l} 18\text{g} \text{ --- } 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \\ 0,001 \text{ g} \text{ ----- } x \end{array} \right\} x = \frac{6,023 \cdot 10^{23} \cdot 0,001}{18} = 3,35 \cdot 10^{19} \text{ moléculas de agua}$$

---

**B-30 - Calcule razonadamente las siguientes cuestiones:**

- a) La masa de hierro presente en 0,0374 moles de Fe.  
b) La masa de plata presente en  $2,01 \cdot 10^{22}$  átomos de Ag.  
c) La masa de un átomo de aluminio, sabiendo que su masa atómica es 27,0 uma.

**SOLUCIÓN**

En los tres casos hemos de tener presente la relación entre los conceptos de mol  $\rightarrow$  molécula (o átomo)  $\rightarrow$  masa, así como la relación entre gramo y UMA.

A) 
$$\begin{array}{ccccccc} 1 \text{ mol de Fe} & \text{-----} & 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Fe} & \text{-----} & 55,85 \text{ g} & & \\ 0,0374 \text{ moles} & \text{-----} & X & \text{-----} & Y & \text{De donde:} & \end{array}$$

$$Y = 0,0374 \cdot 55,85 = 2,09 \text{ gramos de Fe}$$

B) 
$$\begin{array}{ccccccc} 1 \text{ mol de Ag} & \text{-----} & 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Ag} & \text{-----} & 107,90 \text{ g} & & \\ X & \text{-----} & 2,01 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Ag} & \text{-----} & Y & \text{De donde:} & \end{array}$$

$$Y = \frac{2,01 \cdot 10^{22} \cdot 107,90}{6,023 \cdot 10^{23}} = 3,60 \text{ gramos de Ag}$$

- C) En este caso hemos de tener presente la equivalencia entre el gramo y la UMA, que es:  
 $1 \text{ g} = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ UMAS}$ , por lo que la masa en gramos de un átomo de aluminio será:

$$m = \frac{27,00}{6,023 \cdot 10^{23}} = 4,48 \cdot 10^{-23} \text{ gramos}$$

---

- B-31** - El azufre monoclinico sólido es una variedad alotrópica que está constituida por asociación de moléculas de octaazufre,  $S_8$ . Si la densidad del azufre monoclinico, a  $20^\circ C$ , es de  $1,95 \text{ g/cm}^3$ , determine:
- El número de moles que hay en un cristal de  $0,5 \text{ mm}^3$  de volumen.
  - El número de átomos que existen en dicho cristal.
  - El número de moles de oxígeno que se necesitarían para quemar el cristal y obtener dióxido de azufre.

SOLUCIÓN

La masa de azufre que se tiene puede calcularse a partir de la expresión de la densidad, puesto que conocemos su valor ( $1,95 \text{ g/cm}^3$ ) y el volumen de la muestra:  $0,5 \text{ mm}^3 = 5 \cdot 10^{-4} \text{ cm}^3$

$d = \frac{m}{V}$ ;  $1,95 = \frac{g}{5 \cdot 10^{-4}}$ ;  $g = 9,74 \cdot 10^{-4}$  **gramos** y a partir de esta cantidad, podemos calcular el número de moles, moléculas y átomos teniendo en cuenta las relaciones entre ellos:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de } S_8 \text{ --- } 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } S_8 \text{ -- } 8,32,07 \text{ gramos} \\ X \text{ ----- } Y \text{ ----- } 9,74 \cdot 10^{-4} \text{ gramos} \end{array}$$

$$X = \frac{9,74 \cdot 10^{-4} \cdot 1}{8,32,07} = \mathbf{3,8 \cdot 10^{-6} \text{ moles de } S_8}$$

$$Y = \frac{9,74 \cdot 10^{-4} \cdot 6,023 \cdot 10^{23}}{8,32,07} = 2,29 \cdot 10^{18} \text{ moléculas de } S_8 \text{ hay en ese cristal. Dado que la fórmula molecular es } S_8, \text{ quiere decir que cada molécula contiene 8 átomos de S, por lo que el número total de átomos de azufre será: } 8 \cdot 2,29 \cdot 10^{18} = \mathbf{1,83 \cdot 10^{19} \text{ átomos de S}}$$

$S_8$ , quiere decir que cada molécula contiene 8 átomos de S, por lo que el número total de átomos de azufre será:  $8 \cdot 2,29 \cdot 10^{18} = \mathbf{1,83 \cdot 10^{19} \text{ átomos de S}}$

La cantidad de Oxígeno necesaria para quemar dicho cristal se determina teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción de combustión:

Donde vemos que por cada mol de  $S_8$  se necesitan 8 moles de  $O_2$

$S_8 +$	$8 \cdot O_2$	$\rightarrow$	$8 \cdot SO_2$	$X = 8 \cdot 3,8 \cdot 10^{-6} = \mathbf{3,04 \cdot 10^{-5} \text{ moles de } O_2}$ <b>serán necesarias para esa combustión</b>
1 mol	8 moles		8 moles	
$3,8 \cdot 10^{-6}$ moles	X		Y	



**B-32** - La glucosa es un azúcar de fórmula molecular  $C_6H_{12}O_6$ . Si se disponen de 90 g de glucosa, determine:

- a. La cantidad de carbono y de hidrógeno que contiene, expresándolas como número de moles de carbono y volumen de hidrógeno medido en condiciones normales.  
 b. Los gramos de agua que se obtienen cuando tiene lugar, en exceso de aire, la combustión completa, sabiendo que el otro producto de la reacción de combustión es el dióxido de carbono.

RESOLUCIÓN

A) El nº de moles de glucosa se determina teniendo en cuenta su masa molecular:

$$C_6H_{12}O_6: 6 \cdot 12,01 + 12 \cdot 1,008 + 6 \cdot 16,00 = 180,156$$

$$\text{y así: } N^\circ \text{ moles de glucosa} = \frac{g}{Pm} = \frac{90}{180,156} = \mathbf{0,50 \text{ moles de glucosa}}$$

Teniendo en cuenta la fórmula, vemos que cada mol de glucosa contiene 6 moles de átomos de C y 12 moles de átomos de H, por lo que de ambos tendremos:

C: N° de moles de átomos:  $6 \cdot 0,50 = \mathbf{3 \text{ moles de átomos de C}}$

H: N° de moles de átomos:  $12 \cdot 0,50 = \mathbf{6 \text{ moles de átomos de H}}$ , pero como nos piden que expresemos el resultado en volumen de H en C.N., hemos de tener presente que el Hidrógeno en Condiciones Normales se encuentra en forma de moléculas biatómicas, por lo que el nº de moléculas de  $H_2$  será la mitad que el nº de átomos de H, es decir: habrá **3 moles de  $H_2$** . Y dado que cada mol de gas en C.N. ocupa 22,4 Litros, el

volumen de estas tres moles de hidrógeno es:  $V = 3 \cdot 22,4 = \mathbf{67,2 \text{ L de } H_2 \text{ en C.N.}}$

B) La reacción de combustión es :

$C_6H_{12}O_6$ +	$6 O_2$	$\rightarrow$	$6 CO_2$ +	$H_2O$
1 mol = 180,156 g	1 mol		6 moles	6 mol = $6 \cdot 18,016 = 108,096$ g
90				X

$$x = \frac{90 \cdot 108,096}{180,156} = \mathbf{54,00 \text{ g de } H_2O}$$

**B-33** - Si 7,64 g de fósforo se combinan con 0,75 g de hidrógeno, calcular el peso equivalente del fósforo.  
(DATO: H = 1,008)

RESOLUCIÓN

El peso equivalente o equivalente químico de una sustancia se define como “la cantidad de la misma que reacciona o sustituye exactamente a 1,008 g de Hidrógeno o bien a 8,000 g de Oxígeno”.

En este caso, por tanto, dado que sabemos las cantidades de H y de P que reaccionan, determinaríamos la cantidad de P que reaccionaría con 1,008 g de H por medio de una regla de 3 o una proporción:

$$\left. \begin{array}{l} 0,75 \text{ gH} - - - 7,64 \text{ gP} \\ 1,008 - - - - X \end{array} \right\} : X = \frac{1,008 \cdot 7,64}{0,75} = \mathbf{10.27 \text{ (Peso equivalente del P)}}$$

---

**B-34** - Indique razonadamente en cual de las siguientes cantidades hay mayor número de moles:

- a) 1,17 gramos de cloruro de sodio.
- b)  $1,2 \cdot 10^{22}$  moléculas de tetraoxosilicato(IV) de hierro(II)
- c) 3,7 gramos de hidróxido de calcio

RESOLUCIÓN

Vamos a calcular el número de moles que hay en cada una de las tres cantidades que nos dan, teniendo en cuenta la relación existente entre moles - moléculas (o átomos) y gramos:

**1 mol ----->  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas o átomos -----> Peso atómico o molecular en gramos**

**CANTIDAD a) 1,17 gramos de cloruro de sodio**

Peso molecular del cloruro de sodio:  $\text{NaCl} = 23 + 35,5 = 58,5$

**1 mol ----->  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas -----> 58,5 gramos**  
**X moles -----> Y Moléculas -----> 1,17 gramos**

de donde:  $X = \frac{1,17}{58,5} = \mathbf{0,02 \text{ moles}}$

**CANTIDAD b)  $1,2 \cdot 10^{22}$  moléculas de tetraoxosilicato(IV) de hierro(II)**

Puesto que nos dan el nº de moléculas, no necesitamos ni la fórmula ni su Peso molecular

**1 mol ----->  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas -----> ?? gramos**  
**X moles ----->  $1,2 \cdot 10^{22}$  Moléculas -----> Y gramos**

de donde:  $X = \frac{1,2 \cdot 10^{22}}{6,023 \cdot 10^{23}} = \mathbf{0,02 \text{ moles}}$

**CANTIDAD c) 3,7 gramos de hidróxido de calcio**

Peso molecular del Hidróxido de calcio:  $\text{Ca(OH)}_2 = 1 \cdot 40 + 2 \cdot 16 + 2 \cdot 1 = 74$

**1 mol ----->  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas -----> 74,0 gramos**  
**X moles -----> Y moléculas -----> 3,7 gramos**

de donde:  $X = \frac{3,7}{74} = \mathbf{0,05 \text{ moles}}$

Por tanto, **EN MOLES: C > B = A**

**B-35** - Razonar si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

1. Hay más moléculas en 1 mol de oxígeno gas que en 1 mol de nitrógeno gas.
2. En las mismas condiciones de P y T, 1 mol de oxígeno gas ocupa un mayor volumen que 1 mol de nitrógeno gas.
3. Dos moles de oxígeno gaseoso contienen  $24,09 \cdot 10^{23}$  átomos.

*Datos:  $R = 0,082 \text{ atm L/mol.K}$ ; masas atómicas, hidrógeno= 1; carbono= 12; nitrógeno= 14; oxígeno= 16.*

RESOLUCIÓN

1) **FALSO** : Un mol de cualquier sustancia contiene el mismo número de moléculas: El  $n^\circ$  de Avogadro: 1 MOL =>  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas

2) **FALSO**: De acuerdo con la Hipótesis de Avogadro: "Un mismo volumen de cualquier gas en las mismas condiciones de presión y temperatura contiene el mismo número de moléculas"

3) **VERDADERO**: Sabemos que 1 mol contiene el  $n^\circ$  de Avogadro ( $6,023 \cdot 10^{23}$ ) de moléculas, por tanto tendremos que:

2 moles =  $2 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 12,046 \cdot 10^{23}$  moléculas y como cada molécula de Oxígeno ( $O_2$ ) contiene 2 átomos, el  $n^\circ$  total de átomos será =  $2 \cdot 12,046 \cdot 10^{23} = 24,092 \cdot 10^{23}$  átomos de Oxígeno

**2 moles de O =  $24,092 \cdot 10^{23}$  átomos de Oxígeno**

---

## Grupo C - APLICACIÓN DE LAS LEYES GENERALES DE LA QUÍMICA

---

**C-01** - El análisis de una mezcla de monóxido y dióxido de carbono dio un 33,28% de carbono. Determinar la composición de esta mezcla de gases.

RESOLUCIÓN:

Dado que nos dan el dato del 33,28% de carbono, vamos a partir de una muestra de 100 g., en la cual tendremos, por tanto, 33,28% de carbono y el resto:  $100 - 33,28 = 66,72$  g es oxígeno.

Puesto que la masa total de la muestra es de 100 g, también sumarán 100 g las cantidades de CO y de CO<sub>2</sub>, de este modo, si llamamos "a gramos" a la cantidad de CO que tenemos, la cantidad de CO<sub>2</sub> será = (100 - a) gramos.

La cantidad total de carbono que tenemos (33,28 g) estará repartida entre el CO y el CO<sub>2</sub>, teniendo en cuenta que en un mol de CO (28 g) hay un átomo-gramo (12 g) de Carbono y que en un mol de CO<sub>2</sub> (44 g) hay 12 gramos de carbono, tendremos:

$$\text{Cantidad de Carbono en "a" gramos de CO} = \frac{12}{28} \cdot a$$

y así:  $\text{Cantidad de Carbono en "100 - a" gramos de CO}_2 = \frac{12}{44} \cdot (100 - a)$

$$\frac{12}{28} \cdot a + \frac{12}{44} \cdot (100 - a) = 33,28 \quad \text{donde, al resolver la ecuación para calcular "a" nos da:}$$

$$12 \cdot 44 \cdot a + 1200 \cdot 28 - 12 \cdot 28 \cdot a = 33,28 \cdot 28 \cdot 44 \quad 528 \cdot a - 336 \cdot a = 41000,96 - 33600 ;$$
$$192 \cdot a = 7400,96 ; \text{ de donde } a = 38,55 \text{ g CO}$$

es decir que la composición de la muestra será: **38,55% de CO y el resto: 61,45% de CO<sub>2</sub>**

---

**C-02 - 2,5431 g de un óxido de hierro se tratan con ác. Clorhídrico y se obtienen 5,1665 g del cloruro correspondiente. Sabiendo que el peso equivalente y el atómico del cloro coinciden, hallar el peso equivalente del hierro**

**RESOLUCIÓN**

Suponemos que se tienen "x" gramos de Fe, por lo que en el óxido el resto será oxígeno en el óxido y cloro en el cloruro. Así:

- gramos de oxígeno en el óxido: ( 2,5431 - x ) g de oxígeno
- gramos de cloro en el cloruro: ( 5,1665 - x ) g de cloro.

Teniendo en cuenta, además, que

- A) en el óxido en número de equivalentes de Hierro ha de ser igual al número de equivalentes de oxígeno
- B) en el cloruro, el número de equivalentes de hierro ha de ser igual al número de equivalentes de cloro
- C) Tanto la cantidad de hierro como su valencia son las mismas en el óxido que en el cloruro

resultará que: **Nº equivalentes de O = Nº equivalentes de Fe = Nº de equivalentes de Cl**

y el número de equivalentes de cada elemento se obtiene al dividir la masa de ese elemento entre su peso equivalente, y que este peso equivalente se conoce para el oxígeno ( **8,0000 g/equivalente**) y en el caso del cloro nos indica el enunciado del problema que el peso equivalente coincide con el peso atómico, será, para éste: **35,4527 g/equivalente**, de donde:

Nº equivalentes de O =	Nº equivalentes de Fe =	Nº de equivalentes de Cl
$\frac{2,5431 - X}{8,000} =$	$\frac{X}{P \text{ equiv Fe}} =$	$\frac{5,1665 - X}{35,4527}$

Igualando el número de equivalentes del Fe a los de Cloro:

$$\frac{2,5431 - X}{8,000} = \frac{5,1665 - X}{35,4527} \quad \text{Donde al despejar nos queda:}$$

$$X = 1,7786 \text{ g de hierro en ambos compuestos}$$

de esta forma: g de O en el óxido = 2,5431 - 1,7786 = 0,7645 g =>  
 $(0,7645 / 8,0000) = 0,09556 \text{ equivalentes de O}$

y en el cloruro : gramos de cloro = 5,1665 - 1,7786 = 3,3879 g =>  
 $(3,3879 / 35,4527) = 0,09556 \text{ equivalentes de Cl}$

y este número de equivalentes será también el de hierro en ambos compuestos, así

$$\text{Nº equiv. de Fe} = (\text{gramos de Fe}) / (\text{Peso equivalente del Fe}) \quad 0,09556 = 1,7786 / P \text{ equiv del Fe}$$

y de ahí: **Peso equivalente del Fe = 18,6124 g/equivalente**

**C-03** - Al analizar un compuesto de azufre e hidrógeno se encuentran 13,232 g de azufre por cada 0,832 g de hidrógeno. Por otra parte el análisis de un compuesto de azufre y cadmio nos indica que hay 9,016 g de cadmio por cada 2,572 g de azufre. Determinar el peso equivalente del cadmio.

RESOLUCIÓN

El equivalente químico se define como: “**La cantidad de una sustancia que reacciona o sustituye exactamente a 1,008 g de H o bien a 8,000 g de O**”. Además, hemos de tener en cuenta que todas las sustancias reaccionan o se combinan entre sí “EQUIVALENTE A EQUIVALENTE”.

Por tanto, vamos a calcular cual es el peso equivalente del S en su combinación con el H:

$$\left. \begin{array}{l} 13,332\text{gS} \text{-----} 0,832\text{gH} \\ x \text{-----} 1,008 \end{array} \right\} x = \frac{13,332 \cdot 1,008}{0,832} ; x = 16,152 \text{ g /equivalente}$$

Por tanto, el peso equivalente del S es de 16,152 g, por lo que el peso equivalente o equivalente químico del Cadmio será la cantidad de éste que se combine con 16,152 g de S, por lo que:

$$\left. \begin{array}{l} 9,016\text{gCd} \text{-----} 2,572\text{gS} \\ x \text{-----} 16,152 \end{array} \right\} x = \frac{9,016 \cdot 16,152}{2,572} ; x = 56,620 \text{ g/equivalente para el Cd}$$

**C-04** - Una mezcla que contiene 0,50 moles y tiene una masa de 6,50 g está formada por metano e hidrógeno ¿cuántos moles hay de cada gas?. *Dato: Masas atómicas C = 12,0 H = 1,0*

RESOLUCIÓN

Los pesos moleculares son:  $\text{CH}_4 = 12 + 4 \cdot 1 = 16 \text{ g/mol}$   
 $\text{H}_2 = 2 \cdot 1 = 2 \text{ g/mol}$

Suponemos que tenemos "n" moles de metano, y su masa será:  $(16 \cdot n)$

"m" moles de hidrógeno, y su masa será:  $(2 \cdot m)$

Por tanto: 
$$\left. \begin{array}{l} n + m = 0,5 \\ 16n + 2m = 6,5 \end{array} \right\} m = 0,5 - n \quad ; \quad \text{Y así: } 16 \cdot n + 2 \cdot (0,5 - n) = 6,5;$$

donde, al despejar y resolver: **n = 0,39 moles de Metano**  
**m = 0,5 - 0,39 = 0,11 moles de Hidrógeno**

---



**C-05** - Si 24 g de magnesio se combinan exactamente con 16 g de oxígeno para formar óxido de magnesio, a) ¿cuántos gramos de óxido se habrán formado?; b) a partir de 6 g de magnesio ¿cuántos gramos de oxígeno se combinarán? Especifique que Ley ponderal se aplica en cada caso.

RESOLUCIÓN

a) De acuerdo con la Ley de Lavoisier o de Conservación de la Masa, si reaccionan exactamente esas cantidades, la masa del producto que se forma será la suma de las masas de los dos reactivos:  $24 + 16 = 40$  g

B) De acuerdo con lo establecido en el apartado anterior, sabemos que se combinan exactamente 24 g de Mg con 16 de O, por lo que de acuerdo con la Ley de Proust o de las proporciones definidas, ambos elementos se combinarán siempre en esa proporción, y así:

$$\left. \begin{array}{l} 24 \text{ g Mg} - - - 16 \text{ g O} \\ 6 \text{ g Mg} - - - X \end{array} \right\} \text{ de donde : } X = \frac{6 \cdot 16}{24} = 4 \text{ g de Oxígeno se necesitan}$$

---

**C-06** - En el amoníaco el Nitrógeno y el Hidrógeno se encuentran en la relación:  $\frac{N}{H} = \frac{4,632}{1}$  . Hallar la cantidad de amoníaco que podrá obtenerse a partir de 2,87 g de Hidrógeno.

#### RESOLUCIÓN

Se trata de una aplicación directa de la Ley de Proust o de las proporciones definidas: “*Cuando se combinan dos elementos para dar un determinado compuesto, lo hacen en una relación en peso constante*”

Por tanto, vamos a calcular la cantidad de Nitrógeno que se combinará con esos 2,87 g de H, teniendo en cuenta que se ha de mantener la proporción que nos dan:  $\frac{N}{H} = \frac{4,632}{1}$  , y así:

$$\frac{N}{2,87} = \frac{4,632}{1}, \text{ Gramos de N} = 2,87 \cdot 4,632 = \mathbf{13,29 \text{ g de Nitrógeno}}$$

Aplicando ahora la ley de Lavoisier o de conservación de la masa “*En una reacción química la masa de los reactivos ha de ser igual a la masa de los productos de la reacción*”, se deduce que la cantidad de  $\text{NH}_3$  que se formará será la suma de las masas de Hidrógeno y Nitrógeno que reaccionan:

$$\text{Masa de } \text{NH}_3 = 2,87 + 13,29 = \mathbf{16,16 \text{ g de } \text{NH}_3 \text{ se formarán}}$$

---

**C-07** - Teniendo en cuenta los pesos equivalentes del nitrógeno en el amoníaco y del oxígeno en el agua, razone si se podría formar un compuesto combinando exactamente 24 g de oxígeno y 14 g de nitrógeno.

#### RESOLUCIÓN

De acuerdo con la ley de las proporciones definidas de Proust, la relación entre las masas de dos elementos que se combinan para formar un determinado compuesto es siempre constante; por ello, y teniendo en cuenta que dos elementos se combinan siempre equivalente a equivalente, la relación entre el peso equivalente del Oxígeno y la del Nitrógeno debe ser la misma que entre los 24 g de oxígeno y los 14 g de nitrógeno.

Por otra parte, el peso equivalente de cualquier sustancia que reacciona o sustituye exactamente a 1,00 g de Hidrógeno, por tanto, en el amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) el peso equivalente del Nitrógeno, teniendo en cuenta que cada át-g

de nitrógeno (14 g) se combina con 3 át-g de hidrógeno (3.1,00) es:  $\text{Peq}_N = \frac{14}{3.1,00} = 4,667$

En el agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ) el peso equivalente del Oxígeno, teniendo en cuenta que cada át-g de oxígeno (16 g) se

combina con 2 át-g de hidrógeno (2.1,00) es:  $\text{Peq}_O = \frac{16}{2.1,00} = 8,00$

Las relaciones entre ambos pesos equivalentes son:  $\frac{\text{Peq}_O}{\text{Peq}_N} = \frac{8,00}{4,667} = 1,714$

Las relaciones entre las dos cantidades a combinar son:  $\frac{\text{g de O}}{\text{g de N}} = \frac{24}{14} = 1,714$

Como ambas relaciones son idénticas, **SÍ SE PODRÁ FORMAR ESTE COMPUESTO**

## Grupo D - DETERMINACIÓN DE FÓRMULAS EMPÍRICAS Y MOLECULARES

---

**D-01** - Un compuesto orgánico tiene la siguiente composición centesimal: 52,17% de C, 13,04% de hidrógeno y el resto oxígeno. ¿Cual es su fórmula empírica? Sabiendo que su vapor a 1 atm y 150°C tiene una densidad de 3,98 g/litro, determine su fórmula molecular.

RESOLUCIÓN

A partir de los datos correspondientes a la composición centesimal determinamos la fórmula empírica. Para ello suponemos una cantidad de 100 g del compuesto, por lo que de cada elementos tendremos, en gramos, el mismo número que nos indica su composición: 52,17 g de C, 13,04 g de H y 34,79 g de O, y con estas tres cantidades se calcula el nº de átomos-gramo de cada uno que habrá en esos 100 g:

$$\left. \begin{array}{l} \text{C: } \frac{52,17}{12} = 4,35 \text{ at-g de C} \\ \text{H: } \frac{13,04}{1} = 13,04 \text{ at-g de H} \\ \text{O: } \frac{34,79}{16} = 2,17 \text{ at-g de O} \end{array} \right\} \text{C}_{4,35}\text{H}_{13,04}\text{O}_{2,17} \Rightarrow \text{C}_{\frac{4,35}{2,17}}\text{H}_{\frac{13,04}{2,17}}\text{O}_{\frac{2,17}{2,17}}$$

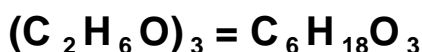
por lo que la fórmula empírica es  $\Rightarrow \text{C}_2\text{H}_6\text{O} \Rightarrow (\text{C}_2\text{H}_6\text{O})_n$

Para determinar el valor de "n", calculamos su peso molecular a partir de los datos de la densidad de su vapor, al que consideramos como un gas ideal, y así:

$$P \cdot V = \frac{g}{P_m} \cdot R \cdot T \Rightarrow P \cdot P_m = \frac{g}{V} \cdot R \cdot T \Rightarrow P \cdot P_m = d \cdot R \cdot T \Rightarrow 1 \cdot P_m = 3,98 \cdot 0,082 \cdot 423; P_m = 138$$

y este peso molecular es el mismo que el que se obtenga a partir de la fórmula:

$n \cdot (2 \cdot 12,00 + 6 \cdot 1,00 + 16) = 138,1$  ;  $46 \cdot n = 138$  ;  $n = 3$  por lo que la fórmula molecular es:



**D-02** - El análisis de una muestra de un compuesto puro presenta el siguiente resultado: 52,17% de C, 13,04% de hidrógeno y el resto oxígeno. Si su masa molecular es de 138, calcule sus fórmulas empírica y molecular

### RESOLUCIÓN

Se parte de una muestra de 100 g de ese compuesto, por lo que teniendo en cuenta su composición centesimal, las cantidades de cada uno de los tres elementos son sus porcentajes: 52,17 g de C, 13,04 g de H y  $(100 - 52,17 - 13,04) = 34,79$  g de Oxígeno.

Calculamos ahora el número de átomos-gramo de cada elemento que hay en esas cantidades, para lo cual emos de dividir la cantidad de cada uno entre su masa molecular:

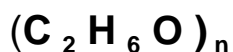
$$\text{N}^{\circ} \text{ átomos-gramo de C} = 52,17 / 12 = 4,35$$

$$\text{N}^{\circ} \text{ átomos-gramo de H} = 13,04 / 1 = 13,04$$

$$\text{N}^{\circ} \text{ átomos-gramo de O} = 34,79 / 16 = 2,17$$

Y esta es la proporción, expresada en átomos-gramo en que entran en la fórmula, pero como deben ser números enteros, suponemos que el elemento del cual hay menos cantidad hay solamente un átomo-gramo, para lo cual dividimos las tres cantidades por la más pequeña,

$$\text{C}_{4,35} \text{H}_{13,04} \text{O}_{2,17} \implies \text{C}_{\frac{4,35}{2,17}} \text{H}_{\frac{13,04}{2,17}} \text{O}_{\frac{2,17}{2,17}} \implies \text{C}_2 \text{H}_6 \text{O} \quad \text{de forma que la fórmula empírica es:}$$



Y su masa molecular:  $n \cdot (2 \cdot 12 + 6 \cdot 1 + 16) = 46 \cdot n$  y esta cantidad se nos insica en el enunciado: es 138, por tanto

$$46 \cdot n = 138 ; n = 3, \text{ de manera que la fórmula molecular es } (\text{C}_2 \text{H}_6 \text{O})_3 \implies \text{C}_6 \text{H}_{18} \text{O}_3$$

---

**D-03** - La masa molecular de un compuesto orgánico es 138 y su composición centesimal es la siguiente: 52,17% de Carbono; 34,78% de Oxígeno y 13,05% de Hidrógeno. Calcule sus fórmulas empírica y molecular

#### RESOLUCIÓN

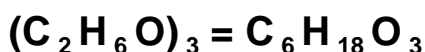
A partir de los datos correspondientes a la composición centesimal determinamos la fórmula empírica. Para ello suponemos una cantidad de 100 g del compuesto, por lo que de cada elementos tendremos, en gramos, el mismo número que nos indica su composición: 52,17 g de C, 13,05 g de H y 34,78 g de O, y con estas tres cantidades se calcula el nº de átomos-gramo de cada uno que habrá en esos 100 g:

$$\left. \begin{array}{l} \text{C: } \frac{52,17}{12} = 4,35 \text{ at -g de C} \\ \text{H: } \frac{13,05}{1} = 13,05 \text{ at - g de H} \\ \text{O: } \frac{34,78}{16} = 2,17 \text{ at -g de O} \end{array} \right\} \text{C}_{4,35}\text{H}_{13,05}\text{O}_{2,17} \Rightarrow \text{C}_{\frac{4,35}{2,17}}\text{H}_{\frac{13,05}{2,17}}\text{O}_{\frac{2,17}{2,17}}$$

por lo que la formula empírica es  $\Rightarrow \text{C}_2\text{H}_6\text{O} \Rightarrow (\text{C}_2\text{H}_6\text{O})_n$

Para determinar el valor de "n", calculamos su peso molecular a partir de los datos de la masa molecular de ese compuesto, que es 138, y , además, este peso molecular es el mismo que el que se obtenga a partir de la fórmula empírica :

$n \cdot (2 \cdot 12,00 + 6 \cdot 1,00 + 1 \cdot 16) = 138$  ;  $46 \cdot n = 138$  ;  $n = 3$  por lo que la fórmula molecular es:



**D-04** - En la combustión de 8,6 g de un hidrocarburo saturado, ( $C_n H_{2n+2}$ ), se producen 12,6 g de agua. ¿De qué hidrocarburo se trata? Elija entre las siguientes soluciones (justifique la elección explicando el modo de resolver el problema):

- a)  $C_5 H_{12}$    b)  $C_6 H_{14}$    c)  $C_7 H_{16}$

RESOLUCIÓN

La reacción de combustión de este hidrocarburo es:  $C_n H_{2n+2} + \frac{3n+1}{2} O_2 \rightarrow n CO_2 + (n+1) H_2O$

donde vemos que al quemarse el hidrocarburo, todo el C irá a parar al dióxido de carbono y todo el H irá al agua, por lo que las cantidades de éste pueden determinarse directamente a partir de la cantidad de agua obtenida en la combustión, mientras que la cantidad de carbono se calcula por diferencia con la cantidad inicial del hidrocarburo

g. de H en el  $H_2O = 12,6 \cdot \frac{2}{18} = 1,4$  g de H en la muestra inicial del hidrocarburo

Cantidad de Carbono =  $8,6 - 1,4 = 7,2$  g de C en la muestra inicial del hidrocarburo

Teniendo en cuenta las cantidades de ambos elementos, determinamos el número de átomos grammo de cada uno que hay en ellas

$$\left. \begin{array}{l} \text{g de C: } \frac{7,2}{12} = 0,6 \\ \text{g de H: } \frac{1,4}{1} = 1,4 \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{C: } \frac{0,6}{0,6} = 1 \\ \text{H: } \frac{1,4}{0,6} = 2,33 \end{array} \quad \text{Por lo que la fórmula empírica es } (C_1 H_{2,33})_n$$

y dado que el número de átomos de cada elemento debe ser siempre un número entero, hemos de multiplicar ambos subíndices por un número que los haga enteros, en este caso, por 6, por lo que la fórmula empírica que buscamos es: **( $C_6 H_{14}$ )**

Puesto que nos dan tres opciones, podemos probar con ellas, y deducir cual de ellas es, sin más que multiplicar ambos subíndices por el del C, y comparar el que nos sale para el H con el que nos dan, así:

a)  $C_5 H_{12} \rightarrow (C_1 H_{2,33})_5 \Rightarrow C_5 H_{11,67}$  por tanto no se corresponde

b)  **$C_6 H_{14} \rightarrow (C_1 H_{2,33})_6 \Rightarrow C_6 H_{14}$  por tanto sí se corresponde**

c)  $C_7 H_{16} \rightarrow (C_1 H_{2,33})_7 \Rightarrow C_7 H_{16,3}$  por tanto no se corresponde

**D-05** - La combustión de 7,49 g de un compuesto orgánico formado por C, H y O produce 14,96 g de dióxido de carbono y 6,13 g de agua. Para determinar su peso molecular, se disuelven 19,04 g del mismo en 150 g de tetracloruro de carbono, obteniéndose un descenso del punto de congelación de 3,62°C.

Calcular sus fórmulas empírica y molecular. DATOS: Pesos atómicos: C = 12,0 ; H = 1,0; O = 16,0 . Constante crioscópica molal para el CCl<sub>4</sub>: K<sub>c</sub> = - 5,02 °C/m

#### RESOLUCIÓN

Al quemarse el compuesto, todo el C irá a parar al dióxido de carbono y todo el H irá al agua, por lo que las cantidades de ambos elementos pueden determinarse directamente, pero el O que contenía el compuesto se repartirá entre ambos, junto con el O del aire necesario para la combustión, por lo que la cantidad de oxígeno se determinará por diferencia entre la cantidad inicial de muestra y las cantidades de C e H.

$$\text{g. de C en el CO}_2 = 14,96 \cdot \frac{12}{44} = 4,08 \text{ g de C} ; \quad \text{g. de H en el H}_2\text{O} = 6,13 \cdot \frac{2}{18} = 0,68 \text{ g de H}$$

por lo que la cantidad de O que había en la cantidad inicial del compuesto orgánico es:

$$7,49 - 4,08 - 0,68 = 2,73 \text{ g de O}$$

Teniendo en cuenta estas cantidades, determinamos el número de átomos gramo de cada elemento que hay en estas cantidades

$$\left. \begin{array}{l} \text{g de C: } \frac{4,08}{12} = 0,34 \\ \text{g de H: } \frac{0,68}{1} = 0,68 \\ \text{g de O: } \frac{2,729}{16} = 0,17 \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{C: } \frac{0,34}{0,17} = 2 \\ \text{H: } \frac{0,68}{0,17} = 4 \\ \text{O: } \frac{0,17}{0,17} = 1 \end{array} \quad \text{por lo que la fórmula empírica es: } (C_2H_4O)_x$$

Para determinar el peso molecular de este hidrocarburo, hay que tener en cuenta la expresión que nos da el

$$\text{descenso del punto de congelación de una disolución: } \Delta T = -K \cdot m \implies \Delta T = -k \cdot \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot Kg_{\text{DITE}}}$$

$$\text{donde, al sustituir: } 3,62 = 5,02 \cdot \frac{19,04}{Pm \cdot 0,15} ; Pm = \frac{5,02 \cdot 19,04}{3,62 \cdot 0,150} \implies Pm = 176,02$$

Para determinar su fórmula molecular, dado que se conoce el peso molecular es 176,02, por lo que:

$$176,02 = x \cdot (2 \cdot 12 + 4 \cdot 1 + 1 \cdot 16) ; x = 4 \text{ y así, la fórmula molecular es: } C_8H_{16}O_4$$



**D-06** - Una mezcla de 0,99 g formada por óxidos de cobre(I) y (II) reacciona en caliente con hidrógeno y se obtienen 0,85 g de cobre. Calcula la composición de la mezcla inicial de ambos óxidos.

RESOLUCIÓN

Suponemos que la muestra inicial está formada por “x” gramos de CuO, e “y” gramos de Cu<sub>2</sub>O, por lo que tenemos: **x + y = 0,99**, al hacer un balance total de materia.

Si hacemos ahora un balance al cobre: **(g de Cu en CuO + g de Cu en el Cu<sub>2</sub>O = 0,85)** donde:

$$\text{g de Cu en el CuO} = \frac{63,5 \cdot x}{79,5} = 0,799 \cdot x ; \text{ g de Cu en el Cu}_2\text{O} = \frac{127 \cdot y}{143} = 0,888 \cdot y$$

de esta manera nos queda el siguiente sistema de ecuaciones:

$$\left. \begin{array}{l} x + y = 0,99 \\ 0,799 \cdot x + 0,888 \cdot y = 0,85 \end{array} \right\} \text{ y al resolverlo: } x = 0,327 \text{ g de CuO ; } y = 0,663 \text{ g de Cu}_2\text{O ;}$$

cantidades éstas que expresadas en % : **33,0% de CuO y 67,0% de Cu<sub>2</sub>O**

---

**D-07** - Un cierto compuesto está formado por un 33,3% de un elemento A y un 66,7% de un elemento B en peso. ¿Cuántos gramos de este compuesto se forman cuando 3,98 g de A se mezclan con 6,23 g de B? ¿Sobraré alguna cantidad de un reactivo?

RESOLUCIÓN:

De acuerdo con la ley de las proporciones definidas (Ley de Proust), las relaciones entre las masas de A y B permanecen siempre constantes, por lo que la relación 33,3 de A por cada 66,7 de B debe mantenerse siempre.

Dado que disponemos de dos cantidades: 3,98 g de A y 6,23 g de B hemos de comprobar si sobra alguna cantidad de uno de ellos, para ello vamos a suponer que se gasta toda la cantidad de A (los 3,98 g) y vamos a comprobar cuanta cantidad de B se necesita para reaccionar con esos 3,98 g de A

$$\left. \begin{array}{l} 33,3 \text{ g de A} \text{ ---- } 66,7 \text{ g de B} \\ 3,98 \text{ g de A} \text{ ---- } X \end{array} \right\} X = 7,97 \text{ g de B}$$
 pero solamente tenemos 6,23 g, por lo que no hay suficiente

cantidad. Ello nos indica que el reactivo que se termina es el B, de manera que vamos a calcular qué cantidad de A se gastará.

$$\left. \begin{array}{l} 33,3 \text{ g de A} \text{ ---- } 66,7 \text{ g de B} \\ X \text{ g de A} \text{ ---- } 6,23 \text{ g de B} \end{array} \right\} X = 3,11 \text{ g de A}$$
 Es decir, reaccionan 6,23 g de B con 3,11 g de A, por lo que la

cantidad del compuesto que se forma será:  $6,23 + 3,11 = 9,34$  g del compuesto se formarán

Sobraré una cierta cantidad de A:  $3,98 - 3,11 = 0,87$  g de A sobrarán

---

**D-08** - El análisis de un compuesto orgánico presenta la siguiente composición: 40,0 % de carbono, 6,71 % de hidrógeno y 53,29 % de oxígeno. ¿Cuál es su fórmula empírica? Se sabe, además, que disolviendo 4,50 g de ese compuesto en 150 g de ciclohexano, cuya constante crioscópica es 20,2, el punto de congelación desciende 5,05°C, ¿Cual es su fórmula molecular)

#### RESOLUCIÓN

A partir de los datos correspondientes a la composición centesimal determinamos la fórmula empírica. Para ello suponemos una cantidad de 100 g del compuesto, por lo que de cada elementos tendremos, en gramos, el mismo número que nos indica su composición: 40,0 g de C, 6,71 g de H y 53,29 g de N, y con estas tres cantidades se calcula el nº de átomos-gramo de cada uno que habrá en esos 100 g:

$$\left. \begin{array}{l} \text{C: } \frac{40,0}{12} = 3,33 \text{ at - g de C} \\ \text{H: } \frac{6,71}{1} = 6,71 \text{ at - g de H} \\ \text{O: } \frac{53,29}{16} = 3,33 \text{ at - g de N} \end{array} \right\} \text{C}_{3,33}\text{H}_{6,71}\text{O}_{3,33} \Rightarrow \text{C}_{\frac{3,33}{3,33}}\text{H}_{\frac{6,71}{3,33}}\text{O}_{\frac{3,33}{3,33}}$$

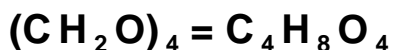
por lo que la formula empirica es  $\Rightarrow \text{CH}_2\text{O} \Rightarrow (\text{CH}_2\text{O})_n$

Para determinar el valor de "n", calculamos su peso molecular a partir de los datos del descenso del punto de congelación, teniendo en cuenta que ese descenso es de 5,05°C así:

$$\Delta T = K \cdot m \Rightarrow 5,05 = 20,2 \cdot \frac{4,50}{Pm_s \cdot 0,15}; Pm_s = \frac{20,2 \cdot 4,5}{5,05 \cdot 0,15} = 120 \text{ g/mol}$$

y este peso molecular es el mismo que el que se obtenga a partir de la fórmula:

$n \cdot (1 \cdot 12,00 + 2 \cdot 1,00 + 1 \cdot 16) = 120$ ;  $30 \cdot n = 120$ ;  $n = 4$  por lo que la fórmula molecular es:



**D-09** - Una sustancia, que se sabe que es un abono, contiene el 35% de nitrógeno, el 60 % de oxígeno y el resto de hidrógeno. ¿Cuál es su fórmula? (Masas atómicas: N= 14, O= 16, H= 1).

RESOLUCIÓN

Se parte de 100 g del compuesto, pues con esa cantidad sabemos que tenemos 35 g de Nitrógeno, 60 g de Oxígeno y el resto: **100 - 35 - 60 = 5 g de Hidrógeno** y se determina el número de átomos-gramo de cada elemento hay en esos 100 g, para lo cual solamente tenemos que dividir las masas de cada elemento entre sus respectivos pesos atómicos:

$$\left. \begin{array}{l} \text{at - g de N} = \frac{35}{14} = 2,50 \\ \text{at - g de O} = \frac{60}{16} = 3,75 \\ \text{at - g de H} = \frac{5}{1} = 5,00 \end{array} \right\} \text{ por lo que la fórmula empírica es } \mathbf{N_{2,50} O_{3,75} H_{5,00}} \text{ Donde, para simplificarla,}$$

suponemos que del elemento que menos átomos gramo hay ( N ) solamente hay UNO, de manera que dividimos los tres subíndices por el más pequeño de los tres (2,50) y así:

$$\mathbf{N_{\frac{2,50}{2,50}} O_{\frac{3,75}{2,50}} H_{\frac{5,00}{2,50}}} \Rightarrow \mathbf{N_1 O_{1,5} H_2} \text{ Y para que todos los subíndices sean números enteros, los}$$

multiplicamos por "2" **==> N<sub>2</sub> O<sub>3</sub> H<sub>4</sub> ==> NH<sub>4</sub> NO<sub>3</sub> (Nitrato de amonio)**

---

**D-10** - Se pesan 2,0 g de un compuesto, componente del smog, que contiene C, H, N, y O y se quema (reacción en exceso de O<sub>2</sub>). Esta reacción produce 1,4520 g de CO<sub>2</sub> y 0,4500 g de H<sub>2</sub>O. Para cuantificar el contenido de N en el compuesto, se hace reaccionar 3,200 g de éste, obteniéndose 0,4500 g de NH<sub>3</sub>. Determinar la fórmula empírica del compuesto

### RESOLUCIÓN

Dado que los análisis se hacen en dos muestras diferentes, no podemos calcular la composición directamente en una de ellas, por lo que en la primera calcularemos el porcentaje de C y de H, mientras que para el Nitrógeno tendremos que calcularlo a partir de la segunda de las muestras; además, dado que se utiliza Oxígeno en la combustión de la primera de las muestras, la cantidad de éste no podemos calcularla directamente, sino que tenemos que calcularla por diferencia a 100.

Teniendo en cuenta que al producirse la combustión de los 2,0 g de ese compuesto, las cantidades de Carbono y de hidrógeno existentes serán las mismas que hay en el CO<sub>2</sub> y en el H<sub>2</sub>O, respectivamente.

Por tanto, en la muestra inicial de 2,0 g del compuesto a analizar tendremos:

$$\text{g de C existentes en los 1,4520 g de CO}_2 \implies 1,4520 \cdot \frac{12}{44} = \mathbf{0,3960 \text{ g de C}}$$

$$\text{g de H existentes en los 0,4500 g de H}_2\text{O} \implies 0,4500 \cdot \frac{2}{18} = \mathbf{0,050 \text{ g de H}}$$

Por tanto, los porcentajes de ambos en la muestra inicial (eran 2,0 g) serán:

$$\% \text{ de C: } \frac{0,3960}{2,0} \cdot 100 = \mathbf{19,80\% \text{ de C}} \quad \% \text{ de H: } \frac{0,050}{2,0} \cdot 100 = \mathbf{2,50\% \text{ de H}}$$

Por su parte, la cantidad de Nitrógeno existente en los 3,200 g de la segunda muestra de ese compuesto serán los mismos que después formarán los 0,4500 g de amoníaco, y serán:

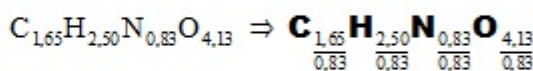
$$\text{g de N existentes en los 0,4500 g de NH}_3 \implies 0,4500 \cdot \frac{14}{17} = \mathbf{0,3706 \text{ g de N.}}$$

$$\% \text{ de N: } \frac{0,3706}{3,200} \cdot 100 = \mathbf{11,58\% \text{ de N}}$$

Por tanto, el porcentaje de Oxígeno será el resto:  $100 - 19,80 - 2,50 - 11,58 = \mathbf{66,12\% \text{ de O}}$

Y ya con estos porcentajes, determinamos la fórmula empírica. Para ello suponemos una cantidad de 100 g del compuesto, por lo que de cada elementos tendremos, en gramos, el mismo número que nos indica su composición: 19,80 g de C, 2,50 g de H, 11,58 g de N y 66,12 g de O, y con estas cuatro cantidades se calcula el nº de átomos-gramo de cada uno que habrá en esos 100 g:

$$\left. \begin{array}{l} \text{C: } \frac{19,80}{12} = 1,65 \text{ at - g de C} \\ \text{H: } \frac{2,50}{1} = 2,50 \text{ at - g de H} \\ \text{N: } \frac{11,58}{14} = 0,83 \text{ at - g de N} \\ \text{O: } \frac{66,12}{16} = 4,13 \text{ at - g de O} \end{array} \right\}$$



Por tanto la fórmula empírica es:



**D-11 - Calcular la fórmula empírica del compuesto cuya composición centesimal es la siguiente:****a) 43,96% de Ca, 12,09% de B y el resto O****RESOLUCIÓN**

Se parte de 100 g del compuesto, pues con esa cantidad sabemos que tenemos 43,96 g de calcio, 12,09 g de Boro y el resto: **100 - 12,09 - 43,96 = 43,95 g de Oxígeno** y se determina el número de átomos-gramo de cada elemento hay en esos 100 g, para lo cual solamente tenemos que dividir las masas de cada elemento entre sus respectivos pesos atómicos:

$$\left. \begin{array}{l} \text{at-g de Ca} = \frac{43,96}{40,00} = 1,10 \\ \text{at-g de B} = \frac{12,09}{11,00} = 1,10 \\ \text{at-g de O} = \frac{43,96}{16,00} = 2,75 \end{array} \right\} \text{ por lo que la fórmula empírica es } \mathbf{Ca}_{1,10} \mathbf{B}_{1,10} \mathbf{O}_{2,75} \text{ Donde, para}$$

simplificarla, suponemos que del elemento que menos átomos gramo hay ( Ca ó B) solamente hay UNO, de manera que dividimos los tres subíndices por el más pequeño de los tres (1,10) y así:

$$\mathbf{Ca}_{\frac{1,10}{1,10}} \mathbf{B}_{\frac{1,10}{1,10}} \mathbf{O}_{\frac{2,75}{1,10}} \Rightarrow \mathbf{Ca B O}_{2,5} \text{ Y para que sean números enteros, dado que nos aparece un número}$$

decimal, multiplicamos los tres por "2", con lo que la fórmula empírica del compuesto dado nos queda:



**D-12** - Un compuesto químico tiene la siguiente composición centesimal: 24,74 de K; 34,76 de Mn y 40,50 de O.

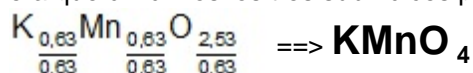
- Deduzca la fórmula empírica y nombre el compuesto.
- Determine el estado de oxidación formal de cada elemento.

### RESOLUCIÓN

Se parte de 100 g del compuesto, pues con esa cantidad sabemos que tenemos 24,74 g de potasio, 34,76 g de Manganeso y 40,50 g de Oxígeno y se determina el número de átomos-gramo de cada elemento hay en esos 100 g, para lo cual solamente tenemos que dividir las masas de cada elemento entre sus respectivos pesos atómicos:

$$\left. \begin{array}{l} \text{at - g de K} = \frac{24,74}{39,00} = 0,63 \\ \text{at - g de Mn} = \frac{34,76}{55,00} = 0,63 \\ \text{at - g de O} = \frac{40,50}{16,00} = 2,53 \end{array} \right\} \text{ por lo que la fórmula empírica es } \mathbf{K}_{0,63} \mathbf{Mn}_{0,63} \mathbf{O}_{2,53} \text{ Donde, para}$$

simplificarla, suponemos que del elemento que menos átomos gramo hay ( K ó Mn) solamente hay UNO, de manera que dividimos los tres subíndices por el más pequeño de los tres (0,63) y así:



Los estados de oxidación de cada elemento son:  $\overset{+1}{\mathbf{K}} \overset{+7}{\mathbf{Mn}} \overset{-2}{\mathbf{O}_4} \cdot$  : **K: +1 ; Mn: +7 ; O: -2**

**D-13** - Calcular la fórmula empírica del compuesto cuya composición centesimal es la siguiente:  
a) 38,71% de Ca, 20,00% de P y el resto O

RESOLUCIÓN

A partir de los datos correspondientes a la composición centesimal determinamos la fórmula empírica. Para ello suponemos una cantidad de 100 g del compuesto, por lo que de cada elementos tendremos, en gramos, el mismo número que nos indica su composición: 38,71 g de Ca, 20,00 g de P y 41,29 g de O, y con estas tres cantidades se calcula el nº de átomos-gramo de cada uno que habrá en esos 100 g:

$$\left. \begin{array}{l} \text{átomos-gramo de Ca: } \frac{38,71}{40,0} = 0,967 \text{ at-g de Ca} \\ \text{átomos-gramo de P: } \frac{20,00}{31,0} = 0,645 \text{ at-g de P} \\ \text{átomos-gramo de O: } \frac{41,29}{16} = 2,581 \text{ at-g de O} \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{Ca}_{0,967} \text{P}_{0,645} \text{O}_{2,581} \Rightarrow \\ \text{Ca}_{\frac{0,967}{0,645}} \text{P}_{\frac{0,645}{0,645}} \text{O}_{\frac{2,581}{0,645}} \end{array}$$

por lo que la fórmula empírica es  $\Rightarrow \text{Ca}_{1,5} \text{PO}_4$

pero para que sean enteros todos los subíndices, debemos multiplicarlos

todos por "2", y así nos queda:  $\Rightarrow (\text{Ca}_3 \text{P}_2 \text{O}_8)_n$

pero para que los subíndices sean enteros, debemos multiplicarlos todos por "2", de esta forma nos quedará como

fórmula empírica del compuesto:  **$\text{Ca}_3 \text{P}_2 \text{O}_8 \Rightarrow (\text{Ca}_3 \text{P}_2 \text{O}_8)_n$**



**D-14** - Se analizó un cloruro de cerio hidratado y se encontró que contenía un 37,70% de Cerio, un 28,41% de cloro y un 33,89% de agua de cristalización. ¿Cual es su fórmula?

RESOLUCIÓN

El compuesto lo vamos a considerar formado por tres partes: Cerio, Cloro y agua.

Dado que en la fórmula debe aparecer la relación entre átomos de Ce, Cl y moléculas de agua, vamos a calcular cuantos átomos-gramo de Ce y Cl así como moles de agua hay en 100 g del compuesto. Elegimos esa cantidad ya que al conocer la composición centesimal, no es necesario realizar cálculo alguno para conocer las cantidades de cada uno: 37,70 g de Ce, 28,41 g de Cl y el resto (100 - 37,70 - 28,41 = 33,89 g de agua)

Para determinar el número de átomo-gramo de Ce y Cl dividimos las respectivas cantidades entre sus pesos atómicos, y para calcular el número de moles de agua, dividimos la cantidad de ésta entre su peso molecular:

$$\begin{array}{l}
 \text{átomos - g de Ce} = \frac{37,70}{140,12} = 0,269 \\
 \text{átomos - g de Cl} = \frac{28,41}{35,45} = 0,801 \\
 \text{moles de agua} = \frac{33,89}{18,00} = 1,883
 \end{array}
 \left. \begin{array}{l}
 \text{y con estos números podemos escribir ya la fórmula,} \\
 \text{Ce}_{0,269} \text{Cl}_{0,801} \cdot (\text{H}_2\text{O})_{1,883} \\
 \text{aunque, dado que en las fórmulas deben aparecer números enteros} \\
 \text{de átomos, hemos de simplificarla, para lo cual dividimos esos tres} \\
 \text{números entre el más pequeño. Así estamos suponiendo que del} \\
 \text{elemento que menos cantidad hay, solamente hay 1 átomo-gramo.}
 \end{array} \right\}$$

$$\text{Ce}_{\frac{0,269}{0,269}} \text{Cl}_{\frac{0,801}{0,269}} (\text{H}_2\text{O})_{\frac{1,883}{0,269}} \Rightarrow \text{Ce}_1 \text{Cl}_{2,98} (\text{H}_2\text{O})_7 \quad \text{Donde al redondear el } 2,98 \rightarrow 3, \text{ y tener en}$$

cuenta que se trata de una sal hidratada para escribir la fórmula de manera correcta, nos queda la fórmula: **CeCl<sub>3</sub> · 7 H<sub>2</sub>O**: Cloruro de cerio(III) -7 hidrato

**D-15** - Determinar la fórmula empírica y molecular de una sustancia que tiene la siguiente composición centesimal: 40,0% de Carbono, 6,67% de Hidrógeno y el resto, Oxígeno, si al disolver 30 g de dicha sustancia en 200 ml de agua, el punto de congelación de esta disolución es  $-1,55^{\circ}\text{C}$ .

RESOLUCIÓN

A partir de los datos correspondientes a la composición centesimal determinamos la fórmula empírica. Para ello suponemos una cantidad de 100 g del compuesto, por lo que de cada elementos tendremos, en gramos, el mismo número que nos indica su composición: 52,17 g de C, 13,04 g de H y 34,79 g de O, y con estas tres cantidades se calcula el nº de átomos-gramo de cada uno que habrá en esos 100 g:

$$\left. \begin{array}{l} \text{C: } \frac{40,0}{12} = 3,33 \text{ at-g de C} \\ \text{H: } \frac{6,67}{1} = 6,67 \text{ at-g de H} \\ \text{O: } \frac{53,33}{16} = 3,33 \text{ at-g de O} \end{array} \right\} \text{C}_{3,33}\text{H}_{6,67}\text{O}_{3,33} \Rightarrow \text{C}_{\frac{3,33}{3,33}}\text{H}_{\frac{6,67}{3,33}}\text{O}_{\frac{3,33}{3,33}}$$

por lo que la formula empirica es  $\Rightarrow \text{CH}_2\text{O} \Rightarrow (\text{CH}_2\text{O})_n$

Para determinar el valor de "n", calculamos su peso molecular a partir de los datos del descenso del punto de congelación de esa disolución:

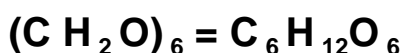
$$\Delta T = K \cdot m \Rightarrow \Delta T = K \cdot \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{Pm_{\text{SOLUTO}} \cdot Kg_{\text{DISOLVENTE}}} ; Pm_{\text{SOLUTO}} = \frac{K \cdot g_{\text{DISOLVENTE}}}{\Delta T \cdot Kg_{\text{DISOLVENTE}}}$$

$$\Delta T = K \cdot m$$

$$Pm_{\text{SOLUTO}} = \frac{1,86 \cdot 30}{1,55 \cdot 0,200} = 180 \text{ g/mol}$$

y este peso molecular es el mismo que el que se obtenga a partir de la fórmula:

$n \cdot (1 \cdot 12,00 + 2 \cdot 1,00 + 1 \cdot 16) = 180 ; 30 \cdot n = 180 ; n = 6$  por lo que la fórmula molecular es:



**D-16** - Al quemar completamente un hidrocarburo (formado exclusivamente por carbono e hidrógeno) se obtienen 2,200 gramos de óxido de carbono(IV) y 1,125 gramos de agua. Determinar la fórmula empírica del compuesto.

RESOLUCIÓN

Al quemarse el compuesto, todo el C irá a parar al dióxido de carbono y todo el H irá al agua, por lo que las cantidades de ambos elementos pueden determinarse directamente a partir de las cantidades de agua y dióxido de carbono obtenidas en la combustión,

$$\text{g. de C en el CO}_2 = 2,200 \cdot \frac{12}{44} = 0,600 \text{ g de C} ; \text{ g. de H en el H}_2\text{O} = 1,125 \cdot \frac{2}{18} = 0,125 \text{ g de H}$$

Teniendo en cuenta las cantidades de ambos elementos, determinamos el número de átomos gramo de cada uno que hay en ellas

$$\left. \begin{array}{l} \text{g de C: } \frac{0,600}{12} = 0,05 \\ \text{g de H: } \frac{0,125}{1} = 0,125 \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{C: } \frac{0,05}{0,05} = 1 \\ \text{H: } \frac{0,125}{0,05} = 2,5 \end{array} \quad \text{por lo que la formula empírica es: } \quad \text{C}_1\text{H}_{2.5}$$

y dado que el número de átomos de cada elemento debe ser siempre un número entero, hemos de m multiplicar por dos ambos subíndices, por lo que la fórmula empírica que buscamos es: **(C<sub>2</sub> H<sub>5</sub>)<sub>n</sub>**

---

### D-17 - - El análisis de un óxido de estaño dio un 78,8% de estaño. ¿ Cual es ese óxido?

#### RESOLUCIÓN

Si se trata de un óxido, estará formado, además de por el estaño, por Oxígeno:  $100 - 78,8 = 21,2\%$

Suponemos ahora que disponemos de 100 g del compuesto, en los cuales habrá, de acuerdo con su composición: 78,8 g de estaño y 21,2 g de oxígeno, y calculamos el número de átomos gramo de cada uno que hay, para lo cual hemos de dividir los gramos que tenemos de cada uno por su peso atómico:

$$\text{átomos-gramo de ESTAÑO: } \frac{78,8}{118,7} = 0,66 \text{ at - g de Sn}$$

$$\text{átomos-gramo de OXÍGENO } \frac{21,2}{16} = 1,32 \text{ at - g de O}$$

Por lo que la fórmula será:  $\text{Sn}_{0,66} \text{O}_{1,32}$  pero dado que deben ser números enteros, suponemos que del elemento que menos hay, solamente hay 1 átomo (de estaño) por lo que dividimos ambos por el más pequeño (por 0,66), y nos quedará:

$$\text{Sn}_{0,66} \text{O}_{1,32} = \text{Sn}_{\frac{0,66}{0,66}} \text{O}_{\frac{1,32}{0,66}} \Rightarrow (\text{SnO}_2)_n$$

---

**D-18** - Por combustión de dos gramos de un hidrocarburo gaseoso se obtienen 6,60 g de dióxido de carbono y 1,798 g de agua. Calcular:

a) ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?

b) Sabiendo que la densidad de dicho hidrocarburo es 1,574g/L en C.N. de presión y temperatura, ¿cuál es su fórmula molecular?

#### RESOLUCIÓN

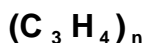
Al quemarse el compuesto, todo el C irá a parar al dióxido de carbono y todo el H irá al agua, por lo que las cantidades de ambos elementos pueden determinarse directamente a partir de las cantidades de agua y dióxido de carbono obtenidas en la combustión,

$$\text{g. de C en el CO}_2 = 6,60 \cdot \frac{12}{44} = 1,80 \text{ g de C} ; \text{ g. de H en el H}_2\text{O} = 1,798 \cdot \frac{2}{18} = 0,200 \text{ g de H}$$

Teniendo en cuenta las cantidades de ambos elementos, determinamos el número de átomos gramo de cada uno que hay en ellas

$$\left. \begin{array}{l} \text{g de C: } \frac{1,80}{12} = 0,15 \\ \text{g de H: } \frac{0,200}{1} = 0,200 \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{C: } \frac{0,15}{0,15} = 1 \\ \text{H: } \frac{0,200}{0,15} = 1,33 \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{g de C: } \frac{1,80}{12} = 0,15 \\ \text{g de H: } \frac{0,200}{1} = 0,200 \end{array}} \right\} \text{ Por lo que la fórmula empírica es } \mathbf{C_1 H_{1,33}}$$

y dado que el número de átomos de cada elemento debe ser siempre un número entero, hemos de multiplicar por tres ambos subíndices, por lo que la fórmula empírica que buscamos es;



Para determinar su fórmula molecular, le aplicamos la ecuación general de los gases dado que conocemos su densidad: 3,574 gramos cada litro de ese hidrocarburo gaseoso:

$$P \cdot V = \frac{g}{P_m} \cdot R \cdot T \implies 1 \cdot 1 = \frac{3,574}{P_m} \cdot 0,082 \cdot 273 ; \text{ de donde: } P_m = 80,0 \text{ el cual debe ser el mismo que el obtenido a partir de su fórmula molecular:}$$

$$P_m (C_3 H_4)_n = n \cdot (12 \cdot 3 + 1 \cdot 4) = n \cdot 40 ; n \cdot 40 = 80 \implies n = 2 \text{ y así la fórmula molecular de este}$$

$$\text{compuesto es: } \mathbf{(C_3 H_4)_2 \implies C_6 H_8}$$

**D-19** - Calcular la fórmula empírica del compuesto cuya composición es la siguiente:

a) 25,00% de B, 2,27% de H y el resto O

RESOLUCIÓN

Se parte de 100 g del compuesto, pues con esa cantidad sabemos que tenemos 2,27 g de hidrógeno, 25,00 g de Boro y el resto:  $100 - 2,27 - 25,00 = 72,73$  g de Oxígeno y se determina el número de átomos-gramo de cada elemento hay en esos 100 g, para lo cual solamente tenemos que dividir las masas de cada elemento entre sus respectivos pesos atómicos:

$$\left. \begin{array}{l} \text{at - g de H} = \frac{2,27}{1,00} = 2,27 \\ \text{at - g de B} = \frac{25,00}{11,00} = 2,27 \\ \text{at - g de O} = \frac{72,73}{16,00} = 4,54 \end{array} \right\} \text{ por lo que la fórmula empírica es } \mathbf{H}_{2,27} \mathbf{B}_{2,27} \mathbf{O}_{4,54} \text{ Donde, para simplificarla,}$$

suponemos que del elemento que menos átomos gramo hay ( Ca ó B) solamente hay UNO, de manera que dividimos los tres subíndices por el más pequeño de los tres (1,10) y así:  $\mathbf{H}_{\frac{2,27}{2,27}} \mathbf{B}_{\frac{2,27}{2,27}} \mathbf{O}_{\frac{4,54}{2,27}} \implies \mathbf{(HBO}_2)_n$

---

**D-20** - La masa de un hidrocarburo gaseoso contenido en un matraz de 500 ml a 37°C y 0,84 atm es de 0,496 g . Si este hidrocarburo contiene un 80,0% de carbono, calcule su fórmula empírica y molecular.

RESOLUCIÓN

El peso molecular de dicho hidrocarburo lo determinamos aplicando la ecuación general de los gases ideales:

$$P \cdot V = \frac{g}{P_m} \cdot R \cdot T \Rightarrow 0,84 \cdot 0,5 = \frac{0,496}{P_m} \cdot 0,082 \cdot 310; \quad \mathbf{P_m = 30,01 \text{ g/mol}}$$

La fórmula empírica se determina a partir de su composición centesimal: se calcula el nº de átomos-g de cada elemento que hay en 100 g del compuesto dividiendo su % entre el peso atómico, y se supone que del que menos, hay un sólo átomo en la molécula, por lo que se dividen las cantidades obtenidas en los cocientes anteriores por el más pequeño de los dos. Si los números obtenidos no son enteros, se multiplica, normalmente por 2, para que lo sean:

$$\left. \begin{array}{l} \text{C} = \frac{80}{12} = 6,67 \text{ at-g} \\ \text{H} = \frac{20}{1} = 20,0 \text{ at-g} \end{array} \right\} \left. \begin{array}{l} \frac{6,67}{6,67} = 1 \\ \frac{20,0}{6,67} = 3 \end{array} \right\} \Rightarrow (\text{CH}_3)_n$$

y como su peso molecular se conoce pues se había determinado antes nos sirve para calcular el valor de n, que será:

$$P_m \Rightarrow 30 = n \cdot (3 \cdot 1 + 1 \cdot 12); \quad 30 = n \cdot 15; \quad \mathbf{n = 2} \text{ por lo que la fórmula molecular es: } \mathbf{C_2H_6}$$

---

**D-21** - Al analizar un óxido de cromo se encontró que éste tenía un 68,42% de cromo. ¿Cual es ese óxido? ¿Cuántos gramos del mismo se obtendrán con 0,547 g de cromo?

RESOLUCIÓN

Si se trata de un óxido, estará formado, además de por el Cromo, por Oxígeno:  $100 - 68,42 = 31,58\%$

Suponemos ahora que disponemos de 100 g del compuesto, en los cuales habrá, de acuerdo con su composición: 68,42 g de cromo y 31,58 g de oxígeno, y calculamos el número de átomos gramo de cada uno que hay, para lo cual hemos de dividir los gramos que tenemos de cada uno por su peso atómico:

$$\text{átomos-gramo de CROMO: } \frac{68,42}{52,0} = 1,32 \text{ at-g de Cr}$$

$$\text{átomos-gramo de OXÍGENO } \frac{31,58}{16} = 1,97 \text{ at-g de O}$$

Por lo que la fórmula será:  $\text{Cr}_{1,32} \text{O}_{1,97}$  pero dado que deben ser números enteros, suponemos que del elemento que menos hay, solamente hay 1 átomo (de cromo) por lo que dividimos ambos por el más pequeño (por 1,32), y nos quedará:

$$\text{Cr}_{1,32} \text{O}_{1,97} = \text{Cr}_{\frac{1,32}{1,32}} \text{O}_{\frac{1,97}{1,32}} \implies (\text{CrO}_{1,5})_n \text{ y para que sean ambos números enteros, hemos de multiplicar ambos}$$

por 2, por lo que la fórmula del óxido nos quedará:  $\text{Cr}_2 \text{O}_3$

Para calcular la cantidad de óxido que se puede obtener con la cantidad de cromo de que se dispone, hemos de tener en cuenta que dicho óxido contiene un 68,42% de ese metal, así:

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ g. óxido} \text{ ----- } 68,42 \text{ g. Cr} \\ x \text{ ----- } 0,547 \end{array} \right\} \mathbf{x = 0,80 \text{ g de óxido se obtendrán}}$$



**D-22 - Un determinado óxido de manganeso se obtiene oxidando 6,931 g de este metal con oxígeno puro, empleando 1,583 litros de oxígeno, medidos a 25°C y 740 mm Hg. Calcular la fórmula empírica de dicho óxido**

RESOLUCIÓN

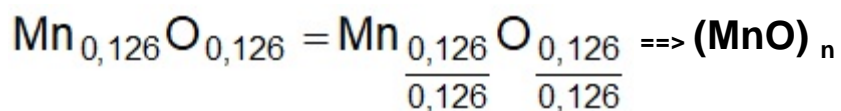
La cantidad de oxígeno, en gramos, que reacciona se determina utilizando la ecuación general de los gases:

$$P \cdot V = \frac{g}{P_m} \cdot R \cdot T \Rightarrow \frac{740}{760} \cdot 1,583 = \frac{g}{32} \cdot 0,082 \cdot 298; g = 2,018 \text{ g de oxígeno.}$$

Y dado que esta cantidad: 2,018 g se combina con 6,931 g de Manganeso, calculamos el n° de átomos gramo de cada elemento que hay en esas cantidades, para lo cual debemos dividir por sus pesos atómicos respectivos:

$$\text{Mn: } \frac{6,931}{54,93} = 0,126 \text{ átomos-gramo de Mn} \quad ; \quad \text{O: } \frac{2,018}{16,00} = 0,126 \text{ átomos-gramo de O}$$

Por tanto, en la fórmula de este compuesto tendrá 0,126 átomos-gramo por cada 0,126 átomos-gramo de oxígeno, y así, para conseguir que estas cantidades sean números enteros, dividimos ambos por el más pequeño (en este caso son iguales) y así:



**D-23 - Calcular la fórmula empírica del compuesto cuya composición es la siguiente:****a) 26,53% de K, 35,57% de Cr y el resto O****RESOLUCIÓN**

Se parte de 100 g del compuesto, pues con esa cantidad sabemos que tenemos 26,53 g de potasio, 35,57 g de Cromo y el resto: **100 - 26,53 - 35,57 = 37,90 g de Oxígeno** y se determina el número de átomos-gramo de cada elemento hay en esos 100 g, para lo cual solamente tenemos que dividir las masas de cada elemento entre sus respectivos pesos atómicos:

$$\left. \begin{array}{l} \text{at - g de K} = \frac{26,53}{39,00} = 0,68 \\ \text{at - g de Cr} = \frac{35,57}{52,00} = 0,68 \\ \text{at - g de O} = \frac{37,90}{16,00} = 2,37 \end{array} \right\} \text{ por lo que la fórmula empírica es } \mathbf{K_{0,68} Cr_{0,68} O_{2,37}} \text{ Donde, para}$$

simplificarla, suponemos que del elemento que menos átomos gramo hay ( K ó Cr) solamente hay UNO, de manera que dividimos los tres subíndices por el más pequeño de los tres (0,68) y así:

$$\frac{\mathbf{K}_{0,68}}{0,68} \frac{\mathbf{Cr}_{0,68}}{0,68} \frac{\mathbf{O}_{2,37}}{0,68} \implies \mathbf{KCrO_{3,5}}$$
 pero para que todos los subíndices sean números enteros,

hemos de multiplicarlos todos por 2, y así nos queda: **( K<sub>2</sub> Cr<sub>2</sub> O<sub>7</sub> )<sub>n</sub>**

Esta corrección es debida a que la suposición hecha de que había un átomo del elemento que menos tenía no era correcta, ya que hay dos.

**D-24** - Un cloruro de hierro hidratado ( $\text{FeCl}_x \cdot n \text{H}_2\text{O}$ ), cuyo peso molecular es 270,5, contiene un 20,6% de hierro y un 39,4% de cloro, en peso. ¿Cuántas moléculas de agua de hidratación (n) existen en cada molécula del compuesto? ¿Cuáles son las fórmulas empírica y molecular de dicha sal?

RESOLUCIÓN

La composición centesimal será: Fe: 20,6% ; Cl: 39,4% y Agua de cristalización:  $100 - 20,6 - 39,4 = 40,0\%$

$$\left. \begin{array}{l} \text{at - g de Fe} = \frac{20,6}{56,00} = 0,37 \\ \text{at - g de Cl} = \frac{39,4}{35,5} = 1,11 \\ \text{moles de H}_2\text{O} = \frac{40,0}{18,00} = 2,22 \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{Partimos de una muestra de 100 g de sal hidratada y vamos a} \\ \text{determinar cuantos moles de Fe, Cl y agua contienen, para lo cual} \\ \text{dividiremos las cantidades de cada uno(son sus \% ) entre sus pesos} \\ \text{atómicos (o molecular en el caso del agua:} \\ \\ \text{por lo que la fórmula empírica es } \mathbf{(\text{Fe}_{0,37} \text{Cl}_{1,11}) \cdot 2,22 \text{H}_2\text{O}} \\ \text{Donde, para simplificarla, suponemos que del elemento ( Fe ó Cl)} \\ \text{que menos átomos gramo o moléculas de H}_2\text{O solamente hay UNO,} \\ \text{de manera que dividimos las tres cantidades por la más pequeña:} \end{array}$$

$$(0,37) \text{ y así: } \left( \text{Fe}_{\frac{0,37}{0,37}} \text{Cl}_{\frac{1,11}{0,37}} \right) \cdot \left( \frac{2,22}{0,37} \right) \text{H}_2\text{O} \implies [ (\text{FeCl}_3) \cdot 6\text{H}_2\text{O} ]_n$$

Para determinar la fórmula molecular, hemos de tener presente el valor del peso molecular, que nos indican que es 270,5, el cual debe ser el mismo que si lo determinamos a partir de la fórmula, por lo que es:

$$n \cdot (56 + 3 \cdot 35,5 + 6 \cdot 18) = 270,5 ; n \cdot 270,5 = 270,5 \implies n = 1 \text{ por lo que la fórmula molecular es } \mathbf{(\text{FeCl}_3) \cdot 6\text{H}_2\text{O}}$$

**D-25** - Determinése la fórmula empírica de un compuesto que tiene la siguiente composición centesimal: 15,79% de aluminio, 28,07% de azufre y el resto oxígeno. DATOS: Pesos atómicos: Al: 27, O = 16, S = 32

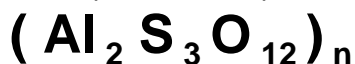
RESOLUCIÓN

Se parte de 100 g del compuesto, pues con esa cantidad sabemos que tenemos 43,96 g de calcio, 12,09 g de Boro y el resto: **100 - 15,79 - 28,07 = 56,14 g de Oxígeno** y se determina el número de átomos-gramo de cada elemento hay en esos 100 g, para lo cual solamente tenemos que dividir las masas de cada elemento entre sus respectivos pesos atómicos:

$$\left. \begin{aligned} \text{at - g de Al} &= \frac{15,79}{27,00} = 0,58 \\ \text{at - g de S} &= \frac{28,07}{32,00} = 0,88 \\ \text{at - g de O} &= \frac{56,14}{16,00} = 3,51 \end{aligned} \right\} \text{ por lo que la fórmula empírica es } \mathbf{Al}_{0,58} \mathbf{S}_{0,88} \mathbf{O}_{3,51} \text{ Donde, para simplificarla,}$$

suponemos que del elemento que menos átomos gramo hay ( Al) solamente hay UNO, de manera que dividimos los tres subíndices por el más pequeño de los tres (el del Al: 0,58) y así:  $\mathbf{Al}_{\frac{0,58}{0,58}} \mathbf{S}_{\frac{0,88}{0,58}} \mathbf{O}_{\frac{3,51}{0,58}} \Rightarrow \mathbf{AlS}_{1,5} \mathbf{O}_6$  Y

para que sean números enteros, dado que nos aparece un número decimal, multiplicamos los tres por "2", con lo que la fórmula empírica del compuesto dado nos queda:



**D-26** - Calcular la fórmula empírica del compuesto cuya composición es la siguiente:

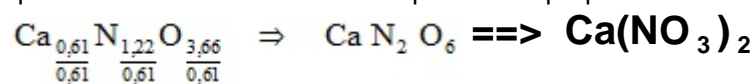
a) 24,39% de Ca, 17,07% de N y el resto O

## RESOLUCIÓN

Se parte de 100 g del compuesto, pues con esa cantidad sabemos que tenemos 24,39 g de calcio, 17,07 g de Nitrógeno y el resto:  $100 - 24,39 - 17,07 = 58,54$  g de Oxígeno y se determina el número de átomos-gramo de cada elemento hay en esos 100 g, para lo cual solamente tenemos que dividir las masas de cada elemento entre sus respectivos pesos atómicos:

$$\left. \begin{array}{l} \text{at - g de Ca} = \frac{24,39}{40,00} = 0,61 \\ \text{at - g de N} = \frac{17,07}{14,00} = 1,22 \\ \text{at - g de O} = \frac{58,54}{16,00} = 3,66 \end{array} \right\} \text{ por lo que la fórmula empírica es } \mathbf{Ca_{0,61} N_{1,22} O_{3,66}} \text{ Donde, para}$$

simplificarla, suponemos que del elemento que menos átomos gramo hay ( Ca ) solamente hay UNO, de manera que dividimos los tres subíndices por el más pequeño de los tres (0,61) y así:



**D-27** - Una muestra conteniendo 1,86 g de hierro metal reacciona con azufre produciendo 3,46 g de sulfuro de hierro. Determinar la fórmula empírica de este compuesto.

#### RESOLUCIÓN

Si se forma sulfuro de hierro, estará formado, además de por el Hierro, por Azufre, y la cantidad de este elemento será:  $3,46 - 1,86 = 1,60$  gramos de azufre

Calculamos el número de átomos gramo de cada uno que hay en esas cantidades, para lo cual hemos de dividir los gramos que tenemos de cada uno por su peso atómico:

$$\text{átomos-gramo de HIERRO: } \frac{1,86}{56,0} = 0,033 \text{ at - g de Fe}$$

$$\text{átomos-gramo de AZUFRE } \frac{1,60}{32} = 0,050 \text{ at - g de S}$$

Por lo que la fórmula será:  $\text{Fe}_{0,033} \text{S}_{0,050}$  pero dado que deben ser números enteros, suponemos que del elemento que menos hay, solamente hay 1 átomo (de cromo) por lo que dividimos ambos por el más pequeño (por 0,033), y nos quedará:

$$\text{Fe}_{0,033} \text{S}_{0,050} = \text{Fe}_{\frac{0,033}{0,033}} \text{S}_{\frac{0,050}{0,033}} \implies (\text{FeS}_{1,5})_n \text{ y para que sean ambos números enteros, hemos de multiplicar}$$

ambos por 2, por lo que la fórmula del óxido nos quedará:  **$(\text{Fe}_2 \text{S}_3)_n$**

---

**D-28 - El análisis de un sulfuro de plomo dio un 76,38% de plomo. ¿Cual es ese sulfuro? ¿Cuántos gramos del mismo se obtendrán con 0,593 g de plomo?**

RESOLUCIÓN

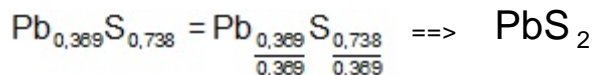
La proporción de azufre en este sulfuro será:  $100 - 76,38 = 23,62\%$

Suponemos ahora que disponemos de 100 g del compuesto, en los cuales habrá, de acuerdo con su composición: 76,38 g de plomo y 23,32 g de azufre, y calculamos el número de átomos gramo de cada uno que hay, para lo cual hemos de dividir los gramos que tenemos de cada uno por su peso atómico:

$$\text{átomos-gramo de PLOMO: } \frac{76,38}{207} = 0,369 \text{ at - g de Pb}$$

$$\text{átomos-gramo de AZUFRE: } \frac{23,32}{32} = 0,738 \text{ at - g de S}$$

Por lo que la fórmula será:  $\text{Pb}_{0,369} \text{S}_{0,738}$  pero dado que deben ser números enteros, suponemos que del elemento que menos hay, solamente hay 1 átomo (de Plomo) por lo que dividimos ambos por el más pequeño (por 0,369), y nos quedará:



Para calcular la cantidad de sulfuro que se puede obtener con la cantidad de Plomo de que se dispone, hemos de tener en cuenta que dicho óxido contiene un 76,38% de ese metal, así:

$$\left. \begin{array}{l} 100 \text{ g. sulfuro} \text{ ----- } 76,38 \text{ g. Pb} \\ x \text{ ----- } 0,593 \text{ g} \end{array} \right\} \mathbf{x = 0,776 \text{ g de sulfuro se obtendrán}}$$

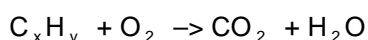
**D-29** - Una ampolla contiene 6,80 mg de cierto hidrocarburo gaseoso. Se ha dejado salir de la misma todo el gas, introduciéndolo en un recipiente provisto de émbolo contra una presión  $p = 1 \text{ atm}$ , con lo cual este se ha vaporizado, ocupando un volumen de  $10,02 \text{ cm}^3$ . Alcanzado el equilibrio térmico, en el seno del gas se midió una temperatura  $\theta = 25,00 \text{ }^\circ\text{C}$ . A continuación este gas, muy inflamable, se quemó con oxígeno puro en exceso. Después de dejar alcanzar la temperatura y presión ambiente se recogió un líquido que pesó 15,3 mg. Se sabe que este hidrocarburo, en esas condiciones de presión y temperatura ( $p = 1 \text{ atm}$  y  $q = 25,00 \text{ }^\circ\text{C}$ ), se comporta muy aproximadamente como un gas ideal.

¿De qué hidrocarburo se trata?

Datos: pesos atómicos (redondeados a dos decimales): C = 12,01; H = 1,01; O = 16,00. Constante universal de los gases:  $R = 0,082 \text{ atmL/molK}$ .

### RESOLUCIÓN

La combustión de cualquier hidrocarburo origina como productos de la reacción  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$ , por lo que el líquido que se recoge después de la combustión es  $\text{H}_2\text{O}$ .



Como podemos deducir de esta reacción, la cantidad de Carbono presente en el hidrocarburo será la que aparece en el  $\text{CO}_2$ , mientras que la cantidad de Hidrógeno será la que está presente en la cantidad de  $\text{H}_2\text{O}$  que se ha formado, y ésta podemos calcularla, ya que obtenemos 15,3 mg de agua y sabemos que en cada mol de  $\text{H}_2\text{O}$  (18 g) hay 2 g de H

$$\left. \begin{array}{l} 18 \text{ g de H}_2\text{O} \text{ --- } 2 \text{ g H} \\ 0,0153 \text{ g} \text{ --- } x \end{array} \right\} x = \frac{2 \cdot 0,0153}{18} = 1,70 \cdot 10^{-3} \text{ g} = 1,70 \text{ mg de H hay en el H}_2\text{O formada}$$

Por tanto, como la muestra inicial contenía 6,80 mg del hidrocarburo de los cuales 1,7 mg son de Hidrógeno, por lo que de Carbono tendremos el resto:  $6,80 - 1,70 = 5,10 \text{ mg}$  de C.

Con estas cantidades ya podemos determinar la fórmula empírica, calculando el  $n^\circ$  de moles (átomos-g) de cada elemento existentes en esas cantidades, para lo cual las dividimos entre los correspondientes pesos atómicos:

$$\left. \begin{array}{l} \text{C} = \frac{5,10 \cdot 10^{-3}}{12,01} = 0,42 \cdot 10^{-3} \text{ at - g} \\ \text{H} = \frac{1,70 \cdot 10^{-3}}{1,01} = 1,68 \cdot 10^{-3} \text{ at - g} \end{array} \right\} \left. \begin{array}{l} \frac{0,42 \cdot 10^{-3}}{0,42 \cdot 10^{-3}} = 1 \\ \frac{1,68 \cdot 10^{-3}}{0,42 \cdot 10^{-3}} = 4 \end{array} \right\} \text{La fórmula empírica será, por lo tanto } (\text{C H}_4)_n$$

Para determinar su fórmula molecular, hemos de tener en cuenta que los 6,8 mg del hidrocarburo ocupan un volumen de  $10,02 \text{ cm}^3$  a  $1 \text{ atm}$  y  $25^\circ\text{C}$ , por lo que le aplicamos la ecuación de Clapeyron para los gases ideales:

$$P.V = \frac{g}{Pm} \cdot R.T \Rightarrow 1 \text{ atm} \cdot 0,01002 \text{ L} = \frac{0,00680 \text{ g}}{Pm} \cdot 0,082 \frac{\text{atm.L}}{\text{mol.K}} \cdot 298 \text{ K}, \text{ de donde:}$$

$$Pm = \frac{0,00680 \cdot 0,082 \cdot 298}{1,01002} = 16,58 \text{ g/mol}, \text{ por tanto, como la fórmula empírica es } :(\text{C H}_4)_n$$

$16,58 = n \cdot (12+4)$ ;  $16,58 = n \cdot 16 \Rightarrow n = 1$ , y así, la fórmula molecular es:  $\text{C H}_4$  : METANO



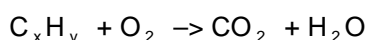
**D-30** - Una ampolla contiene 22 mg de cierto hidrocarburo gaseoso. Se ha dejado salir de la misma todo el gas, introduciéndolo en un recipiente provisto de émbolo contra una presión  $p = 1 \text{ atm}$ , con lo cual este se ha vaporizado, ocupando un volumen de  $20,68 \text{ cm}^3$ . Alcanzado el equilibrio térmico, en el seno del gas se midió una temperatura  $T = 25,00 \text{ }^\circ\text{C}$ . A continuación este gas, muy inflamable, se quemó con oxígeno puro en exceso. Después de dejar alcanzar la temperatura y presión ambiente se recogió un líquido que pesó 15,3 mg. Se sabe que este hidrocarburo, en esas condiciones de presión y temperatura ( $P = 1 \text{ atm}$  y  $T = 25,00 \text{ }^\circ\text{C}$ ), se comporta muy aproximadamente como un gas ideal.

¿De qué hidrocarburo se trata?

Datos: pesos atómicos (redondeados a dos decimales):  $C = 12,01$ ;  $H = 1,01$ ;  $O = 16,00$ . Constante universal de los gases:  $R = 0,082 \text{ atmL/molK}$ .

#### RESOLUCIÓN

La combustión de cualquier hidrocarburo origina como productos de la reacción  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$ , por lo que el líquido que se recoge después de la combustión es  $\text{H}_2\text{O}$ .



Como podemos deducir de esta reacción, la cantidad de Carbono presente en el hidrocarburo será la que aparece en el  $\text{CO}_2$ , mientras que la cantidad de Hidrógeno será la que está presente en la cantidad de  $\text{H}_2\text{O}$  que se ha formado, y ésta podemos calcularla, ya que obtenemos 15,3 mg de agua y sabemos que en cada mol de  $\text{H}_2\text{O}$  (18 g) hay 2 g de H

$$\left. \begin{array}{l} 18 \text{ g de H}_2\text{O} \text{ --- } 2 \text{ g H} \\ 0,0153 \text{ g} \text{ --- } x \end{array} \right\} x = \frac{2 \cdot 0,0153}{18} = 1,70 \cdot 10^{-3} \text{ g} = 1,70 \text{ mg de H hay en el H}_2\text{O formada}$$

Por tanto, como la muestra inicial contenía 22 mg del hidrocarburo de los cuales 1,7 mg son de Hidrógeno, por lo que de Carbono tendremos el resto:  $22 - 1,70 = 20,3 \text{ mg de C}$ .

Con estas cantidades ya podemos determinar la fórmula empírica, calculando el  $n^\circ$  de moles (átomos-g) de cada elemento existentes en esas cantidades, para lo cual las dividimos entre los correspondientes pesos atómicos:

$$\left. \begin{array}{l} C = \frac{20,3 \cdot 10^{-3}}{12,01} = 1,69 \cdot 10^{-3} \text{ at - g} \\ H = \frac{1,70 \cdot 10^{-3}}{1,01} = 1,68 \cdot 10^{-3} \text{ at - g} \end{array} \right\} \left. \begin{array}{l} \frac{1,69 \cdot 10^{-3}}{1,68 \cdot 10^{-3}} = 1 \\ \frac{1,68 \cdot 10^{-3}}{1,68 \cdot 10^{-3}} = 1 \end{array} \right\} \text{ La fórmula empírica será, por lo tanto } (\text{C H})_n$$

Para determinar su fórmula molecular, hemos de tener en cuenta que los 22 mg del hidrocarburo ocupan un volumen de  $20,68 \text{ cm}^3$  a  $1 \text{ atm}$  y  $15^\circ\text{C}$ , por lo que le aplicamos la ecuación de Clapeyron para los gases ideales:

$$P.V = \frac{g}{Pm} \cdot R.T \Rightarrow 1 \text{ atm} \cdot 0,02068 \text{ L} = \frac{0,022 \text{ g}}{Pm} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}, \text{ de donde:}$$

$$Pm = \frac{0,022 \cdot 0,082 \cdot 298}{10,02068} = 25,99 \text{ g/mol}, \text{ por tanto, como la fórmula empírica es } :(\text{C H})_n$$

$$25,99 = n \cdot (12+1); 25,99 = n \cdot 13 \Rightarrow n = 2, \text{ y así,}$$

la fórmula molecular es:  **$\text{C}_2\text{H}_2$  : ETINO o ACETILENO**