

Subunidad 2.3: átomos, moléculas y moles

Átomos.- no todos los átomos de un elemento de un elemento son idénticos, los elementos pueden existir en varias formas denominadas isotópicas, se ha sugerido el nombre de isótopos para los átomos de un mismo elemento que solo difieren en masa. ***Los isótopos de un elemento dado tienen la misma carga nuclear y el mismo número de electrones, pero difieren en el número de neutrones en el núcleo.***

Núcleo y número atómico. – casi toda la masa de un átomo (99,9%) está concentrada en su núcleo cargado positivamente y constituido fundamentalmente por dos clases diferentes de partículas llamadas nucleones como el **protón y el neutrón**.

Número atómico de un elemento se simboliza con Z, es igual al número de electrones de un átomo neutro y al número de protones de su núcleo.

El número másico de uno de sus isótopos, se representa por A y es igual al número atómico Z mas el número de neutrones del núcleo (N). $A = Z + N$. A Se simboliza colocando **como superíndice a la izquierda del símbolo del elemento**. Por ejemplo, el isótopo del **nitrógeno que contiene 8 (N) neutrones tiene un número de masa 15 y se representa como ^{15}N** . Es posible determinar el número de neutrones en un isótopo restando el número atómico del número de masa: $A - Z = 15 - 7 = 8 N$

Subunidad 2.3: átomos, moléculas y moles

Peso atómico.- de un elemento, expresa la masa promedio de átomos de un elemento determinado. *Las masas de los átomos individuales son muy pequeñas, el átomo más pesado descubierto tiene una masa menor que 5×10^{-25} kg o 1.10×10^{-24} lb.* Para evitar valores de masas de los átomos con exponentes negativos, se utiliza *unidad de masa atómica (uma) o simplemente se representa con el símbolo u.* **1 uma=1.66053906660×10⁻²⁴ gramos o 1 uma≈3.66086×10⁻²⁷ libras**

En química se trabaja con el peso atómico promedio de los átomos que refleja su abundancia relativa de los diferentes isótopos.

Peso atómico promedio. (abundancias isotópicas).- al medir el peso *atómico de un elemento, por lo general se debe establecer el peso promedio de la mezcla natural de los isótopos. Por lo tanto el peso atómico promedio de los elementos se puede calcular así:*

$$\text{Peso atómica de X} = (\text{masa atómica de X1}) \times (\% \text{ de X1}) / 100 + (\text{masa atómica de X2}) \times (\% \text{ de X2}) / 100 + \dots \text{ Ec. (1)}$$

Donde X es la masa de los isótopos de los elementos y %= su abundancia isotópica .

Los porcentajes de los distintos isótopos deben sumar 100:

$$\% \text{ de X1} + \% \text{ de X2} + \dots = 100\% \text{ Ec.(2)}$$

Subunidad 2.3: átomos, moléculas y moles

Ejemplo 1.- Se ha determinado que la masa atómica del carbono-12 es de 12.00000 u y del C-13 es de 13.00335 u y su abundancia isotópica es 98.90% y 1.10% respectivamente. Así, el peso atómico promedio del carbono se calcula como sigue:

$$\text{Peso atómico promedio Carbono} = (12.00000 \text{ u})(98,90/100) + (13.00335 \text{ u})(1,10/100) = 12.01 \text{ uma o } 12.01 \text{ u.}$$

En cálculos que incluyen porcentajes es necesario convertir los porcentajes a fracciones. Por ejemplo, 98.90% se transforma en 98.90/100 o 0.9890, como se muestra en el ejemplo anterior.

Ejemplo2.- el elemento boro tiene dos isótopos $^{10}_5B$ y $^{11}_5B$. Sus masas en la escala del carbono 12 son 10,01 y 11,01, respectivamente. La abundancia del $^{10}_5B$ es del 20%. Cual es a) la abundancia del $^{11}_5B$ y b) la masa atómica del boro?

Solución:

<p>a) La masa de las abundancias debe ser 100%. Por tanto: Abundancia $^{11}_5B = 100\% - 20\% = 80\%$</p>	<p>b) Sustituyendo en la ecuación 1 tenemos: Peso atómico boro= $10,01 \times \frac{20,0}{100} + 11,01 \times \frac{80}{100} = 2,00 + 8,81 = 10,81$</p>
---	--

Valor dado para el boro en la tabla periódica, la masa es más cercana a 11 que a 10, por ser el más pesado y está en mayor porcentaje.

Subunidad 2.3: átomos, moléculas y moles

Mol: número de Avogadro

Mol. - En razón de que los átomos tienen masas muy pequeñas, se utiliza el término **mol** para indicar un conjunto de un número grande y fijo de entidades químicas fundamentales, (átomos, moléculas u otras partículas), comparable con la cantidad que se manejaría en un experimento real. La abreviatura de la unidad es **mol (n)**. En el SI, el mol es la cantidad de una sustancia que contiene 6.022×10^{23} entidades elementales (átomos, moléculas u otras partículas), a este número se denomina **número de Avogadro (NA)**,

$$NA = 6.022 \times 10^{23} = 1 \text{ mol}; \text{ se puede dar en } NA = \text{moléculas/mol} \text{ o } N = \text{átomos/mol de átomos}$$

Para un químico **1 mol es equivalente a un número de Avogadro de unidades así**

- 1mol de átomos de S = 6.022×10^{23} átomos en su masa o peso atómico= 32,06 g de S
- 1mol de átomos de Cu = 6.022×10^{23} átomos en su masa o peso atómico= 63,55 g de Cu
- 1mol de átomos de O = 6.022×10^{23} átomos en su masa o peso atómico= 16 g de O

Una vez que conocemos el número de Avogadro y la masa o peso atómico del elemento, es posible calcular

- *la masa de un átomo individual.*
- *También podemos determinar el número de átomos que hay en una cantidad determinadas de cualquier elemento.*

Subunidad 2.3: átomos, moléculas y moles

Peso molecular y mol

El peso de un mol de moléculas también se puede obtener de los pesos atómicos así un mol de moléculas de CO, contiene un mol de átomos de C y un mol de átomos de O, el peso de un mol de CO será:

Peso de un mol de C + peso de un mol de O = peso de 1 mol de CO

$$12,01\text{g} + 16\text{g} = 28,01\text{g}$$

Entonces peso molecular de CO (28,01) expresado en gramos, es el peso de 1 mol de CO. Peso molecular expresado en gramos es igual a 1 mol y contiene $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de CO. El mol se designa con la letra n y sus unidades es el peso en gramos sobre el peso molecular:

$$n = \frac{\text{peso (g)}}{\text{peso molecular} \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$

En general, necesitamos multiplicar la masa atómica de cada elemento por el número de átomos de ese elemento presente en la molécula y sumar todos los resultados. Para calcular el peso molecular de una sustancia debemos conocer la fórmula.

Subunidad 2.3: átomos, moléculas y moles

Peso molecular y mol .- Por ejemplo, la masa molecular del H₂O es: 2(peso atómico del H) + peso atómico del O; o bien $2(1.008 \text{ g}) + 16.00 \text{ g} = 18.02$ para el H₂O). Podemos realizar los siguientes cálculos

Para pasar de	Use la relación
1. Número de partículas a moles	$1 \text{ mol} = 6.022 \times 10^{23} \text{ partículas}$
2. Moles a gramos	$1 \text{ mol} = X \text{ gramos}$
3. Número de partículas a gramos	$6.022 \times 10^{23} \text{ partículas} = X \text{ gramos}$

Donde X es el peso de la fórmula (63,55 para el Cu, 18,02

Ejemplo 1: : tomando para el número de Avogadro 6.022×10^{23} , calcular a) la masa del átomo de azufre b) el número. Solución:

<p>a) Sabemos que 6.022×10^{23} átomos de S pesan 32,6g:</p> <p style="text-align: center;">$6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de S} = 32,6\text{g}$</p> <p>Esta relación nos da un factor de conversión para convertir un átomo de S en gramos:</p> <p>masa átomo de S = $1 \text{ átomo S} \times \frac{32.06\text{g}}{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos}} = 5,324 \times 10^{23}\text{g}$</p>	<p>b) Se procede en sentido inverso, es decir pasar de gramos a número de átomos, el factor de conversión es:</p> <p style="text-align: center;">$6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de S} / 32,06\text{g}$</p> <p>No. de atm. S = $1000\text{g} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos}}{32.06 \text{ g}} = 1,878 \times 10^{22} \text{ átomos}$</p>
---	---

Subunidad 2.3: átomos, moléculas y moles

Ejemplo 2: Ejemplo 1: calcular los pesos moleculares (g/mol) de a) K₂CrO₄; b) sacarosa C₁₂H₂₂O₁₁

<p>a) Calculamos la masa de la fórmula K₂CrO₄:</p> <p>Masa del K₂CrO₄ = 2(peso atómico K) + peso atómico de Cr + 4(peso atómico del O)</p> $= 2(39,10) + 52,00 + 4(16,00) = 194,30$ <p>Peso molecular del K₂CrO₄ = 194,30g/mol</p>	<p>b) Calculamos la masa de la fórmula C₁₂H₂₂O₁₁</p> <p>Masa del C₁₂H₂₂O₁₁ = 12(peso atómico C) + 22(peso atómico de H) + 11(peso atómico del O)</p> $= 2(12,01) + 22(1,01) + 11(16,00) = 342,34$ <p>Peso molecular del C₁₂H₂₂O₁₁ = 342,34 g/mol</p>
---	--

Conversión de mol –gramo.-

Para transformar de **moles a gramos y viceversa** es necesario determinar primero: **el peso molecular de las sustancias por convertir** así: $n = \frac{\text{peso (g)}}{\text{Peso molecular (M)}} \quad n = g/M$

$$n = \frac{\text{peso (g)}}{\text{Peso molecular (M)}} \quad n = g/M$$

Ejemplo 1: calcular el número de moles en 212g de a) K₂CrO₄ b) C₁₂H₂₂O₁₁

Solución:

Subunidad 2.3: átomos, moléculas y moles

Ejemplo de Conversión de mol –gramo:

Ejemplo 1: calcular el número de moles en 212g de a) K_2CrO_4 b) $C_{12}H_{22}O_{11}$

Solución:

a) Según el problema anterior el peso molecular del K_2CrO_4 es 194,20g/mol 1mol de K_2CrO_4 = 194,20g K_2CrO_4 Numero moles de K_2CrO_4 = $212g \times \frac{1mol}{194,29g} =$ 1,09 moles	b) Según el problema anterior el peso molecular del $C_{12}H_{22}O_{11}$ es 342,34 g/mol 1mol de $C_{12}H_{22}O_{11}$ = 342,34 g Numero moles de $C_{12}H_{22}O_{11}$ = $212g \times \frac{1mol}{342,34g} =$ 0,619 moles
---	---

Ejemplo 2:

¿Cuántos moles están representados por a) 6.35 g de CO_2 , b) 9.11 g de SiO_2 , c) 15.02 g de $Ca(NO_3)_2$?

Consulte las masas atómicas correspondientes en la tabla periódica. Las masas moleculares se calculan usando las masas atómicas.

$$\text{Masa molar de } CO_2 = 1(12.01) + 2(16.00) = 44.01 \text{ g/mol}$$

$$\text{Masa molar de } SiO_2 = 1(28.09) + 2(16.00) = 60.09 \text{ g/mol}$$

$$\text{Masa molar de } Ca(NO_3)_2 = 1(40.08) + 2[1(14.01) + 3(16.00)] = 164.10 \text{ g/mol}$$

a) Cantidad de CO_2 = $6.35 \text{ g} \times (1 \text{ mol}/44.01 \text{ g}) = 0.1443 \text{ mol de } CO_2$

b) Cantidad de SiO_2 = $9.11 \text{ g} \times (1 \text{ mol}/60.09 \text{ g}) = 0.1516 \text{ mol de } SiO_2$

c) Cantidad de $Ca(NO_3)_2$ = $15.02 \text{ g} \times (1 \text{ mol}/164.10 \text{ g}) = 0.0915 \text{ mol de } Ca(NO_3)_2$

Subunidad 2.3: átomos, moléculas y moles

- 2.7. ¿Cuántos *a)* gramos de H_2S , *b)* moles de H y de S, *c)* gramos de H y de S, *d)* moléculas de H_2S , y *e)* átomos de H y de S, contiene 0.400 mol de H_2S ?

Las masas atómicas implicadas son H, 1.008; S, 32.066. La masa molecular de H_2S es $2(1.008) + 32.066 = 34.08$.

Observe que no es necesario expresar la masa molecular hasta 0.001 u, aunque se conozcan las masas atómicas con tal precisión. Como el factor limitante en este problema es $n(\text{H}_2\text{S})$, conocido hasta una parte en 400, el valor de 34.08 (expresado hasta una parte en 3 000) de la masa molecular es suficiente. Esto ahorra tiempo; si se usaran las masas atómicas completas, el resultado sería el mismo.

a) Cantidad de gramos del compuesto = (cantidad de moles) \times (masa de 1 mol)

$$\text{Cantidad de gramos de } \text{H}_2\text{S} = (0.400 \text{ mol})(34.08 \text{ g/mol}) = 13.63 \text{ g } \text{H}_2\text{S}$$

- b)* Un mol de H_2S contiene 2 moles de H y 1 mol de S. Entonces, 0.400 mol de H_2S contiene

$$(0.400 \text{ mol } \text{H}_2\text{S}) \left(\frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{S}} \right) = 0.800 \text{ mol H}$$

y 0.400 mol de S (la mitad que de H).

c) Cantidad de gramos del elemento = (cantidad de moles) \times (masa de 1 mol)

$$\text{Cantidad de gramos de H} = (0.800 \text{ mol})(1.008 \text{ g/mol}) = 0.806 \text{ g de H}$$

$$\text{Cantidad de gramos de S} = (0.400 \text{ mol})(32.066 \text{ g/mol}) = 12.83 \text{ g de S}$$

d) Cantidad de moléculas = (cantidad de moles) \times (cantidad de moléculas en 1 mol)

$$= (0.400 \text{ mol})(6.02 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol}) = 2.41 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

e) Cantidad de átomos del elemento = (cantidad de moles) \times (cantidad de átomos por mol)

$$\text{Cantidad de átomos de H} = (0.800 \text{ mol})(6.02 \times 10^{23} \text{ átomos/mol}) = 4.82 \times 10^{23} \text{ átomos de H}$$

$$\text{Cantidad de átomos de S} = (0.400 \text{ mol})(6.02 \times 10^{23} \text{ átomos/mol}) = 2.41 \times 10^{23} \text{ átomos de S}$$

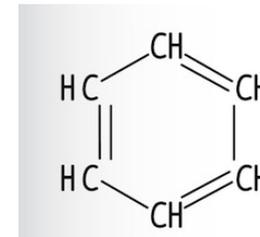
Subunidad 2.3.1 Cálculo de fórmulas y composición

2.3.1 Cálculos de fórmulas y composición.- Hay 3 tipos de fórmulas químicas:

- **Simplificada (llamada también empírica).** - la fórmula empírica nos dice solamente el número relativo de los distintos átomos del compuesto
- **Molecular.** - nos dice cuántos átomos de cada tipo existe en la entidad individual llamada molécula,
- **Estructural.** - la fórmula estructural nos dice que átomos están unidos a que otros átomos y la forma de su disposición en el espacio.

Ejemplo: el benceno la fórmula simplificada (empírica) del benceno: CH; la fórmula molecular C₆H₆, la fórmula estructural es: (1). Estas 3 fórmulas representan el mismo compuesto, pero suministran distintos grados de información acerca del mismo:

Fórmula estructural:



2.3 Subunidad 2.3 1 cálculos de fórmulas y composición

2.3.1 PORCENTAJE EN PESO O COMPOSICIÓN A PARTIR DE LA FÓRMULA. – *La fórmula de un compuesto nos informa el número y la clase de los átomos presentes. Se puede utilizar para determinar los porcentajes en masa de los elementos del compuesto. Los porcentajes en peso se hallan calculando la masa en gramos de cada uno de los elementos que hay en un mol de compuesto, por medio de la relación.*

$$\text{Porcentaje en peso del elemento X} = \frac{\text{peso del elemento X}}{\text{peso molecular del compuesto}} \times 100$$

Ejemplo 1:- El carbonato ácido de sodio, se usa en muchos productos comerciales, su fórmula es NaHCO_3 , ¿Cuál es el tanto por ciento en masa o la composición porcentual del Na, H, C, y O que hay en este compuesto? (peso atómico Na= 22,99; H= 1,01; C=12,01; y O= 16,00).

Solución

En un mol de NaHCO_3 hay

22,99 g (1mol) de sodio

12,01 g (1mol) de C

1,01 g (1mol) de H

48,00 g (3 mol) de O

El peso molecular de un mol de NaHCO_3 es

$$22,99\text{g} + 1,01\text{g} + 12,01\text{g} + 48,00\text{g} = 84,01$$

$$\% \text{Na} = \frac{22,99\text{g}}{84,01\text{g}} \times 100 = 27,36$$

$$\% \text{C} = \frac{12,01\text{g}}{84,01\text{g}} \times 100 = 14,30$$

$$\% \text{H} = \frac{1,01\text{g}}{84,01\text{g}} \times 100 = 1,20$$

$$\% \text{O} = \frac{48,0\text{g}}{84,01\text{g}} \times 100 = 57,14$$

Los tantos por ciento deben sumar 100 así: $27,36 + 14,30 + 1,20 + 57,14 = 100,00$

2.3 Subunidad 2.3 1 cálculos de fórmulas y composición

Ejercicios de composición:

Ejemplo No. 1: calcular la composición en porcentaje del cromato de plata: Ag_2CrO_4

Tenemos como base 1 mol de Ag_2CrO_4 : en la fórmula se debe tomar el peso de cada elemento por las veces que está tomado en la fórmula (representado por el subíndice de la fórmula)

Peso de la Ag = 2 moles de Ag = 2 moles \times 107,868g/mol = 215,736g

Peso de Cr = 1 mol de Cr = 1 mol \times 51,996 g/mol = 51,996g

Peso del O = 4 mol de O = 4mol \times 15,999g/mol = 63,996 g

Peso de un mol de Ag_2CrO_4 = 215,736g + 51,996g + 63,996 g = 331,7282/mol

$$\% \text{ Ag en } \text{Ag}_2\text{CrO}_4 = \frac{2 \text{ pesos atómicos de Ag}}{\text{peso molecular de } \text{Ag}_2\text{CrO}_4} \times 100 = \frac{215,736}{331,7282} \times 100 = 65,02\%$$

$$\% \text{ Cr en } \text{Ag}_2\text{CrO}_4 = \frac{1 \text{ pesos atómicos de Cr}}{\text{peso molecular de } \text{Ag}_2\text{CrO}_4} \times 100 = \frac{51,996}{331,7282} \times 100 = 15,68\%$$

$$\% \text{ O en } \text{Ag}_2\text{CrO}_4 = \frac{1 \text{ pesos atómicos de O}}{\text{Peso molecular de } \text{Ag}_2\text{CrO}_4} \times 100 = \frac{63,996}{331,7282} \times 100 = 19,30\%$$

Comprobación: 65,02% + 15,68% + 19,30% = 100%

2.3 Subunidad 2.3 1cálculos de fórmulas y composición

Ejercicios de composición:

Ejemplo 2.- Cuántos gramos de hierro se pueden obtener de 500g de Fe₂O₃?

Peso molecular del Fe₂O₃ = 2 moles de Fe + 3 moles de O = 159,70g/mol

- 1ro. Determino el porcentaje de Fe en el compuesto

$$\text{Fracción de Fe en Fe}_2\text{O}_3 = \frac{2 \text{ pesos atómicos de Fe}}{\text{peso molecular de Fe}_2\text{O}_3} = \frac{2 \times 55,85}{159,70} = 0,69994 \times 100 = 69,94\%$$

- 2do. Determino la cantidad de Fe en los 500 g de Fe₂O₃, tomando como factor de conversión la composición porcentual en la fórmula del compuesto:

$$\text{Gramos de Fe} = 500\text{g Fe}_2\text{O}_3 \times \frac{2 \times 55,85}{100} = 349,7\text{g de Fe}$$

Ejemplo 3: el CaO se puede obtener de la piedra caliza, CaCO₃, eliminando el CO₂ por calentamiento, a) calcule el porcentaje de CaO en CaCO₃, b) ¿Cuántas libras de CaO se puede obtener de 1 tonelada de piedra caliza, que contiene 97,0% de CaCO₃? (1 ton = 2000lb).

Solución:

a) % CaO en CaCO₃ PM: CaCO₃ = 40,1 + 12,01 + 3(16,00) = 100,1 g/mol; CaO = 56,1g/mol

b) Libras CaO en una tonelada de CaCO₃

$$\text{a) \% CaO} = 1 \text{ mol CaCO}_3 \times \frac{1 \text{ mol CaO}}{1 \text{ mol CaCO}_3} \times \frac{56,1 \text{ g/mol}}{100,1 \text{ g/mol}} = 0,56 \times 100 = 56\%$$

$$\text{b) Peso CaCO}_3 = 2000\text{lb} \times \frac{97 \text{ g CaCO}_3}{100 \text{ lb}} = 1940 \text{ lb de CaCO}_3$$

$$\text{Peso CaO} = 1940 \text{ lb CaCO}_3 \times \frac{56,1\text{lb CaO}}{100 \text{ lb CaCO}_3} = 1090 \text{ lb de CaO en 1 ton de piedra caliza}$$

2.3 Subunidad 2.3 1 cálculos de fórmulas y composición

El ejemplo anterior nos muestra que en un mol del NaHCO_3 , hay 1 mol de Na (22,99g), 1 mol de H (1,01g), 1 mol de C (12,01 g) y 3 mol de O (48,00g). **Entonces la relación molar es 1 mol de Na: 1 mol de H: 1 mol de C: 3 mol de O, que es lo mismo que la relación atómica del NaHCO_3 : 1 átomo de Na: 1 átomo de H: 1 átomo de C: 3 átomos de O.** En general podemos decir que: *“Los subíndices en una fórmula representa no solo las relaciones en que se encuentran los átomos, sino también las relaciones molares”*. Así:

fórmula	Relación atómica	Relación molar
H_2O	2 átomos de H: 1 átomo de O	2 mol de H: 1 mol de O
KNO_3	1 átomo de K: 1 átomo de N: 3 átomos de O	1 mol de K: 1 mol de N: 3 moles de O
$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$	12 átomos de C: 22 átomos de H: 11 átomos de O	12 moles de C: 22 moles de H: 11 moles de O

el proceso se puede invertir, es decir, **si se conoce el tanto por ciento en peso de los elementos, se puede determinar la fórmula del compuesto**. La fórmula hallada de esta manera es la fórmula más simple. Para poder calcular la fórmula molecular es necesario conocer otra magnitud como es la **el peso** molecular.

2.3 Subunidad 2.3 1 cálculos de fórmulas y composición

- **2.3.2 Fórmula más simple a partir del tanto por ciento de la composición (o cálculo de las fórmulas empíricas)** .- es la fórmula de un compuesto expresada en la relación mínima que se puede calcular. Si se conoce los tantos por ciento de la masa de los elementos de un compuesto podríamos deducir cuál es la fórmula más sencilla. Para ello se procede en tres etapas:

1. **Se calcula el número de moles de cada elemento en una muestra del compuesto, por conveniencia 100g.**
2. **Por medio de los resultados de 1) se calcula las relaciones molares más simples de los elementos presentes o número de moles de cada elemento que constituyen la fórmula.**
3. **Se igualan las relaciones molares a las atómicas, con lo que se puede calcular directamente la fórmula más simple.**
4. **A veces al calcular la relación molar aparecen uno o más números fraccionarios (por ejemplo, 3,50 y 2,33). En este caso se multiplica por el menor número entero (2y3 etc.), que de una relación de**

números enteros. Así: $\frac{3,50}{1,00} \times \frac{2}{2} = \frac{7,00}{2} = 7:2$ y $\frac{2,33}{1,00} \times \frac{3}{3} = \frac{6,99}{3} = 7:3$

2.3 Subunidad 2.3 1 cálculos de fórmulas y composición

Ejemplo 1: El dicromato potásico, un sólido rojo soluble en agua, contiene los tres elementos: K, Cr, y O. el análisis de una muestra de dicromato potásico dio los siguientes porcentajes en la masa de cada uno:

$$K= 26,2\%; \quad Cr=35,4\%; \quad O= 38,0\%$$

A partir de estos datos, determine la fórmula empírica más simple

Solución:

Por conveniencia trabajaremos con 100g de muestra. En este ejemplo hay 26,6g de K, 35,4 g Cr y 38,0 g de O. Los pesos atómicos de K, Cr y O son 39,10; 52,00 y 16,00 respectivamente, en 100g de muestra habrá:

$$\text{moles de K} = 26,6 \text{ g K} \times \frac{1 \text{ mol K}}{39,10 \text{ g K}} = 0,680 \text{ moles K}$$

$$\text{moles de Cr} = 35,4 \text{ g Cr} \times \frac{1 \text{ mol Cr}}{52,00 \text{ g Cr}} = 0,681 \text{ moles Cr}$$

$$\text{moles de O} = 38,0 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}} = 2,38 \text{ moles O}$$

Para hallar la relación molar más simple, dividimos por el número más pequeño, 0,680

$$\frac{0,681 \text{ moles de Cr}}{0,680 \text{ moles K}} = 1,00 \quad \frac{\text{moles de Cr}}{\text{moles de K}} \qquad \frac{2,38 \text{ moles de O}}{0,680 \text{ moles K}} = 3,50 \quad \frac{\text{moles de O}}{\text{moles de K}}$$

Vemos que por cada mol de potasio hay un mol de cromo y 3,50 moles de O. La relación molar y por tanto la del oxígeno será:



Para obtener el número entero más sencillos, basta multiplicar por 2, por lo que: 2K:2 Cr:7 O

Y la fórmula más sencilla del dicromato potásico será: **K₂Cr₂O₇**

2.3 Subunidad 2.3 1 cálculos de fórmulas y composición

Determinación de la composición porcentual y de la fórmula más Simple a partir de medidas experimentales:

Se utiliza un aparato especializado de combustión, por tanto se realiza reacciones de combustión, dando como producto uno de los elementos del compuesto en estado puro.

Ejemplo 1: Se calienta en el aire una muestra de 2,500g de uranio. El óxido resultante pesó 2,949g Determine la fórmula del óxido.

Solución

masa de Uranio= 2,500g

Masa del óxido UO = 2,949g

¿Fórmula del óxido =?

1. Masa de oxígeno

Masa Oxígeno = 2,949g (óxido de uranio) – 2,400 g Uranio = 0,449 g de oxígeno

2. Determino las moles de cada elemento, Pat. U = 238,0; O= 16,00

$$n \text{ uranio} = 2,400 \text{ g (U)} \times \frac{1 \text{ mol de U}}{238,0 \text{ g U}} = 0,010084 \text{ g/mol}$$

$$n \text{ oxígeno} = 0,449 \text{ g (O)} \times \frac{1 \text{ mol de O}}{16,00 \text{ g O}} = 0,02806 \text{ g/mol}$$

3. Divido para el menor valor de moles: $\frac{0,02806}{0,010085} = 2,6$ multiplico por 3 para tener un número entero: U3O8. Se debe hacer los cálculos con muchas cifras significativas (4)

2.3 Subunidad 2.3 1 cálculos de fórmulas y composición

Determinación de la composición porcentual y de la fórmula más Simple a partir de medidas experimentales:

Ejemplo 2: cuando 10g de mercurio reaccionan con suficiente bromo se forma 18g de compuesto puro (a) calcular la composición en porcentaje, (b) Determinar la fórmula del compuesto.

Solución:

$$\text{a) \% Hg} = \frac{\text{peso del Hg}}{\text{peso del compuesto}} \times 100 = \frac{10\text{g}}{18\text{g}} \times 100 = 55,6\%$$

El resto del compuesto (18g -10g) = 8,0 g de bromo

$$\% \text{Br} = \frac{\text{peso del Br}}{\text{peso del compuesto}} \times 100 = \frac{8,0\text{g}}{18\text{g}} \times 100 = 44,4\%$$

Comprobación:

$$\% \text{Hg} + \% \text{Br} = 100,00 = 55,6\% + 44,4 = 100,00$$

b) Por conveniencia tenemos 100g de la muestra

$$\text{Número de moles de Hg} = n \text{ Hg} = \frac{\text{peso del Hg}}{\text{peso atómico del Hg}} = \frac{55,6 \text{ g}}{200,59 \text{ g/mol}} = 0,277 \text{ mol}$$

$$\text{Número de moles de Br} = n \text{ Br} = \frac{\text{peso del Br}}{\text{peso atómico del Br}} = \frac{44,4 \text{ g}}{79,90 \text{ g/mol}} = 0,556 \text{ mol}$$

Divido el número de moles más grande por el número de moles más pequeño, tenemos:

$$\frac{n_{\text{Br}}}{n_{\text{Hg}}} = \frac{0,556 \text{ moles de Br}}{0,277 \text{ moles de Hg}} = \frac{2,00 \text{ moles Br}}{1,00 \text{ mol de Hg}}$$

La relación 2,00 moles de Br a 1,00 mol de Hg indica también que hay 2,0 átomos de Br por 1,0 átomos de Hg. Por tanto, la fórmula empírica del compuesto es HgBr₂, la cual corresponde a su fórmula molecular.

2.3 Subunidad 2.3 1 cálculos de fórmulas y composición

Determinación de fórmulas moleculares.- La fórmula calculada a partir de la composición porcentual en masa es siempre la fórmula empírica debido a que los subíndices en la fórmula se reducen siempre a los números enteros más pequeños. Para calcular la fórmula molecular, o real, debemos conocer: 1) El peso molecular *aproximada* del compuesto, además de 2) su fórmula empírica.

Se sabe que el peso molecular de un compuesto debe ser un múltiplo entero de peso molecular de su fórmula empírica,

Ejemplo 1.- Una muestra de un compuesto contiene 1.52 g de nitrógeno (N) y 3.47 g de oxígeno (O). Se sabe que la masa molar de este compuesto esta entre 90 g y 95 g. Determine la fórmula molecular y la masa molar del compuesto.

Estrategia Para determinar la fórmula molecular, primero necesitamos *determinar la fórmula empírica* del compuesto.

Solución Conocemos la cantidad de gramos de N y O, por tanto determino el número de moles de cada elemento. A continuación. n representa el número de moles de cada elemento. Escribimos:

$n_N = 1,52 \text{ g de N} \times \frac{1 \text{ mol de N}}{14,01 \text{ g de N}} = 0,108 \text{ moles de N}$	$n_O = 3,47 \text{ g de O} \times \frac{1 \text{ mol de O}}{16,00 \text{ g de O}} = 0,217 \text{ moles de O}$
---	---

Así, la fórmula del compuesto es N= 0.108 mol; O= 0.217 mol, la cual señala la identidad y las proporciones de los átomos presentes. Sin embargo, las fórmulas químicas se escriben con números enteros. Intente convertir a números enteros dividiendo los subíndices entre el subíndice más pequeño (0.108).

$$\frac{0,217 \text{ moles O}}{0,108 \text{ moles N}} = 2;$$

Después de haberlo redondeado, obtenemos NO₂ como fórmula empírica.