

Las sustancias y su identificación

Contenido

1	MAGNITUDES UNIDADES.....	2
1.1	UNIDADES FUNDAMENTALES DEL SISTEMA INTERNACIONAL (SI).....	2
2	LEYES FUNDAMENTALES DE LA QUÍMICA.....	2
3	TEORÍA ATÓMICA DE DALTON	4
4	LEYES VOLUMÉTRICA	5
5	MASA MOLECULAR RELATIVA.....	6
5.1	EL MOL 6	
6	FORMULA DE LAS SUSTANCIAS	8
6.1	COMPOSICIÓN CENTESIMAL DE UNA SUSTANCIA	8
6.2	OBTENCIÓN DE LA FORMULA DE UN COMPUESTO	8

1 Magnitudes Unidades

1.1 Unidades fundamentales del Sistema internacional (SI)

Unidades Fundamentales son aquellas que se pueden medir directamente (m, kg ,s..)

Unidades derivadas son las que se obtienen combinando las fundamentales $\frac{m}{s}$; kg/cm^3

Magnitud	Unidad S.I.	Símbolo	descripción
Longitud	Metro	m	
Masa	Kilogramo	Kg	
Tiempo	Segundo	s	
Intensidad de corriente	Amperio	A	
Temperatura	Kelvin	°K	0° Centígrados o Celsius = 273,15Kelvin Para pasar de grados Centígrados a K sumamos 273,15
Cantidad de Sustancia	Mol	mol	Masa molecular expresado en gramos
Intensidad Luminosa	Candela	cd	

2 Leyes fundamentales de la Química

Ley de conservación de la materia (Lavoisier)

La materia no se crea ni se destruye, solo se transforma

En una reacción química la masa de las sustancias de partida (reactivos) es igual a la masa de

Las sustancias que se obtienen en la reacción química (productos)

Masa de los reactivos (gr)--- Reacción química => masa de los productos (gr)



$$\sum \text{masa de los reactivos} = \sum \text{masa de los productos}$$

Ley de las proporciones definidas (Proust)

Siempre que dos o más elementos se combinan para formar un mismo compuesto, lo hacen en la misma proporción en masa.

1. Ejercicio

En una muestra de sal común hay 4,6 g de sodio y 7,1 g de cloro.

a) ¿Cual es la masa de la muestra?

b) ¿Que cantidad de sodio (Na) y cloro (Cl) habrá en una muestra de de 2,3 g de sal?

Solución

Si en la muestra de sal cloruro sodico (ClNa) habia 4,6g de Na y 7,1 g de Cl

la muestra tendria 4,6g Na + 7,1g Cl = 11,7g de ClNa;

c) Aplicamos una regla de tres

$$\begin{cases} \text{Si en 11,7 g sal hay} & \longrightarrow & 4,6 \text{ g de Na;} \\ \text{en 2,3 g de sal habra} & \longrightarrow & x \text{ g de Na} \end{cases} \quad 11,7 * x = 4,6 * 2,3;$$

$$x = \frac{4,6 * 2,3}{11,7} = 0,9 \text{ g de Na.}$$

$$2,3 \text{ g sal} - 0,9 \text{ g de Na} = 1,4 \text{ g de Cl}$$

Ley de las proporciones múltiples (Ley de Dalton)

Cuando dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, las cantidades de uno de los elementos que se combinan con una cantidad fija de otro, guardan entre si una relación de números enteros sencillos. 1:1; 1:2; 2:3

2. Ejercicio

El cromo(Cr) y el Oxígeno (O) reaccionan formando dos compuestos de Oxido de cromo. Una muestra de cada uno de estos compuestos da el siguiente resultado

Oxido de cromo I

9,5 gr de Cr y 2,9 g de O

Oxido de cromo II

11,7 gr de Cr y 5,2 g de O

Comprobar si estos resultados cumplen la ley de proporciones Múltiples

Solución

Muestra Oxido de Cromo I

$$\frac{9,5 \text{ g Cr}}{2,9 \text{ g O}} = 3,3;$$

Muestra Oxido de Cromo II

$$\frac{11,7 \text{ g Cr}}{5,2 \text{ g O}} = 2,2;$$

Comprobamos la proporción de Cr que tendríamos en la muestra II si hubiera reaccionado con 2,9g de O

$$\frac{11,7 \text{ g Cr}}{5,2 \text{ g O}} = \frac{x}{2,9 \text{ g O}}; x = \frac{11,7 * 2,9}{5,2} = 6,525 \text{ g de Cr.}$$

Comprobamos si cumple la ley de proporciones múltiples $\frac{9,5 \text{ g Cr}}{6,5 \text{ g Cr}} = 1,5$ Proporción 3: 2

3. Ejercicio

El azufre (S) y el oxígeno(O) se combinan para formar tres compuestos distintos (SO, SO₂, SO₃) y

Para formar cada uno de ellos lo harán en unas proporciones fijas.

$$32 \text{ g de azufre} \begin{cases} 16 \text{ g de Oxígeno} \longrightarrow 48 \text{ g SO} \\ 32 \text{ g de Oxígeno} \longrightarrow 64 \text{ g SO}_2 \\ 48 \text{ g de Oxígeno} \longrightarrow 80 \text{ g SO}_3 \end{cases}$$

Solución

Comprobamos la proporción de oxígeno para 32 gr de azufre

$$\text{Cantidad de O entre el 2º y el 1º} \Rightarrow \frac{\text{cantidad de O en 2º}}{\text{Cantidad de O en 1º}} = \frac{32}{16} = 2;$$

$$\text{Cantidad de O entre el 3º y el 2º} \Rightarrow \frac{\text{cantidad de O en 3º}}{\text{Cantidad de O en 2º}} = \frac{48}{32} = \frac{3}{2}$$

$$\text{Cantidad de O entre el 3º y el 1º} \Rightarrow \frac{\text{cantidad de O en 3º}}{\text{Cantidad de O en 1º}} = \frac{48}{16} = 3;$$

El resultado son números enteros sencillos. Se cumple la ley de proporciones múltiples

4. Ejercicio

El cromo y el cloro forma dos compuestos diferentes. En un laboratorio se analizan

4 muestras y la masa de los elementos que se obtiene en cada caso es:

Muestra	Masa de Cromo (Cr)	Masa de Cloro (Cl)
A	0,261	0,356
B	0,150	0,250
C	0,342	0,700
D	0,522	0,713

- Hallar dos muestras del mismo compuesto
- Hallar dos muestras que pertenecen a distintos compuesto
- La muestra de un compuesto imposible.

Solución

A La relacion entre los dos componentes $\frac{\text{masa de cromo}}{\text{masa de cloro}} = \frac{0,261}{0,356} = 0,733$

B La relacion entre los dos componentes $\frac{\text{masa de cromo}}{\text{masa de cloro}} = \frac{0,150}{0,250} = 0,6$

C La relacion entre los dos componentes $\frac{\text{masa de cromo}}{\text{masa de cloro}} = \frac{0,342}{0,700} = 0,489$

D La relacion entre los dos componentes $\frac{\text{masa de cromo}}{\text{masa de cloro}} = \frac{0,522}{0,713} = 0,733$

a) $\frac{A}{D} = \frac{0,733}{0,733} = 1:1$; mismo compuesto A y D

b) $\frac{A}{C} = \frac{0,733}{0,489} = 1,5$; 3:2 Distinto compuesto A y C

c) $\frac{A}{B} = \frac{0,733}{0,6} = 1,222$; B como compuesto imposible

3 Teoría atómica de Dalton

- La materia está formada por partículas muy pequeñas llamadas átomos, que son indivisibles y no se pueden destruir.
- Los átomos de un mismo elemento son iguales entre sí, tienen la misma masa e iguales propiedades.
- Los átomos permanecen sin división, aun cuando se combinen en las reacciones químicas.
- Los átomos, al combinarse para formar compuestos, guardan relaciones simples de números enteros y pequeños.
- Los átomos de elementos diferentes se pueden combinar en proporciones distintas y formar más de un compuesto.
- Los átomos pueden combinarse para formar compuestos químicos. Por ejemplo: los átomos de hidrógeno y oxígeno pueden combinarse y formar moléculas de agua (H_2O).
- Los átomos se combinan para formar compuestos en relaciones numéricas simples. Por ejemplo: al formarse agua, la relación es de 2 a 1 (dos átomos de hidrógeno con un átomo de oxígeno).
- Los átomos de elementos diferentes se pueden combinar en proporciones distintas y formar más de un compuesto. Por ejemplo: un átomo de carbono con uno de oxígeno forman monóxido de carbono (CO), mientras que dos átomos de oxígeno con uno de carbono, forman dióxido de carbono (CO_2).

4 Leyes volumétrica

En una reacción entre gases los volúmenes de las sustancias que reaccionan y los de los productos, medidos en las mismas condiciones de Presión y temperatura guardan una relación de números enteros sencillos

5. Ejercicio

3 litros de nitrógeno(N)se combinan con 1,5l de Oxígeno (O)y obtenemos

3l de Monóxido de Nitrógeno(NO). Hallar el Volumen de NO que obtendré si combino en las mismas condiciones de presión y temperatura 3 l de O₂, habiendo suficiente volumen de N

Solución

$$\begin{cases} 1,5 \text{ litros } O_2 & \text{producen} & 3 \text{ l de NO} \\ 3 \text{ litros } O_2 & \text{producen} & x \end{cases} \quad \frac{1,5}{3} = \frac{3}{x}; x = \frac{9}{1,5} = 6 \text{ l NO}$$

6. Ejercicio

Completar la tabla considerando que en todos los casos tanto los reactivos como los productos están en las mismas condiciones de presión y temperatura.

Experiencia	Nitrógeno (litros)	Oxígeno (litros)	Monóxido de Nitrógeno (NO)(litros)	Nitrógeno que sobra (litros)	Oxígeno que sobra (litros)
A	3	1,5	3	0	0
B	10	5	0	0	0
C	3	3	0	0	1,5
D	3	1	2	1	0
E	2,4	1,2	2,4	1	0
F	4,9	1,7	3,4	1,5	0

Solución

$$B \begin{cases} 3 \text{ litros } N_2 & \text{reaccionan con } 1,5 \text{ l de } O_2 \\ x \text{ litros } N_2 & \text{reaccionan con } 5 \text{ l de } O_2 \end{cases} \quad \frac{3}{x} = \frac{1,5}{5}; x = \frac{3 \cdot 5}{1,5} = 10 \text{ l } N_2$$

$$D \begin{cases} 3 \text{ litros } N_2 & \text{producen } 3 \text{ l de NO} \\ x \text{ litros } N_2 & \text{producen } 2 \text{ l de NO} \end{cases} \quad \frac{3}{x} = \frac{3}{2}; x = \frac{3 \cdot 2}{3} = 2 \text{ l } N_2 \quad \text{sobra 1 l } N_2$$

$$D \begin{cases} 3 \text{ litros } N_2 & \text{reaccionan con } 1,5 \text{ l de } O_2 \\ 2 \text{ litros } N_2 & \text{reaccionan con } x \text{ l de } O_2 \end{cases} \quad \frac{3}{2} = \frac{1,5}{x}; x = \frac{2 \cdot 1,5}{3} = 1 \text{ l } O_2$$

$$E \begin{cases} 3 \text{ litros } N_2 & \text{producen } 3 \text{ l de NO} \\ x \text{ litros } N_2 & \text{producen } 2,4 \text{ l de NO} \end{cases} \quad \frac{3}{x} = \frac{3}{2,4}; x = \frac{3 \cdot 2,4}{3} = 2,4 \text{ l } N$$

$$E \begin{cases} 3 \text{ litros } N_2 & \text{reaccionan con } 1,5 \text{ l de } O_2 \\ 2,4 \text{ litros } N_2 & \text{reaccionan con } x \text{ l de } O_2 \end{cases} \quad \frac{3}{2,4} = \frac{1,5}{x}; x = \frac{2,4 \cdot 1,5}{3} = 1,2 \text{ l } O_2$$

$$F \begin{cases} 1,5 \text{ litros } N_2 & \text{producen } 3 \text{ l de NO} \\ 1,7 \text{ litros } N_2 & \text{producen } x \text{ l de NO} \end{cases} \quad \frac{1,5}{1,7} = \frac{3}{x}; x = \frac{3 \cdot 1,7}{1,5} = 3,4 \text{ l NO}$$

Para producir 3,4 l de NO usaré 3,4l de N₂ si sobran 1,5 tendré 3,4 + 1,5 = 4,9l de N₂

Los gases ideales cumplen la **hipótesis de Avogadro** que establece que "una cantidad de cualquier tipo de gas, en un mismo volumen, a la misma temperatura y la misma presión, contiene el mismo número de moléculas, independientemente del tipo de gas que sea"

5 Masa Molecular Relativa

Se denomina **masa atómica relativa** de un elemento químico a la masa de sus átomos con relación a la doceava parte de la masa del átomo de carbono-12.

Una unidad de masa atómica, **u**, es una cantidad de materia igual a la 12ª parte de un átomo del isótopo de Carbono-12

$$1u = 1,6605 \cdot 10^{-27} kg$$

Número atómico	5	10.811	Masa atómica
		B	Símbolo
		Boro	Nombre del elemento

Un átomo en su estado natural es neutro y tiene un número igual de electrones y protones

Número atómico de un elemento químico es el número total de protones que tiene cada átomo de ese elemento.

El **Número másico** (masa atómica) nos indica el número total de partículas que hay en el núcleo, es decir, la suma de protones y neutrones. Es el peso molecular expresado en gramos.

$$\text{número de masa atómica} = \text{número de protones} + \text{número de neutrones}$$

$$\text{número de masa atómica (A)} = \text{número atómico (Z)} + \text{número de neutrones}$$

Mientras que el número de neutrones = Número másico (A) - Número atómico (Z) donde:

$$A = Z + N$$

Cabe indicar que el número másico siempre se encontrará junto al número atómico, también se debe saber que el número de masa se puede recoger de la tabla periódica.

Elemento	Numero másico(A)	Numero atómico(Z)	Protones	Electrones	Neutrones
Be	9	4	4	4	5
Ne	20	10	10	10	10
Mg	24	12	12	12	12

5.1 El Mol

La masa de un mol de átomos equivale a su masa atómica expresada en gramos

Un mol de un compuesto es la cantidad de ese compuesto equivalente a su masa molecular relativa expresada en gramos

$$\text{Número de Abogadro: } 1 \text{ mol} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ partículas}$$

$$1 \text{ mol de átomos} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

$$1 \text{ mol de un compuesto} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$1 \text{ mol de Boro (Bo)} = 10,811 \text{ g} \Rightarrow 1 \text{ mol de Boro (BO)} \text{ contiene } 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Bo}$$

7. Ejercicio

En un recipiente tenemos 5g de hidróxido de Calcio Ca(OH)_2 . Calcular

- Cantidad de hidróxido de calcio en moles
- Átomos de Oxígeno que tenemos
- Moles de hidrógeno que tenemos

- d) Gramos de calcio que tenemos
 e) La masa de hidróxido de Calcio necesaria para tener 6 moles de oxígeno

Solución

En la tabla periódica tomamos $M(\text{Ca})=A= 40,08 \text{ g/mol}$; $M(\text{O})= 16 \text{ g/mol}$;

$M(\text{H})= 1,008 \text{ g/mol}$.

a) $\text{Ca}(\text{OH})_2 = 40,08 \text{ g/mol} + 2 (16 + 1,008) \text{ g/mol} = 74,096 \text{ g/mol}$;

Como tenemos 5g $\text{Ca}(\text{OH})_2$;

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol de } \text{Ca}(\text{OH})_2 \text{ pesa } 74,096 \text{ g}; \\ x \text{ mol de } \text{Ca}(\text{OH})_2 \text{ pesaran } 5 \text{ g}; \end{array} \right. \quad \frac{1}{x} = \frac{74,096}{5}; x = \frac{1 * 5}{74,096} = 0,0675 \text{ moles } \text{Ca}(\text{OH})_2$$

b) $\left\{ \begin{array}{l} \text{En } 1 \text{ mol } \text{Ca}(\text{OH})_2 \text{ tenemos } 2 \text{ moles de O}; \\ \text{En } 0,0675 \text{ mol } \text{Ca}(\text{OH})_2 \text{ tendremos } x \text{ moles de O}; \end{array} \right. \quad \frac{1}{0,0675} = \frac{2}{x}; x = \frac{2 * 0,0675}{1} = 0,135;$

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{En } 1 \text{ mol O tiene } 6,022 * 10^{23} \text{ átomos}; \\ \text{En } 0,135 \text{ mol O habra } x \text{ átomos}; \end{array} \right. \quad \frac{1}{0,135} = \frac{6,022 * 10^{23}}{x} =$$

$$x = \frac{6,022 * 10^{23} * 0,135}{1} = 0,813 * 10^{23} \text{ átomos de O} = 1,813 * 10^{22}$$

c) $\left\{ \begin{array}{l} \text{En } 1 \text{ mol } \text{Ca}(\text{OH})_2 \text{ tenemos } 2 \text{ moles de H}; \\ \text{En } 0,0675 \text{ mol } \text{Ca}(\text{OH})_2 \text{ tendremos } x \text{ moles de H}; \end{array} \right. \quad \frac{1}{0,0675} = \frac{2}{x}; x = \frac{2 * 0,0675}{1} = 0,135;$

d) $\left\{ \begin{array}{l} \text{En } 1 \text{ mol de } \text{Ca}(\text{OH})_2 \text{ hay } 40,08 \text{ g de Ca}; \\ 0,0675 \text{ mol de } \text{Ca}(\text{OH})_2 \text{ habra } x \text{ g de Ca}; \end{array} \right. \quad \frac{1}{0,0675} = \frac{40,08}{x};$

$$x = \frac{0,0675 * 40,08}{1} = 2,7054 \text{ g Ca}$$

e) $\left\{ \begin{array}{l} \text{En } 74,096 \text{ g } \text{Ca}(\text{OH})_2 \text{ tenemos } 2 \text{ moles de O}; \\ \text{En } x \text{ g } \text{Ca}(\text{OH})_2 \text{ tendremos } 6 \text{ moles de O}; \end{array} \right. \quad \frac{74,096}{x} = \frac{2}{6};$

$$x = \frac{74,096 * 6}{2} = 222,29 \text{ g } \text{Ca}(\text{OH})_2$$

8. Ejercicio

En una muestra de 8 g de dióxido de Azufre SO_2 calcular:

- a) cantidad de SO_2 en moles;
 b) Átomos de oxígeno
 c) Gramos de azufre (S)

Solución

En la tabla periódica tomamos $M(\text{S})=A= 32,065 \text{ g/mol}$; $M(\text{O})= 16 \text{ g/mol}$;

1 mol SO_2 tiene un amasa de $32,065 + 2(16) = 64,065 \text{ g}$

a) $\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol de } \text{SO}_2 \text{ pesa } 64,065 \text{ g}; \\ x \text{ mol de } \text{SO}_2 \text{ pesaran } 8 \text{ g}; \end{array} \right. \quad \frac{1}{x} = \frac{64,065}{8}; x = \frac{1 * 8}{64,065} = 0,125 \text{ moles } \text{SO}_2$

b) $\left\{ \begin{array}{l} \text{En } 1 \text{ mol } \text{SO}_2 \text{ tenemos } 2 \text{ moles de O}; \\ \text{En } 0,125 \text{ mol } \text{SO}_2 \text{ tendremos } x \text{ moles de O}; \end{array} \right. \quad \frac{1}{0,125} = \frac{2}{x}; x = \frac{2 * 0,125}{1} = 0,25 \text{ mol};$

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{En } 1 \text{ mol O tiene } 6,022 * 10^{23} \text{ átomos}; \\ \text{En } 0,25 \text{ mol O habra } x \text{ átomos}; \end{array} \right. \quad \frac{1}{0,25} = \frac{6,022 * 10^{23}}{x} =$$

$$x = \frac{6,022 \cdot 10^{23} \cdot 0,25}{1} = 1,506 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

$$c) \begin{cases} \text{En 1 mol de SO}_2 \text{ tenemos 32,065 g de S; } \frac{1}{0,125} = \frac{32,065}{x}; \\ \text{En 0,125 moles de SO}_2 \text{ tendremos x g de S; } \end{cases}$$

$$x = \frac{32,065 \cdot 0,125}{1} = 4,01 \text{ g de S;}$$

6 Fórmula de las sustancias

Fórmula empírica: Es una expresión que representa la proporción más simple en la que están presentes los átomos que forman un compuesto químico. Es por tanto la representación más sencilla de un compuesto.

Por ejemplo, si observamos que dos moles de hidrógeno reaccionan completamente con un mol de oxígeno para formar dos moles de agua (sin generar otro producto), diríamos que la fórmula del agua es H_2O

Fórmula molecular: indica los elementos que forman un compuesto y exactamente cuántos átomos de cada elemento lo componen

La fórmula empírica muestra la mínima relación de números enteros de átomos presentes en un compuesto, no es la fórmula real. La fórmula molecular muestra el número de átomos de cada elemento que constituyen un determinado compuesto. Es la fórmula real.

6.1 Composición centesimal de una sustancia

Indica el % de masa de cada elemento que lo componen

Ejemplo: composición centesimal del dióxido de Azufre SO_2 ;

En la tabla periódica tomamos $M(\text{S})=A= 32,065 \text{ g/mol}$; $M(\text{O})= 16 \text{ g/mol}$;

en 1 mol $\text{SO}_2 = 64,065 \text{ g}$ hay 32,065 g S y 32 g de O;

$$\begin{cases} \text{En 64,065 g SO}_2 \text{ tenemos 32,065 g de S; } \frac{64,065}{100} = \frac{32,065}{x}; x = \frac{32,065 \cdot 100}{64,065} = 50,05\% \\ \text{En 100g de SO}_2 \text{ tendremos x g de S; } \end{cases}$$

$$\begin{cases} \text{En 64,065 g SO}_2 \text{ tenemos 32 g de O; } \frac{64,065}{100} = \frac{32}{x}; x = \frac{32 \cdot 100}{64,065} = 49,95\% \\ \text{En 100g de SO}_2 \text{ tendremos x g de O; } \end{cases}$$

6.2 Obtención de la fórmula de un compuesto

Para hallar la fórmula empírica de un compuesto, primero se obtienen los moles de cada elemento, luego se divide cada uno por el de menor valor y finalmente, por simplificación, se hallan los números enteros más sencillos posibles.

Ejemplo:

En un compuesto se ha encontrado la siguiente composición centesimal: 69,98 % Ag; 16,22 % As; 13,80 % O.

la fórmula sería $\text{Ag}_x\text{As}_y\text{O}_z$ (en 100 g de $\text{Ag}_x\text{As}_y\text{O}_z$ tendría 69,98g Ag, 16,22g As y 13,80 gO

En la tabla periódica tomamos $M(\text{Ag}) 107,87 \text{ g/mol}$; $M(\text{As}) 74,922 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}) 16 \text{ g/mol}$

Dividiendo el peso por el peso atómico se obtienen los moles:

Para la plata Ag $\frac{69,98}{107,87} = 0,649$ moles de Ag

Para el arsenico As $\frac{16,22}{74,922} = 0,216$ moles de As

Para el oxigeno O $\frac{13,80}{16} = 0,863$ moles de O

$\left\{ \begin{array}{l} \text{para } 0,216 \text{ moles de As hay } 0,649 \text{ moles de Ag;} \\ \text{Para } 1 \text{ moles de As habra } x \text{ moles de AG;} \end{array} \right. \frac{0,216}{1} = \frac{0,649}{x}; x = \frac{0,649}{0,216} = 3$

$\left\{ \begin{array}{l} \text{para } 0,216 \text{ moles de As hay } 0,863 \text{ moles de O;} \\ \text{Para } 1 \text{ moles de As habra } x \text{ moles de O;} \end{array} \right. \frac{0,216}{1} = \frac{0,863}{x}; x = \frac{0,863}{0,216} = 4$

La formula sería $\text{Ag}_x\text{As}_y\text{O}_z = \text{Ag}_3\text{As}_0\text{O}_4$

La masa molecular $\text{Ag}_3\text{As}_0\text{O}_4$ será $= 3 * 107,87 + 74,922 + 4 * 16 = 462,532 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$;

9. Ejercic

En un compuesto de urea $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ tenemos $5 * 10^{24}$ moleculas de Urea

a) ¿ Cuantos gramos de urea tenemos?

b) ¿ Cuantos moles de Oxigeno?

c) ¿ Cuantos gramos de Nitrogeno?

d) ¿ Cuantos atomos de Higrogeno?

Solución

En la tabla periodica tomamos el peso en un mosl de $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$

$M(\text{CO}(\text{NH}_2)_2) = M(\text{C})12\text{g} + M(\text{O})16\text{g} + M(\text{N})2(14,01)\text{g} + M(\text{H})4(1,008) = 60,052 \text{ g/mol}$

a) $\left\{ \begin{array}{l} \text{En } 1 \text{ mol de } \text{CO}(\text{NH}_2)_2 \text{ tenemos } 6,022 * 10^{23} \text{ moleculas;} \\ \text{En } x \text{ mol de } \text{CO}(\text{NH}_2)_2 \text{ tenemos } 5 * 10^{24} \text{ moleculas} \end{array} \right. x = \frac{5 * 10^{24}}{6,022 * 10^{23}} = 8,3 \text{ moles}$

$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol de } \text{CO}(\text{NH}_2)_2 \text{ pesa } 60,052\text{g;} \\ 8,3 \text{ mol de } \text{CO}(\text{NH}_2)_2 \text{ pesaran } x \text{ g;} \end{array} \right. ; x = \frac{8,3 * 60,052}{1} = 498,43 \text{ g}$

b) $\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol de } \text{CO}(\text{NH}_2)_2 \text{ hay } 1 \text{ mol de O;} \\ 8,3 \text{ mol de } \text{CO}(\text{NH}_2)_2 \text{ hay } x \text{ moles de O;} \end{array} \right. ; x = 8,3 \text{ moles de O}$

c) $\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol de } \text{CO}(\text{NH}_2)_2 \text{ hay } 28,02 \text{ g de N;} \\ 8,3 \text{ mol de } \text{CO}(\text{NH}_2)_2 \text{ habra } x \text{ g de N;} \end{array} \right. ; x = 8,3 * 28,02 = 232,566 \text{ g de N}$

b) $\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol de } \text{CO}(\text{NH}_2)_2 \text{ hay } 4 \text{ mol de H;} \\ 8,3 \text{ mol de } \text{CO}(\text{NH}_2)_2 \text{ hay } x \text{ moles de H;} \end{array} \right. ; x = 8,3 * 4 = 33,2 \text{ moles de H}$

d) $\left\{ \begin{array}{l} \text{En } 1 \text{ mol de H tenemos } 6,022 * 10^{23} \text{ atomos;} \\ \text{En } 33,2 \text{ mol de H tenemos } x \text{ atomos de H} \end{array} \right. x = 32,2 * 6,022 * 10^{23} = 1,93910^{25}$