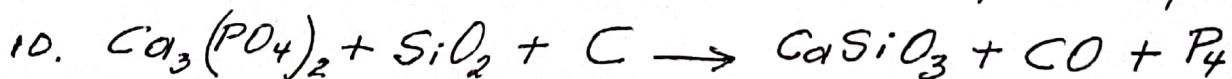
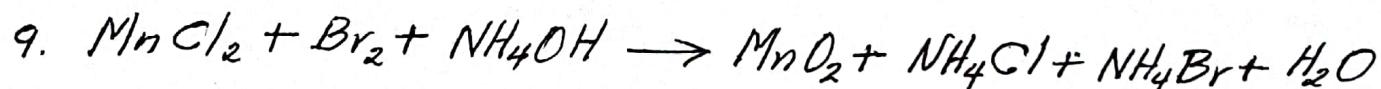
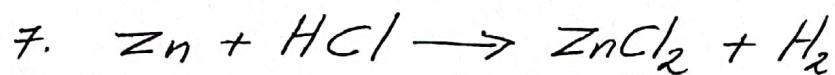
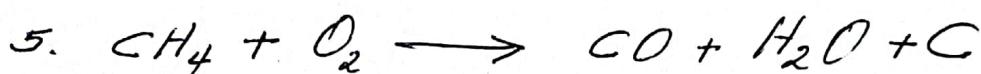
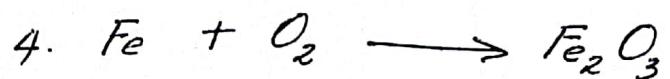
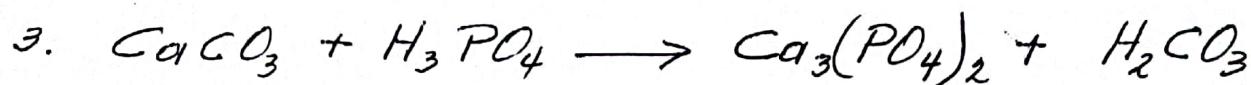


Nivelación: "Balanceo de ecuaciones"

Correo E: ciencias!jazminjt@gmail.com Cecilia Medina.

Balancee las siguientes ecuaciones:



Promoción anticipada. Talleres.

1. "Balanceo de ecuaciones"

2. "Reactivos límite, Rendimiento y pureza"

3. "El H₂O y las soluciones"

4. "La concentración de las soluciones" Unidades Físicas.

5. "Concentración de soluciones. Unidades Químicas."

6. "Clasificación de los compuestos Orgánicos"

Recomendaciones:

- Solucione los talleres con letra clara y en orden.

- Fecha límite de entrega: Febrero 18, 5:00 p.m. 2021

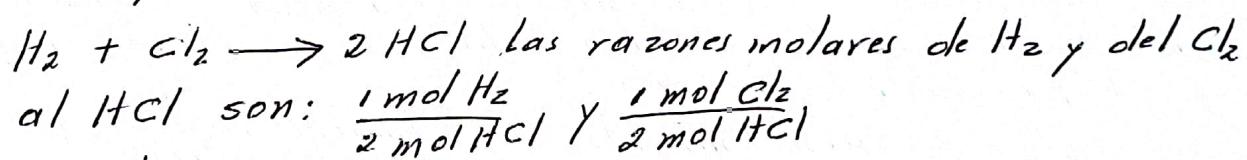
- Escriba con bolígrafo negro ó azul oscuro. No lápiz

Taller "Reactivos límite, Rendimiento y pureza". Cecilia Medina

Los procesos químicos que se realizan en el laboratorio o en la industria, usualmente se inician partiendo de cantidades previamente medidas de los diferentes reactivos que participan. Si dichas cantidades se miden en las proporciones que determina la ecuación, es decir, en proporciones estequiométricas, es claro que los reactivos se consumirán por completo. Sin embargo, la práctica común es medir los reactivos en tal proporción que la reacción procede hasta que uno de ellos se consume totalmente, mientras que de los demás reactivos queda un exceso.

El reactivo que se consume por completo y que, por tanto, determina la cantidad de producto que se forma se denomina reactivo límite.

El siguiente ejercicio ilustra el concepto de reactivo límite: Cuántas moles de HCl pueden obtenerse a partir de 5 moles de H₂ y 3 moles de Cl₂?



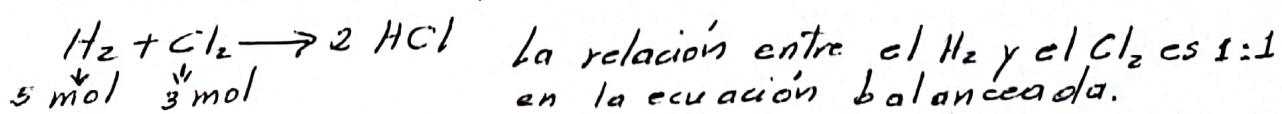
A partir de 5 moles de H₂

$$\text{se obtienen: } 5 \text{ mol H}_2 \times \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol H}_2} = 10 \text{ mol HCl}$$

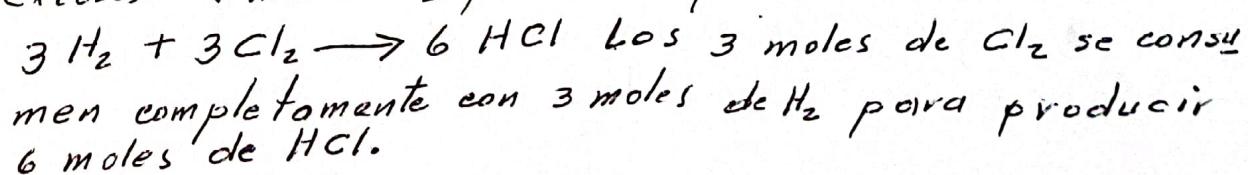
A partir de 3 mol de Cl₂

$$\text{se obtienen: } 3 \text{ mol Cl}_2 \times \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Cl}_2} = 6 \text{ mol HCl}$$

La cantidad de cloro, 3 moles, limita la producción de HCl, ya que con esta cantidad se produce la menor cantidad de HCl. Por tanto, éste es el reactante límite.



3 moles de Cl₂ requieren sólo 3 moles de H₂. Sobran 2 moles de H₂. El hidrógeno está en exceso (reactivo en exceso). 4 mol de H₂ y 1 mol Cl₂ producen 2 moles de HCl.



Para establecer el reactante límite, se debe trabajar con moles y con la razón molar. Esto significa que, si las cantidades de las sustancias se dan en gramos, estos deben convertirse a moles antes de tratar de establecer el reactivo límite.

Rendimiento Teórico y rendimiento Real:

Una ecuación química supone un rendimiento teórico del 100%.

La cantidad máxima en gramos de un producto que se puede obtener a partir de una cantidad del reactante límite con base en una ecuación balanceada se llama rendimiento teórico.

El rendimiento real se determina experimentalmente.

En la mayoría de los procesos químicos que se realizan en la industria, el rendimiento real es menor que el calculado a partir de la estequiometría de la reacción (rendimiento teórico). Esto se debe a diferentes motivos como: impurezas, temperatura y presión que no son óptimas para el proceso.

Se define como rendimiento o eficiencia de una reacción o proceso, la relación entre el producido real y el producido teórico:

$$\% \text{ Rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100$$

Ejem: Calcule el rendimiento teórico de AlCl_3 para la reacción de 6 moles de Al: $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{AlCl}_3$

cuando solo se da la cantidad de un reactivo, éste es el reactivo límite, el otro (Cl_2) se asume que está en exceso. Según la ecuación balanceada tenemos:

$$6 \text{ mol Al} \times \frac{2 \text{ mol AlCl}_3}{2 \text{ mol Al}} = 6 \text{ mol AlCl}_3$$

Hay que expresar en gramos el producto (AlCl_3).

1 mol $\text{AlCl}_3 = 133,35 \text{ g AlCl}_3$ entonces:

$$6 \text{ mol AlCl}_3 \times \frac{133,35 \text{ g AlCl}_3}{1 \text{ mol AlCl}_3} = 800,1 \text{ g AlCl}_3. \text{ A partir}$$

de 6 moles de Al la máxima cantidad de AlCl_3 que se puede formar es 800,1 g, éste es el rendimiento teórico.

Suponga que la cantidad real (rendimiento real) de AlCl_3 recogido fue de 750 g. ¿Cuál es el % de rendimiento de la reacción?

$$\% \text{ rendimiento} = \frac{\text{rend. real}}{\text{rend. teórico}} \times 100 \Rightarrow \% \text{ Rend.} = \frac{750 \text{ g } \text{AlCl}_3}{800,1 \text{ g } \text{AlCl}_3} \times 100 = 93,74\%$$

El rendimiento de la reacción fue de 93,74 %.

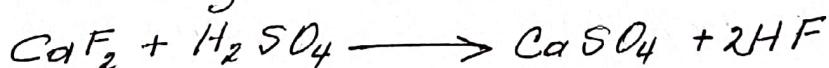
- Rendimiento y pureza: En muchos casos los materiales de partida en una reacción química están acompañados de impurezas; antes de hacer los cálculos estequiométricos en estas reacciones químicas, es preciso calcular la cantidad de reactivo puro que existe.

Ejem: * Cuántas gramos de HCl se obtienen en la reacción de 15 moles de H_2 , con un exceso de cloro; si el rendimiento de la reacción es del 80%?: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$
entonces: $15 \text{ mol } \text{H}_2 \times \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol } \text{H}_2} \times \frac{36,45 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 1.093,5 \text{ g HCl}$

Esta es la cantidad máxima de HCl que se puede obtener, si el rendimiento fuera del 100%; como el rendimiento es del 80% ($\frac{80}{100}$)

$$1.093,5 \text{ g HCl} \times \frac{80\%}{100\%} = 874,8 \text{ g de HCl}$$

* Cuántos gramos de ácido fluorhídrico se pueden obtener a partir de 150 g. de fluoruro de calcio de 85% de pureza?



Calculemos la cantidad de reactivo (CaF_2) puro que hay en hoy en los 150 g. de 85% de pureza:

$$150 \text{ g } \text{CaF}_2 \text{ impuro} \times \frac{85 \text{ g. puro}}{100 \text{ g. impuro}} = 127,5 \text{ g puro}$$

Se requiere pasar estos gramos a moles:

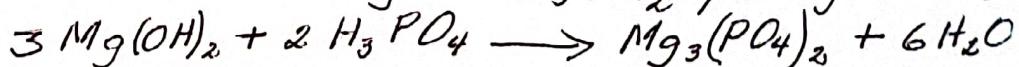
$$127,5 \text{ g. } \text{CaF}_2 \times \frac{1 \text{ mol } \text{CaF}_2}{78 \text{ g } \text{CaF}_2} = 1,63 \text{ mol } \text{CaF}_2$$

Luego se establece la razón molar del HF al CaF_2 y la respuesta la expresamos en g. como lo pide el ejercicio.

$$1,63 \text{ mol } \text{CaF}_2 \times \frac{2 \text{ mol HF}}{1 \text{ mol } \text{CaF}_2} \times \frac{20 \text{ g HF}}{1 \text{ mol HF}} = 65,2 \text{ g HF.}$$

Actividad

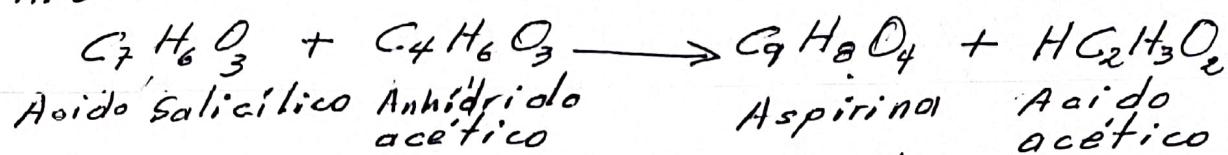
1. Cuántos gramos de $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ se producen por la reacción entre 25 g. de Mg(OH)_2 y 35 g. de H_3PO_4 ?



Establezca, además, cuántos gramos sobran del reactivo en exceso.

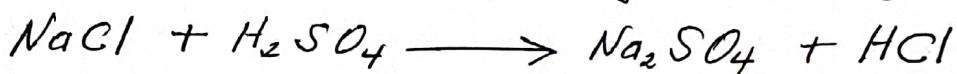
2. Calcule el rendimiento teórico para el $PbSO_4$, a partir de 0,20 g. de H_2O_2 en la siguiente reacción: $PbS + H_2O_2 \rightarrow PbSO_4 + H_2O$

3. El ácido acetil salicílico ó aspirina, es un analgésico extensamente utilizado. Se prepara por reacción entre el ácido salicílico y el anhídrido acético:



Cuántos gramos de ácido salicílico se requieren para preparar una tableta de aspirina, si ésta contiene 0,324 g. de aspirina pura?

4. Cuántos g. de ácido clorhídrico se obtienen por la reacción de 400 g. de NaCl de 80% de pureza con un exceso de H_2SO_4 . Cuál fue el rendimiento de la reacción si se recogieron 190 g. de HCl?



5. Cuántos g. de $KClO_3$ de 80% de pureza se requieren para obtener 128 g. de oxígeno?



6. El cloro y el metano reaccionan para formar cloroformo $CH_4 + Cl_2 \rightarrow CHCl_3 + HCl$

Para cada uno de los siguientes casos, estableza el reactivo límite. Calcule la máxima cantidad de cloroformo ($CHCl_3$) que se puede producir en cada caso. Cuál es el reactivo en exceso y cuánto sobra en c/u.

- 1,5 moles de Cl_2 y 1,5 moles de CH_4
- 2 moles de Cl_2 y 40 g de CH_4 .
- 20 g. de Cl_2 y 20 g de CH_4 .

Nota: Para todos los cálculos estequiométricos se debe partir de ecuaciones balanceadas.

I.E.D. "El Jazmín" Grado 11º Química J.T.

Taller: "El H₂O y las soluciones" Cecilia Medina.

Una solución es una mezcla homogénea de dos o más componentes. La sustancia que se disuelve se llama soluto y la sustancia en la cual se produce la disolución se llama disolvente o solvente. El soluto es la sustancia que está en menor cantidad en la solución.

Clases de soluciones: Según su estado físico pueden ser, sólidas (aleaciones), líquidas (azúcar en H₂O), gaseosas (aire). También se clasifican, según su comportamiento frente a la corriente eléctrica, en soluciones electrolíticas y soluciones no electrolíticas.

Teniendo en cuenta la cantidad de soluto pueden ser: insaturadas, saturadas y sobre saturadas.

Solubilidad: es la cantidad máxima de un soluto (sto.) que puede disolverse en una cantidad determinada de solvente (ste) a una temperatura previamente establecida.

Soluto	Solubilidad	
	20°C	60°C
NaCl	36	37,3
KBr	67	85,5
KMnO ₄	64	22,2
AgNO ₃	225	525
BaSO ₄	0,00024	0,00036

Valores de la solubilidad de algunas sustancias en g. de sto. en 100g de H₂O a 20°C y a 60°C.

La solubilidad es una propiedad característica de cada sustancia en un determinado solvente.

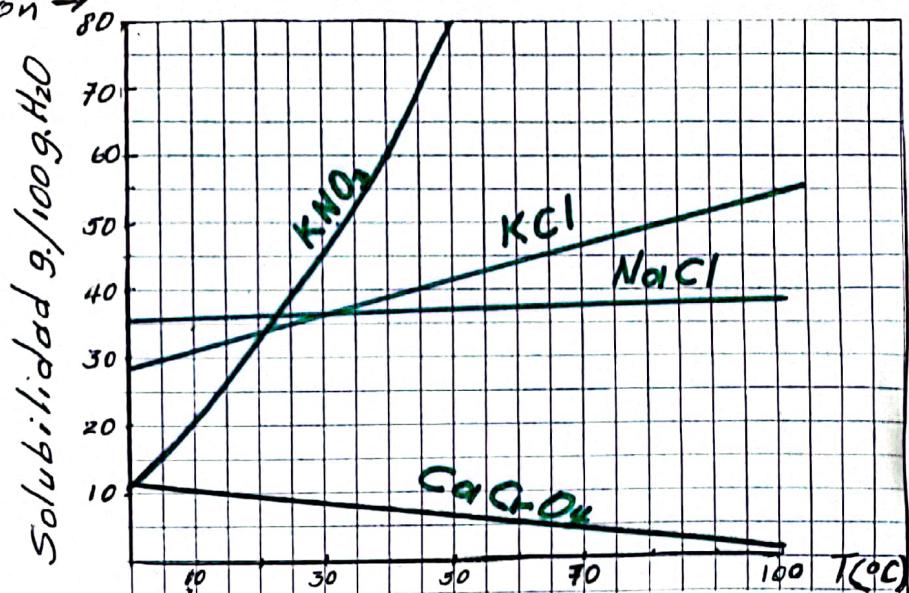
Para que una sustancia se disuelva en H₂O, debe ser polar. En química, existe una regla de solubilidad, así: "lo semejante disuelve lo semejante". Esto significa que un sto. polar disuelve solutos polares y un solvente no polar disuelve stos. no polares. (Recuerde los tipos de enlaces).

Existen factores que determinan la solubilidad

Generalmente, la solubilidad de una sustancia se expresa en g. de sto. por cada 100g. de ste, por ejem, a 20°C, la máxima cantidad de NaCl que se puede disolver en 100g. de H₂O es 36,0 g.; la máxima cantidad de AgNO₃ es 225 g. (Ver la tabla).

de una sustancia, estos son: a) naturaleza del sto. y del ste. b) Tamaño de las partículas. c) Temperatura d) Presión.

Representación gráfica del efecto de la T. sobre la solubilidad de algunas sustancias.



Se dice que una soluciòn (sln.) està saturada cuando a una T. determinada en una cantidad dada de ste. se tiene disuelta la m axima cantidad de sto. que se puede disolver. Por ejemplo, una sln. de KBr que tenga disueltos 85,5 g. de KBr a 60°C en 100 g de H₂O es una sln. saturada. (ver cuadro). Cuando a una T. determinada en una cantidad dada de ste. se tiene disuelto menos sto. del que se puede disolver en el, se dice que la sln. es insaturada. Ejem. Una solución de NaCl a 20°C donde hay disueltos 20 g. del sto. en 100 g. de H₂O.

A pesar de que la concentración de una sln. está limitada por la solubilidad m axima del sto. es posible preparar soluciones que contengan disuelta una cantidad > de sto. a una T. establecida.

La sobresaturación de una sln. es un proceso muy cuidadoso; generalmente, se realiza por calentamiento.

Quando se trata de comparar cualitativamente varias soluciones del mismo sto. en el mismo ste., se emplean las expresiones, soluciones diluidas y soluciones concentradas para indicar que unas tienen m as sto. que otras en la misma cantidad de ste.

Actividad

1. Con base en la tabla de valores de solubilidad diga si las siguientes soluciones son saturadas o insaturadas:

- 37,3 g. de NaCl en 100 g de H₂O a 60°C.
- 100 g. de AgNO₃ en 100 g de H₂O a 20°C.
- 30 g. de KMnO₄ en 100 g de H₂O a 20°C.
- 20 g. de KMnO₄ en 100 g. de H₂O a 60°C.
- 85,5 g de KBr en 100 g. de H₂O a 60°C.
- 20 g. de NaCl en 100 g de H₂O a 20°C.
- 3 g. de AgNO₃ en 100 g. de H₂O a 60°C.

2. Tomanolo como base la tabla, establezca por qué las dos siguientes soluciones son sobresaturadas

- 36,5 g. de NaCl en 100 g de H₂O a 20°C.
- 225,6 g de AgNO₃ en 100 g de H₂O a 20°C.

3. Ordene, de $\langle\alpha\rangle$, las siguientes soluciones según la concentración:

- 0,1 g. de KMnO₄ en 100 g de H₂O. a 20°C.
- 22 g. de KMnO₄ " " " " "
- 20 g. de KMnO₄ " " " " "
- 1 g. de KMnO₄ " " " " "

4. Ordene en forma descendente de concentración las siguientes soluciones:

- 1 g. de AgNO₃ en 100 g de H₂O.
- 0,1 g. de " " " " "
- 0,3 g. de " " " " "
- 10 g. de " " " " "
- 20 g de " " " " "

5. Analice y explique las siguientes afirmaciones:

- El aire es una solución gaseosa.
- El bronce es una aleación, ejemplo de solución sólida.
- Las bebidas alcohólicas son soluciones líquidas.

6. Consulte el significado de los siguientes términos e ilustre con un ejemplo clu.
- Solución electrolítica y solución no electrolítica.
 - misible e inmisible.
7. Explique cada uno de los factores que influyen en la solubilidad de las sustancias.
8. Observe y haga un análisis de la solubilidad de las sustancias (KNO_3 , KCl , $NaCl$, $CaCrO_4$) debida a efectos de la Temperatura. Compare.
- Cuál es el valor de la solubilidad para:
- KNO_3 a $40^\circ C$ y $50^\circ C$
 - $NaCl$ a $30^\circ C$ y $100^\circ C$
 - KCl a $10^\circ C$ y $80^\circ C$
 - $CaCrO_4$ a $20^\circ C$ y $80^\circ C$.

I.E.D. "El Jazmín" Química Grado 11º J.T.
 Taller "La concentración de las soluciones". Cecilia Medina.

La concentración de las soluciones

expresa

la relación

entre

la cantidad de soluto.

la cantidad de solvente.

mediante

Unidades Químicas

como

- Molaridad: M
- molalidad: m
- Normalidad: N
- fracción molar: X_n

Unidades Físicas

como

- ↓ partes por millón p.p.m.
- ↓ Porcentajes

que son

% P/p peso a peso

% P/V peso a vole
lumen

% V/V volumen a
volumen

Abreviaturas:

- Soluto = sto. - solvente = ste.
- solución = sln. - gramo = g.
- miligramo = mg. - kilogramo = kg.
- L = litro - mL = mililitro.

* % masa = fracción de masa × 100

$$\% \text{ sto.} = \frac{\text{g. sto.}}{\text{g. sto.} + \text{g. ste.}} \times 100 \text{ ó } \frac{\text{g. sto.}}{\text{g. sln.}} \times 100$$

$$\% \text{ ste.} = \frac{\text{g. ste.}}{\text{g. sto.} + \text{g. ste.}} \times 100 \text{ ó } \frac{\text{g. ste.}}{\text{g. sln.}} \times 100$$

* % P/V = $\frac{\text{g. sto.}}{\text{mL sln.}} \times 100$ * % V/V = $\frac{\text{mL sto.}}{\text{mL sln.}} \times 100$

* partes por millón : p.p.m = $\frac{\text{mg. sto.}}{\text{kg. sln.}}$ ó ppm = $\frac{\text{mg. sto.}}{\text{L sln.}}$

AActividad. Unidades Físicas de concentración.

1. a) ¿Cuál es el significado de miscibilidad?
- b) Es lo mismo solubilidad y miscibilidad? Explique y de ejemplos (2)

2. a) Cuando se evaporan 300 g. de una sln. de CuSO_4 , se obtiene un residuo de 25 g. de sulfato.
 1. Cuántos g. de H_2O se evaporaron?
 2. ¿Cuál es el % p/p de sto. y de ste. en la sln?
- b) Cuántos g. de ste. se requieren para preparar una sln. de 20% p/p de CuSO_4 , que contiene 80 g. de sto.?
- c) ¿Cuál es la masa de KNO_3 presente en 300 g. de sln. acuosa al 10%?
- d) ¿Cuál es el % de sto. y de ste. en una sln. de KOH que se preparó adicionando 2g. de KOH a 20 g. de H_2O .

3. a) ¿Cuál es el % p/v de una solución de NaOH, si en 60 mL. de ella hay 3 g. de NaOH?
- b) ¿Cuál es el % de dextrosa en una sln. que contiene 15 g. de sto. en 85 mL. de sln.?
- c) ¿Cuál es el % p/v de una sln. que contiene 16 g. de KOH en 75 mL. de H_2O ?

4. a) Calcule el % de sto. en una sln. que contiene 3 mL. de metanol en 220 mL. de H_2O .
- b) Se mezclan 10 mL de alcohol en 150 mL de H_2O . ¿Cuál es % p/v de H_2O y alcohol?
- c) Cuántos mL. de alcohol se requieren para preparar 200 mL. de sln. acuosa al 10%?

5. Calcule las p.p.m. de sto. en cada una de las siguientes soluciones:
 - a) 7 mg. de ión fluoruro (F^-) en 500 mL. de H_2O .
 - b) 2 mg. de Al^{+3} en 2 L. de H_2O .
 - c) 4×10^{-3} mg. de Au en 800 mL. de agua de mar.

* Fecha límite de entrega: Febrero 18/2021 |

"Concentración de soluciones. Unidades Químicas" Cecilia Medina.
 Las unidades químicas de concentración son: molaridad (M), molalidad (m), Normalidad (N), fracción molar (X) y formularidad (F). Remítase al cuadro del anterior taller.
 A continuación presento algunos ejercicios relacionados con el cálculo de las unidades químicas de concentración:

Molaridad: M

1. ¿Cuál es la M de una solución que posee 3 moles de NaOH en 2L de sln?

$$M = \frac{n \text{ sto.}}{L \cdot \text{sln.}} \Rightarrow \frac{3 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 1,5 \text{ M NaOH.} \rightarrow \begin{matrix} \text{Solución 1,5} \\ \text{Molar de NaOH.} \end{matrix}$$

2. Calcule el número de moles de NaCl que hay en 20 mL de sln. 2,5M y los gramos de NaCl presentes.

Llevamos los mL a L: $20 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L.}}{1.000 \text{ mL}} = 0,02 \text{ L.}$

- despejando número de moles en la ecuación tenemos: $M = \frac{n \text{ sto.}}{L \cdot \text{sln.}} \Rightarrow M \times V = n.$

$$n = \frac{2,5 \text{ mol}}{1 \text{ L.}} \times 0,02 \text{ L.} = 0,05 \text{ mol NaCl.}$$

Convirtiendo estos moles a gramos; se tiene:

$$0,05 \text{ mol NaCl} \times \frac{58,5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} = 2,92 \text{ g NaCl}$$

3. Calcule la M de una sln. de HCl que tiene una concentración de 11,2% por masa y una densidad de 1,2g/mL.

- como M se define en términos de 1 L. de sln, con la densidad y este volumen se calcula la masa de 1L de sln:

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \times V : 1.000 \text{ mL} \times \frac{1,2 \text{ g}}{\text{mL}} = 1.200 \text{ g sln.}$$

- Como la masa del sto. es de 11,2% por peso entonces:

$$\% \text{ sto.} = \frac{\text{g. sto.}}{\text{g. sln.}} \times 100 \Rightarrow \text{despejando g. sto.} = \frac{\% \text{ sto.} \times \text{g. sln.}}{100}, \text{ entonces}$$

$$\text{g. sto.} = \frac{11,2 \% \times 1.200 \text{ g sln.}}{100} = 134,4 \text{ g. de sto.}$$

ó 134,4 g de HCl puro en 1L de sln.

- Ahora, se calcula el número de n de HCl en 1L de sln.

$$n = \frac{\text{g. HCl}}{\text{peso 1 mol HCl}} = n = \frac{134,4 \text{ g HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 3,68 \text{ mol de HCl en 1L de sln.}$$

ó 3,68 M HCl.

Solución 3,68 Molar de HCl.

Molalidad: (m)

1. Calcule la molalidad de una sln. que tiene 0,2 moles de NaCl en 0,5 Kg de H₂O.

$$m = \frac{n_{sto.}}{kg \cdot ste.} \Rightarrow \frac{0,2 \text{ mol NaCl}}{0,5 \text{ kg H}_2\text{O}} = 0,4 \text{ m NaCl} \xrightarrow{\text{Solución 0,4 molal de NaCl.}}$$

2. Calcule la molalidad de la sln resultante al disol ver 15 g. de NaOH en 450 mL de H₂O.

- expresamos en moles de NaOH: $15 \text{ g NaOH} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g NaOH}} = 0,375 \text{ mol NaOH}$.

- Puesto que la densidad del H₂O es 1 g./ml., los 450 ml. tienen una masa de 450 g. ó 0,45 Kg.

$$m = \frac{0,375 \text{ mol NaOH}}{0,45 \text{ kg H}_2\text{O}} = 0,83 \text{ m NaOH} \rightarrow \begin{matrix} \text{sln. 0,83 molal} \\ \text{de NaOH.} \end{matrix}$$

Fracción molar: (X)

Así se denomina al cociente entre el número de moles de un componente de una mezcla y el número total de moles de todos los componentes.

Para n_A = número de moles ^{del} sto. n_B = número de moles del ste.

La fracción molar para sto. $\Rightarrow X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B}$; La fracción molar para ste. $\Rightarrow X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$

La suma de las fracciones molares es igual a 1.

Una sln contiene 20 g. de NaCl y 70 g. de H₂O. Cuáles son las fracciones molares del NaCl y del H₂O?

$$\text{moles del sto. (NaCl)} = 20 \text{ g NaCl} \times \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,5 \text{ g NaCl}} = 0,34 \text{ mol NaCl}$$

$$\text{moles del ste. (H}_2\text{O)} = 70 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 3,88 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$X_{\text{NaCl}} = \frac{0,34 \text{ mol}}{0,34 \text{ mol} + 3,88 \text{ mol}} = \frac{0,34}{4,22} = 0,08$$

$$X_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{3,88 \text{ mol}}{4,22} = 0,92$$

$$X_{\text{NaCl}} + X_{\text{H}_2\text{O}} = 1$$

Para solucionar la siguiente actividad acuda a esta explicación. Observe los ejercicios resueltos.

Actividad

1. Calcule la molaridad para cada una de las siguientes soluciones:

a) 40 g. de etanol (C_2H_5OH) en 400 ml. de sln.

b) 2 g. de $CaCl_2$ en 200 ml. de sln.

c) 0,3 moles de HNO_3 en 500 ml. de sln.

2. Cuántos gramos de sto. hay en a) y b):

a) 100 ml. de $NaCl$ 0,1 M.

b) 400 ml. de KOH . 0,25 M.

c) Calcule la M de una sln. de H_3PO_4 , cuya densidad es 1,75 g/ml. y concentración por peso de 89%

3. a) Calcule la molalidad (m) para una sln. que tiene 100 g. de $KMnO_4$ en 3 Kg. de H_2O .

b) Calcule la m para una sln que tiene 0,2 g. de $MgCl_2$ en 800 g. de H_2O .

c) ¿Cuál es la normalidad de una sln. que tiene 50 g. de $Ca(OH)_2$ en 900 ml de solución?

Normalidad (N) = $\frac{\text{nº de equivalentes gramo de sto.}}{\text{Litro de sln.}}$

4. Calcule la fracción molar del soluto ($X_{sto.}$) y del solvente ($X_{ste.}$) en cada una de las siguientes soluciones:

a) 10 g. de $NaOH$ y 80 g. de H_2O .

b) 0,5 moles de H_2SO_4 y 3 moles de H_2O .

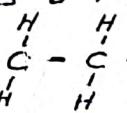
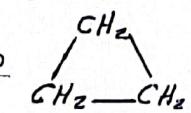
c) 5 g. de C_2H_5OH (etanol) y 90 g. de H_2O .

*Fecha límite de entrega: Febrero 18/2021

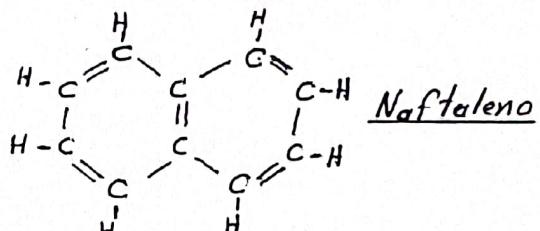
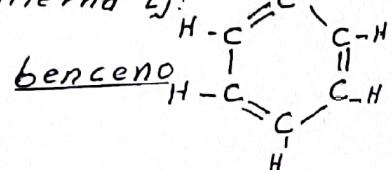
Colegio "El Jazmín" IED. J.T Grado 11^o Química
Correo E: cienciasn.jazminjt@gmail.com Cecilia Medina
Tema: "Clasificación de los compuestos Orgánicos"

Marco Teórico

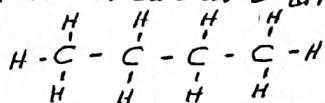
El carbono tiene gran capacidad para constituir estructuras abiertas o cíclicas. Los compuestos orgánicos pueden ser agrupados en dos series: alifática y aromática.

En la serie alifática, los átomos de carbono se hallan formando cadenas abiertas, por lo cual se les llama compuestos de cadena abierta. Otros compuestos de características similares a los anteriores son de cadena cerrada. Ejem: propano  Ciclopropano 

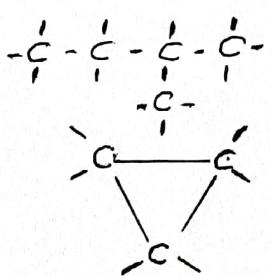
La serie aromática tiene origen en el olor aromático de sustancias, como las resinas, aceites y bálsamos. Estos compuestos tienen 1 o más anillos o ciclos formando su estructura; estos anillos tienen tres o más dobles enlaces en forma alterna. Ej:



Las cadenas carbonadas: Pueden ser lineales o normales, ramificadas o carborescentes y cíclicas o cerradas.



Cadena lineal: Constituida por átomos de C unidos cada uno máximo a 2 C.

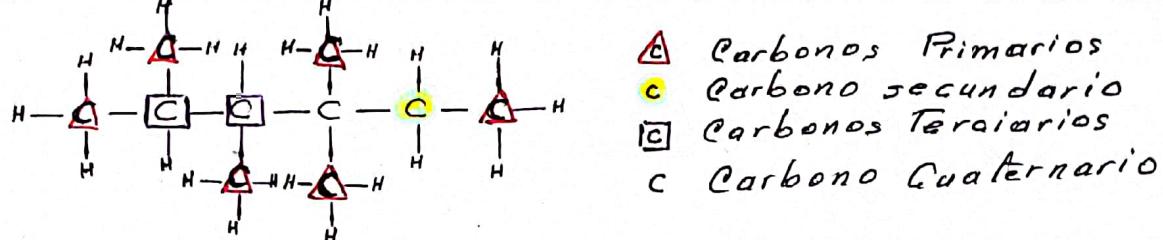


Cadena ramificada: se presenta cuando 1 o más átomos de C se unen a otros C, formando cadenas secundarias unidas a la principal.

Cadena cíclica: Cuando los átomos de carbono se unen formando un anillo o ciclo.

Clases de Carbonos:

- Carbono Primario: Se une a un solo átomo de C ó a un grupo sustituyente por enlace simple.
- Carbono Secundario: Se une a dos átomos de C ó dos grupos sustituyentes por medio de enlaces simples.
- Carbono Terciario: Cuando se une a tres átomos de C ó tres grupos por medio de enlaces simples.
- Carbono Quaternario: Es el que se une a 4 átomos de C ó grupos por enlaces simples.



Clases de Fórmulas empleadas en Química Orgánica

- **Fórmula Molecular:** Presenta el número total (real) de cada elemento presentes en la molécula
- **Fórmula empírica:** Indica la proporción o número relativo de cada elemento que se halla presente en una molécula.
- **Fórmula estructural:** Proporciona la información de cómo están unidos los átomos en la molécula. Las fórmulas estructurales pueden ser: condensadas, desarrolladas o de esqueleto. Ejemplos:

Compuesto	F. Molecular	F. Empírica	Fórmulas estructurales
Metano	CH ₄	CH ₄	H - C - H CH ₄
Butano	C ₄ H ₁₀	C ₂ H ₅	$\begin{array}{c} \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} \\ & & & \\ \text{H}-\text{C} & -\text{C} & -\text{C} & -\text{C}-\text{H} \\ & & & \\ \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} \end{array}$ CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃
Ciclobutano	C ₄ H ₈	CH ₂	$\begin{array}{c} \text{H} & \text{H} \\ & \\ \text{H}-\text{C} & -\text{C}-\text{H} \\ & \\ \text{H} & \text{H} \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{CH}_2 & \text{CH}_2 \\ & \\ \text{CH}_2 & \text{CH}_2 \end{array}$

Función Química y grupo funcional: los compuestos orgánicos se agrupan por funciones, de acuerdo con sus grupos funcionales. Grupo funcional es un átomo o grupo de átomos cuya presencia en una molécula determina las propiedades características de la función.

- Entre las funciones orgánicas tenemos: se resalta el **grupo funcional**
- Los alcanos Ej: CH₃-CH₃ (etano) - Los alquenos Ej: CH₂=CH₂ (eteno)
 - Los alquinos Ej: CH≡CH (cetino) - Los alcoholes Ej: CH₃-OH (metanol)
 - Eteres Ej: CH₃-O-CH₃ (eterdimetílico) - Aldahídos Ej: CH₃-CHO (acetanal)
 - Cetonas Ej: CH₃-C(=O)-CH₃ (Propanona) - Ácidos carboxílicos: Ej: CH₃-COOH (ácido etanoico)

Nomenclatura En la nomenclatura IUPAC el nombre de un compuesto orgánico consta de:

1. Raíz o prefijo: Indica el número de átomos de C que constituyen la molécula.
2. Terminación o sufijo: Enuncia la naturaleza del grupo funcional o el grado de insaturación.

A continuación se anuncian algunos de los prefijos: met (1C), et (2C), prop (3C), but (4C), pent (5C), hex (6C), hept (7C), oct (8C), non (9C), dec (10C), undec (11C), etc.

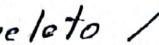
Los compuestos orgánicos más sencillos son los Hidrocarburos. Los hidrocarburos son compuestos constituidos por C e H. Se clasifican de acuerdo con los enlaces que presentan saturados e insaturados; de cadena abierta o cerrada (cíclicos).

Hidrocarburos saturados (enlaces sencillos)

Alcanos: son hidrocarburos de cadena abierta de fórmula general C_nH_{2n+2} , donde n es un número entero. Presentan solamente enlaces sencillos. Sufijo: -ANO

Ej: Pentano C_5H_{12} $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$

F. molecular. Fórmula estuc. condensada Fórmula estructural desarrollada

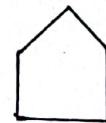
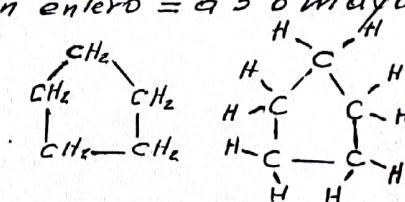
F. estructural de esqueleto  (cada vértice representa 1C)

Nonano F. Molecular Fórmulas estructurales
Condensada Condensada de esqueleto
 $(C_nH_{2n+2}) \rightarrow C_9H_{20}$ $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$ 

Para la estructural desarrollada se escribe la cadena de 9C y se ubican los 20H, de tal manera que cada C presenta cuatro enlaces.

Cicloalcanos: Alcanos de cadena cerrada, su fórmula general es C_nH_{2n} donde n es un entero = a 3 ó mayor de 3.

Ej: Ciclopentano: C_5H_{10}



Los hidrocarburos insaturados: Alquenos y alquinos son compuestos con dobles y triples enlaces, por consiguiente contienen menos hidrógenos que los alkanos.

Fórmula general para los alquenos C_nH_{2n} . Sufijo: -ENO

Fórmula general para los alquinos C_nH_{2n-2} . Sufijo: -INO

Ej: Eteno $C_2H_{2(2)}$ C_2H_4 , $H-C=C-H$, $CH_2=CH_2$,  ; $H-x-C-x-C-x-H$ $x: \text{E de Valen-} \atop \text{cia de C.}$
Molecular Est. desarrollada Condensada de esqueleto F. electrónica $x: \text{E de Valen-} \atop \text{cia del H.}$

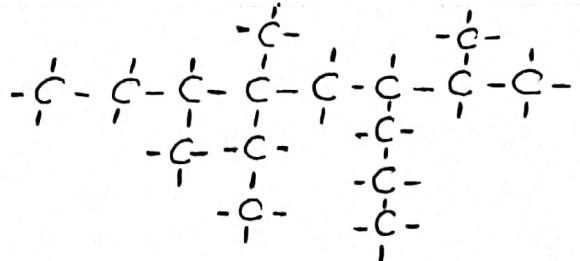
Propino: $C_3H_{2(3)-2}$ C_3H_4 $H-C\equiv C-C-H$, $CH\equiv C-CH_3$,  ; $H-x-C-x-C-x-C-x-H$
Ciclopropeno  C_3H_4

2-penteno C_5H_{10} $CH_3-CH=CH-CH_2-CH_3$  $H-C-C=C-C-C-H$ C_5H_{10}
(= entre el C_2 y C_3)

1-penteno C_5H_{10} $CH_2-CH=CH-CH_2-CH_3$  $C_5H_{10} H-x-C-x-C-x-C-x-C-x-H$

Actividad

1. a) Complete la siguiente estructura ramificada, ubicando los H donde corresponda. (Cada C presenta 4 enlaces).
b) Señale los C primarios, C secundarios, C terciarios y C cuaternarios, utilice convenciones.



2. ¿Cuál es la diferencia entre una cadena lineal y una cadena cíclica? Pídale un ejemplo.
3. Escriba las fórmulas estructurales: desarrolladas, condensadas, de esqueleto y electrónica o de Lewis para:
a) Hexano: C_6H_{14} b) 1-hepteno C_7H_{16}
¿Cuál sería la fórmula empírica o mínima para los 2 compuestos?
4. Nombre los siguientes compuestos:
a) $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$ (alcano de cadena lineal)
b) $CH_2=CH-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$ (alqueno de cadena lineal)
c) $CH_3-(CH_2)_8-CH_3$ (alcano)
d) $CH \equiv CH$ (alquino)
e) (cicloalcano)
5. Escriba la fórmula estructural desarrollada para:
a) Octano b) 2-hexeno e) 3-nanino
6. ¿Cuál es la diferencia entre un hidrocarburo saturado y un hidrocarburo insaturado? Pídale un ejemplo.
7. Uno de los principales compuestos aromáticos (hidrocarburo aromático) es el benceno (C_6H_6), consulte sus propiedades y usos.

Nota: Fecha límite de entrega: Febrero 18/2021