

INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA - Curso de Acceso para mayores de 25 años
Junio -2007 - Tarde

Material: Calculadora . No se permite tabla periódica . Tiempo: 1 hora
Puntuación: Cuestiones: máximo 1, 5 puntos, Problema: máximo 4 puntos.

CUESTIONES

- 1.- Determinar la fórmula empírica de una sustancia que contiene el 57% de Na, el 40% de O y el resto Hidrógeno. (Datos: Na = 23, O = 16, H = 1)
- 2.- Determinar la Normalidad de una disolución de H₂SO₄ que contiene 49 g de H₂SO₄ en 2,0 litros de disolución. El peso molecular del H₂SO₄ es 98, y el peso equivalente es 49)
- 3.- Determinar el número de oxidación del átomo de fósforo en el compuesto Ba(H₂PO₂)₂
4. Formúle o nombre, según corresponda, las siguientes especies químicas; a) NaHCO₃; b) Al₄C₃; c) COOH - COOH; d) CH₃ - CH₂ - CO - CHO; e) CH₃ - CHOH - CH₂ - CH₃; f) Sulfuro de bario; g) Etanonitrilo; h) Metilamina .

PROBLEMA

- 1.- Un frasco contiene 33,4 g de AlCl₃ 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).
-

SOLUCIONES

CUESTIONES

- 1 - Determinar la fórmula empírica de una sustancia que contiene el 57% de Na, el 40% de O y el resto Hidrógeno. (Datos: Na = 23, O = 16, H = 1)

RESOLUCIÓN

Se parte de 100 g del compuesto, pues con esa cantidad sabemos que tenemos 57 g de sodio, 40 g de Oxígeno y el resto: **100 - 57 - 40 = 3 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:

$$\left. \begin{array}{l} \text{at-g de Na} = \frac{57}{23} = 2,48 \\ \text{at-g de O} = \frac{40}{16} = 2,5 \\ \text{at-g de H} = \frac{3}{1} = 3 \end{array} \right\} \text{ por lo que la fórmula empírica es } \mathbf{Na_{2,48} O_{2,5} H_3} \text{ Donde, para}$$

simplificarla, suponemos que del elemento que menos átomos gramos hay (Na) solamente hay UNO, de manera que dividimos los tres subíndices por el más pequeño de los tres (el del Na:2,48) y así:

$$\mathbf{Na_{\frac{2,48}{2,48}} O_{\frac{2,5}{2,48}} H_{\frac{3}{2,48}}} \Rightarrow \mathbf{Na_1 O_{1,2} H_{1,2}}$$
 Y dado que han de ser números enteros, los aproximamos al entero más

próximo(*), quedándonos: **(Na O H)_n**

(*) Dado que la composición centesimal se nos ofrece solamente con números enteros, podemos aproximar el valor obtenido; 1,2 a 1

- 2- Determinar la Normalidad de una disolución de H₂SO₄ que contiene 49 g de H₂SO₄ en 2,0 litros de disolución. El peso molecular del H₂SO₄ es 98, y el peso equivalente es 49)

RESOLUCIÓN

Para calcular la normalidad: N° de equivalentes-gramo que hay por cada litro de disolución, aplicamos también la fórmula que nos la da, teniendo en cuenta que la "valencia" del Ácido sulfúrico es el n° de H que

contiene, es decir **2**, por lo que nos quedará:
$$N = \frac{g_{\text{soluta}} \cdot v}{Pm_{\text{soluta}} \cdot L_{\text{disoluc}}} = \frac{49.2}{98.2} = 0,50 \text{ Normal}$$
 , o también

podemos partir del otro dato que nos dan: el peso equivalente (49) y así:

$$N = \frac{g_{\text{soluta}}}{Peq_{\text{soluta}} \cdot L_{\text{disoluc}}} = \frac{49}{49.2} = 0,50 \text{ Normal}$$

- 3 - Determinar el número de oxidación del átomo de fósforo en el compuesto Ba(H₂PO₂)₂

RESOLUCIÓN

Al igual que en todos los compuestos, se hace un balance de cargas, en este caso, dado que el compuesto no tiene carga, la suma de los números de oxidación de TODOS los átomos que lo componen, ha de ser igual a CERO.

Asignando las cargas correspondientes a los demás elementos que componen ese compuesto, por orden de prioridad: Ba (2+), H (1+), O (2-)

tendremos que: $1.(2+) + 4.(1+) + 2.(P) + 4.(2-) = 0 \implies P = 1+$, que es el número de oxidación del Fósforo que se nos pide

4 - Formúle o nombre, según corresponda, las siguientes especies químicas; a) NaHCO_3 ; b) Al_4C_3 ; c) $\text{COOH} - \text{COOH}$; d) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CO} - \text{CHO}$; e) $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$; f) Sulfuro de bario; g) Etanonitrilo; h) Metilamina .

RESOLUCIÓN

- | | |
|--|--|
| a) NaHCO_3 : | HIDRÓGENOCARBONATO DE SODIO , BICARBONATO DE SODIO |
| b) Al_4C_3 : | TRICARBURO DE TETRAALUMINIO ; CARBURO DE ALUMINIO |
| c) $\text{COOH} - \text{COOH}$: | Ác. ETANODIOICO ; Ác. OXÁLICO |
| d) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CO} - \text{CHO}$: | 2-OXO-BUTANAL |
| e) $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$: | 2-BUTANOL |
| f) Sulfuro de bario : | BaS |
| g) Etanonitrilo ; | $\text{CH}_3\text{-CN}$ |
| h) Metilamina . | $\text{CH}_3\text{-NH}_2$ |

PROBLEMA

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).

RESOLUCIÓN

El peso molecular del AlCl_3 es $\implies 1.27 + 3.35,5 = 133,5$ lo cual nos indica que:
1 mol de AlCl_3 ----- 133,5 gramos ----- $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de AlCl_3

y con esta relación podemos calcular ya todo lo que nos piden ya que sabemos que se dispone de una masa de 33,4 g. De AlCl_3 Así:

1 mol de AlCl_3 ----- 133,5 gramos ----- $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de sacarosa
X moles ----- 33,4 gramos ----- Y moléculas

y de aquí:

$$X = \frac{33,4 \cdot 1}{133,5} = 0,25 \text{ moles de } \text{AlCl}_3 \quad Y = \frac{33,4 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}}{133,5} = 1,51 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{AlCl}_3$$

Además, por la propia fórmula del AlCl_3 sabemos que cada molécula del mismo contiene 3 átomos de cloro, y así:

$$\text{N}^\circ \text{ átomos de Cl} = 3 \cdot \text{N}^\circ \text{ moléculas de } \text{AlCl}_3 = 3 \cdot 1,51 \cdot 10^{23} = 4,52 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Cl}$$