



**SOLUCIONARIO GUÍA N°17 DEL 10 AL 14 DE AGOSTO**  
**CUARTO MEDIO "QUÍMICA"**

**EJERCICIOS**

1. Calcule cuántos moles de  $H_2SO_4$  hay en una muestra de 1600gr de ácido sulfúrico. Masa molar H=1g/mol, S=32 g/mol O=16g/mol

MASA MOLAR	MOL
H= 2 x 1g/mol= 2g/mol	$n = \frac{\text{masa}}{\text{masa molar}}$
S= 1x 32g/mol= 32g/mol	$n = \frac{1600gr}{98 \frac{g}{mol}}$
O= 4 x 16g/mol= 64g/mol	
Masa molar → 98g/mol	n=16,32 mol

2. ¿Cuántos moles de Helio hay en un globo que contiene 13 L de helio

1mol → 22,4L	$X \text{ mol} = \frac{13L \times 1 \text{ mol}}{22,4L}$
X mol → 13L	X mol= 0,58L

3. ¿Cuántos átomos de Cu hay en una lámina de 15g de cobre, sabiendo que su masa molar es 63,5g/mol?

MOLES	1mol → $6,02 \times 10^{23}$
$n = \frac{\text{masa}}{\text{masa molar}}$	0,24 mol → X
$n = \frac{15gr}{63,5 \frac{g}{mol}}$	$X = \frac{0,24 \times 6,02 \times 10^{23}}{1 \text{ MOL}}$
n=0,24 mol	X= $1,44 \times 10^{23}$

El butano (C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>) se utiliza como combustible, tanto para cocinar como para tener calefacción y agua caliente. El C<sub>4</sub>H<sub>10</sub> se combina con el oxígeno para formar dióxido de carbono y agua.

Si haces reaccionar 23 g de butano con 96 g de dióxígeno, ¿qué masa de CO<sub>2</sub> se desprenderá?

Masas atómicas relativas: H = 1; C = 12; O = 16

Escribe la ecuación química ajustada:  $2 \text{C}_4\text{H}_{10} + 13 \text{O}_2 \rightarrow 8 \text{CO}_2 + 10 \text{H}_2\text{O}$

Calcula las masas molares de C<sub>4</sub>H<sub>10</sub> y de O<sub>2</sub>:  
 $M(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 58 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{O}_2) = 32 \text{ g/mol}$

Las cantidades de sustancia iniciales son:  
 $n(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 23 \text{ g de C}_4\text{H}_{10} \cdot 1 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10} / 58 \text{ g de C}_4\text{H}_{10} = 0,4 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}$   
 $n(\text{O}_2) = 96 \text{ g de O}_2 \cdot 1 \text{ mol de O}_2 / 32 \text{ g de O}_2 = 3 \text{ mol de O}_2$

La proporción estequiométrica indica que:  
 $2 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10} / 13 \text{ mol de O}_2 = 0,4 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10} / n(\text{O}_2)$   
 $n(\text{O}_2) = 2,6 \text{ mol de O}_2$   
 $2,6 < 3$  , por lo que el reactivo limitante es el C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>

Para calcular la masa de CO<sub>2</sub> debes partir de la masa del reactivo limitante, el C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>:

$$m(\text{CO}_2) = 23 \text{ g de C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{58 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{8 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{44 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 69,8 \text{ g de CO}_2$$

2. Para obtener metales de gran pureza a partir de sus óxidos, se hace reaccionar el óxido del metal con polvo de aluminio (termita).

Cuando haces reaccionar 250 g de trióxido de dicromo con 100 g de aluminio, se forma cromo y óxido de aluminio. ¿Cuál es la masa de cromo que obtienes?

Masas atómicas relativas: O = 16; Al = 27 ; Cr = 52

Escribe la ecuación química ajustada:  $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2 \text{Al} \rightarrow 2 \text{Cr} + \text{Al}_2\text{O}_3$

Calcula las masas molares del Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> y del Al:  $M(\text{Cr}_2\text{O}_3) = 152 \text{ g/mol}$  ;  $M(\text{Al}) = 27 \text{ g/mol}$

Las cantidades de sustancia iniciales son:  
 $n(\text{Cr}_2\text{O}_3) = 250 \text{ g de Cr}_2\text{O}_3 \cdot 1 \text{ mol de Cr}_2\text{O}_3 / 152 \text{ g de Cr}_2\text{O}_3 = 1,6 \text{ mol de Cr}_2\text{O}_3$   
 $n(\text{Al}) = 100 \text{ g de Al} \cdot 1 \text{ mol de Al} / 27 \text{ g de Al} = 3,7 \text{ mol de Al}$

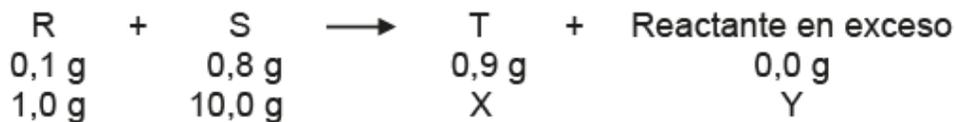
La proporción estequiométrica indica que:  $1 \text{ mol de Cr}_2\text{O}_3 / 2 \text{ mol de Al} = 1,6 \text{ mol de Cr}_2\text{O}_3 / n(\text{Al})$   
 $n(\text{Al}) = 3,2 \text{ mol de Al}$   
 $3,2 < 3,7$  y el reactivo limitante es el Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

Para calcular la masa de Cr debes partir de la masa del reactivo limitante, el Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.

$$m(\text{Cr}) = 250 \text{ g de Cr}_2\text{O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Cr}_2\text{O}_3}{152 \text{ g Cr}_2\text{O}_3} \cdot \frac{2 \text{ mol Cr}}{1 \text{ mol Cr}_2\text{O}_3} \cdot \frac{52 \text{ g Cr}}{1 \text{ mol Cr}} = 171 \text{ g de Cr}$$

SELECCIÓN MÚLTIPLE:

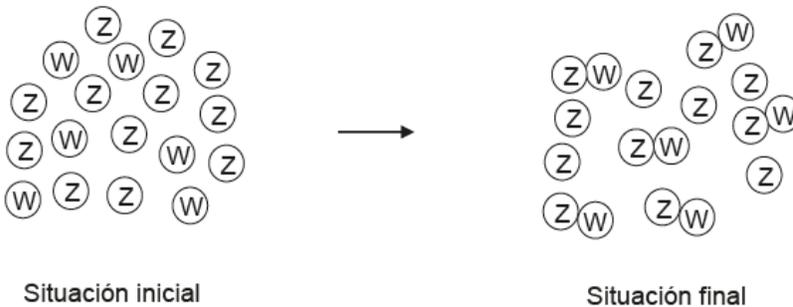
1. Se estudia una reacción química en la cual se modifican las masas de los reactantes, tal como se muestra a continuación:



De acuerdo a estos datos, ¿cuál es la masa que corresponde a Y?

- A) 0,0 g
- B) 0,8 g
- C) 1,2 g
- D) 2,0 g**
- E) 3,0 g

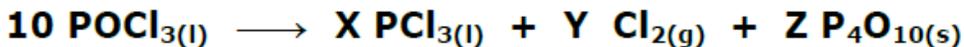
2. La figura representa la reacción entre los átomos W y Z:



Al respecto, ¿cuál de las siguientes opciones es correcta?

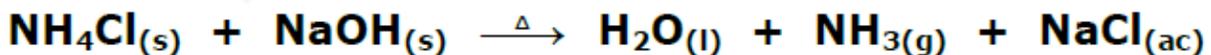
- A) Para que reaccione completamente 1 mol de W se necesitan 0,5 mol de Z.
- B) W corresponde al reactivo limitante de la reacción.**
- C) No se produce reacción química, ya que quedan átomos de Z sin reaccionar.
- D) El compuesto formado entre Z y W tiene 50 % en masa de Z.
- E) Las masas totales de reactantes y productos son diferentes.

3. La siguiente reacción de descomposición química quedará equilibrada con los coeficientes:



	X	Y	Z
A)	6	6	1
B)	1	6	1
C)	6	1	6
D)	1	6	6
E)	6	6	6

4. El amoníaco (NH<sub>3</sub>) se forma industrialmente a partir de la reacción entre los gases nitrógeno e hidrógeno. Sin embargo, en un laboratorio puede sintetizarse a partir de la descomposición térmica del *cloruro de amonio* en presencia de hidróxido de sodio. La reacción viene dada por:



Al respecto, si la reacción de descomposición ocurre en un 100% y se lleva a cabo en un recipiente abierto que permite el escape de gas amoníaco, al final de la reacción en el recipiente habrá

- A) la misma masa de productos que de reactivos.
- B) menor masa de productos comparada con la de reactivos.**
- C) mayor cantidad de moléculas de NaCl respecto de las moléculas de H<sub>2</sub>O.
- D) menor cantidad de moles de reactivos que de productos.
- E) una equivalencia entre el volumen de reactivos y productos.

5. Según la siguiente ecuación no balanceada:



Al descomponer completamente 165 g de P<sub>2</sub>H<sub>4</sub> (masa molar = 66 g/mol), ¿qué cantidad, en mol, de fosfina (PH<sub>3</sub>) se obtiene?

- A) 2,5
- B) 3,0
- C) 4,8
- D) 5,0
- E) 6,0

**EJERCICIO:**

1. Una muestra de la mineral hematita negra un óxido de hierro presente en muchos minerales de hierro, contiene 34,97 g de hierro y 15,03 g de oxígeno. ¿Cuál es la fórmula empírica de la hematita?

**Solución**

Para este problema, se nos da la masa en gramos de cada elemento. Comience por encontrando el número de moles de cada uno:

$$34.97 \text{ g Fe} \left( \frac{\text{mol Fe}}{55.85 \text{ g}} \right) = 0.6261 \text{ mol Fe}$$

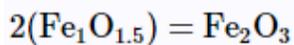
$$15.03 \text{ g O} \left( \frac{\text{mol O}}{16.00 \text{ g}} \right) = 0.9394 \text{ mol O}$$

Después, obtenga la relación molar de hierro a oxígeno dividiendo por el número menor de moles:

$$\frac{0.6261}{0.6261} = 1.000 \text{ mol Fe}$$

$$\frac{0.9394}{0.6261} = 1.500 \text{ mol O}$$

La relación es de 1.000 mol de hierro a 1.500 moles de oxígeno (Fe<sub>1</sub>O<sub>1.5</sub>). Finalmente, multiplique la proporción por dos para obtener los subíndices de números enteros más pequeños posibles mientras mantiene la proporción correcta de hierro a oxígeno:



2. ¿Cuál es la fórmula empírica de un compuesto si una muestra contiene 0,130 g de nitrógeno y 0,370 g de oxígeno?





**GUÍA N°18 CUARTO MEDIO DEL 17 AL 21 DE AGOSTO**  
**“QUÍMICA”**  
**Para desarrollar en (45 Minutos)**

Nombre	Curso	Fecha
	IV° A-B-C	

**Contenido de aprendizaje del TEMARIO DE LA PRUEBA DE TRANSICIÓN**

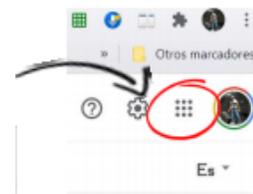
- concepto de solución y su formación.
- tipos de soluciones según estado físico, solubilidad, concentración y conductividad eléctrica.
- unidades de concentración: unidades físicas o porcentuales (% m/m, % m/v y % v/v)

**CLASES ONLINE A TRAVÉS DE MEET**

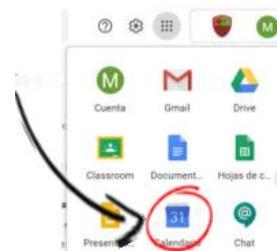
Te invitamos a una clase online que se realizará el día martes 18 de agosto. En esta clase se retroalimentará la actividad de la guía 18.

Para ingresar a la clase, debes hacerlo desde tu calendario en Gsuite:

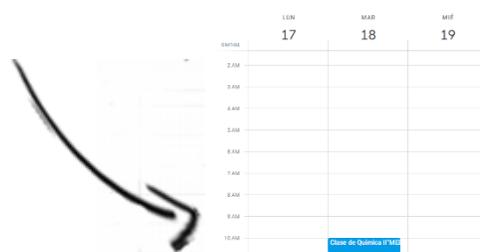
1. Ingresa a tu correo institucional y, en el rincón superior derecho, presiona este ícono.



2. Se abrirá un menú, en él, debes presionar “Calendario”



3. Dentro de tu calendario, busca la clase a la que debes entrar



4. Ingresa a la clase que te corresponda.  
 Los horarios de cada curso son los siguientes:
- IV medio A-B-C Fecha y hora: Jueves 20 de agosto, 10:00 hrs.



## SOLUCIONES Y SUS VARIABLES

Recordemos ¿qué es la materia?

Llamamos materia a **todo aquello que ocupa un lugar determinado en el universo**, posee una cantidad determinada de **energía** y está sujeto a interacciones y cambios en el **tiempo**, que pueden ser medidas. Desde un punto de vista **químico**, la materia es el conjunto de los elementos constituyentes de la **realidad** perceptible, o sea, lo que constituye las cosas a nuestro alrededor y a nosotros mismos.

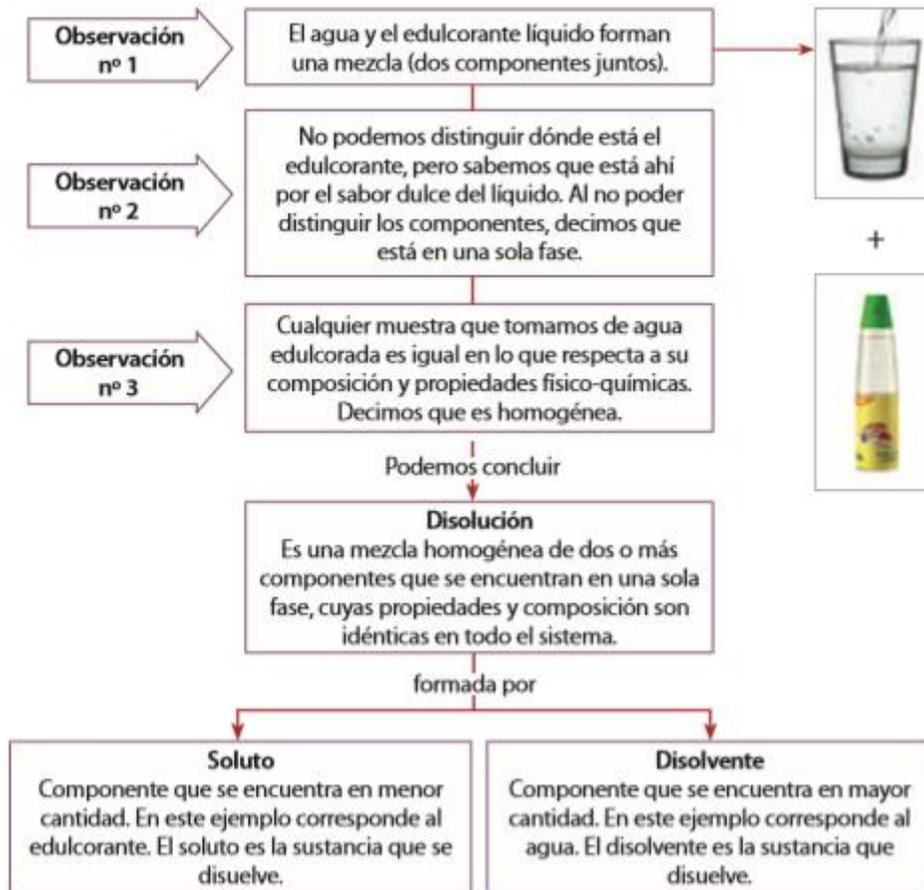
Clasificación de la materia:

<b>Sustancias puras</b>		<b>Mezclas</b>	
es aquella que presenta una composición química estable, se sub-clasifican en:		Una mezcla es un <b>compuesto</b> de dos o más materiales que están unidos pero no combinados de forma química. En una mezcla cada componente mantiene sus propiedades químicas, de todos modos hay algunas mezclas en las que los componentes reaccionan químicamente al juntarse	
<b>Elemento químico</b> Se denomina elemento químico a una sustancia que está formada por átomos del mismo tipo cuyos núcleos presentan la misma cantidad de protones más allá del número de neutrones. A la cantidad de protones que presenta cada átomo de un elemento químico se lo conoce como número atómico.  Ejemplo: Plata, sodio, Hidrógeno, todos los elementos de la tabla periódica.	<b>Compuesto químico</b> Los compuestos tienen una fórmula química. Un compuesto está conformado por moléculas o iones que tienen una determinada carga (positiva en el caso de protones o negativa en el de los electrones) y enlaces. Los elementos que conforman un compuesto no pueden separarse con ningún tratamiento o proceso físico, sino solo con uno químico.  Ejemplo: Dióxido de carbono, agua, sal, etc.	<b>Heterogénea</b> Una mezcla heterogénea es una mezcla que está compuesta de elementos que no son uniformes o que tienen regiones localizadas que tienen propiedades diferentes. En la química, física y en la ciencia de materiales, la definición de una mezcla heterogénea es la de una mezcla que contiene componentes en fases distintas.  Se distinguen sus componentes.  Ejemplos: Cazuela, agua con aceite, etc.	<b>Homogénea</b> Una mezcla homogénea es un tipo de mezcla química conformada por dos o más componentes que no se pueden diferenciar al ser estudiados. Aún así, sus componentes pierden sus características y propiedades por el hecho de estar mezclados, ya que la unión no produce reacción química alguna.  No se distinguen sus componentes.  Ejemplo: Agua con sal, jugo en polvo con agua, café con azúcar, etc

## MEZCLAS HOMOGÉNEAS → DISOLUCIONES O SOLUCIONES QUÍMICAS.

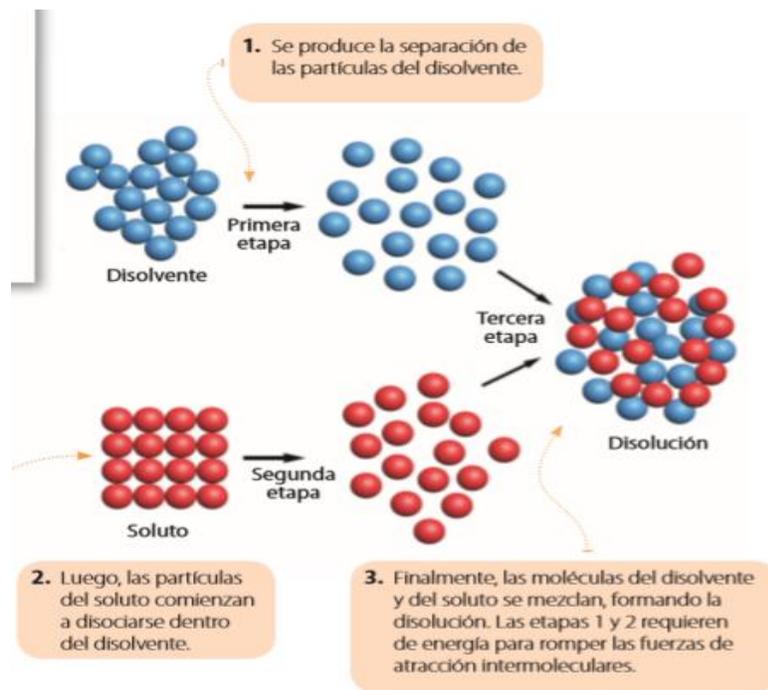
Son mezclas uniforme y estable, formada por dos o más sustancias denominadas genéricamente componentes (soluto y solvente) , entre los cuales no hay una reacción química y, por ende, es posible separarlos por métodos físicos.

Observa el siguiente esquema:



Las disoluciones químicas en las que el disolvente es agua se denominan disoluciones acuosas. Las disoluciones se caracterizan por presentar una sola fase, es decir, sus componentes no se identifican a simple vista, ni ayudados de un microscopio, razón por la que estos pueden separarse por cambios de fase (evaporación, fusión, condensación, solidificación), siempre y cuando sus puntos de ebullición y fusión sean distintos. Así, un ejemplo de disolución es la obtenida al preparar un jugo en sobre, como se muestra a continuación:

## PROCESO DE FORMACIÓN DE LA DISOLUCIÓN

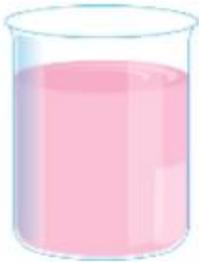


Las soluciones tienen ciertas propiedades, como por ejemplo:

- **Conductividad eléctrica:** Dependiendo del soluto disuelto pueden o no conducir la electricidad. Si el soluto es iónico, la conducen; si es covalente, no lo hacen.
- **Punto de ebullición:** La solución tiene mayor punto de ebullición que su solvente puro.
- **Punto de congelación:** La solución tiene menor punto de congelación que su solvente puro.
- **Presión de vapor:** La solución tiene menor presión de vapor que su solvente puro.

## TIPOS DE SOLUCIONES

- A) **Proporción de los componentes:** Las disoluciones también se pueden clasificar, según la cantidad de soluto que contienen, en: insaturadas, saturadas o concentradas y sobresaturadas.

Disoluciones Insaturadas	Disoluciones saturadas o concentradas	Disoluciones sobresaturadas
		
Disoluciones en que la cantidad de soluto disuelto es menor que el necesario para alcanzar el <u>punto de saturación</u> , a una temperatura determinada.	Disoluciones en las cuales se disuelve la máxima cantidad de soluto a cierta temperatura.	Disoluciones que se producen cuando la cantidad de soluto sobrepasa la capacidad del disolvente para disolver, a una temperatura dada.

## B) Conductividad eléctrica:

Aquellas sustancias (soluta) que en disolución acuosa son conductoras de la electricidad se denominan electrolitos, y sus disoluciones, disoluciones electrolíticas. Un electrolito es una sustancia que se disocia inmediatamente en medio acuoso en partículas con cargas eléctricas llamadas iones. Dependiendo del grado de disociación, los electrolitos se clasifican como electrolitos fuertes (disociación completa) y electrolitos débiles (disociación parcial).

Disoluciones	
Electrolíticas	No electrolíticas
Disoluciones de compuestos iónicos	Disoluciones de compuestos covalentes
Los solutos se disocian completamente en sus iones	No se disocian, solo se dispersan
Conductoras de la electricidad	No conducen la electricidad

### Factores que Afectan la Solubilidad:

La solubilidad de una sustancia en un solvente depende de varios factores, entre los cuales se cuentan:

**Superficie de contacto:** al aumentar la superficie de contacto del soluto, la cual se favorece por pulverización del mismo, con el solvente, las interacciones soluto-solvente aumentarán y el cuerpo se disuelve con mayor rapidez.

**Grado de agitación:** al disolverse el sólido, las partículas del mismo deben difundirse por toda la masa del solvente. Este proceso es lento y alrededor del cristal se forma una capa de disolución muy concentrada que dificulta la continuación del proceso; al agitar la solución se logra la separación de la capa y nuevas moléculas de solvente alcanzan la superficie del sólido.

**Temperatura:** la temperatura afecta la rapidez y grado de solubilidad. Al aumentar la temperatura se favorece el movimiento de las moléculas en solución y con ello su rápida difusión. Además, una temperatura elevada hace que la energía de las partículas del sólido, moléculas o iones sea alta y puedan abandonar con facilidad la superficie, disolviéndose.

**Presión:** Los cambios de presión ordinarios no tienen mayor efecto en la solubilidad de los líquidos y de sólidos. La solubilidad de gases es directamente proporcional a la presión. Como ejemplo imagina que se abre una botella de una bebida carbonatada, el líquido burbujeante puede derramarse del recipiente. Las bebidas carbonatadas se embotellan bajo una presión que es un poco mayor de una atmósfera, lo que hace aumentar la solubilidad del CO<sub>2</sub> gaseoso. Una vez que se abre el recipiente, la presión desciende de inmediato hasta la presión atmosférica y disminuye la solubilidad del gas. Al escapar burbujas de gas de la solución, parte del líquido puede derramarse del recipiente.

**Naturaleza del soluto y del solvente:** Los procesos de disolución son complejos y difíciles de explicar. El fenómeno esencial de todo proceso de disolución es que la mezcla de sustancias diferentes da lugar a varias fuerzas de atracción y repulsión cuyo resultado es la solución. La solubilidad de un soluto en particular depende de la atracción relativa entre las partículas en las sustancias puras y las partículas en solución.

## ACTIVIDADES

1. Relaciona cada uno de los términos con la definición correspondiente.

a.	Sustancia pura		Sustancia constituida por dos o más elementos unidos químicamente en proporciones definidas.
b.	Elemento		Materia que contiene dos o más sustancias que pueden encontrarse en cantidades variables.
c.	Compuesto		Materia que tiene una composición fija y propiedades bien definidas.
d.	Mezcla		Materia que presenta un aspecto uniforme y la misma composición dentro de toda la muestra.
e.	Mezcla homogénea		Sustancia que no puede separarse por métodos químicos en entidades más simples.
f.	Mezcla heterogénea		Materia que presenta dos o más fases físicamente distintas.

2. ¿Cuál(es) de las siguientes sustancias es (son) considerada(s) una solución química?

I. Salmuera

II. Agua mineral

III. Agua destilada

- A) Solo I
- B) Solo II
- C) Solo III
- D) Solo I y II
- E) Solo II y III

3. Con respecto al concepto de concentración puede decirse que:

- A) A menor cantidad de soluto disuelto en un solvente determinado, más concentrada será la solución resultante.
- B) Cuanto más soluto se disuelva en un solvente, más concentrada se vuelve la solución.
- C) El soluto se encuentra en mayor cantidad que el solvente en una solución.
- D) La concentración de una solución es mayor que la concentración de una parte de ésta.
- E) Corresponde a la cantidad de solvente que reacciona con la solución, para formar un nuevo compuesto.

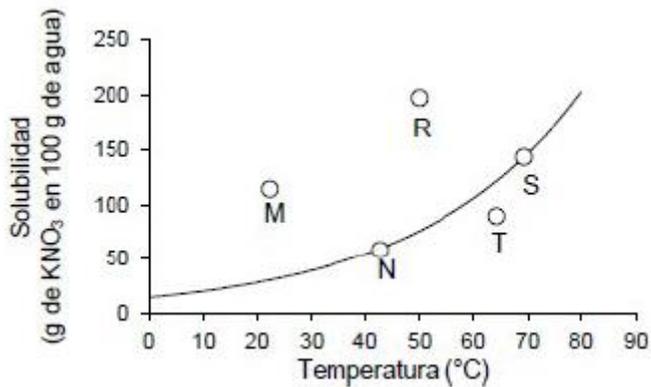
4. ¿Cómo se define la solubilidad?

- A) Máxima cantidad de soluto que se puede disolver en una cantidad de disolvente.
- B) Cantidad de solvente que se puede disolver en cierta cantidad de soluto.
- C) Cantidad mínima de soluto que se puede disolver en una cierta cantidad de disolvente.
- D) No se puede definir la solubilidad.
- E) Cantidad máxima de soluto que no se puede diluir en una cantidad dada de disolvente.

5. Se tiene inicialmente una disolución de agua destilada y NaCl en un sistema cerrado, a la cual se le aplica una presión mayor a la inicial. Respecto a la solubilidad en el estado final, es esperable que:

- A) Disminuya, debido a que la energía cinética de los gases disminuye al aumentar la presión.
- B) Disminuya, debido a que las moléculas del gas tienden a volver a la fase gaseosa al aumentar la presión sobre el sistema.
- C) Aumente, debido a que las moléculas del gas tienden a volver a la fase líquida al aumentar la presión sobre el sistema.
- D) Se mantenga constante, debido a que la solubilidad no es afectada por cambios de presión.
- E) Aumente, debido a que una mayor presión sobre el sistema aumenta las interacciones entre el soluto y el solvente.

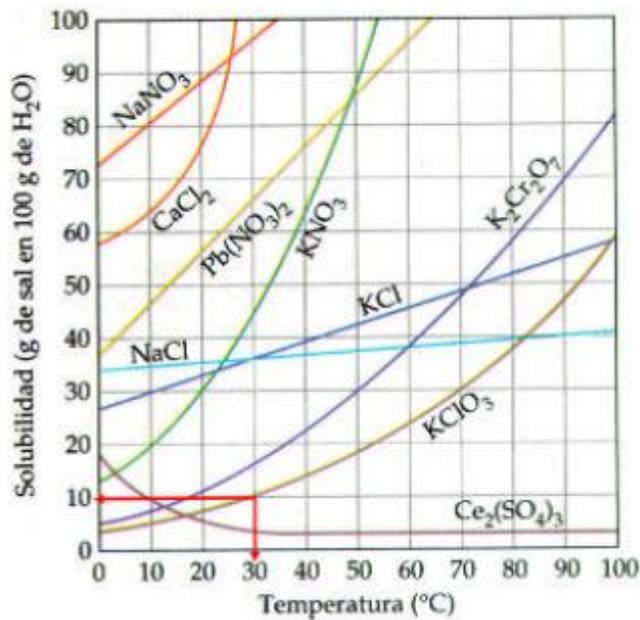
6. En el siguiente gráfico se muestra la curva de solubilidad de nitrato de potasio ( $\text{KNO}_3$ ) en función de la temperatura, además se muestran cinco mezclas (N, M, R, S y T) que contienen diferentes masas de  $\text{KNO}_3$  en 100 g de agua:



Analizando el gráfico, es posible afirmar que las mezclas en que no se disolvió completamente el nitrato de potasio, son

- A) N y S.
- B) M y R.
- C) R y T.
- D) S y T.
- E) M y N.

7. Considerando el siguiente gráfico que ilustra el cambio en la solubilidad de algunas sales con la variación de temperatura.



¿Cuál(es) de las siguientes conclusiones es (son) correcta(s)?

- I. A  $60^\circ\text{C}$  la solubilidad del  $\text{NaCl}$  es igual al del  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ .
- II. En general, las sales aumentan la solubilidad con el aumento de temperatura.
- III. Una solución compuesta por 20 g de  $\text{KNO}_3$  en 100 g de agua, a  $30^\circ\text{C}$ , es considerada saturada.

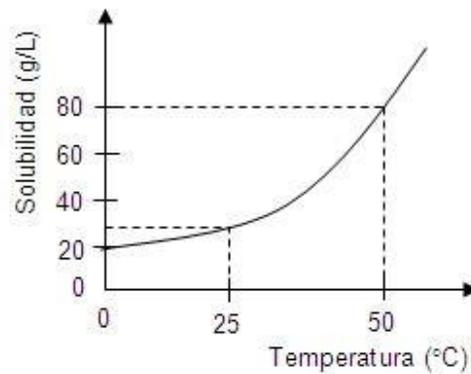
- A) Solo I
- B) Solo II
- C) Solo III
- D) Solo I y II
- E) I, II y III

8. Los compuestos 1, 2 y 3 presentan los siguientes puntos de fusión y ebullición:

Compuesto	Punto de fusión	Punto de ebullición
1	- 95 °C	+ 57 °C
2	- 135 °C	- 1 °C
3	+ 44 °C	+ 280 °C

- A) Compuesto 1: Líquido; Compuesto 2: Gas; Compuesto 3: Sólido.  
 B) Compuesto 1: Sólido; Compuesto 2: Líquido; Compuesto 3: Gas.  
 C) Compuesto 1: Líquido; Compuesto 2: Sólido; Compuesto 3: Líquido.  
 D) Compuesto 1: Gas; Compuesto 2: Gas; Compuesto 3: Sólido.  
 E) Compuesto 1: Sólido; Compuesto 2: Sólido; Compuesto 3: Líquido.

9. El gráfico siguiente representa la solubilidad de una sustancia en función de la temperatura:



Al enfriar un litro de solución saturada desde 50 °C hasta 25 °C, ¿qué cantidad de la sustancia precipita?

- A) 25 g  
 B) 30 g  
 C) 40 g  
 D) 50 g  
 E) 80 g

10. Para que una mezcla homogénea se forme, es necesario que:

- I. microscópicamente, se rompan las interacciones intermoleculares soluto-soluto.
- II. microscópicamente, se formen interacciones intermoleculares soluto-solvente.
- III. macroscópicamente, los componentes formen una sola fase.

Es (son) correcta (s):

- A) Solo I.  
 B) Solo II.  
 C) Solo III.  
 D) I y II.  
 E) I, II y III