

**INSTRUCTIVO DE ACTIVIDADES SEMESTRALES PARA ESTUDIANTES SIN ACCESO A AULA VIRTUAL
4º MEDIO QUÍMICA
Etapa 3- II semestre 2020**

APRENDIZAJES ESPERADOS	INDICADORES DE EVALUACIÓN:
<p>OA 18:- Desarrollar un modelo que describa cómo el número total de átomos no varía en una reacción química y cómo la masa se conserva aplicando la ley de la conservación de la materia.</p> <p>OA 20:- Establecer relaciones cuantitativas entre reactivos y productos en reacciones químicas (estequiometría) y explicar la formación de compuestos útiles para los seres vivos, como la formación de la glucosa en la fotosíntesis.</p>	<p>-Representan mediante esquemas o dibujos el reordenamiento de los átomos en una reacción química, como modelo de cambio de una reacción.</p> <p>-Comprueban, cuantitativamente, que la masa se conserva en las reacciones químicas mediante la ley de conservación de la materia. .</p> <p>-Explican los conceptos de masa molecular, mol y masa molar.</p> <p>-Aplican el concepto de masa molar en compuestos de una reacción.</p> <p>-Evalúan la ley de conservación de la materia con evidencia teórica.</p> <p>Relacionan el mol como unidad de cantidad de sustancia con otras unidades estequiométricas equivalentes.</p> <p>-Calculan equivalentes estequiométricos del mol de sustancia en otras unidades estequiométricas (número de átomos, número de moléculas y cantidad de partículas).</p>

Instrucciones: Todos los ejercicios y problemas propuestos se desarrollan en la presente guía, por lo que es necesario ordenar y organizar su tiempo de trabajo.

GUÍA DE ESTEQUIOMETRIA

MARCO TEORICO: La ley de conservación de la masa, fue establecida por el químico Francés Antonio Lavoisier y señala que: **“En una reacción química la suma de la masa de las sustancias reactivas es igual a la suma de la masa de las sustancias productos”**. Desde el punto de vista atómico el número de átomos de la misma clase es igual en reactivos y productos.



Antoine-Laurent de Lavoisier
(París 1743-1794)

Ley de la conservación de la materia

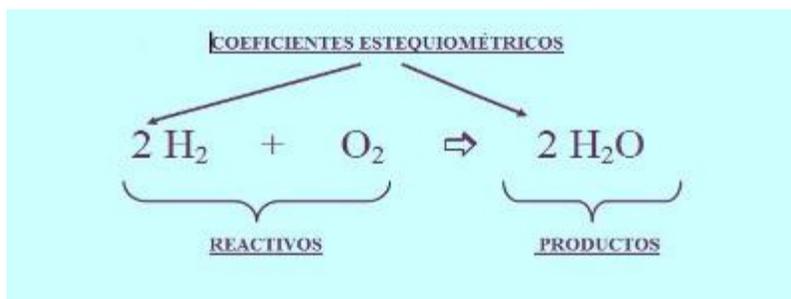


“La materia no se crea ni se destruye”

Ejemplo:

BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS

Para balancear o igualar una ecuación química, es necesario usar coeficientes estequiométricos (números) que se escriben por delante de las fórmulas de reactivos o productos de tal modo que la cantidad de átomos de la misma clase en reactivos y productos sea igual. El procedimiento puede ser por simple “Tanteo o intuición” deduciendo cuáles son los coeficientes más apropiados o bien se puede aplicar un procedimiento “Algebraico”



coeficiente estequiométrico y Subíndices

En las siguientes ecuaciones podremos diferenciar los subíndices del coeficiente estequiométrico. Lo más importante a tener en cuenta es que el **SUBÍNDICE NUNCA SE DEBE CAMBIAR**, de lo contrario el balance químico estaría mal planteado.

Color Azul: Es el coeficiente estequiométrico.

Color Rojo: Es el subíndice, indica la cantidad de átomos en una molécula. **NO SE DEBE CAMBIAR.**





Balaceo de ecuaciones químicas por tanteo

Este método consiste en la prueba y error. El número de átomos presente en el lado de los reactivos debe ser igual al número de átomos presente en el lado de los productos. A continuación se presentan algunos ejercicios resueltos para balancear ecuaciones químicas.

EJEMPLO NUMERO 1:

Balacear la siguiente reacción: $\text{Na} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2$

Primero vamos a anotar la cantidad de átomos de cada elemento que tenemos en reactivos y productos.

ATOMOS	REACTIVOS	PRODUCTOS
sodio (Na)	1	1
Cloro (Cl)	1	1
Hidrógeno (H)	1	2

Se puede observar que todos los átomos están balanceados excepto el hidrogeno, por lo tanto procedemos a ajustar su coeficiente estequiométrico del lado de los reactivos.



Realizamos el conteo otra vez.

ATOMOS	REACTIVOS	PRODUCTOS
sodio (Na)	1	1
Cloro (Cl)	2	1
Hidrógeno (H)	2	2

Se puede ver que falta balancear el cloro del lado de los productos, entonces le agregamos un 2 como coeficiente estequiométrico.



Pero a simple vista se puede observar que hay dos átomos de sodio en los productos, por lo que también deberíamos ajustar el coeficiente del sodio en los reactivos.



Si hacemos el conteo podemos ver que la ecuación química ya está balanceada.

ATOMOS	REACTIVOS	PRODUCTOS
Sodio (Na)	2	2
Cloro (Cl)	2	2
Hidrógeno (H)	2	2



3-

EJEMPLO NUMERO 2:

Realizar el balance químico de la siguiente reacción: $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Dibujamos la tabla y comparemos la cantidad de átomos presentes en reactivos y productos.

ATOMOS	REACTIVOS	PRODUCTOS
Carbono (C)	1	1
Hidrógeno (H)	4	2
Oxígeno (O)	2	3

Se puede notar como la cantidad de átomos de carbonos ya se encuentra balanceada, por lo tanto, proseguimos a balancear lo átomos de hidrogeno. Agregaremos un 2 como coeficiente estequiometrico delante de la molécula del agua.



Hacemos la tabla una vez más, y veremos que el hidrógeno ya se encuentra balanceado. Pero ahora tendremos cuatro átomos de oxígeno en los productos, y dos átomos de oxígeno en los reactivos.

ATOMOS	REACTIVOS	PRODUCTOS
Carbono (C)	1	1
Hidrógeno (H)	4	4
Oxígeno (O)	2	4

Agregaremos un dos delante de la molécula de oxigeno O_2 en los reactivos y obtendremos la ecuación correctamente balanceada.



ATOMOS	REACTIVOS	PRODUCTOS
Carbono (C)	1	1
Hidrógeno (H)	4	4
Oxígeno (O)	4	4

Listo.

EJEMPLO NUMERO 3:

Balancear la siguiente reacción química : $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$

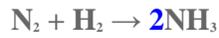
Como siempre recomendamos realizar la tabla.

ATOMOS	REACTIVOS	PRODUCTOS
Nitrogeno (N)	2	1
Hidrógeno (H)	2	3



-4-

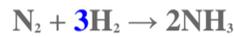
Como podrás notar ambos están desbalanceados. Procedemos a balancear el nitrógeno agregando un dos como coeficiente estequiométrico delante del Amoniaco (NH₃) en los productos.



Realizamos otra vez el conteo y obtenemos lo siguientes resultados.

ATOMOS	REACTIVOS	PRODUCTOS
Nitrogeno (N)	2	2
Hidrógeno (H)	2	2 x 3 = 6

Pero ahora tenemos desbalanceado el hidrógeno, así que ahora lo balanceamos agregando un tres como coeficiente estequiométrico delante del Hidrógeno (H₂).



Por última vez escribimos la tabla y nos daremos cuenta que ya se encuentra balanceada la ecuación.

ATOMOS	REACTIVOS	PRODUCTOS
Nitrogeno (N)	2	2
Hidrógeno (H)	3 x 2 = 6	2 x 3 = 6

Se recomienda balancear en el siguiente orden:

- 1:-Primero recurriremos a balancear los Metales, (Si la ecuación química posee dos metales distintos procederemos a balancear primero el metal que se encuentre en la molécula más compleja, o sea, con mayor cantidad de átomos).
- 2:-Balancear los no metales.
- 3:-Seguimos balanceando el Hidrógeno.
- 4:-Por ultimo balanceamos los Oxígenos.
- 5:-Entre cada paso se recomienda realizar la tabla para efectuar correctamente el balance de ecuaciones químicas.

EJERCICIOS:

-Iguale las siguiente ecuaciones mediante el método del tanteo

- 1) $\text{FeO}_{(s)} + \text{H}_2_{(g)} \longrightarrow \text{Fe}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{NaIO}_3_{(s)} \longrightarrow \text{NaI}_{(s)} + \text{O}_2_{(g)}$
- 3) $\text{N}_2\text{O}_4_{(g)} \longrightarrow \text{NO}_2_{(g)}$
- 4) $\text{CaO}_{(s)} + \text{C}_{(s)} \longrightarrow \text{CaC}_2_{(s)} + \text{CO}_{(g)}$
- 5) $\text{C}_3\text{H}_6_{(g)} + \text{O}_2_{(g)} \longrightarrow \text{CO}_2_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$
- 6) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6_{(s)} + \text{O}_2_{(g)} \longrightarrow \text{CO}_2_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$
- 7) $\text{N}_2_{(g)} + \text{O}_2_{(g)} \longrightarrow \text{N}_2\text{O}_3_{(g)}$
- 8) $\text{C}_5\text{H}_{12}_{(l)} + \text{O}_2_{(g)} \longrightarrow \text{CO}_2_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
- 9) $\text{SO}_2_{(g)} + \text{O}_2_{(g)} \longrightarrow \text{SO}_3_{(g)}$
- 10) $\text{Al}_{(s)} + \text{O}_2_{(g)} \longrightarrow \text{Al}_2\text{O}_3_{(s)}$



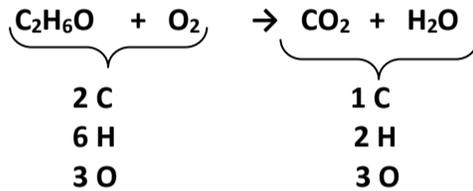
Balanceo de ecuaciones químicas por método algebraico

El **Método algebraico**, es un método matemático que consiste en asignar incógnitas a cada una de las especies de nuestra ecuación química; se establecerán ecuaciones en función de los átomos y, al despejar dichas incógnitas, encontraremos los coeficientes estequiométricos buscados.

EJEMPLO NUMERO 1:

Balancear la siguiente reacción: $C_2H_6O + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

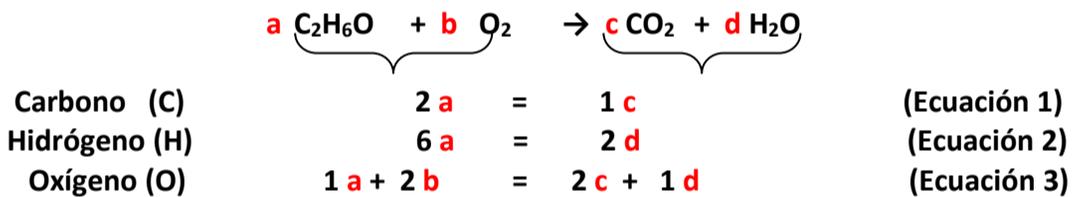
Paso 1:- contamos los átomos c/u elemento en reactantes y productos



Paso 2:- colocamos antes de cada formula una letra (**a, b, c, d ...etc**)



Paso 3:- Escribimos las ecuaciones con cada elemento y el número de átomos que participa en reactante y productos, así tenemos:



Paso 4:- Resolvemos las ecuaciones asignándole el valor **a = 1**

Ecuación 1:

$$\begin{array}{l} 2\ a = 1\ c \\ 2\ (1) = 1\ c \\ \boxed{2 = c} \end{array}$$

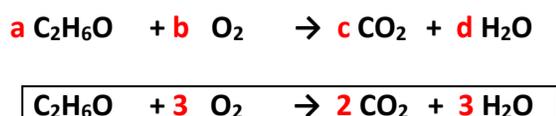
Ecuación 2:

$$\begin{array}{l} 6\ a = 2\ d \\ 6\ (1) = 2\ d \\ 6/2 = d \\ \boxed{3 = d} \end{array}$$

Ecuación 3:

$$\begin{array}{l} 1\ a + 2\ b = 2\ c + 1\ d \\ 1\ (1) + 2\ b = 2\ (2) + 1\ (3) \\ 1 + 2\ b = 4 + 3 \\ 2\ b = 4 + 3 - 1 \\ 2\ b = 6 \\ b = 6/2 \\ \boxed{b = 3} \end{array}$$

Paso 5:- Una vez obtenidos los valores como números enteros, se reemplazan en la ecuación (paso 2) en el mismo orden en el que se asignaron y tenemos la ecuación igualada:

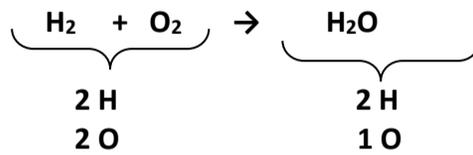




EJEMPLO NUMERO 2:

Balacear la siguiente reacción: $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

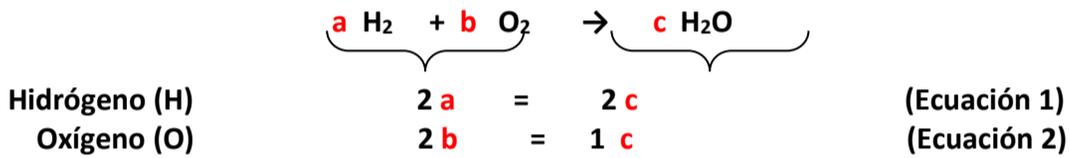
Paso 1:- contamos los átomos c/u elemento en reactantes y productos



Paso 2:- colocamos antes de cada formula una letra (a, b, c, d ...etc)



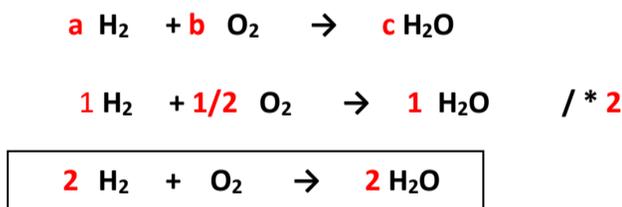
Paso 3:- Escribimos las ecuaciones con cada elemento y el número de átomos que participa en reactante y productos, así tenemos:



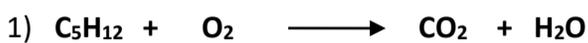
Paso 4:- Resolvemos las ecuaciones asignándole el valor $a = 1$



Paso 5:- En este caso nos encontramos con un valor decimal expresado como fracción ($1/2 = 0,5$). Entonces es necesario buscar un valor que al multiplicarlo por todos los coeficiente estequiométricos los convierta en números enteros. En este caso, al multiplicar los valores por 2 y se obtendrá la ecuación igualada:

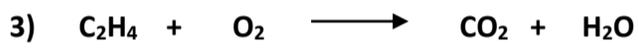
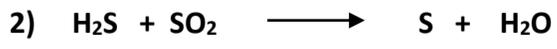


Ejercicios: Iguale las siguiente ecuaciones usando el método algebraico





-7-



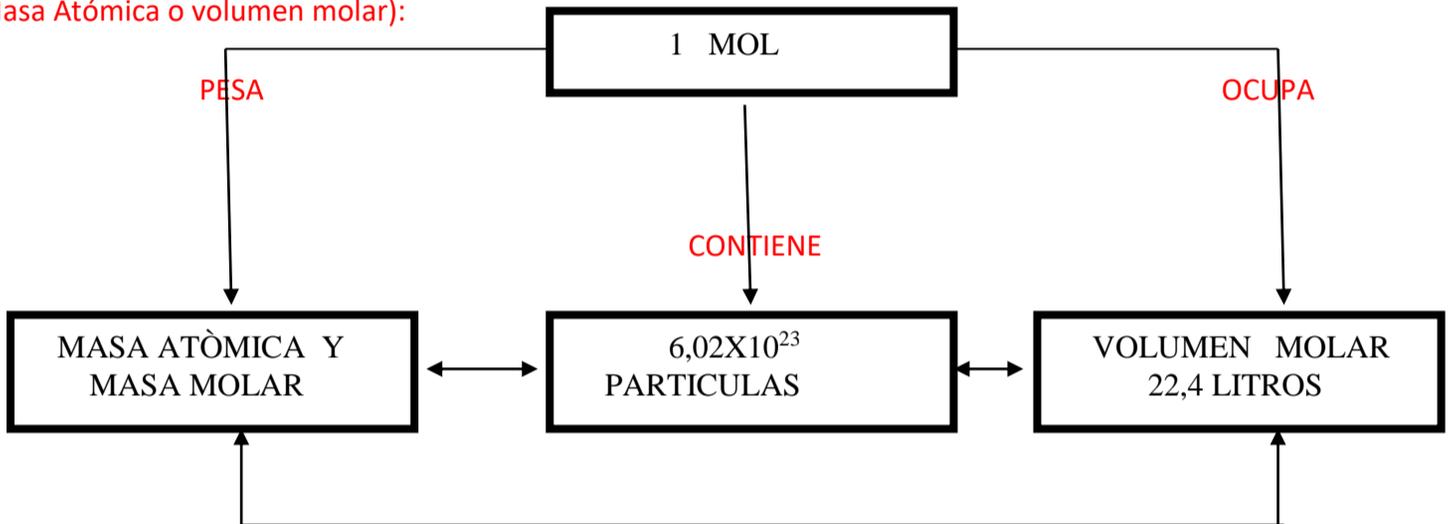
EL MOL Y CONCEPTOS RELACIONADOS

EL MOL: Concepto usado en química para representar un número de unidades igual a $6,02 \times 10^{23}$ unidades, estas unidades pueden ser partículas tales como átomos, moléculas, iones, electrones etc.... Este número también es conocido como número de **Avogadro (N_A)** y equivale a:

$$602.000.000.000.000.000.000.000 = \text{seiscientos dos mil trillones de unidades} = 6,02 \times 10^{23}$$

Avogadro determinó que en 12 gramos del isótopo carbono-12 hay exactamente $6,02 \times 10^{23}$ átomos de carbono-12

Como en química trabajamos con átomos, moléculas e iones, no podemos medir individualmente su masa o su volumen, por lo que es necesario agruparlos en esta cantidad para poder determinar su masa (**Masa Molar (M)**, **Masa Atómica o volumen molar**):



MASA ATOMICA (M.at): Corresponde a la masa de 1 mol de átomos de cualquier elemento químico y se obtiene directamente de la tabla periódica de los elementos químicos, ejemplo:

The image shows a periodic table element card for Oxygen (O). Labels with arrows point to various parts of the card: "Número atómico" (8), "Masa atómica" (15,9994), "Estado de oxidación más común" (-2), "Símbolo atómico" (O), "Configuración electrónica" ($1s^2 2s^2 2p^4$), and "Nombre del elemento" (Oxígeno). A red arrow points from the "Masa atómica" label to the text on the right.

Masa de 1 mol de átomos de Oxígeno o masa de $6,02 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno

MASA MOLAR (M): Corresponde a masa de un mol de un compuesto expresada en gramo y para calcularla se necesita:

- 1:-La masa atómica de los elementos que participan en el compuesto.
- 2:-La fórmula molecular del compuesto
- 3:-los sub-índices numéricos del compuesto

Ejemplo 1: Calcular la Masa molar del ácido sulfúrico H_2SO_4 si las masas atómicas son $H=1$, $S=32$ y $O=16$.

M.at Subíndice

$$\begin{aligned} \text{Calculo: } H &= 1 \times 2 = 2 \\ S &= 32 \times 1 = 32 \\ O &= 16 \times 4 = 64 + \\ & \quad \underline{\quad\quad} \\ & \quad 98 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

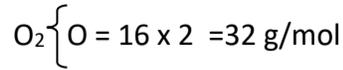
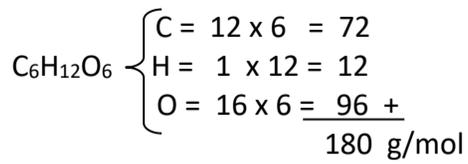
Esto significa que 1 mol de moléculas de H_2SO_4 pesan 98 gramos



44 g/ mol

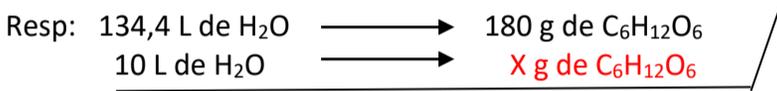
18 g/ mol

-10-



De acuerdo a esta información podemos usarla para contestar una serie de pregunta en torno al proceso de fotosíntesis. ejemplo:

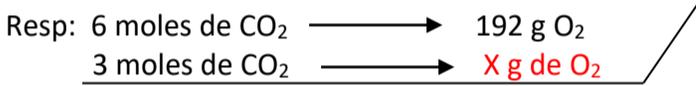
1:- ¿ Cuántos gramos de glucosa $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s})$ se obtienen a partir de 10 litros de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$?



$$\text{Donde, } \text{X g de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = \frac{10 \text{ L de H}_2\text{O} \times 180 \text{ g de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{134,4 \text{ L de H}_2\text{O}}$$

$$\text{X g de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 13,39 \text{ gramos}$$

2:- ¿ cuántos gramos de oxígeno (O_2) se forman a partir de 3 moles de CO_2 ?



$$\text{Donde, } \text{X g de O}_2 = \frac{3 \text{ moles de CO}_2 \times 192 \text{ g O}_2}{6 \text{ moles de CO}_2}$$

$$\text{X g de O}_2 = 96 \text{ gramos}$$

Ejercicios: 1:- Para la siguiente reacción:(M. Atom. C=12 ; H = 1 ; O= 16) (14 ptos.)



Nº moles					
Masa (g)			→		
Volumen Litros			→		

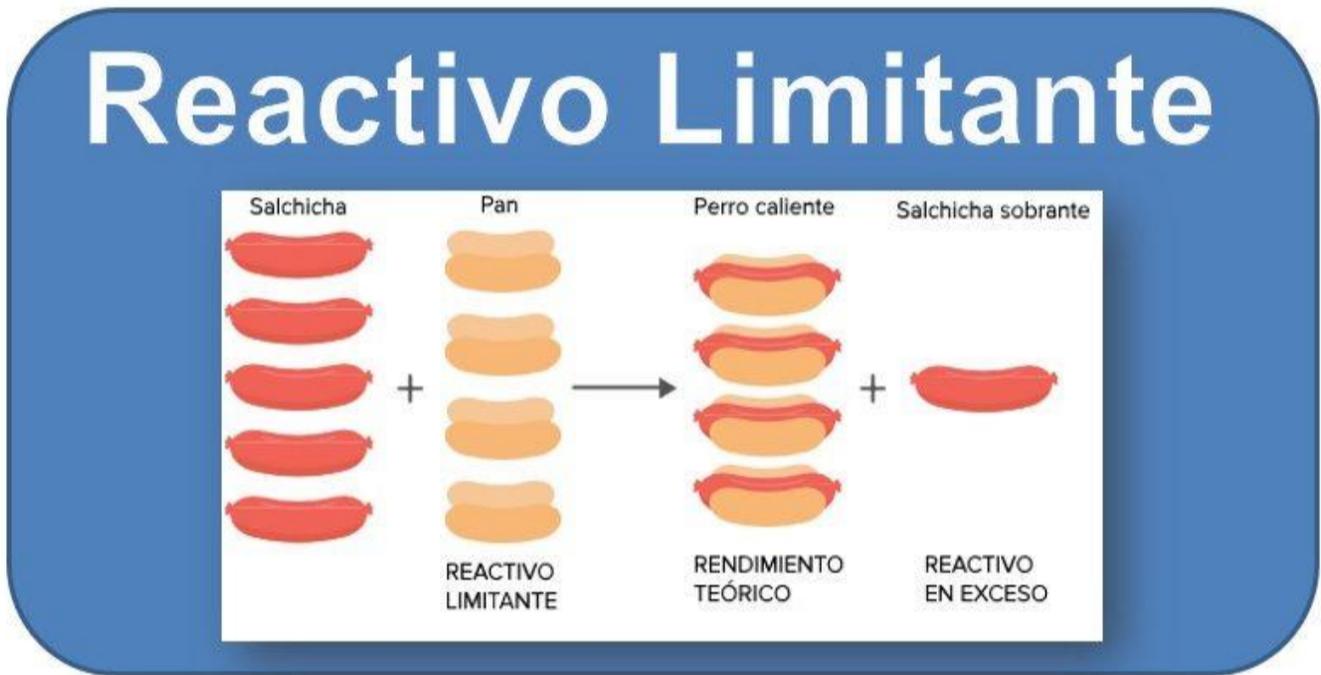
DETERMINE:-

A) Los gramos de $\text{CO}_2(\text{g})$ que se producen a partir de 5 moles de $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$ (Resp = 440 gr CO_2)

B) Los litros de H_2O que se producen a partir de 140 gramos de $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$ (Resp = 224 L de H_2O)

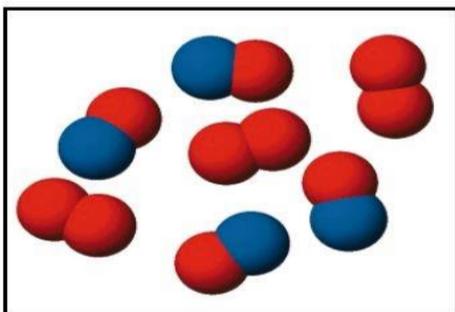
REACTIVO LIMITANTE y REACTIVO EN EXCESO

Cuando un químico efectúa una reacción, generalmente los reactivos no están presentes en las **cantidades estequiométricas** exactas, es decir en las proporciones que indica la ecuación balanceada. Debido a que la meta de una reacción es producir la cantidad máxima de un compuesto útil a partir de las materias primas, con frecuencia se suministra un gran exceso de uno de los reactivos para asegurar que el reactivo más costoso se convierta por completo en el producto deseado. En consecuencia, una parte del reactivo sobrará al final de la reacción. **el reactivo que se consume primero en una reacción es el reactivo limitante**, ya que la máxima cantidad de producto que se forme, depende de la cantidad original de este reactivo. Cuando el reactivo se consume, no se puede formar más producto. Los **reactivos en exceso** (el que sobra) son los reactivos presentes en mayor cantidad que la necesaria para reaccionar con la cantidad de reactivo limitante. ejemplo empleando una analogía.

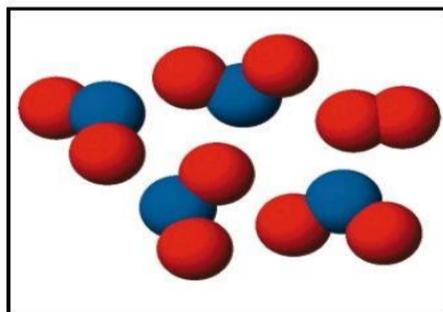


Ejercicio: determine el reactivo limitante y el en exceso en la siguiente reacción:

REACTIVO LIMITANTE



Reactivos



Productos

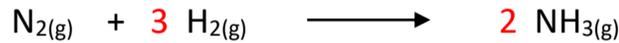


Reactivo limitante = _____
 Reactivo en exceso = _____





Ejemplo: Se hacen reaccionar 40 gramos de $N_{2(g)}$ con 20 gramos de $H_{2(g)}$ para formar amoníaco gas $NH_{3(g)}$
¿Cuál es el reactivo limitante? ¿cuál es el reactivo en exceso? ¿Cuánto se forma de amoníaco?
(Datos: M.at.: N= 14 ; H=1)



Nº moles	1 mol	3 moles	\longrightarrow	2 moles
Masa (g)	28 g	$3 \cdot (2 \text{ g})$ 6 g	\longrightarrow	$2 \cdot (17 \text{ g})$ 34 g

Respuesta: De acuerdo a la estequiometria de la reacción , podemos determinar:

$$\begin{array}{l}
 \text{a) } 28 \text{ g de } N_2 \longrightarrow 6 \text{ g de } H_2 \\
 40 \text{ g de } N_2 \longrightarrow X \text{ g de } H_2
 \end{array}
 \quad / \quad
 X \text{ g de } H_2 = \frac{40 \text{ g de } N_2 \times 6 \text{ g de } H_2}{28 \text{ g de } N_2} = 8,57 \text{ g de } H_2$$

Se puede observar que me sobran gramos de H_2 , pues tengo 20 gramos y ocupo sólo 8,57 gramos de H_2
Los gramos que sobran son: $20,00 \text{ gramos}$
 $- 8,57 \text{ gramos}$
 $\underline{\hspace{1.5cm}}$
11,43 gramos de H_2 sobran , por lo tanto este es el **reactivo en exceso**

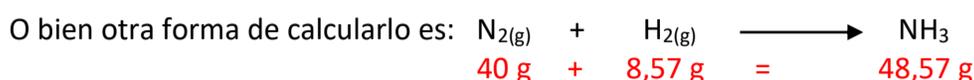
Por lógica el otro **reactivo es el limitante** , pero también podemos calcularlo usando la estequiometria de la reacción:

$$\begin{array}{l}
 \text{b) } 28 \text{ g de } N_2 \longrightarrow 6 \text{ g de } H_2 \\
 X \text{ g de } N_2 \longrightarrow 20 \text{ g de } H_2
 \end{array}
 \quad / \quad
 X \text{ g de } N_2 = \frac{28 \text{ g de } N_2 \times 20 \text{ g de } H_2}{6 \text{ g de } H_2} = 93,33 \text{ g de } N_2$$

Realmente NO tengo 93,33 g de N_2 , sólo cuento con 40 g de N_2 , por lo tanto este reactivo limita la reacción y se llama **reactivo limitante**

c) Para calcular la cantidad de producto formado(NH_3) debe usar el reactivo limitante en el cálculo:

$$\begin{array}{l}
 \text{b) } 28 \text{ g de } N_2 \longrightarrow 34 \text{ g } NH_3 \\
 40 \text{ g de } N_2 \longrightarrow X \text{ g de } NH_3
 \end{array}
 \quad / \quad
 X \text{ g } NH_3 = \frac{40 \text{ g de } N_2 \times 34 \text{ g de } NH_3}{28 \text{ g de } N_2} = 48,57 \text{ g de } NH_3$$





PRUEBA FORMATIVA DE ESTEQUIOMETRÍA

I:-Alternativas: Encierre en un círculo la letra de la alternativa de correcta(2 ptos c/u)

1).-A un sólido negro se agrega 2ml de un ácido X, se observa el desprendimiento de un gas pardo rojizo y la formación de un sólido blanco. De acuerdo con esta información se puede concluir que los REACTANTES son:

- a) El gas pardo rojizo y el sólido blanco
- b) El sólido negro y el sólido blanco
- c) El ácido X y el gas pardo rojizo
- d) El ácido X y el sólido negro

2):- Para la siguiente reacción química: $A + B \longrightarrow C + D$ si:
2 g 8 g 3 g

El valor del producto "C" es:

- A) 6 g B) 10 g C) 7 g D) 13 g

3): En la siguiente ecuación igualada: $4 X + 3 O_2 \longrightarrow 6 H_2O + 2 N_2$
"X" corresponde a:

- A) NH D) NH₃
- B) NH₂ E) NH₄
- C) N₂H₄

4):-Una de las siguientes ecuaciones NO cumple con la ley de Lavoisier

- A) $N_2 + 3 H_2 \longrightarrow 2 NH_3$
- B) $C + O_2 \longrightarrow CO_2$
- C) $2 C + O_2 \longrightarrow 2 CO$
- D) $C_6H_{12}O_6 + 3 O_2 \longrightarrow 6 CO_2 + 6 H_2O$

5):-¿Cuál de los siguientes compuestos tienen igual Masa Molar?(Datos: M.at.: N=14, O=16, C=12, H=1)

- A) CO₂ y H₂O₂
- B) N₂O y NO₂
- C) CO y H₂O
- D) N₂O y CO₂

6).-Dos moles de H₂O(g) en condiciones normales ocupan un volumen en litros igual a :

- A) 6,02x10²³
- B) 12,04x10²³
- C) 44,8
- D) 18



-14-

7):-El ácido sulfúrico H_2SO_4 , tiene igual masa molecular que: (datos: $M_{atómica}$: $H=1$; $S=32$; $O=16$; $N=14$; $P=31$; $C=12$)

- A) H_2CO_3
- B) H_3PO_4
- C) N_2O_5
- D) H_3PO_3

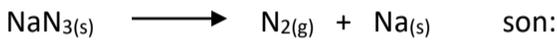
15
P
30.974

8):-De la siguiente información:

se puede señalar que:-

- A) tiene masa atómica igual a 15
- B) Su masa molecular es 30,974
- C) Un átomo de P pesa 30,974 g
- D) En 30,974 g hay $6,02 \times 10^{23}$ átomos de fósforo.

9):-Los coeficientes estequiométricos para igualar la siguiente ecuación



- A) 3, 2, 3
- B) 2, 3, 2
- C) 1, 2, 3
- D) 3, 2, 3

10):- La masa molecular del $Al_2(SO_4)_3$ es: (datos: $M_{átom}$: $Al=27$; $S=32$ y $O=16$)

- A) 400 g/mol
- B) 342 g/mol
- C) 123 g/mol
- D) 214 g/mol

11):-El volumen molar del Hidrogeno en la siguiente ecuación $2 H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2 H_2O_{(g)}$ es:

- A) 18 Litros
- B) 32 Litros
- C) 22,4 Litros
- D) 44,8 Litros

12):-El número de moléculas de agua que hay en 5 moles de agua es:

- A) 18 moléculas
- B) $6,02 \times 10^{23}$ moléculas
- C) 15 moléculas
- D) $30,1 \times 10^{23}$ moléculas



II:-Resuelva

1).-El oxígeno puede prepararse en el laboratorio por calentamiento del clorato de sodio, $\text{NaClO}_3(\text{s})$. Los productos son oxígeno, $\text{O}_2(\text{g})$, y cloruro de sodio, $\text{NaCl}(\text{s})$. Escribir la ecuación balanceada o igualada de esta reacción, además determine el N° de moles y las masas Molares (Datos. M.at. O=16; Na=23; Cl=35,5) (6 pts)

Ecuación		→		
moles		→		
Masa(g)		→		

2):-Para la siguiente ecuación: $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{SO}_3(\text{g})$ complete y responda (datos M atom: S=32 ; O= 16) (12 pts)

N° de moles			→	
Masa (gr)			→	
Volumen			→	
N° de partículas			→	

a) ¿Cuántos litros de SO_3 se producen a partir de 100g de SO_2 ?

d) ¿Cuántos gramos de O_2 se necesitan para producir 5 moles de SO_3 ?

3):-Iguale las siguiente ecuaciones (2 pts c/u)(Método tanteo)

- a) $\text{Fe}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$
- b) $\text{NaBrO}_3(\text{s}) \longrightarrow \text{NaBr}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g})$
- c) $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \longrightarrow \text{NO}_2(\text{g})$
- d) $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + \text{H}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{Fe}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- e) $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

GUÍA DE SOLUCIONES QUIMICAS 4° Medio (Trabajo a distancia) Etapa 3

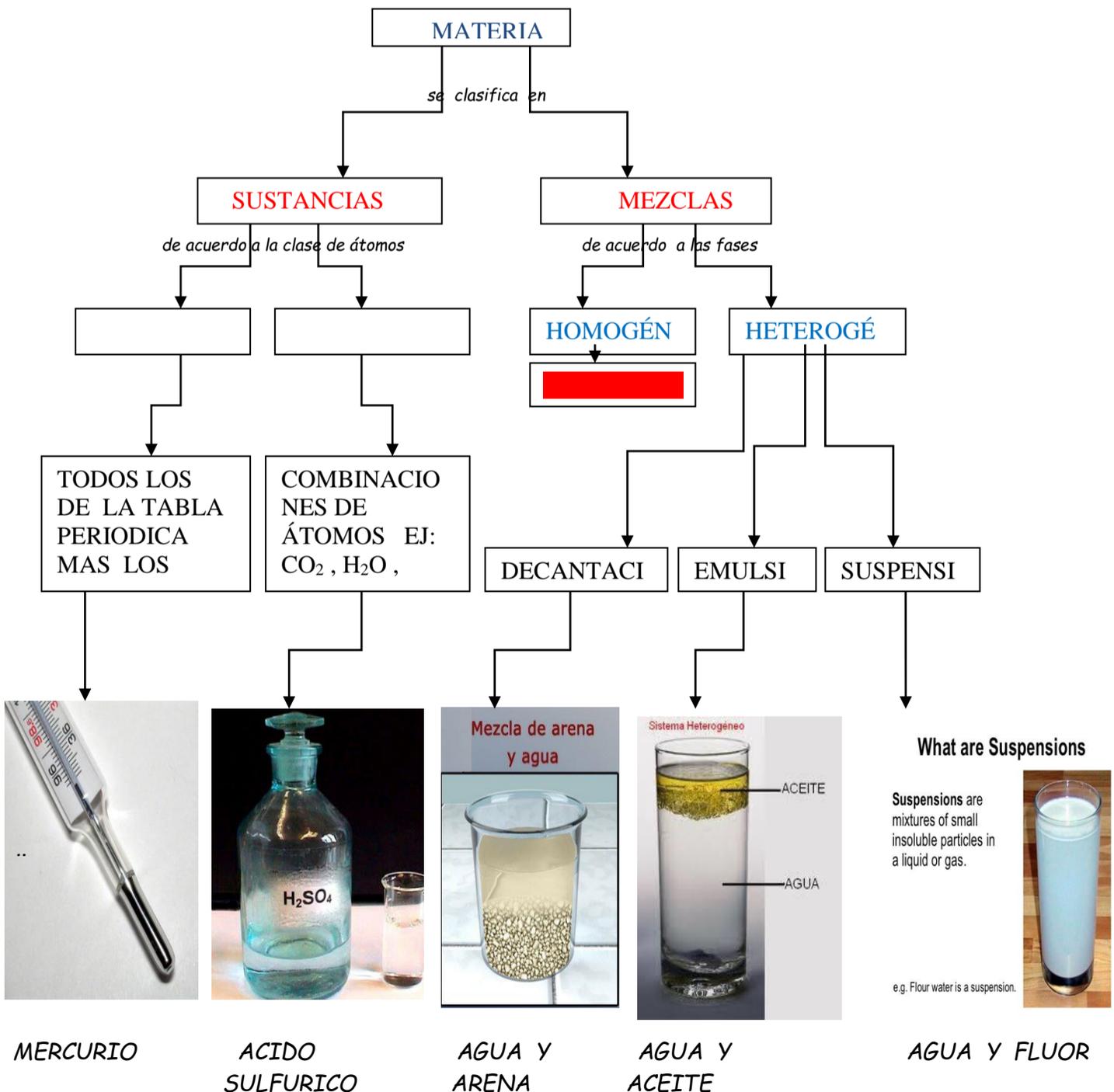
APRENDIZAJE ESPERADO

OA 15 Explicar, por medio de modelos y la experimentación, las propiedades de las soluciones en ejemplos cercanos, considerando: -El estado físico (sólido, líquido y gaseoso). - Sus componentes (soluto y solvente). -La cantidad de soluto disuelto (concentración).

INDICADORES DE EVALUACIÓN:

- Reconocen las características de las soluciones químicas en diferentes estados físicos en cuanto a sus componentes y propiedades.
- Caracterizan los componentes de la solución como soluto y solvente mediante ejemplos del entorno y la vida cotidiana,
- Aplican el concepto de solubilidad y de solución insaturada, saturada y sobresaturada para soluciones teóricas y experimentales.
- Evalúan la solubilidad en una solución mediante los factores que influyen sobre ella, como la temperatura.
- Establecen cantidad de soluto en la solución mediante cálculos de concentración en solución y en diluciones.

SOLUCIÓN QUÍMICA: También conocida como **disolución**, es una mezcla homogénea de dos o más componentes que se presenta en una sola fase física (sólida, líquida o gaseosa). los componentes de una solución, son tan pequeños que puede observarse una sola fase física presente, visualmente se asemeja a una sustancia pura.



-17-

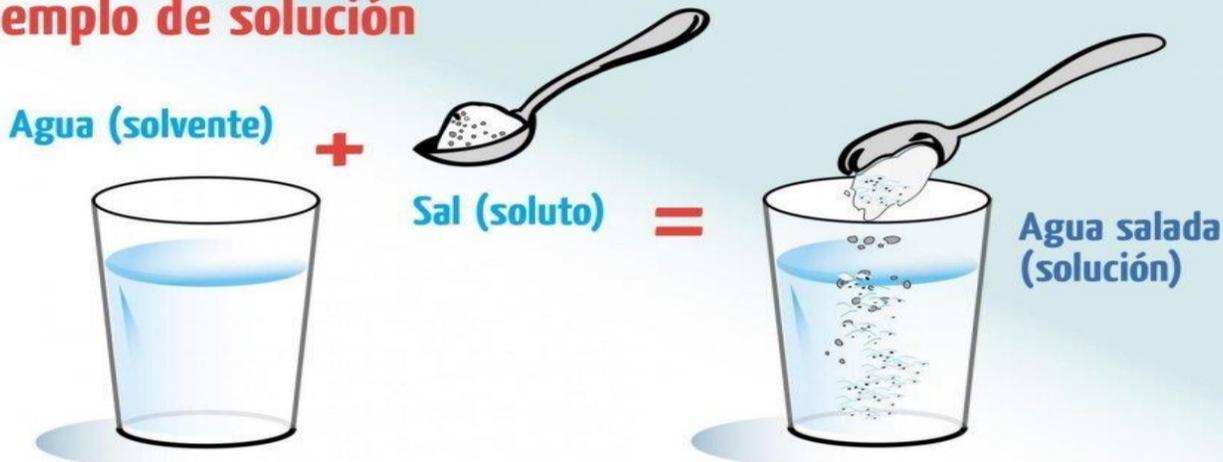
COMPONENTES DE UNA SOLUCIÓN

Los componentes de una solución son el **soluto** y el **solvente**

SOLUTO: -Sustancia que es disuelta por el solvente y se encuentra en menor cantidad en la solución. Ejemplo : Sal , azúcar...

SOLVENTE: -sustancia que disuelve al soluto y se encuentra en mayor cantidad en la solución Ejemplo :el agua

Ejemplo de solución



Cuando en una solución existen varios componentes , se considera solvente al componente que está en mayor cantidad y todos los restantes serán solutos ejemplo:

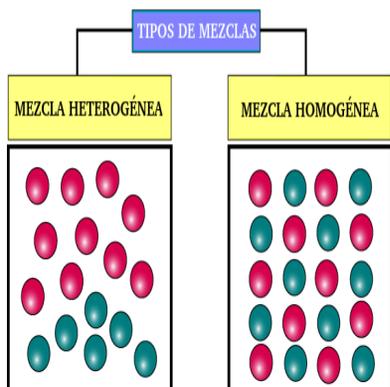
El aire(78% de N_2 ,20,1% de O_2 y 1,9% de CO_2 , He, Ar, Kr, Xe)

solvente
solutos

CARACTERÍSTICAS DE UNA SOLUCIÓN QUÍMICA

Para que una mezcla sea considerada solución esta debe reunir las siguientes Características:

1º:-**DEBE SER HOMOGÉNEA**:-Significa que sus componentes **NO** se pueden distinguir, por ningún sistema óptico.También son homogénea en el sentido, de que una vez que el soluto se ha disuelto, este se reparte homogéneamente en todo el sistema y luego cualquier parte de el posee la misma cantidad de soluto.

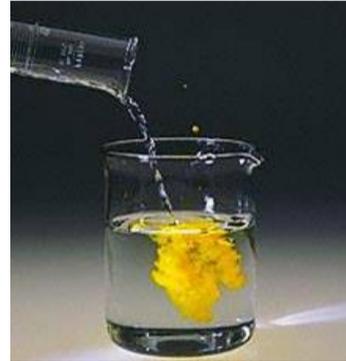


2°.-**SUS COMPONENTES SE SEPARAN POR METODO FÍSICO:**-Los componentes de una solución se pueden separar a través de un método físico de separación como la evaporación, destilación, fusión .(investigar)

3°.-**NO REACCIONAR QUÍMICAMENTE:**-Sus componentes no forman nuevos compuestos químicos al mezclarse, solamente uno se disuelve en el otro, por lo tanto es un proceso físico donde se pueden recuperar sus componentes.



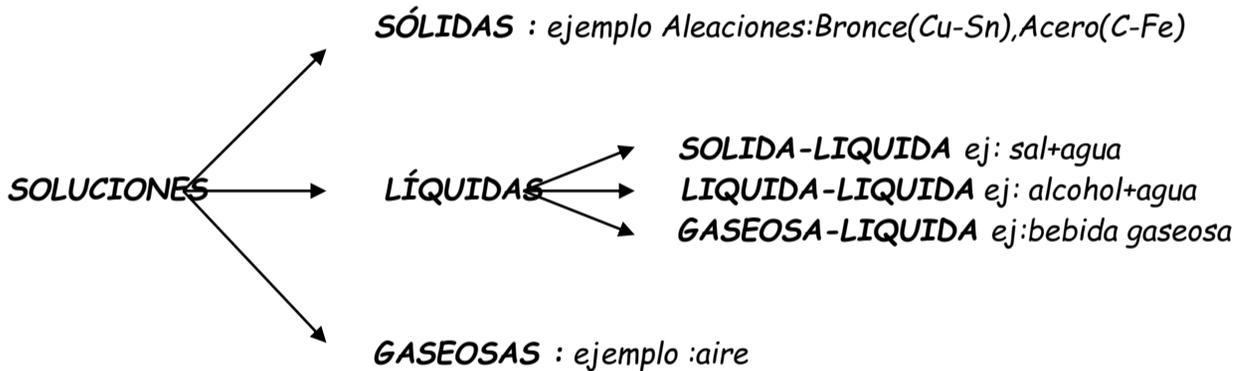
Solución



Reacción

TIPOS DE SOLUCIONES

De acuerdo al estado físico del solvente, las soluciones se clasifican en: Soluciones : **Sólidas, Líquidas y Gaseosa.**



Quando el solvente de una solución es agua , se denomina **solución acuosa** y se nota con la simbología(ac) y si el solvente es alcohol se habla de una solución alcohólica.

Ejercicios: a los siguientes ejemplos, clasifíquelos en : **elementos, compuestos, solución emulsión, decantación y suspensión**



.....

.....

.....

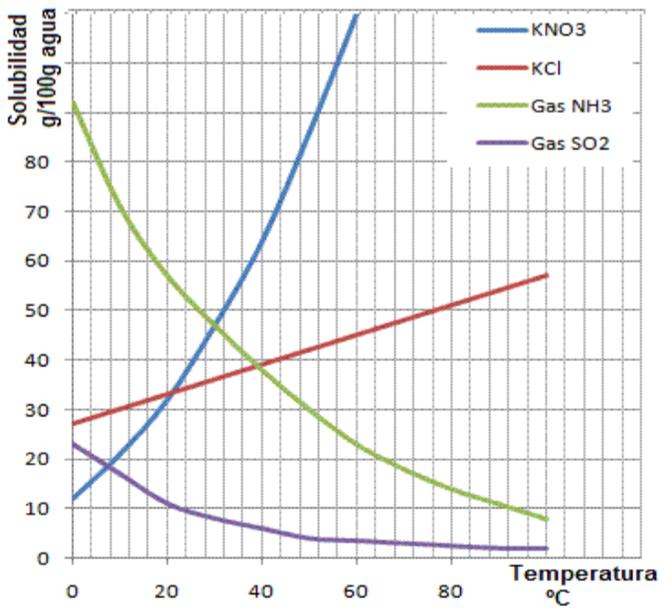
.....



SOLUBILIDAD DE LAS SOLUCIONES

La **solubilidad** corresponde a la capacidad de una sustancia de disolverse en otra llamada solvente. También hace referencia a la masa de soluto que se puede disolver en determinada masa o volumen de Solvente, en ciertas condiciones de temperatura e incluso de presión. La solubilidad se expresa en las siguientes unidades: gramos de soluto en 100 gramos o 100 ml de solvente o bien gramos de soluto en litro de solvente:ejemplo:

SOLUBILIDAD EN SOLUCIONES QUÍMICAS



SOLUBILIDAD= Cantidad máxima de soluto (en gramos) que se disuelve en 100 g de solvente a una temperatura determinada

Ejemplo:
La solubilidad del NaCl a 20° C es de 37 g de sal en 100 g de agua. Si agregamos a un vaso 50 g de sal a 100 g de agua a 20° C, solo Se disuelven 37 y 13 g quedan sin disolver

Soluto	SOLUBILIDAD g (soluto) / 100 g de agua	
	Temperatura 20°C	Temperatura 50°C
NaCl	36,0	37,0
KCl	34,0	42,9
NaNO ₃	88,0	114,0
KClO ₃	7,4	19,3
AgNO ₃	222,0	455,0
C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	203,9	260,4

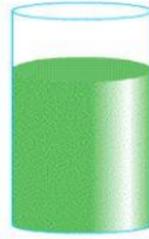
De acuerdo a la solubilidad las soluciones se clasifican en: *Insaturada* , *Saturada* y *Sobresaturada*

I) Clasificación de disoluciones según su concentración:

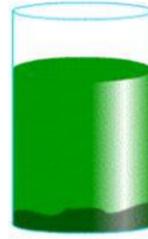
Insaturadas o diluidas: Cuando contienen una pequeña cantidad de soluto, con respecto a la cantidad de solvente presente.



Insaturada



Saturada



Sobresaturada

Saturadas o concentradas: Si la cantidad de soluto es la máxima que puede disolver el solvente a una temperatura dada.

Sobresaturadas: Si la cantidad de soluto es mayor de la que puede disolver el solvente a una temperatura dada. Este tipo de soluciones se consiguen cuando se logra disolver el soluto por encima de su punto de saturación y son muy inestables, por lo que, frecuentemente, el soluto en exceso tiende a precipitarse al fondo del recipiente.

CONCENTRACIÓN DE UNA SOLUCIÓN

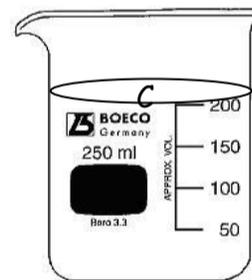
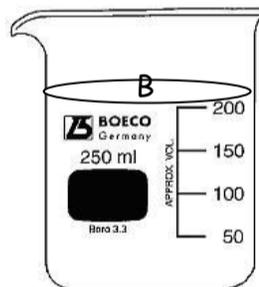
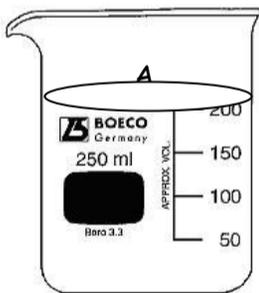
CONCENTRACIÓN: Es una medida directa de la cantidad de soluto disuelto en una determinada cantidad de solvente. En los siguientes ejemplos de soluciones de $\text{NaCl}_{(ac)}$ señale cual solución es más concentrada

2 g $\text{NaCl}_{(s)}$

4 g $\text{NaCl}_{(s)}$

6 g $\text{NaCl}_{(s)}$

1)

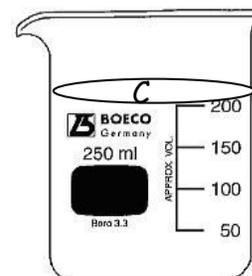
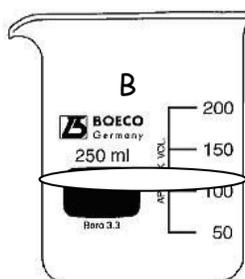
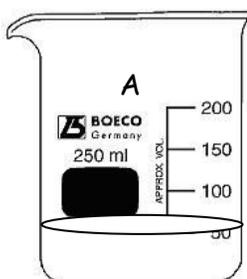


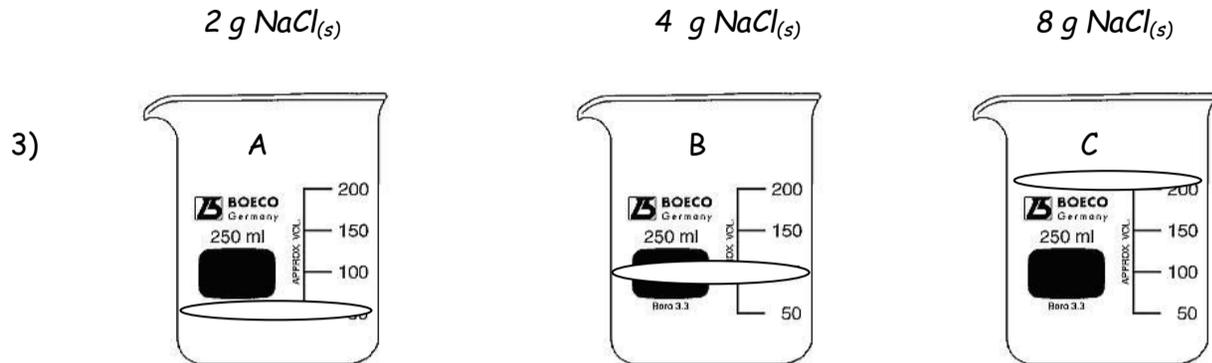
2 g $\text{NaCl}_{(s)}$

2 g $\text{NaCl}_{(s)}$

2 g $\text{NaCl}_{(s)}$

2)





UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

La concentración de una solución se puede expresar en unidades físicas y químicas

Unidades Físicas {

- 1) Porcentaje peso-peso(%p/p)
- 2) Porcentaje peso-volumen(%p/v)
- 3) Porcentaje volumen-volumen(%v/v)

Unidades Química {

- 1) Molaridad (M)
- 2) molalidad(m)
- 3) Normalidad(N)

1) Porcentaje peso-peso(%p/p):- Corresponde a los gramos de soluto contenidos en 100 gramos de solución, para calcularlo se usa la siguiente fórmula:

$$\%p/p = \frac{\text{gramo de soluto}}{\text{gramos de solución}} \times 100$$

ejemplo 1:-Se preparo una solución mezclando 12 gramos de NaCl_(s) con 200 gramos de H₂O
¿Cuál es el %p/p de la solución formada?

Resp: Gramos de soluto = 12 g
+ Gramos de solvente = 200 g
Gramos de solución= 212 g

reemplazando en formula nos queda:

$$\% p/p = \frac{12 \text{ gramos}}{212 \text{ gramos}} \times 100$$

$$\% p/p = 5,66\%$$



Ejercicio 1: -Se preparo una solución , mezclando 10 gramos de Sacarosa(Azúcar) con 250 gramos de agua, determine el % p/p de la solución. **(Resp =3,85%)**

Ejercicio 2: - A 500 gramos de solución de salitre sódico ($\text{NaNO}_{3(ac)}$) , se calienta con la ayuda de un mechero, evaporándose el solvente y quedando un residuo sólido de 4 gramos ¿Cuál era el % p/p de la solución original?¿Cuánto solvente se evaporó? **(Resp:0,8% y 496 g de H_2O)**

Preparación de Soluciones % p/p

Para preparar soluciones, es necesario conocer : 1:-Los cálculos necesarios.

2:-La técnica de preparación.

Ejemplo: Se necesita preparar 250 gramos de solución de $\text{NaCl}_{(ac)}$ al 4% p/p.

a) **Cálculos necesarios:** a partir de la fórmula matemática de % p/p , despejamos los, gramos de soluto necesario a pesar_:

$$\% \text{ p/p} = \frac{\text{gramos de soluto} \times 100}{\text{gramos de solución}} \quad \Rightarrow \quad \% \text{ p/p} \times \text{gramos de solución} = \frac{\text{gramos de soluto} \times 100}{100}$$

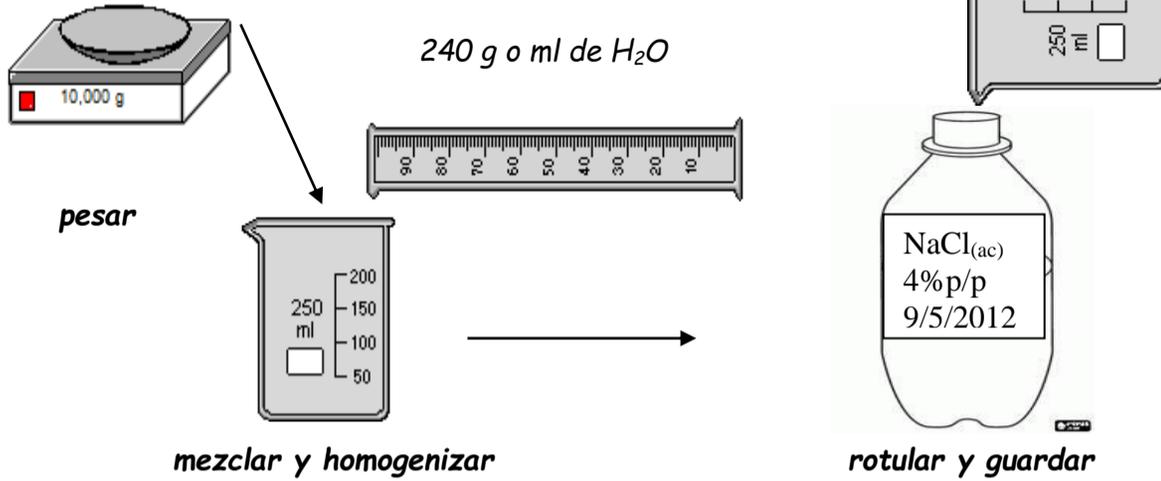
Reemplazando $\Rightarrow \frac{4\% \times 250 \text{ gramos}}{100} = \text{gramos de soluto}$

$\Rightarrow 10 \text{ gramos} = \text{gramos de soluto}(\text{NaCl}_{(s)})$

La cantidad de solvente (H_2O) se obtiene: Gramos de solución : 250 g $\text{NaCl}_{(ac)}$
Gramos de soluto : - 10 g $\text{NaCl}_{(s)}$
Gramos de solvente: 240 g H_2O

b) Técnica de preparación:

10 g NaCl



2. -Porcentaje peso-volumen(%p/v):- Corresponden a los gramos de soluto , contenidos en 100 ml de solución, para calcularlo se usa la siguiente fórmula:

$$\%p/v = \frac{\text{gramo de soluto}}{\text{ml de solución}} \times 100$$

Ejemplo 1.- Se mezclan 12 gramos de NaCl_(s) con suficiente H₂O, hasta alcanzar un volumen de solución de 500 ml ¿Cuál es el % p/v de la solución?

Datos:

Gramos de soluto: 12 g
Volumen de solución: 500 ml

Reemplazando en formula , nos queda:

$$\%p/v = \frac{12 \text{ gramos}}{500 \text{ ml}} \times 100$$

$$\% p/v = 2,4\%$$

Nota: En muchas ocasiones es necesario usar la **densidad** de la solución para determinar el % p/v.

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa(g)}}{\text{Volumen(ml)}} \quad \Rightarrow \quad \text{volumen} = \frac{\text{masa}}{\text{densidad}}$$

Ejemplo 2:- Se prepara una solución mezclando 15 gramos de NaCl_(s) con 250 gramos de H₂O , alcanzando la solución una densidad 1,25 g/ml ¿Cuál es el % p/v de la solución?

i) Datos: gramos soluto: 15 g NaCl_(s)
+ gramos solvente: 250 g H₂O_(l)
gramos solución: 265 g NaCl_(ac)

ii) A partir de la densidad de la solución determinamos el volumen de solución

$$\text{Volumen}_{(\text{solución})} = \frac{\text{masa}_{(\text{solución})}}{\text{densidad}_{(\text{solución})}}$$

$$\text{Volumen} = \frac{265 \text{ g}}{1,25 \text{ g/ml}}$$

$$\text{Volumen} = 212 \text{ ml}$$

iii) reemplazando en formula de %p/v

$$\% p/v = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{ml de solución}} \times 100$$

$$\%p/v = \frac{15 \text{ g}}{212 \text{ ml}} \times 100$$

$$\% p/v = 7,08\%$$

Ejercicio 1:- Se mezcló 10 gramos de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) con 500 g de agua (H_2O) obteniendo una solución de densidad 1,12 g/ml. Determine el % p/p y % p/v de la solución formada.
(Resp= 1,96% p/p y 2,20% p/v)

Preparación de Soluciones % p/v

Ejemplo:- Se necesita preparar 250 ml de solución de $NaCl_{(ac)}$ al 6% p/v

a) Cálculos necesarios:- a partir de la fórmula de % p/v, despejamos los gramos de soluto a pesar

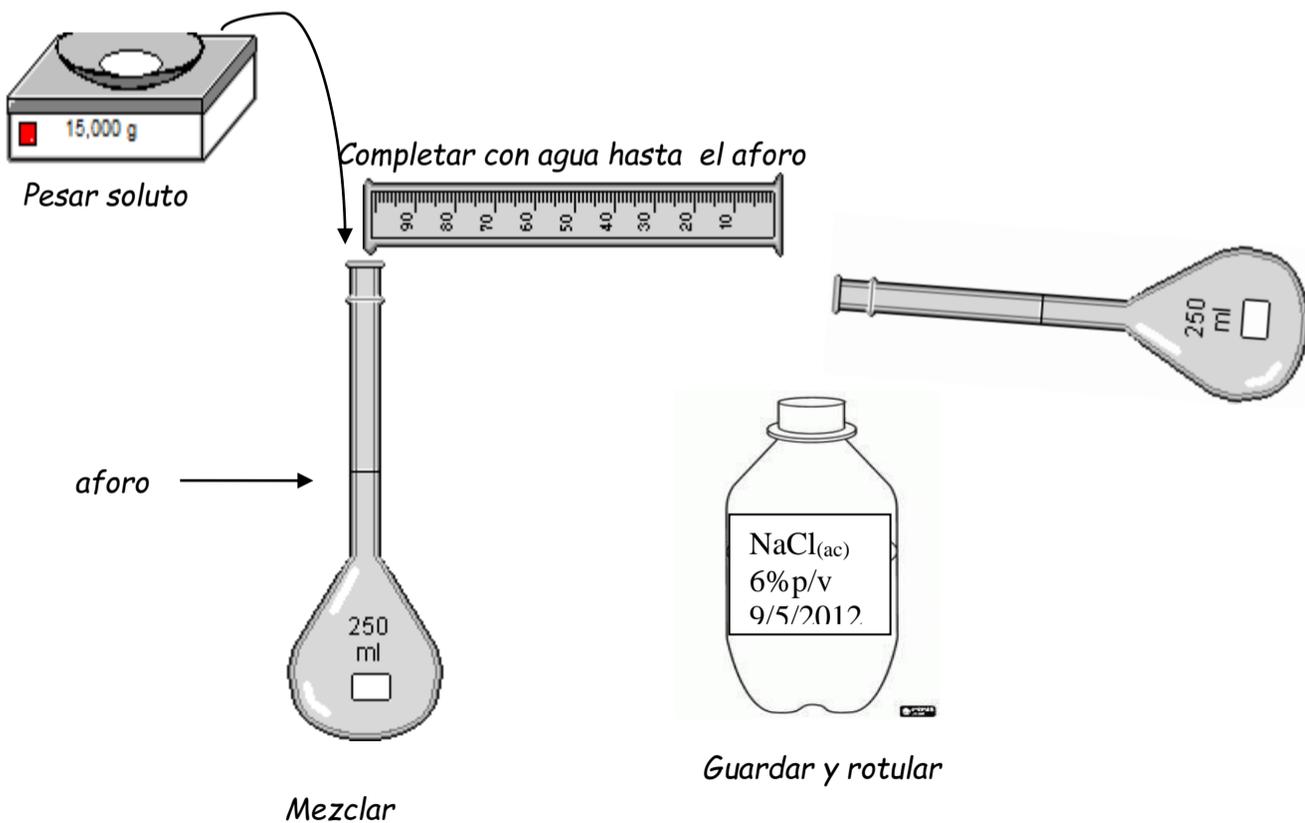
$$\frac{\%p/v}{100} = \frac{\text{gramo de soluto}}{\text{ml de solución}} \times 100 \quad \Rightarrow \quad \frac{\% p/v \times \text{ml de solución}}{100} = \text{gramos de soluto}$$

reemplazando $\Rightarrow \frac{6\% \times 250 \text{ ml}}{100} = \text{gramos de solutos}$

$\Rightarrow 15 \text{ g} = \text{gramos de solutos}(NaCl_{(s)})$

Nota:- la cantidad de solvente NO se puede calcular debido a que no podemos restarle gramos de soluto a ml de solución, por lo tanto la técnica de preparación de ser distinta al % p/p.

b) Técnica de preparación:-



3: -Porcentaje volumen-volumen(%v/v): - Corresponde a los ml de soluto disueltos en 100 ml de solución , para calcularlo se usa la siguiente fórmula matemática:

$$\%v/v = \frac{\text{ml de soluto}}{\text{ml de solución}} \times 100$$

Ejemplo 1:-A 10 ml de alcohol etílico (C_2H_5OH) se le agregan 100 ml de agua(H_2O).¿Cuál es el % v/v de la solución formada?

Resp:- Volumen de soluto : 10 ml
+ Volumen de solvente: 100 ml
Volumen de solución : 110 ml

reemplazando en formula nos queda

$$\%v/v = \frac{10 \text{ ml}}{110 \text{ ml}} \times 100$$

$$\%v/v = 9,09\%$$

Preparación de Soluciones % v/v

Ejemplo:- Se necesita preparar 250 ml de solución de metanol($CH_3OH_{(ac)}$) al 12% v/v.

a) **Cálculos necesarios:**- A partir de la formula de %v/v despejamos el volumen de soluto a usar

$$\%v/v = \frac{\text{ml de soluto}}{\text{ml de solución}} \times 100 \quad \Rightarrow \quad \frac{\% v/v \times \text{ml de solución}}{100} = \text{ml de soluto}$$

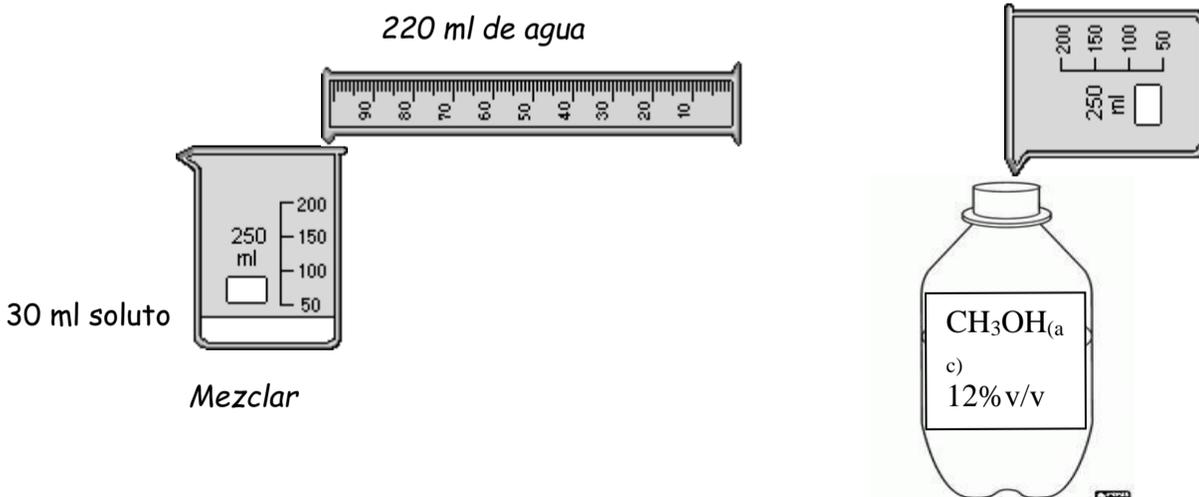
reemplazando $\Rightarrow \frac{12\% \times 250 \text{ ml}}{100} = \text{ml de solutos}$

$\Rightarrow 30 \text{ ml} = \text{ml de solutos}(CH_3OH)$

La cantidad de solvente (H_2O) se obtiene: ml de solución : 250 ml $CH_3OH_{(ac)}$
ml de soluto : - 30 ml $CH_3OH_{(l)}$
ml de solvente: 220 ml H_2O

b) **Técnica de preparación:** -

Guardar y rotular





-26-

4:-**MOLARIDAD (M)**:- Corresponden a los moles de solutos contenidos en un litro de solución

$$M = \frac{\text{moles de solutos}}{\text{Litros de solución}} \quad (1)$$

Los moles de soluto se calculan mediante la fórmula:

$$\text{moles de soluto} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{Peso Molecular}_{\text{solute}}} \quad (2)$$

Reemplazando (2) en (1) nos queda:

$$M = \frac{\text{gramos de soluto}}{P.M._{\text{solute}} \times L_{\text{solución}}} \quad (3)$$

Ejemplo 1.- Determinar la Molaridad de una solución de $\text{NaNO}_{3(ac)}$, que se preparó mezclando 15 gramos de $\text{NaNO}_{3(s)}$ con suficiente agua hasta completar 500 ml de solución. (Datos: P.at. Na=23; N=14 ; O=16)

Resp: i) Determinar P.M. del NaNO_3

$$\begin{aligned} \text{Na} &= 23 \times 1 = 23 \\ \text{N} &= 14 \times 1 = 14 \\ \text{O} &= 16 \times 3 = 48 + \\ &85 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

iii) reemplazando en formula (3) nos queda

$$M = \frac{15 \text{ gramos}}{85 \text{ g/mol} \times 0,5L}$$

$$M = 0,35 \text{ M.}$$

ii) Transformar ml a $L_{\text{solución}}$

$$\begin{array}{l} 1L \quad \quad 1000 \text{ ml} \\ X L \quad \quad 500 \text{ ml} \end{array}$$

$$X = \frac{1L \times 500 \text{ ml}}{1000 \text{ ml}} = 0,5 L$$

Ejercicio1:- Se mezclan 10 gramos de $\text{Na}_2\text{SO}_{4(s)}$ con 250 gramos de H_2O , obteniéndose una solución de densidad : 1,12 g/ml. Determine el %p/p, %p/v y la M. de la solución (datos P.at. Na=23, S=32, O=16) (Resp: 3,85%p/p ; 4,31%p/v ; 0,30 M)

Preparación de soluciones molares M

Ejemplo: - preparar 250 ml de solución de $\text{NaOH}_{(ac)}$ 2 M. (datos: P.at. Na=23; H=1 ;O=16)

a) **Cálculos necesarios:** - a partir de la formula de molaridad despejamos los gramos de Soluto a pesar.

$$M = \frac{\text{gramos de soluto}}{P.M_{(soluto)} \times L_{(solución)}} \quad \text{gramos de soluto} = M \times P.M_{(soluto)} \times L_{(solución)} \quad (\#)$$

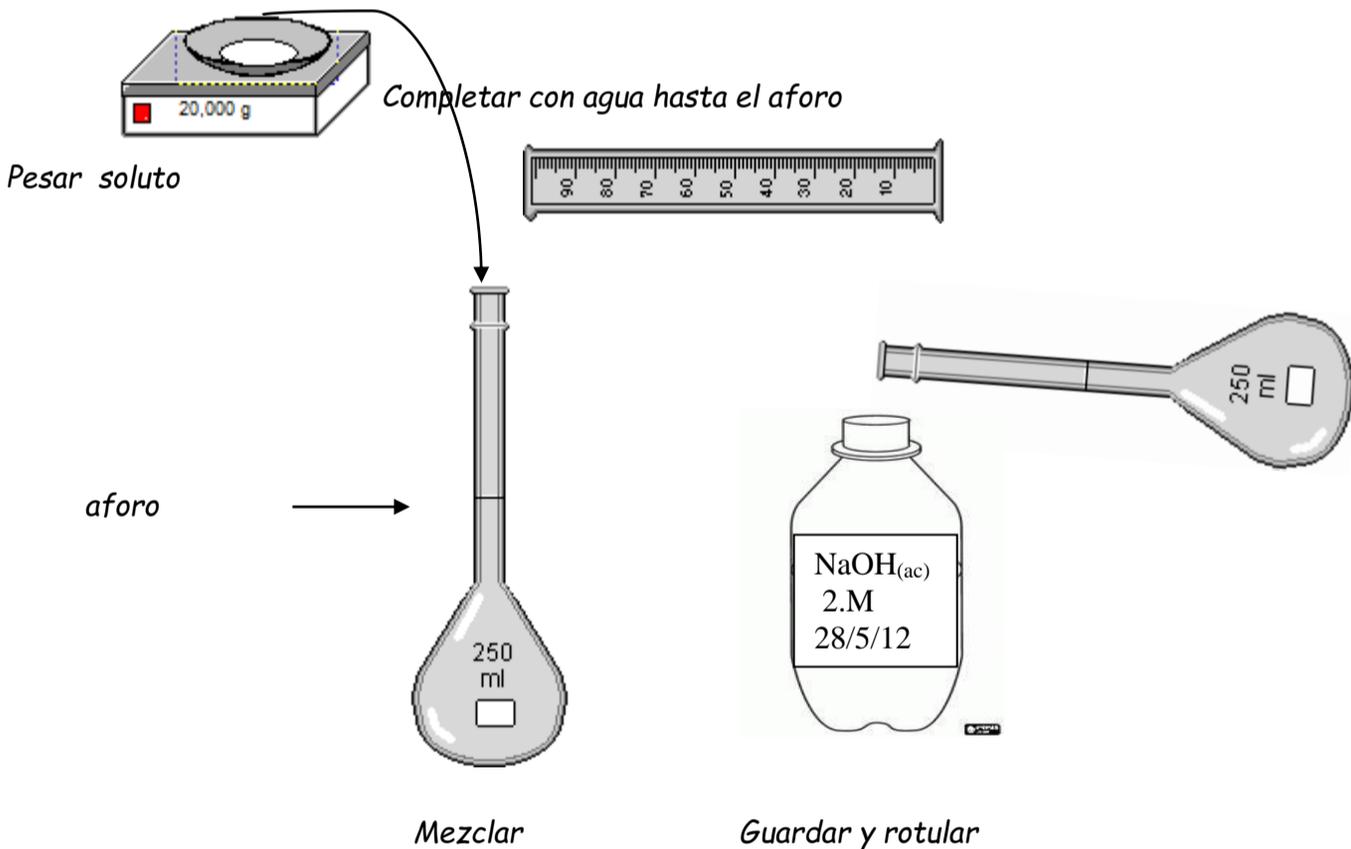
Datos: $M = 2 \text{ mol/L}$ $\text{gramos de soluto} = 2 \text{ mol/L} \times 40 \text{ g/mol} \times 0,25 \text{ L}$

$\text{gramos de soluto} = 20 \text{ g}$

$$P.M \quad \left\{ \begin{array}{l} \text{Na} = 23 \times 1 = 23 \\ \text{O} = 16 \times 1 = 16 \\ \text{H} = 1 \times 1 = 1 + \\ \hline 40 \text{ g/mol} \end{array} \right.$$

$250 \text{ ml} = 0,25 \text{ L}$

b) **Técnica de preparación:** -La técnica de preparación es igual al %p/v





-28-

PRUEBA DE QUIMICA FORMATIVA

NOMBRE:.....CURSO:.....FECHA:.....

I:-VERDADERO O FALSO: Encierre en un círculo la letra "V" si la frase es verdadera o una "F" si es falsa (1 pto).

- # V o F :-El cobre es una solución sólida.
- # V o F :-Una bebida alcohólica es una mezcla homogénea.
- # V o F :-El soluto es disuelto por el solvente.
- # V o F :-Una solución puede tener muchos solutos, pero un solo solvente.
- # V o F :-Los componentes de una solución se separan por fusión y evaporación
- # V o F :-El soluto determina el estado físico de la solución.
- # V o F :-Las suspensiones son ejemplos de soluciones.
- # V o F :-El aire es una solución gaseosa.
- # V o F :-El solvente se encuentra en mayor cantidad en la solución.
- # V o F :-Al mezclarse el soluto con el solvente se forman nuevas sustancias.
- # V o F :-5% p/p, significa 5 gramos de soluto en 100 gramos de solvente.
- # V o F :-La técnica de preparación de la M es igual a la técnica del %p/v.
- # V o F :-Una solución de $\text{NaCl}_{(ac)}$ al 10% p/v es igual a 0.38M si $PM_{\text{NaCl}}=58.5\text{g/mol}$
- # V o F :-La densidad del agua es igual a 1 g/cc.
- # o F :-La concentración es una medida de la cantidad de soluto en una solución.

II:-RESUELVA:-

1:-Se mezcla 12 gramos de NaNO_3 (salitre) con 500 g de H_2O . Obteniéndose una solución de $\text{NaNO}_3(ac)$ cuya densidad es 0,85 g/cc. determine el % p/p , %p/v y la Molaridad de la solución.(P.at. Na=23; N= 14 ; O= 16) (15 ptos)

2:-Determine los gramos de soluto y necesarios para preparar 250 cc de solución de $\text{NaCl}_{(ac)}$ al 13 %p/v y dibuje la técnica de preparación (10 ptos)



4: **molalidad (m)**: - Corresponden a los moles de solutos contenidos en un kilogramo de solvente

$$m = \frac{\text{moles de solutos}}{\text{Kilogramo solvente}} \quad (1)$$

Los moles de soluto se calculan mediante la fórmula:

$$\text{moles de soluto} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{Peso Molecular}_{\text{solute}}} \quad (2)$$

Reemplazando (2) en (1) nos queda:

$$m = \frac{\text{gramos de soluto}}{P.M._{\text{solute}} \times Kg_{\text{solvente}}} \quad (3)$$

Ejemplo 1.- Determinar la molalidad(m) de una solución de $\text{NaNO}_{3(ac)}$, que se preparó mezclando 15 gramos de $\text{NaNO}_{3(s)}$ con 800 gramos de agua .(Datos: P.at. Na=23;N=14 ; O=16)

Resp: i) Determinar P.M. del NaNO_3

$$\begin{aligned} \text{Na} &= 23 \times 1 = 23 \\ \text{N} &= 14 \times 1 = 14 \\ \text{O} &= 16 \times 3 = 48 + \\ &= 85 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

iii) reemplazando en formula (3) nos queda

$$\begin{aligned} m &= \frac{15 \text{ gramos}}{85 \text{ g/mol} \times 0,8 \text{ Kg}} \\ m &= 0,22 \text{ m.} \end{aligned}$$

ii) Transformar g a Kg_{solvente}

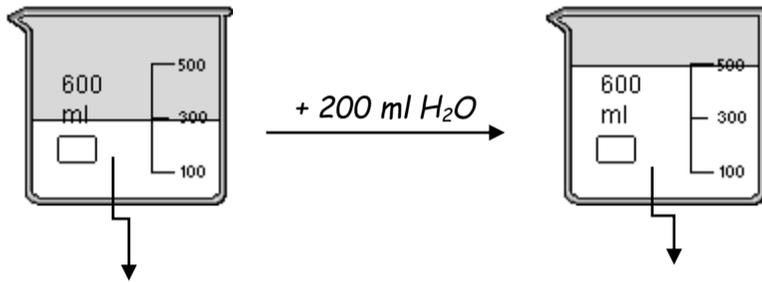
$$\begin{array}{r} 1 \text{ Kg} \quad 1000 \text{ g} \\ X \text{ Kg} \quad 800 \text{ g} \end{array}$$

$$X = \frac{1 \text{ Kg} \times 800 \text{ g}}{1000 \text{ g}} = 0,8 \text{ Kg}$$

Ejercicio1:- Se mezclan 10 gramos de $\text{Na}_2\text{SO}_{4(s)}$ con 250 gramos de H_2O , obteniéndose una solución de $\text{Na}_2\text{SO}_{4(ac)}$. Calcular la molalidad (m) de la solución (datos P.at: Na=23, S=32, O=16) (Resp: 0,28 m)

PROCESO DE DILUCIÓN DE UNA SOLUCIÓN QUÍMICA

Proceso que consiste en agregar más solvente (agua) a una solución de concentración conocida con el propósito de disminuir su concentración. Ejemplo:



Nº moles_{soluta} = 6 moles
Volumen_{solución} = 300 ml = 0,3L

Nº moles_{soluta} = 6 moles
Volumen_{solución} = 500 ml = 0,5L

$$\text{Molaridad}(M_1) = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Litro de solución}}$$

$$\text{Molaridad}(M_2) = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Litro de solución}}$$

$$M_1 = \frac{6 \text{ moles}}{0,3 \text{ L}}$$

$$M_2 = \frac{6 \text{ moles}}{0,5 \text{ L}}$$

$$M_1 = 20 \text{ Molar}$$

$$M_2 = 12 \text{ Molar}$$

En el proceso de dilución se puede observar que los moles de soluto NO cambian, por lo tanto, si queremos derivar una fórmula para el proceso de dilución:

$$\boxed{\text{moles iniciales} = \text{moles finales}} \quad (*)$$

Si despejamos de la fórmula de Molaridad (M), los moles de soluto nos queda:

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{\text{Litro solución}} \implies \text{moles soluto} = M \times \underbrace{\text{Litro solución}}_{\text{Volumen}(V)}$$

$$\boxed{\text{moles soluto} = M \times V} \quad (**)$$

Si reemplazamos (**) en (*) nos queda, la forma usada en el proceso de dilución:

$$\boxed{M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2}$$

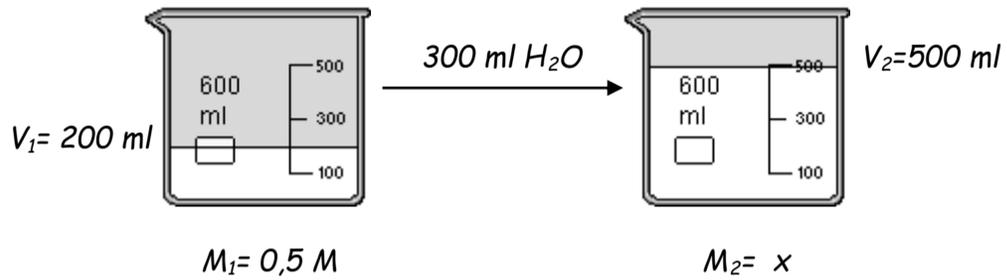
Para calcular el agua agregada en el proceso de dilución:

$$\boxed{H_2O_{\text{agregada}} = V_2 - V_1}$$

Ejemplo 1: A 200 ml de una solución de ácido nítrico (HNO_3) de concentración 0,5 M, se le agregan 300 ml de agua ¿Cuál será la molaridad de la solución resultante?

Datos:

$$\begin{aligned} M_1 &= 0,5 \text{ M} \\ V_1 &= 200 \text{ ml} \\ M_2 &= x \\ V_2 &= 500 \text{ ml} \end{aligned}$$



Aplicando $M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$ y despejando M_2 nos queda:

$$\frac{M_1 \times V_1}{V_2} = M_2 \quad ; \text{ reemplazando } \frac{0,5 \text{ M} \times 200 \text{ ml}}{500 \text{ ml}} = M_2$$

$$0,2 \text{ M} = M_2$$

Ejercicios

1) A 200 cc de solución de H_2SO_4 12 M., se le agregan 1600 cc de H_2O ¿Cuál es la nueva concentración Molar?
(Resp : 1,33 M)

2) Calcular el volumen de agua que se debe agregar a 100 cc de solución de NaOH 3 M. Para diluirla a una concentración 0.25 M.
(Resp : 1100 ml de H_2O)

3) Se necesita llenar una botella de 3 litros con HNO_3 2 M. ¿Cuánto HNO_3 8 M. de debe agregar a la botella antes de llenarla con agua? (resp: 0,75 L o 750 ml de HNO_3)



5: FRACCIÓN MOLAR (X): -Es la relación entre el número de moles de un componente (solute o solvente) y el número de moles totales de la solución.

$$X_{\text{solute}} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Moles de soluto} + \text{moles de solvente}}$$

$$X_{\text{solvente}} = \frac{\text{moles de solvente}}{\text{Moles de soluto} + \text{moles de solvente}}$$

La fracción molar no tiene unidades y la suma de las fracciones molares de todos los Componentes de la solución es igual a 1

$$X_{\text{solute}} + X_{\text{solvente}} = 1$$

Ejemplo: -Una solución contiene 5,8 g de NaCl y 100 g de H₂O. Determinar la fracción molar de los componentes de la solución (datos Masa Molar de NaCl=58,5 g/mol y H₂O = 18 g/mol)

i) En primer lugar calculamos el número de moles (n), usando la formulas

$$\text{moles de soluto} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{Masa molar del soluto}} ; \text{ moles de solvente} = \frac{\text{gramos de solvente}}{\text{Masa molar del solvente}}$$

$$n \text{ de soluto} = \frac{5,8 \text{ g}}{58,5 \text{ g/mol}} = 0,09 \text{ moles} \quad n \text{ de solvente} = \frac{100 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 5,55 \text{ moles}$$

ii) Determinamos la fracción molar de cada componente

$$X_{\text{solute}} = \frac{0,09 \text{ mol}}{0,09 \text{ mol} + 5,5 \text{ moles}}$$

$$X_{\text{solvente}} = \frac{5,5 \text{ moles}}{0,09 \text{ mol} + 5,5 \text{ moles}}$$

$$X_{\text{solute}} = 0,016$$

$$X_{\text{solvente}} = 0,984$$

1



-33-

Ejercicio:-Se mezclan 18 g de glucosa($C_6H_{12}O_6$) con 250 g de H_2O . determine la fracción molar de cada uno de los componentes de la solución (Pat C=12, H=1 , O= 16).