



UNIVERSIDAD AUTONOMA "JUAN MISAEL SARACHO"  
FACULTAD DE CIENCIAS Y TECNOLOGIA  
DEPARTAMENTO DE QUIMICA  
OLIMPIADA CIENTIFICA ESTUDIANTIL PLURINACIONAL

### MATERIAL DE APOYO

#### SELECCIÓN DE PROBLEMAS DE QUIMICA: Tercero y Cuarto de secundaria

1.- Indique como falso (F) o verdadero (V)

- a) Los sólidos tienen mayor estado de agregación de la materia
- b) El Mn forma enlaces solo iónicos
- c) Un reporte del tiempo indica que la temperatura es 0°C o 32°F
- d) Una muestra de 5 g de yodo sólido no mantiene masa al ser calentado
- e) La densidad del agua es próxima a la del aire

**Respuesta: a) V    b) F    c) V    d) V    e) F**

2.- Por que se afirma que los átomos y las moléculas son partículas neutras

- a) Por que la cantidad de electrones que pierde un elemento otro lo gana o lo comparte
- b) Existe un balance interno en equilibrio de cargas en la partícula
- c) Para que existan en estado puro debe estar equilibrada su carga

**Respuesta: b)**

3.- Los valores de los puntos de fusión y de ebullición constantes indican que

- a) Corresponden a una familia de compuestos determinada
- b) Corresponden a sólidos que tienen un alto porcentaje del componente
- c) Corresponde a una sustancia pura

**Respuesta: c)**

4.- Qué estado de la materia permite realizar las siguientes transformaciones físicas

- a) Expansión .....
- b) Dilatación lineal .....
- c) Evaporación .....
- d) Sublimación .....

**Respuesta: a) gas    b) solido    c) Líquido    d) Solido**

5.- Cual es el radical que forma el oxígeno para poder combinarse en los:

- a) Ozónidos ..... b) Peróxidos .....

**Respuesta: a)**  $O_3^{-1}$                       **b)** peróxido de potasio  $O_2^{-2}$

6.- El potasio puede formar con el oxígeno los siguientes compuestos binarios, escriba sus nombres respectivos:

- a)  $KO_3$  ..... b)  $K_2O_2$  .....  
c)  $KO_2$  ..... d)  $K_2O$  .....

**Respuesta: a)** ozónido de potasio **b)** peróxido de potasio **c)** superóxido de potasio  
**d)** oxido de potasio

6.- Complete el siguiente cuadro colocando el nombre o la formula que corresponda:

Fórmula	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura stock	Nomenclatura tradicional
$Na_2O$			
	.....		<b>Ácido permangánico</b>
		<b>Hidróxido de aluminio</b>	
$K_2(CSO_2)$	-----	-----	
	-----		<b>Hidruro Mercurico</b>

**Respuesta**

Formula	Nomenclatura sistematica	Nomenclatura stock	Nomenclatura tradicional
$Na_2O$	Monóxido de disodio	Óxido de sodio	Óxido sódico
$HMnO_4$	.....	Acido de manganeso (VII)	<b>Ácido permangánico</b>
$Al(OH)_3$	Trihidróxido de aluminio	<b>Hidróxido de aluminio</b>	Hidróxido aluminico
$K_2(CSO_2)$	-----	-----	Tiocarbonato de potasio
$HgH_2$	-----	Hidruro de Mercurio (II)	<b>Hidruro Mercurico</b>

7.- Que fuerzas mantienen unidos a los sólidos moleculares cuya carga es cero.

- a) Atracciones electrostáticas  
b) Fuerzas dipolo-dipolo  
c) Enlaces covalentes  
d) Enlaces de hidrogeno

**Respuesta: b) d)**

8.- Completa la siguiente tabla. Explica por que la nomenclatura tradicional los nombra de diferente manera.

Fórmula	N. sistemática *	N. stock *	N. tradicional
NO			Óxido nitroso
NO <sub>2</sub>			Óxido nítrico
N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>			Anhídrido nitroso
N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>			Anhídrido nítrico

**Respuesta**

Fórmula	N. sistemática *	N. stock *	N. tradicional
NO	Monóxido de nitrógeno	Oxido de nitrógeno(II)	Óxido nitroso
NO <sub>2</sub>	Dióxido de nitrógeno	Oxido de nitrógeno(IV)	Óxido nítrico
N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Trióxido de dinitrógeno	Anhídrido de nitrógeno (III)	Anhídrido nitroso
N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Pentóxido de dinitrógeno	Anhídrido de nitrógeno (V)	Anhídrido nítrico

El nitrógeno con sus valencias variables 2 y 4 no forma anhídridos, por que ambas moléculas no reaccionan con el agua para formar los ácidos respectivos (son inertes), por lo que se pueden acumular en la atmosfera provocando contaminación.

9.- El cloro natural esta compuesto de <sup>35</sup>Cl con masa atómica 34.96885 uma y <sup>37</sup>Cl con masa atómica 36.96590 uma. La masa atómica promedio del cloro es de 35.453 uma. Cual es el % de cada isotopo en el cloro natural.

**Respuesta:** Para encontrar la masa promedio del isotopo se usa la siguiente relación:

$$\text{Masa promedio} = (m^{35}\text{Cl} \times \%^{35}\text{Cl} + m^{37}\text{Cl} \times \%^{37}\text{Cl})/100$$

$$\text{Si el } \%^{35}\text{Cl} + \%^{37}\text{Cl} = 100$$

$$\text{Despejando para cualquiera de los isotopos: } \%^{37}\text{Cl} = 100 - \%^{35}\text{Cl}$$

Reemplazando en la primera relación los valores tenemos:

$$\text{Masa promedio} = (m^{35}\text{Cl} \times \%^{35}\text{Cl} + m^{37}\text{Cl} \times (100 - \%^{35}\text{Cl}))/100$$

$$35.453 = (34.96885 \times \%^{35}\text{Cl} + 36.96590 \times (100 - \%^{35}\text{Cl}))/100$$

$$3545.3 - 3696.590 = \%^{35}\text{Cl} (34.969 - 36.966)$$

$$\%^{35}\text{Cl} = 75.757$$

$$\%^{37}\text{Cl} = 24.243$$

10.- Representa mediante estructura de Lewis las siguientes partículas.

- a) Ion Clorato                      b) Hexafluoruro de azufre                      c) Ion amonio  
d) Cloruro de berilio                      e) amoniaco

11.- Indica que tipo de cristales (moleculares, iónicos, covalentes, metálicos) se formaran en cada una de las sustancias al solidificarse

- a) O<sub>2</sub> ..... e) SiO<sub>2</sub>.....  
b) H<sub>2</sub>S ..... f) PH<sub>3</sub> .....  
c) Azúcar ..... g) AlCl<sub>3</sub> .....  
d) Cu .....

**Respuesta:** a) molecular    b) iónico    c) molecular    d) metálico    e) covalente  
f) molecular    g) iónico

12.- Explique si: 10 moles de MgCl<sub>2</sub>, 10 moles de Cl<sub>2</sub>O , 10 moles de S<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>

1. Tienen el mismo número de átomos de cloro por átomo del otro elemento
2. La misma masa de cloro
3. El mismo porcentaje de masa de cloro

**Respuesta: 2.** Porque se combinan 2x 35.5 g = 71 g de cloro por cada mol

13.- Una gota de agua tiene un volumen de 0.125 cm<sup>3</sup> , calcular las moléculas de agua presentes?

**Respuesta:** El numero de moléculas tiene relación directa con valores de masa ( g , mol) de agua, por tanto se recurre a la propiedad física del agua ( la densidad cuyo valor es 1 g/cm<sup>3</sup> ) que relaciona su masa con el volumen que ocupa.

$$d = \frac{m_{H_2O}}{V_{H_2O}}$$

$$m_{H_2O} = d \times V_{H_2O} = 1 \text{ g/cm}^3 \times 0.125 \text{ cm}^3 = 0.125 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$N^{\circ} \text{ moléculas} = m_{H_2O} \times \frac{N^{\circ} \text{ avogadro de moléculas}}{PM_{H_2O}}$$

$$N^{\circ} \text{ moléculas} = 0.125 \text{ g} \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 4.18 \times 10^{21} \text{ moléculas H}_2\text{O}$$

13.- Indica que Ley Química se representa en cada enunciado.

- a) La molécula de agua está formada por 2 átomos de hidrógeno y 1 átomo de oxígeno
- b) La combustión completa del metano (CH<sub>4</sub>) en presencia de oxígeno forma dióxido de carbono y agua.
- c) La misma cantidad de carbono se combina con diferentes cantidades de oxígeno para formar el CO y el CO<sub>2</sub>
- d) La relación molar C/O es uno para el CO

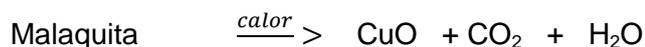
**Respuesta:** a) Ley de las Proporciones definidas    b) Ley de la Conservación de la materia    c) Ley de las Proporciones múltiples    d) Ley de las proporciones definidas

14.- La malaquita es un mineral de cobre que al descomponerse totalmente por el calor, da como productos dióxido de carbono, óxido de cobre(II) y agua. Un experimento dio los siguientes resultados: 1.59 g de Óxido de cobre (II) 0.18 g de agua y 0.44 g de dióxido de carbono.

- a) ¿Qué tipo de reacción se produce?  
 b) ¿Qué masa de malaquita se descompuso?  
 c) ¿Qué propiedad del cobre(II) se manifestó.

**Respuesta:**

**a) Considerando la reacción que se produce:**



Por la formación de  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$  se trata de una reacción de combustión.

- b) Si la malaquita tiene el 100% de pureza. Usando el principio de la Ley de Conservación aplicada a la reacción

$$\text{Masa reaccionantes} = \text{Masa de los productos}$$

$$\text{Masa malaquita} = 1.59 \text{ g CuO} + 0.18 \text{ g CO}_2 + 0.44 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$\text{Masa malaquita} = \mathbf{2.21 \text{ g Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3}$$

- c) La propiedad que se manifiesta es la facilidad del cobre de promover el proceso de oxidación formando el óxido correspondiente.

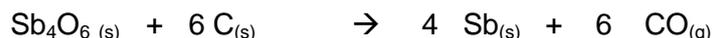
15.- El antimonio tiene una gran importancia en la industria de semiconductores, siendo el  $\text{Sb}_2\text{O}_3$  uno de los más importantes porque se usa como material retardador de llama, el Sb se lo puede obtener a partir del  $\text{Sb}_4\text{O}_6$  por reacción con el carbono grafito.



- a) Si se usa 125 g de C y 300 g  $\text{Sb}_4\text{O}_6$ . ¿Qué cantidad de Sb metálico se obtiene, si el rendimiento de la reacción es del 80%?  
 b) ¿Qué cantidad de mineral de antimonio que contiene un 75% de riqueza en  $\text{Sb}_4\text{O}_6$  es necesario emplear para generar 5 mol de  $\text{CO}$ ?

**Resolución:**

Se debe igualar la reacción para establecer la relación de masa ( moles, g )



Relación masa    1 mol            6 mol            4 mol            6 mol

584 g            72 g            488 g            168 g

**Datos**            **300 g**            **125 g**

- a) Se debe establecer el reactivo limitante por que se tienen un par de datos en los reactivos. Un método sencillo para determinarlo es calcular la cantidad

estequiometrica de **Sb producido con cada uno de los reactivos** y comparar los resultados obtenidos, quedando como reactivo limitante el que produzca la menor cantidad de producto.

$$300 \text{ g } Sb_4 O_6 \frac{488 \text{ g } Sb}{584 \text{ g } Sb_4 O_6} = \mathbf{250.68 \text{ g } Sb} \quad 125 \text{ g } C \frac{488 \text{ g } Sb}{72 \text{ g } C} = \mathbf{847.22 \text{ g } Sb}$$

El reactivo limitante es  $300 \text{ g } Sb_4 O_6$ . siendo el Sb formado **250.68 g Sb**. Considerando el rendimiento ( 80 g de Sb obtenido por cada 100 Sb calculado):

$$250.68 \text{ g } Sb \frac{80 \text{ g } Sb}{100 \text{ g } Sb_4 O_6} = \mathbf{200.544 \text{ g } Sb}$$

$$\mathbf{b) } 5 \text{ mol } CO \frac{1 \text{ mol } Sb_4 O_6}{6 \text{ mol } CO} \frac{584 \text{ g } Sb_4 O_6}{1 \text{ mol } Sb_4 O_6} = \mathbf{486.667 \text{ g } Sb_4 O_6}$$

Considerando el % de riqueza ( 75%) del mineral se tiene

$$486.667 \text{ g } Sb_4 O_6 \frac{100 \text{ g } mineral}{75 \text{ g } Sb_4 O_6} = \mathbf{648.889 \text{ g } mineral}$$

## MATERIAL DE APOYO

## SELECCIÓN DE PROBLEMAS DE QUIMICA: Quinto secundaria

1.- Establezca la diferencia entre un enlace metálico y un iónico y de un ejemplo para cada caso.

**Respuesta:** En un enlace iónico se generan fuerzas de atracción electrostáticas como es el caso del NaCl, mientras que un enlace metálico se forma entre los cationes del metal (que conforman una red cristalina) donde los electrones (libres) ocupan los espacios que quedan entre los iones (intersticios), es el caso de la estructura cúbica del Al, Cu o la estructura hexagonal del Mg.

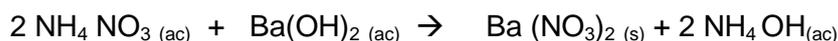
2.- Explique a qué propiedad física del agua se debe su disminución en los ríos, lagos, mares?

**Respuesta:** Presión de vapor que varía en función de la temperatura del agua.

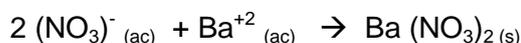
3.- Escriba una reacción iónica neta para el nitrato de amonio que reacciona con el hidróxido de bario para formar una sal que se precipita.

**Respuesta:**

La reacción molecular entre el nitrato de amonio e hidróxido de bario es una reacción de doble sustitución



Analizando esta reacción y considerando que una **reacción iónica neta** muestra solo los iones que sufren los cambios, se observa que los iones que sufren cambios son el  $(\text{NO}_3)^-$  y el  $\text{Ba}^{+2}$ .



4.- ¿Cuál es el peso equivalente del  $\text{MnSO}_4$  cuando se oxida para formar

- a)  $\text{Mn}_2\text{O}_3$                       b)  $\text{K}_2\text{MnO}_4$                       c)  $\text{KMnO}_4$

**Respuesta: a) 150.938      b) 37.734      c) 30.188**

Solución: Para calcular el peso equivalente se deberá considerar el  $\text{PM}_{\text{MnSO}_4}$  (150.938) y el número de electrones transferidos en la oxidación para cada caso

$$Eq - g_{\text{MnSO}_4} = \frac{\text{PM}_{\text{MnSO}_4}}{e^- \text{ transf.}}$$

- a)  $e^- \text{ transf}=1$    b)  $e^- \text{ transf}=4$    c)  $e^- \text{ transf}=5$

5.- La solubilidad del polvo de hornear, bicarbonato de sodio en agua a 20°C es 9.6 g/100g de agua.

- a) ¿Cuál es la fracción molar de una solución saturada?  
b) ¿Cuál es la molalidad de la solución?

**Respuesta: a) 0.02                      b) 1.14 m**

a)  $X_{\text{NaHCO}_3} = \frac{n_{\text{NaHCO}_3}}{n_{\text{H}_2\text{O}} + n_{\text{NaHCO}_3}}$

En base a la masa del bicarbonato de sodio (solute) y agua(solvente) se calcula el numero de moles de cada uno.

$$n_{NaHCO_3} = \frac{9.6 \text{ g } NaHCO_3}{84 \text{ g } NaHCO_3 / \text{mol}} = 0.114$$

$$n_{H_2O} = \frac{100 \text{ g } H_2O}{18 \text{ g } H_2O / \text{mol}} = 5.55$$

Reemplazando los moles obtenidos en la ecuación de la fracción molar se tiene:

$$X_{NaHCO_3} = \frac{0.114 \text{ mol}}{5.55 \text{ mol} + 0.114 \text{ mol}} = 0.020$$

b) La concentración molar se calcula con la siguiente ecuación:

$$C_m = \frac{n_{NaHCO_3}}{m_{H_2O} (Kg)} = \frac{0.114 \text{ mol}}{0.1 \text{ Kg}} = 1.14 \text{ m}$$

6.- Un estudiante determino que la densidad de un gas es de 1.340 g/L a 25°C y 760 torr. En un experimento por separado determino que el gas estaba compuesto de 79.8% de carbono y 20.2% de hidrogeno.

a) Cual es su fórmula empírica

b) Cual es su peso molecular y su formula molecular del gas.

**Respuesta: a) C<sub>1</sub>H<sub>3</sub>      b) C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>    PM = 30 g/mol**

1. Para determinar la formula molecular, se deberá calcular la formula empírica en función de los datos de los % de cada elemento que componen la molécula.

Resultado: Formula empírica                      **C<sub>1</sub>H<sub>3</sub>**

Peso molecular de la formula empírica                      **PM = 15 g/mol.**

2. El cálculo de la formula molecular necesita de la relación entre el peso molecular y el peso de la formula empírica:

$$r = \frac{\text{Peso molecular}}{\text{Peso molecular formula empírica}}$$

Formula molecular se obtendrá al multiplicar                      C<sub>1</sub>H<sub>3</sub> x r

El Peso molecular o masa molar (M) de un gas es posible determinarlo en función de la ecuación para los gases ideales expresada en términos de densidad.

$$M = \frac{d \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1.340 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot 0.082 \text{ atm} \cdot \frac{\text{L}}{\text{mol K}} (25 + 273) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 32.74 \text{ g/mol}$$

Reemplazando en r tenemos:  $r = \frac{32.74 \text{ g/mol}}{15 \text{ g/mol}} = 2.18 \approx 2$

La **formula molecular** es : C<sub>1</sub>H<sub>3</sub> x r = C<sub>1</sub>H<sub>3</sub> x 2 = **C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>**

Su **peso molecular** **30 g/mol**

7.-Se tienen dos reacciones químicas reales.



- En cual de las dos reacciones se tendrá la mayor cantidad de productos formados
- Calcule el valor de  $K_p$  que tendría cada una de las reacciones

**Respuesta:**

- Si el valor de  $K_c > 1$  el equilibrio esta desplazado hacia los **productos, este es el caso de la primera reacción en equilibrio.**
- Cuando el sistema en equilibrio es **gaseoso y homogéneo**, se puede aplicar la relación entre  $K_c$  y  $K_p$ , deducida a partir de la Ley de Acción de masas para una de ellas.

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

**Reacción 1.**  $\Delta n = \sum n_{\text{productos}} - \sum n_{\text{reaccionantes}} \quad \Delta n = 2 - (1 + 1) = 0$

Reemplazando en la ecuación  $\Delta n$

$$K_p = K_c (RT)^0 = K_c = 4.4 \times 10^{23}$$

**Reacción 2.**  $\Delta n = (2 + 1) - 2 = 1$

Reemplazando en la ecuación  $\Delta n$

$$K_p = K_c (RT)^1 = K_c(RT)$$

En este caso el valor de  $K_p$  es diferente al de  $K_c$  y depende de la temperatura del sistema.

8.- Para la reacción de formación del amoníaco se establece el siguiente equilibrio.



Si las concentraciones en el equilibrio son 0.683 M para el  $\text{N}_2$ , 8.8 M para el  $\text{H}_2$  y 1.05 M para el  $\text{NH}_3$ . Predecir el sentido de la reacción.

**Respuesta: Equilibrio desplazado a la izquierda**

- Se iguala la reacción :  $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$
- Se establece la ley de acción de masas para la reacción:

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \times [\text{H}_2]^3}$$

- Se reemplaza las concentraciones en equilibrio que son datos del problema.

$$K_c = \frac{[1.05 \text{ M}]^2}{[0.683 \text{ M}] \times [8.8 \text{ M}]^3} = 2.36 \times 10^{-3} \text{ M}^{-2}$$

Analizando el valor de  $K_c < 1$  indica que el **equilibrio esta desplazado hacia la izquierda**

**MATERIAL DE APOYO****SELECCIÓN DE PROBLEMAS DE QUIMICA: Sexto secundaria**

1.- El proceso de solución del KI en agua es endotérmico. Explique a medida que la temperatura aumenta se hace más o menos soluble el KI.

**Respuesta:**

Si el proceso de disolución es endotérmico, absorbe calor para poder romper los enlaces iónicos K – I, si se incrementa la temperatura se proporciona el calor para realizar este proceso, por lo tanto aumenta la solubilidad del KI.

2.- Una solución que contiene 16.9 g de una sustancia no dissociable en 250 g de agua, tiene un punto de congelación de  $-0.744\text{ }^{\circ}\text{C}$ . La sustancia está compuesta por 57.2% C, 4.77% H y 38.1% O. ¿Cual es la formula molecular del compuesto? ( $K_f\text{ H}_2\text{O} = 1.86\text{ }^{\circ}\text{C}/m$ )

**Respuesta: Formula molecular  $\text{C}_8\text{H}_8\text{O}_2$** **Solución**

1. Para determinar la formula molecular, se deberá calcular la formula empírica en función de los datos de los % de cada elemento que componen la molécula.

Resultado: Formula empírica  $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_1$

Peso molecular formula empírica **PM = 42 g/mol.**

2. El cálculo del Peso molecular se realiza considerando el descenso crioscópico de donde se calcula la concentración molal de la solución y a partir de este valor el Peso molecular (PM).

Descenso crioscópico:  $\Delta t_f = m K_f$  si  $\Delta t_f = -0.744\text{ }^{\circ}\text{C}$   $K_f = 1.86\text{ }^{\circ}\text{C}/m$

Despejando  $m$  y reemplazando los valores se tiene:  $m = 0.4$

La solución contiene 16.9 g disuelta en **250 g de agua (0.250 Kg)**

$$m = \frac{n}{m_{\text{H}_2\text{O}}}$$

Reemplazando los valores de la molalidad y la masa de agua se calcula el numero de moles.

$$n = m_{\text{H}_2\text{O}} \times m = 0.250\text{ Kg} \times 0.4 \frac{\text{mol}}{\text{Kg}} = 0.1\text{ Mol}$$

Despejando PM de  $n = \frac{m}{\text{PM}}$  se tiene  $\text{PM} = \frac{m}{n} = \frac{16.9\text{ g}}{0.1\text{ mol}} = 169\text{ g/mol}$

**PM = 169 g/mol**

3. De la relación PM y el PM de la formula empírica resulta el factor multiplicante ( $r$ ) que nos dará la FM verdadera.

$$r = \frac{\text{Peso molecular}}{\text{Peso molecular formula empirica}} = \frac{169\text{ g/mol}}{42\text{ g/mol}} = 4$$

**La formula molecular es:**  $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_1 \times r = \text{C}_2\text{H}_2\text{O}_1 \times 4 = \text{C}_8\text{H}_8\text{O}_2$

3.- Suponga que quiere preparar una solución al 10% de sulfato de magnesio en peso. El frasco del producto químico que se tiene indica que es sulfato de magnesio heptahidratado. Cuantos gramos del hidrato serán necesarios para preparar 120 g de esta solución.

**Respuesta: 24.56 g MgSO<sub>4</sub> · 7 H<sub>2</sub>O**

**Solucion:**

1. Se calcula la masa del soluto correspondiente a la concentración fijada (10% de sulfato de magnesio)

Partimos de la ecuación para el calculo de concentración porcentual:

$$C_{\%} = \frac{m_{sal}}{m_{solucion}} \times 100$$

La  $m_{solucion} = 120 \text{ g}$  y la concentración  $C_{\%} = 10$

La masa de la sal será:  $m_{sal} = 12 \text{ g MgSO}_4$

Peso molecular MgSO<sub>4</sub> = 120.3 g/mol

Peso molecular MgSO<sub>4</sub> · 7 H<sub>2</sub>O = (120.3 + 126) g/mol = 246.3 g/mol

Se procede a calcular la masa de sal hidratada de la siguiente manera:

$$m_{sal \text{ hidratada}} = 12 \text{ g MgSO}_4 \frac{PM_{sal \text{ hidratada}}}{PM_{sal}}$$

$$m_{sal \text{ hidratada}} = 12 \text{ g MgSO}_4 \frac{246.3 \text{ g/mol}}{120.3 \text{ g/mol}}$$

$$m_{sal \text{ hidratada}} = 24.56 \text{ g MgSO}_4 \cdot 7 \text{ H}_2\text{O}$$

4.- Se produjo ácido nítrico disolviendo dióxido de nitrógeno en agua de acuerdo a la siguiente reacción:



a) Cuantos mililitros de dióxido de nitrógeno a 25°C y 770 torr se requieren para producir 10 g de ácido nítrico.

b) Si el volumen de agua usado es de 300 mL cual será la concentración % de esta solución considerando que todo el ácido fue disuelto.

**Respuesta: a) 6430 mL      b) C% = 3.22%**

**Solución**

1. Se debe proceder a igualar la ecuación de forma que cumpla la primera Ley fundamental de la Química.



Relación molar      3 moles      1 mol      2 moles      1 mol

Datos      X moles      ← 10 g = 0.159 mol

Se calculan los moles de NO<sub>2</sub> a partir de 0.159 mol HNO<sub>3</sub>

$$n_{NO_2} = 0.159 \text{ mol } HNO_3 \times \frac{3 \text{ moles } NO_2}{2 \text{ moles } HNO_3}$$

$$n_{NO_2} = 0.238 \text{ mol}$$

- a) Usando la ecuación de estado de los gases ideales  $P \times V = n R T$  la temperatura en K ( $T = 25 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 298 \text{ K}$ ) y la presión en atm ( $P = 770 \text{ torr} = 1.01 \text{ atm}$ ), la constante  $R = 0.082 \text{ atm L/mol K}$ , se calcula el  $V$  (L)

$$V = 6.43 \text{ L} = \mathbf{6430 \text{ mL}}$$

- b) La concentración molar se calcula:

$$C_{\%} = \frac{m_{\text{acido nitrico}}}{m_{\text{solucion}}} \times 100$$

$$m_{\text{acido nitrico}} = 10 \text{ g } HNO_3$$

$$m_{\text{solucion}} = m_{\text{acido nitrico}} + m_{\text{agua}}$$

$$m_{\text{solucion}} = 10 \text{ g} + 300 \text{ g} = 310 \text{ g}$$

$$C_{\%} = \frac{10 \text{ g } \text{acido nitrico}}{310 \text{ g } \text{solucion}} \times 100$$

$$C_{\%} = 3.22 \%$$

- 5.- Que porcentaje de carbono hay en el coque, si la combustión de 4 g de este compuesto desprende 6.72 L de dióxido de carbono, medido en condiciones normales. El efecto térmico de esta reacción es de 394 KJ/mol. ¿Qué cantidad de calor se desprenderá luego de terminada la reacción?.

**Respuesta: % C = 90%**

**E = 118.2 KJ**

1. La ecuación de combustión:  $\text{coque} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Datos: 4 g 6.72 L

Como no se conoce la composición del coque, el cálculo se realiza a partir del dato de volumen de  $\text{CO}_2$  calculando el número de moles a partir de la consideración de que el gas está en condiciones normales de  $P$  y  $T$ , siendo la relación molar ( $1 \text{ mol} = 22.4 \text{ L}$ ).

$$n_{CO_2} = 6.72 \text{ L} \frac{1 \text{ mol}}{22.4 \text{ L}}$$

$$n_{CO_2} = 0.3 \text{ mol}$$

2. La masa de  $\text{CO}_2$  se calcula en función del número de moles:

$$m_{CO_2} = 0.3 \text{ mol} \frac{44 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 13.2 \text{ g}$$

3. El  $\text{CO}_2$  se genera por la presencia del carbono en el coque por lo que la cantidad de carbono será la misma en ambos compuestos.

Masa de carbono en el coque:

$$m_C = 13.2 \text{ g } CO_2 \frac{12 \text{ g } C}{44 \text{ g } CO_2} = \mathbf{3.6 \text{ g } C}$$

Porcentaje de carbono en el coque se calcula usando la siguiente ecuación:

$$C_{\%} = \frac{3.6 \text{ g carbono}}{4 \text{ g coque}} \times 100$$

$$C_{\%} = 90\%$$

4. **Energía liberada por la combustión de un mol de carbono es 394 KJ/mol, con los moles usados se tiene:**

$$E = 3.6 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} \times \frac{394 \text{ KJ}}{1 \text{ mol C}} = 118.2 \text{ KJ}$$

6.- Cuantos mililitros de dicromato de potasio 0.150 M, se requieren para reaccionar con 75 mL de ácido oxálico 0.4 N .

**Respuesta: V = 33.3 mL**

El volumen necesario de dicromato de potasio, se puede calcular estableciendo la ley de los equivalentes

$$N^{\circ}\text{Eq-g}_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = N^{\circ}\text{Eq-g}_{\text{Ac.Ox.}}$$

$$N_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \times V_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = N_{\text{Ac.Ox.}} \times V_{\text{Ac.Ox.}}$$

$$V_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = \frac{N_{\text{Ac.Ox.}} V_{\text{Ac.Ox.}}}{N_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}}$$

Para poder reemplazar los valores, se deberá convertir la concentración M en N para el  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , calculándose previamente el PM y el Eq-g (considerando que los electrones transferidos son 6).

$$0.150 \text{ M} = 0.150 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times \frac{294.18 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \times \frac{1 \text{ Eq-g}}{49.03} = 0.9 \text{ N}$$

Reemplazando en la ecuación:

$$V_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = \frac{0.4 \text{ N} \times 75 \text{ mL}}{0.9 \text{ N}} = 33.3 \text{ mL}$$

7.- Un estudiante necesita preparar una disolución acuosa de pH = 8 . En su reactivero cuenta con las siguientes soluciones: HCL 1M e NaOH 1M. Para prepararla plantea dos caminos.

1. Diluir una disolución de HCl 1 M hasta que la concentración de iones hidrogeno sea igual a  $1 \times 10^{-8}$  M.
2. Diluir una disolución de NaOH 1M hasta que la concentración de iones hidrogeno sea igual a  $1 \times 10^{-8}$  M.

Usted cree que el procedimiento correcto es :

A) Solo 1    B) 1 y 2    C) Solo 2    D) No es posible ( justifique su respuesta)

**Respuesta : C) Solo 2**

1. Aplicando el producto iónico del agua se tiene:

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{[10^{-8}]} = 1 \times 10^{-6}$$

El cálculo del pH se realiza considerando que al ser una solución básica se calcula el pOH, el que se reemplaza a la siguiente ecuación:

$$\text{pOH} = -\log(1 \times 10^{-6}) = 6$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 6$$

$$\text{pH} = 8$$

9.- Se encontró que un limpiador casero que contiene  $\text{NH}_3$  tiene un pH de 9.5

a) ¿Que concentraciones de  $\text{H}_3\text{O}^+$  y  $\text{OH}^-$  hay en el limpiador si el  $K_b$  es de  $1.8 \times 10^{-5}$

b) ¿Que concentración en amoniaco tendrá el limpiador?

**Respuesta: a)  $3.16 \times 10^{-10} \text{ M}$       b)  $8.7 \times 10^{-5} \text{ M}$**

### Solución

El amoniaco en solución acuosa ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ) es una base débil cuya  $K_b$  es de  $1.8 \times 10^{-5}$

La reacción de disociación en equilibrio :  $\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

Co - x	x	x
--------	---	---

$$[\text{NH}_4\text{OH}] = \text{Co} - x$$

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = x$$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

La concentración en el equilibrio de  $\text{OH}^-$ . Se calcula a partir del pH de la solución.

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 9.5 = 4.5$$

Aplicando la inversa de  $-\log$  al valor del pOH se obtiene  $[\text{OH}^-] = x$

$$[\text{OH}^-] = \text{inv.}(-\log \text{pOH})$$

$$[\text{OH}^-] = 3.16 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{[3.16 \times 10^{-5}]} = 3.16 \times 10^{-10} \text{ mol/L}$$

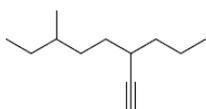
La concentración del amoniaco, se calcula reemplazando estos valores en  $K_b$ .

$$[\text{NH}_4\text{OH}] = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{K_b} = \frac{x^2}{K_b} = \frac{(3.16 \times 10^{-5})^2}{1.8 \times 10^{-5}} = 5.54 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

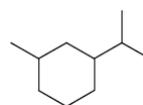
$$[\text{NH}_4\text{OH}] = \text{Co} - x$$

$$\text{Co} = [\text{NH}_4\text{OH}] + x = 5.54 \times 10^{-5} + 3.16 \times 10^{-5} = 8.7 \times 10^{-5} \text{ M}$$

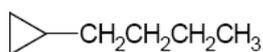
9.- Escriba los nombres IUPAC de los siguientes compuestos orgánicos.



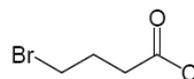
9.1.- .....



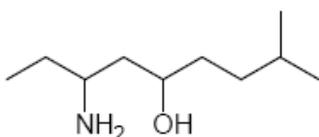
9.2. ....



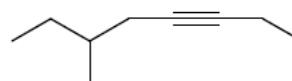
9.3. ....



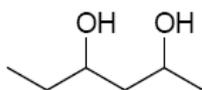
9.4 .....



9.5.- .....



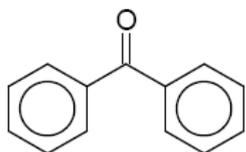
9.6. ....



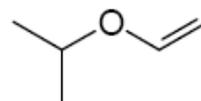
9.7. ....



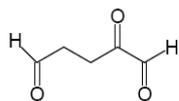
9.8. ....



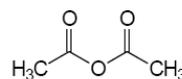
9.9. ....



9.10. ....



9.11. ....



9.12. ....

**Respuesta:**

9.1.- 6-metil-3-propiloctino

9.2.- 3-isopropil-1-metilciclohexano

9.3.- ciclopropilbutano

9.4.- Cloruro de 4-bromobutanoilo

9.5.- 7-amino-2-metil-5-nonanol

9.6.- 6-metil-3-octino

9.7.- 2,4-hexanodiol

9.8.- fenol

9.9.- benzofenona

9.10.- Isopropoxi eteno

9.11.- 2-oxo-pentanodial

9.12.- Anhídrido acético

