

TEMARIO  
DISOLUCIONES QUÍMICAS •

COMPENDIO N° 2

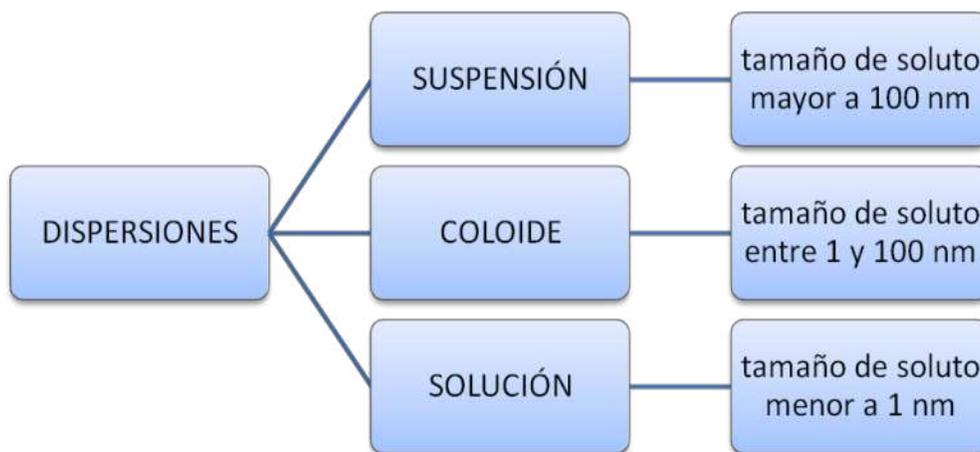
QUÍMICA COMÚN 2024

Para la resolución de algunos ejercicios, se adjunta una parte de la Tabla Periódica de los Elementos.

<b>1</b> H <b>1,0</b>	Número atómico →						<b>2</b> He <b>4,0</b>
Masa atómica →							
<b>3</b> Li <b>6,9</b>	<b>4</b> Be <b>9,0</b>	<b>5</b> B <b>10,8</b>	<b>6</b> C <b>12,0</b>	<b>7</b> N <b>14,0</b>	<b>8</b> O <b>16,0</b>	<b>9</b> F <b>19,0</b>	<b>10</b> Ne <b>20,2</b>
<b>11</b> Na <b>23,0</b>	<b>12</b> Mg <b>24,3</b>	<b>13</b> Al <b>27,0</b>	<b>14</b> Si <b>28,1</b>	<b>15</b> P <b>31,0</b>	<b>16</b> S <b>32,0</b>	<b>17</b> Cl <b>35,5</b>	<b>18</b> Ar <b>39,9</b>
<b>19</b> K <b>39,1</b>	<b>20</b> Ca <b>40,0</b>						

## DISOLUCIONES QUÍMICAS

1. En general, las mezclas son una de las formas en que se presenta la materia y se caracterizan, fundamentalmente, porque las sustancias que la componen conservan sus propiedades químicas.
2. Cuando 2 o más sustancias interactúan, la mezcla que se forma puede ser subclasificada de acuerdo con el tamaño y forma de la interacción. Se conocen las *dispersiones* llamadas *coloides*, *suspensiones* y *soluciones*. En todas ellas las sustancias participantes interactúan entre sí. En el siguiente cuadro se explicitan las diferencias de tamaño de las partículas que forman estos sistemas:

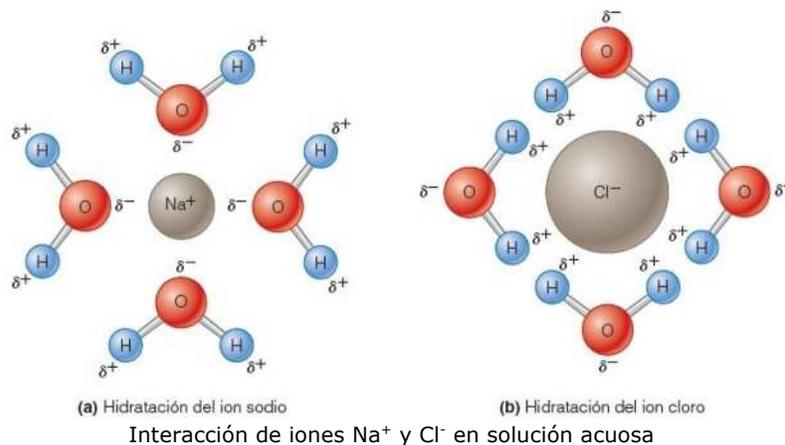


3. Las suspensiones contienen partículas visibles a simple vista (o microscopio) y se consideran un sistema **heterogéneo**. Las sustancias que componen una suspensión pueden ser separadas por medios físicos como la **filtración y/o la decantación**.
4. Los coloides son mezclas heterogéneas que se dan a escala microscópica, en donde las partículas de una o más sustancias se dispersan (fase dispersa) en otra sustancia llamada medio dispersor o fase dispersante. Las partículas de la fase dispersa son suficientemente grandes como para dispersar la luz (este efecto óptico se conoce como Efecto Tyndall), pero demasiado pequeñas como para precipitar. Por tanto, una forma de distinguir una disolución de un coloide es mediante el **Efecto Tyndall**. Los Coloides pueden formar **aerosoles**, **espumas**, **emulsiones**, **soles** y **geles**.



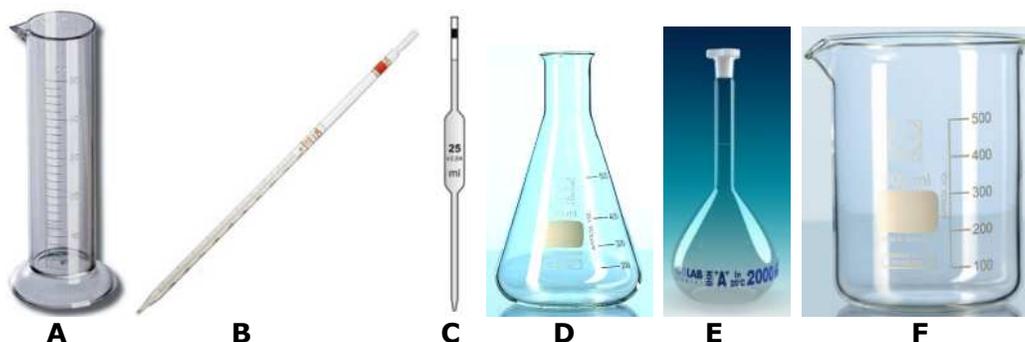
Efecto Tyndall

5. Una disolución es una mezcla homogénea, es decir, una suma de compuestos y elementos distintos que interactúan formando una sola fase, normalmente estable. En ellas, el **soluto** (la fase dispersa) interactúa con un **solvente** (la fase dispersante) formando sistemas donde se cumple que la concentración de soluto es la misma en toda la fase generada. En una disolución el componente minoritario siempre será el soluto, en tanto, el de mayor abundancia será el solvente.

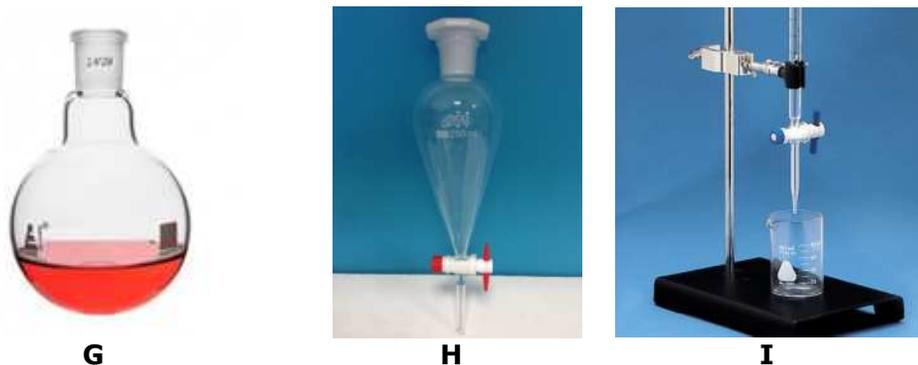


6. En las soluciones se establecen interacciones intermoleculares entre soluto y solvente que mantienen unido el sistema.
7. Cuando un soluto (normalmente un sólido) se disuelve en un solvente (un disolvente) ocurre una secuencia de pasos que se resumen en lo siguiente:
- Separación de las partículas de solvente (proceso que ocurre con absorción de energía)*
  - Dispersión del soluto en el solvente (proceso que ocurre con absorción de energía)*
  - Mezcla efectiva del soluto en el solvente (formación de interacciones intermoleculares, proceso exotérmico)*

## 8. MATERIALES DE LABORATORIO USADOS PARA PREPARAR Y SEPARAR MEZCLAS:



- A:** Probeta: Material preciso, de vidrio, usado para contener y medir y trasvasar volúmenes de líquidos.
- B:** Pipeta Graduada: Material de vidrio usado para trasvasar volúmenes de líquidos a un matraz, una probeta o un vaso de precipitado.
- C:** Pipeta Volumétrica: Material de vidrio con aforo, usada para trasvasar volúmenes exactos de algún líquido.
- D:** Matraz de Erlenmeyer: Material de vidrio usado para preparar soluciones o disolver algún soluto. También puede ser usado para calentar alguna sustancia.
- E:** Matraz de Aforo: Material de vidrio usado para preparar soluciones exactas.
- F:** Vaso de Precipitados: Material de vidrio para contener volúmenes de líquidos o soluciones.



- G:** Balón de fondo redondo: Instrumento de vidrio diseñado para contener y calentar soluciones o solventes líquidos. Presentan en el cuello un esmerilado que permite adaptarle otros instrumentos.
- H:** Embudo de decantación: Instrumento de vidrio usado para separar mezclas heterogéneas formadas por líquidos inmiscibles y con distinta densidad. Usado ampliamente en procedimientos de decantación.
- I:** Bureta: Instrumento de vidrio usado para medir en forma precisa el volumen de una solución o un líquido. Contiene una llave para regular el paso del contenido.

## SEGURIDAD EN EL TRABAJO DE LABORATORIO

9. Los peligros presentes en un laboratorio (agentes de riesgo) pueden ser de carácter:

<i>Agentes químicos</i>	<i>Agentes físicos</i>	<i>Agentes biológicos</i>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Tóxicos</li> <li>• Corrosivos</li> <li>• Irritantes</li> <li>• Peligrosos para el medio ambiente</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Radiaciones ionizantes</li> <li>• Radiaciones no ionizantes</li> <li>• Electricidad</li> <li>• Fuego</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Microorganismos</li> <li>• Muestras humanas y animales</li> <li>• Organismos genéticamente modificados</li> </ul>

10. La norma chilena (nCh.1411/4), identifica los riesgos de los reactivos en cuatro categorías principales: salud (azul), inflamabilidad (rojo), reactividad (amarillo) y riesgos especiales (blanco). Para cada sección se identifica el grado de severidad con número del 0 (sin riesgo) al 4 (riesgo severo).

Salud (azul)	Inflamabilidad (rojo)	Reactividad (amarillo)	Riesgos especiales (blanco)
4 = Mortal 3 = Daño severo 2 = Daño por exposición continua 1 = Daño leve o irritación 0 = No peligroso	4 = Extremadamente inflamable 3 = Puede encender a T° ambiente 2 = Puede encender al calentarse 1 = Debe precalentarse para arder 0 = No es combustible	4 = Puede detonarse en condiciones normales 3 = Puede detonar por golpe o calor 2 = Posibilidad de cambio químico violento 1 = Inestable si se calienta 0 = Estable	OXI: oxidante W: no usar agua ALK: alcalino

11. El SGA (Sistema Globalmente Armonizado) define peligros físicos, para la salud y para el ambiente de los productos químicos e introduce los siguientes **pictogramas de advertencia**:

PELIGROS FÍSICOS				
Explosivo	Gas a presión	Inflamable	Comburente	Corrosivo para metales
				

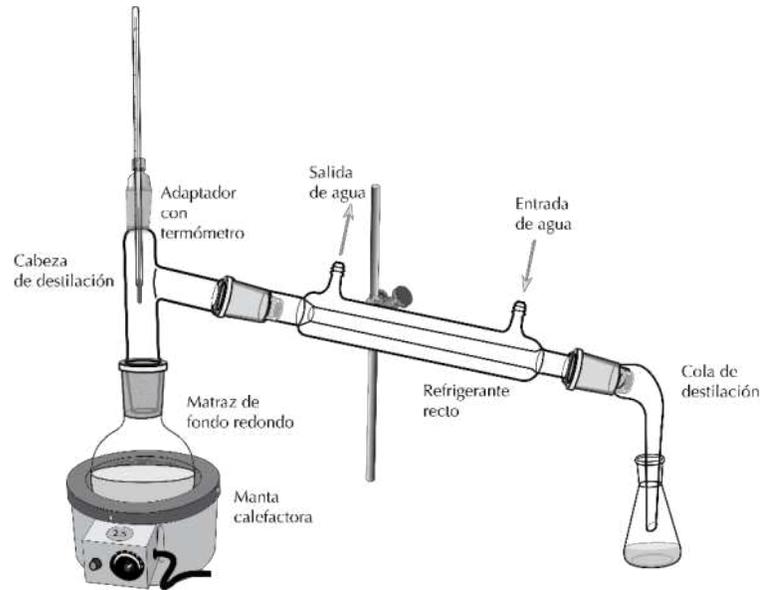
PELIGROS PARA LA SALUD			
Tóxico agudo	Corrosivo para la piel/ lesiones oculares graves	Nocivo/ irritante cutáneo, ocular o respiratorio/ sensibilizante cutáneo/narcótico	Carcinógeno/ mutagénico/ tóxico para la reproducción/ sensibilizante respiratorio/ peligroso por aspiración/tóxico de órganos diana
			

PELIGROS PARA EL MEDIAMBIENTE	
Peligroso para el medio ambiente acuático	Peligroso para la capa de ozono
	

## 12. MÉTODOS Y PROCEDIMIENTOS DE SEPARACIÓN DE MEZCLAS HOMOGÉNEAS:

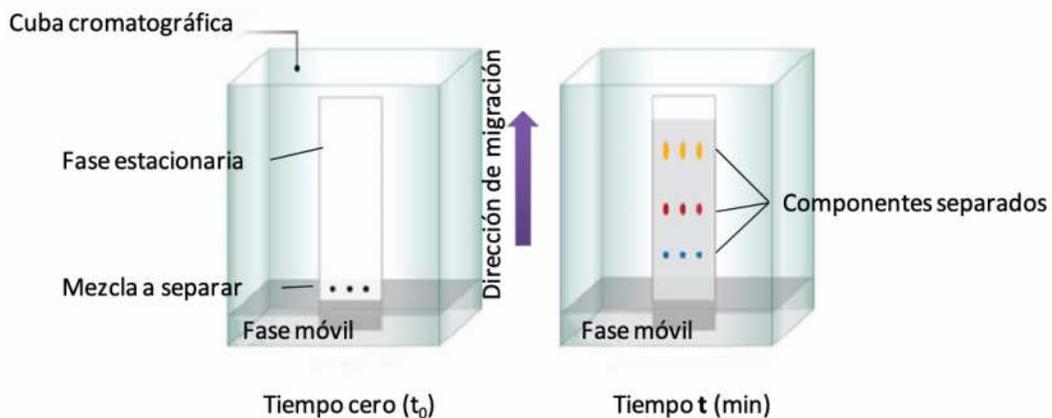
### 1. DESTILACIÓN

Permite separar mezclas homogéneas de líquidos. Se fundamenta en los distintos puntos de ebullición que presentan los componentes de la mezcla. El componente más volátil bulle primero y se condensa en el tubo transversal (condensador o refrigerante) que lleva agua fría. Para registrar las temperaturas de cambio de fase de los componentes de la mezcla, se dispone un termómetro.



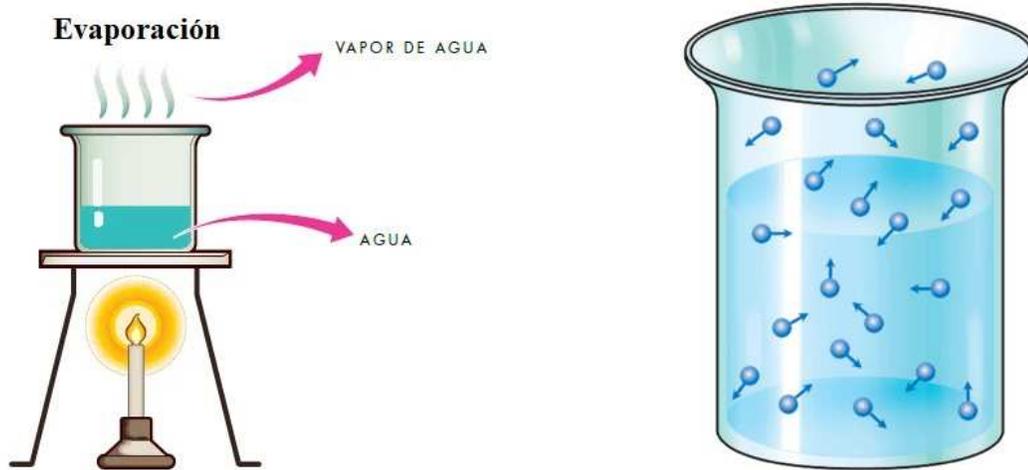
### 2. CROMATOGRAFÍA

Permite separar mezclas complejas formadas por más de un soluto. Se fundamenta en las diferentes velocidades con que se mueve cada soluto a través de un medio poroso (fase estacionaria), arrastradas por un disolvente en movimiento (fase móvil). Cuanta más afinidad tenga el disolvente por un soluto, más rápido eluye separándolo de la mezcla. La cromatografía es exitosa si la elección de la fase móvil es adecuada. La variable que debe tenerse en cuenta para este método de separación es la polaridad del soluto y la afinidad con el disolvente.



### 3. EVAPORACIÓN

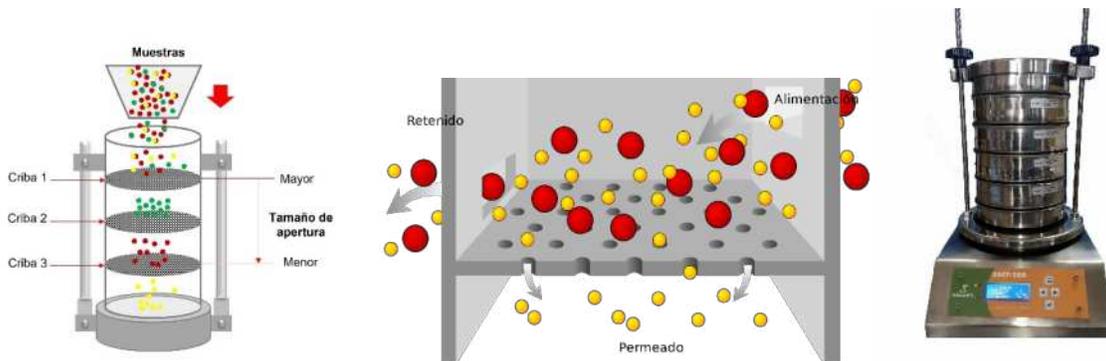
Permite separar un soluto sólido de un solvente líquido. El propósito es evaporar el solvente (por debajo de su punto de ebullición), de modo de, separarlo del soluto sin lograr que éste funda o se descomponga.



### 13. PROCEDIMIENTOS DE SEPARACIÓN DE MEZCLAS HETEROGÉNEAS:

#### 1. TAMIZADO O CRIBA

Permite la separación de una mezcla de sólidos con distinto tamaño. En el procedimiento se utilizan diversos tamices (mallas) que se disponen en orden descendente, según el tamaño de la celda (luz de malla).



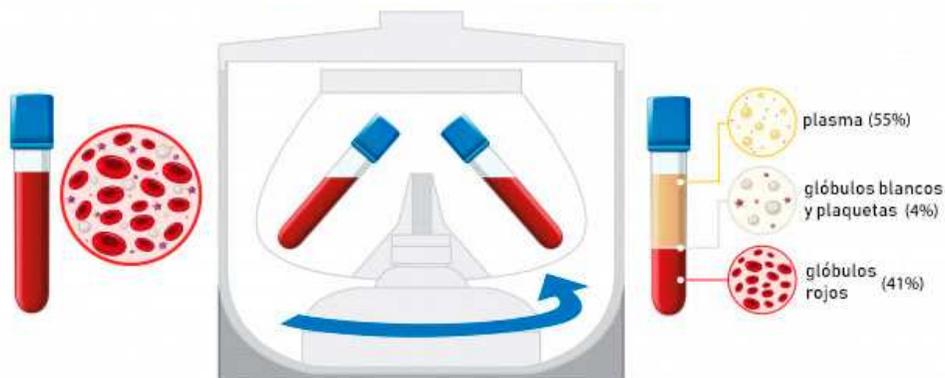
## 2. DECANTACIÓN

Permite separar una mezcla heterogénea de 2 o más líquidos **inmiscibles** (que forman 2 o más fases líquidas). Consiste en disponer la mezcla en un embudo de vidrio con llave y luego, dejarla quieta en un soporte para permitir la separación de las fases. El componente más denso de la mezcla se ubicará por debajo del más liviano y su separación ocurrirá cuando se abra la llave para verter el contenido en un matraz o vaso de precipitados. Una mezcla de aceite y agua puede ser separada mediante esta técnica.



## 3. CENTRIFUGACIÓN

Permite separar una mezcla heterogénea del tipo **suspensión y coloides**. La fuerza en la centrífuga logra hacer decantar el soluto disperso ubicándolo en la parte baja del tubo (sedimento). El líquido que forma parte de la mezcla se dispone por encima del sedimento y se denomina *sobrenadante*. En otros casos, a partir de una centrifugación es posible separar los distintos componentes de una mezcla. En el ejemplo, se indica a separación de los elementos figurados que conforman la sangre (suspensión).



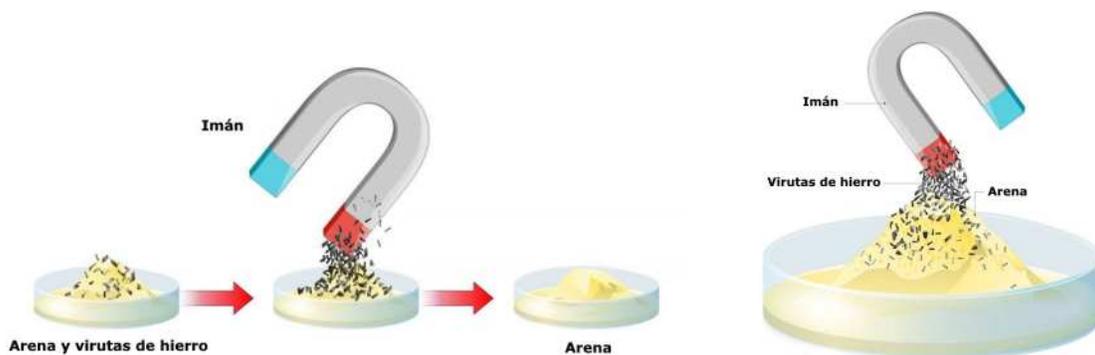
#### 4. FILTRACIÓN

Permite separar un soluto sólido de un líquido en una mezcla heterogénea. En la técnica se utiliza un medio poroso que filtre, por ejemplo, papel-celulosa. Este medio permite el paso del componente más pequeño, reteniendo el más grande.



#### 5. IMANTACIÓN

Es una técnica que permite separar los componentes de una mezcla en base a las propiedades magnéticas de una o más de las sustancias que forman parte. Para que esto ocurra es prioritario que al menos uno de los componentes sea **ferromagnético**, es decir, debe ser atraído o magnetizado frente por un campo magnético externo. Algunas de las sustancias con esta propiedad son: Hierro, Níquel, Cobalto, Gadolinio. Estos materiales son ampliamente utilizados en la generación de imanes, motores eléctricos y generadores de corriente.



14. Las disoluciones pueden ser clasificadas e individualizadas de acuerdo con la proporción soluto/solvente, la naturaleza del soluto y la solubilidad, vale decir, la capacidad del solvente para disolver a un soluto bajo determinadas condiciones.
15. Si el soluto se encuentra en una proporción (en masa) similar a la del solvente, la solución se denomina **concentrada**, de lo contrario, si la proporción de este es baja o muy baja, la solución se denomina **diluida**.

16. Si el soluto, además de disolverse en el solvente es capaz de disociarse generando iones, la solución se denomina **iónica**, de lo contrario, si sólo se disuelve y no se disocia, la solución se denomina **molecular** (al igual que el soluto). Aquellas soluciones acuosas que contienen como soluto un ácido, una sal o un hidróxido metálico, se consideran iónicas ya que el soluto se encontrará parcial o totalmente disociado.
17. Las soluciones que contienen iones disueltos son capaces de conducir la corriente eléctrica, en este caso se dice que el sistema se comporta como un **electrolito**. Cuando el soluto esté disociado en un 100%, el electrolito será fuerte. Si lo está en un bajo porcentaje, se considera un electrolito débil, y si no ioniza, se trata de un no electrolito.
18. En general, si el soluto es capaz de disolverse en agua (aun cuando se disocie o no) se dice que tiene características **hidrofílicas** y, por lo tanto, se considera **polar**. Este soluto sólo interaccionará con solventes con similar polaridad.
19. La mayoría de los solutos iónicos se consideran polares e hidrofílicos.
20. Los solutos hidrofóbicos no se consideran polares, de modo que, no podrán formar mezclas homogéneas con el agua.
21. En general, en química, **lo semejante interacciona y disuelve a lo semejante**.
22. Se define **Solubilidad** como la **máxima cantidad de sustancia que puede ser disuelta (a temperatura y presión dadas) en una cantidad fija de solvente para formar una solución estable**. Esta variable se expresa frecuentemente como gramos de soluto que se disuelven por cada 100 gramos de solvente, pero también puede expresarse en unidades gramos/Litro o concentración molar (M).
23. La solubilidad de un soluto sólido en un solvente líquido se incrementa si la temperatura del sistema aumenta. Sin embargo, si el soluto es un gas, esta variable disminuye con el aumento de la temperatura.
24. La presión de un sistema es una variable que modifica la solubilidad sólo si el soluto es un gas y se encuentra en un solvente líquido. El aumento en la presión obliga al gas a disolverse en mayor medida. Lo contrario ocurrirá si el sistema es abierto, o bien, la presión disminuye.

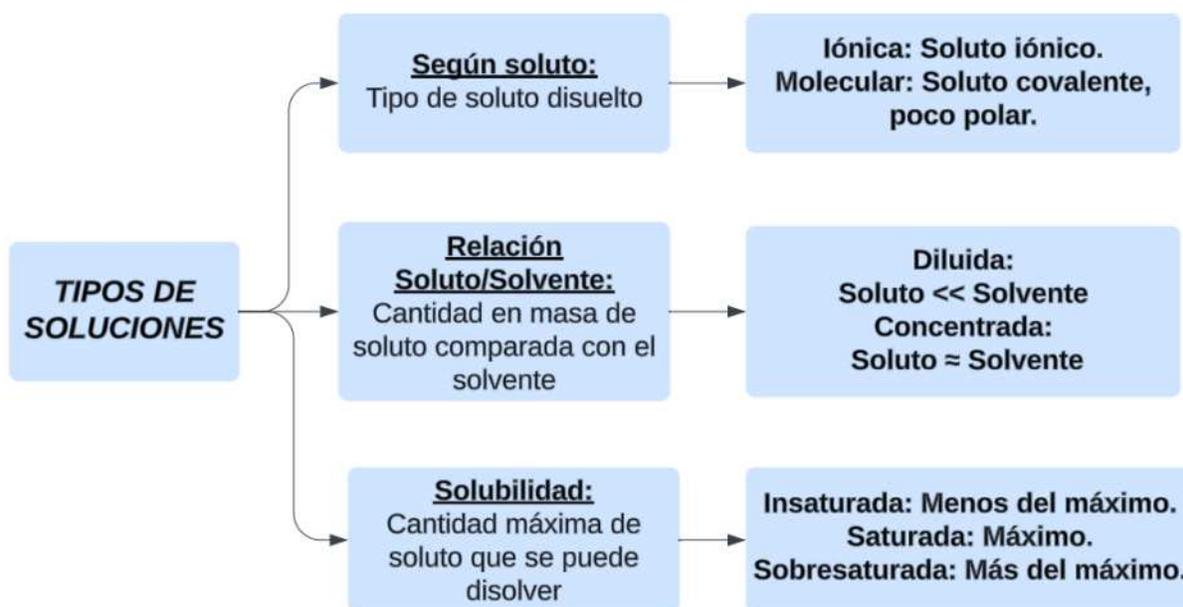
25. Tipos de soluciones, de acuerdo con la solubilidad del soluto en el solvente:

**SATURADA:** Ocurre cuando se ha disuelto el máximo de soluto en un volumen fijo de solvente. Al adicionar mayor cantidad de este a la mezcla saturada el soluto no se disuelve más y precipita.

**INSATURADA:** Ocurre cuando la masa de soluto disuelto es menor que la correspondiente a la de su saturación. En este caso es posible adicionar más soluto, o bien, bajar la temperatura para saturar la mezcla.

**SOBRESATURADA:** Ocurre cuando la masa de soluto disuelto puede ser *temporalmente* mayor que la correspondiente a la de saturación. Este tipo de mezclas es inestable y rápidamente se satura, precipitando el exceso de soluto.

26. Resumen de los Tipos de Soluciones:



27. No olvidar que hay 3 factores que condicionan la solubilidad de un soluto en un determinado solvente:

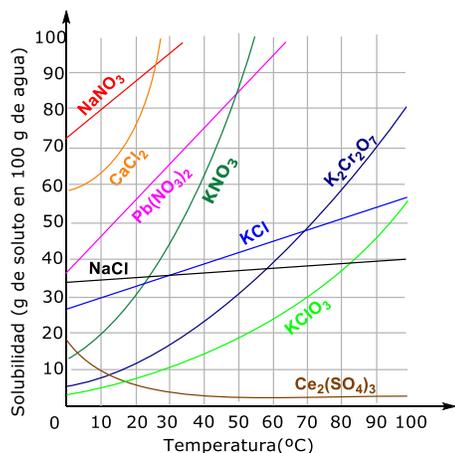
**PRESIÓN**

**TEMPERATURA**

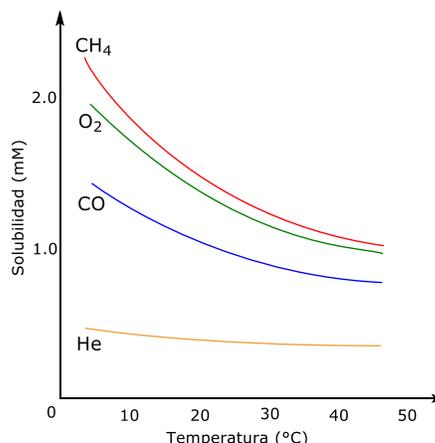
**NATURALEZA DEL SOLUTO**

El primer factor afecta a las mezclas que contienen un soluto gaseoso, el segundo factor condiciona a cualquier tipo de mezcla homogénea que se considere una solución. El último factor se relaciona con la afinidad entre soluto y solvente, y tiene que ver con la polaridad de las sustancias.

28. Curvas de solubilidad para solutos sólidos en agua (gráfico de la izquierda) y para solutos gaseosos en agua (gráfico de la derecha):



**SOLUTOS SÓLIDOS**



**SOLUTOS GASEOSOS**

29. Las propiedades físicas de las soluciones están determinadas por las proporciones relativas de los componentes que la forman. Las concentraciones de las soluciones se suelen expresar en unidades físicas y químicas. Algunas de estas son: % masa/masa, % masa/volumen, % volumen/volumen, concentración Molar, concentración molal, concentración partes por millón ppm y fracción molar.
30. El porcentaje masa-masa (% masa/masa) indica los gramos de soluto disueltos en 100 gramos de solución:

$$\% m/m = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{gramos de solución}} \cdot 100$$

31. El porcentaje masa-volumen (% masa/volumen) indica los gramos de soluto disueltos en 100 mililitros de solución:

$$\% m/v = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{mililitros de solución}} \cdot 100$$

32. El porcentaje volumen-volumen (% volumen/volumen) indica los mililitros de soluto líquido disueltos en 100 mililitros de solución:

$$\% v/v = \frac{\text{mililitros de soluto}}{\text{mililitros de solución}} \cdot 100$$

33. La densidad de una solución corresponde al cociente  $d = \text{masa/volumen}$  y, aun cuando no es una unidad de concentración, es proporcional a ella. Esto implica que mientras más concentrada esté una solución, mayor densidad tendrá.

34. Relación entre el % masa/volumen y el % masa/masa:

$$\% m/v = \% m/m \cdot \text{densidad}_{\text{solución}}$$

35. Molaridad (M) o concentración molar, es una proporción que da cuenta de la cantidad en moles de soluto que está disuelta en un volumen fijo de solución (1000 mililitros):

$$M = \frac{\text{mol de soluto}}{\text{Litros de solución}}$$

36. Ecuación que relaciona la concentración molar y la concentración % m/v:

$$M = \frac{\% m/v \cdot 10}{\text{masa molar soluto}}$$

37. **Unidad de partes por millón (ppm)**: Cuando la cantidad de soluto disuelto es muy baja es poco práctico expresar la concentración como un porcentaje. En ese caso se prefiere usar la unidad de **partes por millón (ppm)** que puede determinarse de 3 maneras, análogas a los porcentajes, pero amplificando por 1 millón ( $10^6$ ):

$$\text{ppm} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{gramos de solución}} \cdot 10^6 = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{mililitros de solución}} \cdot 10^6 = \frac{\text{mililitros de soluto}}{\text{mililitros de solución}} \cdot 10^6$$

También es frecuente determinar esta concentración directamente estableciendo una proporción entre la masa de soluto, en miligramos, y el volumen de solución en litros (o su masa en kilogramos):

$$\text{ppm} = \frac{\text{miligramos de soluto}}{\text{Litros de solución}} = \frac{\text{miligramos de soluto}}{\text{kilogramos de solución}}$$

38. La fracción molar corresponde al número de moles de un componente en una solución respecto del total de moles que contiene (se define como un cociente). Esta forma de concentración es útil en la cuantificación de gases.

$$X = \frac{n_i}{n_{\text{totales}}}$$

39. La **molalidad** corresponde a la concentración expresada en **moles de soluto disueltos en un kilogramo de solvente**. Es útil en la cuantificación de algunas propiedades coligativas.

$$m = \frac{\text{mol de soluto}}{\text{kilogramo de solvente}}$$

40. **Dilución de soluciones concentradas:** Consiste en adicionar solvente a una solución con el propósito de bajar su concentración. En el proceso la masa de soluto no se altera (tampoco el número de moles), pero sí la masa de solvente y la de la mezcla (ambas aumentan). La ecuación matemática para expresar una dilución es:

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

Donde  $C_1$  y  $C_2$  son las concentraciones al inicio y luego de adicionar solvente, respectivamente, mientras que,  $V_1$  y  $V_2$  son los volúmenes inicial y final (en litros o mililitros).

La misma expresión matemática puede utilizarse para calcular las concentraciones y volúmenes de disolución cuando ocurre una **evaporación** (eliminación de parte del solvente con el propósito de incrementar la concentración de una mezcla).

41. Una **mezcla** de soluciones consiste en juntar (preferentemente con solutos similares) soluciones con el mismo solvente, pero de distinta concentración. La concentración que alcanza la mezcla se obtendrá calculando el número total de moles por cada solución y el volumen final alcanzado. La expresión matemática para lo anterior es:

$$C_{\text{final}} = \frac{C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2}{V_1 + V_2}$$

Donde  $C_1$  y  $C_2$  es la concentración molar o el porcentaje masa/volumen de las soluciones 1 y 2, en tanto,  $V_1$  y  $V_2$  son los respectivos volúmenes.

## EL AGUA EN LAS SOLUCIONES

42. El agua es un compuesto polar de baja masa molar pero más denso que la mayoría de los líquidos que se conocen. Tiene una capacidad calórica y un calor de vaporización inusualmente altos. A diferencia de la mayor parte de los líquidos, cuando congela sufre una expansión en su volumen, lo que la convierte en un líquido bastante particular.
43. En estado líquido y sólido el agua establece entre sus moléculas innumerables enlaces del tipo **punto de hidrógeno**, debido a que el oxígeno puede atraer átomos de hidrógeno de moléculas vecinas.
44. El agua puede formar puentes de hidrógeno con los siguientes compuestos: etanol, metanol, acetona, ácidos orgánicos,  $\text{CO}_2$ , aldehídos, éteres, amoníaco, algunos ácidos binarios, y elementos como  $\text{N}_2$  y  $\text{O}_3$ .
45. En general, el agua se considera un compuesto altamente polar, capaz de disolver y disociar una infinidad de moléculas orgánicas e inorgánicas.

46. A presión atmosférica el agua bulle a 100°C y congela a 0°C, sin embargo, es capaz de evaporar a cualquier temperatura. Lo anterior ocurre a 1 atmósfera de presión y no son valores fijos. Es más, si se le adiciona algún soluto de tipo no volátil, se modifican estos valores.

47. Otras propiedades particulares del agua:

- 1. Elevada fuerza de cohesión entre sus moléculas.**
- 2. Elevado valor de tensión superficial.**
- 3. Densidad anómala y muy alta.**
- 4. Elevado calor específico.**
- 5. Alto calor de vaporización.**
- 6. Elevada constante dieléctrica.**

48. Otras reacciones importantes del agua:

- $\text{H}_{2(\text{g})} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(\text{g})} \longrightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$  Formación elemental (combustión del hidrógeno)
- $\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \longrightarrow \text{H}_{2(\text{g})} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(\text{g})}$  Descomposición del agua (electrólisis)
- $\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \longrightarrow \text{H}^+_{(\text{ac})} + \text{OH}^-_{(\text{ac})}$  Ionización del agua (disociación)
- $\text{H}^+_{(\text{ac})} + \text{OH}^-_{(\text{ac})} \longrightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$  Reacción de neutralización

49. También el agua reacciona con los óxidos no metálicos formando ácidos, o con los óxidos metálicos formando bases (hidróxidos metálicos).

- $\text{SO}_{3(\text{g})} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$  Formación de ácido sulfúrico
- $\text{Na}_2\text{O}_{(\text{s})} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{NaOH}$  Formación de hidróxido de sodio

## PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS SOLUCIONES

50. Son aquellas variaciones que ocurren en las propiedades de un solvente cada vez que se adicione un soluto no volátil. Estas variaciones dependen sólo de la cantidad de partículas presentes en la solución y no del tipo o naturaleza del soluto adicionado.
51. Estas variaciones ocurren al mismo tiempo y son las siguientes:
1. Disminución de la Presión de Vapor
  2. Aumento del Punto de Ebullición
  3. Disminución del Punto de Congelación
  4. Cambio en la Presión Osmótica
52. En general, para seleccionar un soluto para adicionar a un solvente puro y que provoque los mayores cambios en las propiedades anteriores, es preciso elegir:
- Aquel que presente la menor masa molar (habrá mayor cantidad de moles comparado con otro con mayor masa molar)
  - Un soluto que sea iónico (de modo que, genere la mayor cantidad de partículas en solución)
  - Aquel que presente la menor volatilidad (para asegurar que no se evapore antes que el solvente)
53. La presión de vapor (máxima) de un solvente es la presión ejercida por sus vapores cuando se encuentran en situación de equilibrio dinámico con su fase líquida.
54. Cuando se adiciona un soluto no volátil a un solvente puro, este valor de presión de vapor disminuye, sin importar la naturaleza del soluto adicionado. La variación de este valor se calcula a partir de la ecuación de Raoult y viene dada por la expresión:  $\Delta P = P_0 \cdot \chi$ , donde  $\chi$  es la fracción molar del soluto adicionado y  $P_0$  es la presión de vapor del solvente.
55. En 1802 el físico y químico británico John Dalton enunció la ley de las presiones parciales. Esta Ley establece:

***"En una mezcla de gases, la presión total corresponde a la suma de las presiones parciales de los gases de la mezcla".***

$$P_{\text{total}} = P_1 + P_2 + \dots + P_n$$

56. La presión parcial de cada gas es igual a la presión total de la mezcla gaseosa amplificada por la fracción molar de dicho gas.

$$P_{\text{parcial}} = P_{\text{total}} \cdot X$$

57. El aumento en el punto de ebullición para un solvente al que se le adicionó un soluto no volátil viene dado por:

$$\Delta T_{\text{eb}} = K_{\text{eb}} \cdot m \cdot i$$

Donde:  $\Delta T_{\text{eb}}$  = ( $T_{\text{eb solución}}$  -  $T_{\text{eb solvente}}$ )  
 $K_{\text{eb}}$  = Constante ebulloscópica ( $^{\circ}\text{C} / m$ )  
 $m$  = molalidad de la solución (mol soluto / 1 Kg solvente)  
 $i$  = coeficiente de Van't Hoff

58. El coeficiente de Van't Hoff es un factor multiplicador que indica el número de veces que se amplifica la ecuación considerando el número de iones presentes en solución. Si el soluto es molecular (glucosa, por ejemplo) el coeficiente toma valor 1. En cambio, si se trata de cloruro de sodio (NaCl), un soluto iónico que disocia, el valor para  $i$  es 2, pues hay disociación de la sal y se generan 2 tipos de iones. Si el compuesto es  $\text{AlCl}_3$  (y disocia completamente) el valor de  $i$  será 4 (habrá 3 iones  $\text{Cl}^-$  y 1 ion  $\text{Al}^{+3}$ ).

59. La disminución en la temperatura de congelación para un solvente al que se le adicionó un soluto no volátil viene dado por:

$$\Delta T_{\text{c}} = K_{\text{c}} \cdot m \cdot i$$

Donde:  $\Delta T_{\text{c}}$  = ( $T_{\text{c solvente}}$  -  $T_{\text{c solución}}$ )  
 $K_{\text{c}}$  = Constante crioscópica ( $^{\circ}\text{C} / m$ )  
 $m$  = molalidad de la solución (mol soluto / 1 Kg solvente)  
 $i$  = coeficiente de Van't Hoff

60. Las constantes ebulloscópicas y crioscópicas son valores únicos de cada solvente.

61. La osmosis es el fenómeno físico que consiste en el paso *selectivo* de moléculas de un líquido (solvente) desde aquel lugar con menor concentración de soluto a otro más concentrado, atravesando una membrana semipermeable porosa. El aumento de la presión osmótica se produce por la tendencia de las moléculas de agua a pasar contra un gradiente a fin de igualar la concentración en ambos lados de la membrana. La presión osmótica es el valor que alcanza la presión hidrostática de la disolución originalmente más concentrada en el momento en que se interrumpe el paso de moléculas de agua hacia su seno.

62. La presión osmótica de una solución es directamente proporcional a la molaridad de la solución. La expresión es la siguiente:

$$\pi = M \cdot R \cdot T \cdot i$$

Donde:  $\pi$  = presión osmótica de la solución (atmósferas).

M = molaridad de la solución.

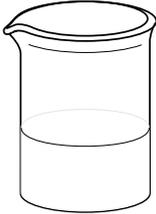
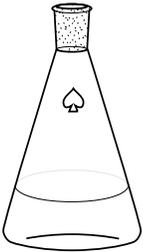
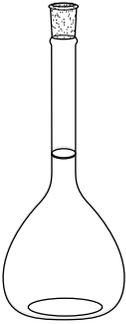
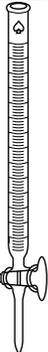
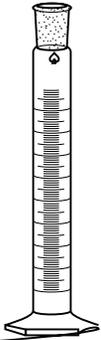
T = temperatura absoluta de la solución (K).

R = constante universal de los gases ideales = 0,082 atm · L/mol · K

i = coeficiente de Van't Hoff

## TEST DE EVALUACIÓN DISOLUCIONES QUÍMICAS

- Para preparar y contener una solución acuosa de cloruro de sodio, de concentración exacta, es necesario utilizar un(a)
  - pipeta.
  - embudo.
  - matraz de aforo.
  - probeta.
- ¿Qué alternativa es correcta en relación con los nombres de los siguientes materiales usados comúnmente en laboratorios químicos?

					
A)	Vaso de precipitados	Matraz de Erlenmeyer	Matraz de aforo	Bureta	Probeta
B)	Matraz de Erlenmeyer	Vaso de precipitados	Bureta	Matraz de aforo	Probeta
C)	Bureta	Matraz de aforo	Vaso de precipitados	Matraz de Erlenmeyer	Probeta
D)	Matraz de aforo	Bureta	Probeta	Vaso de precipitados	Matraz de Erlenmeyer
E)	Vaso de precipitados	Probeta	Matraz de Erlenmeyer	Matraz de aforo	Bureta

3. ¿Cuáles de los procedimientos de separación en las alternativas permitirían recuperar el agua de las siguientes mezclas?

			
A)	Decantación	Destilación	Tamización
B)	Decantación	Destilación	Filtración
C)	Tamización	Destilación	Evaporación
D)	Destilación	Decantación	Filtración

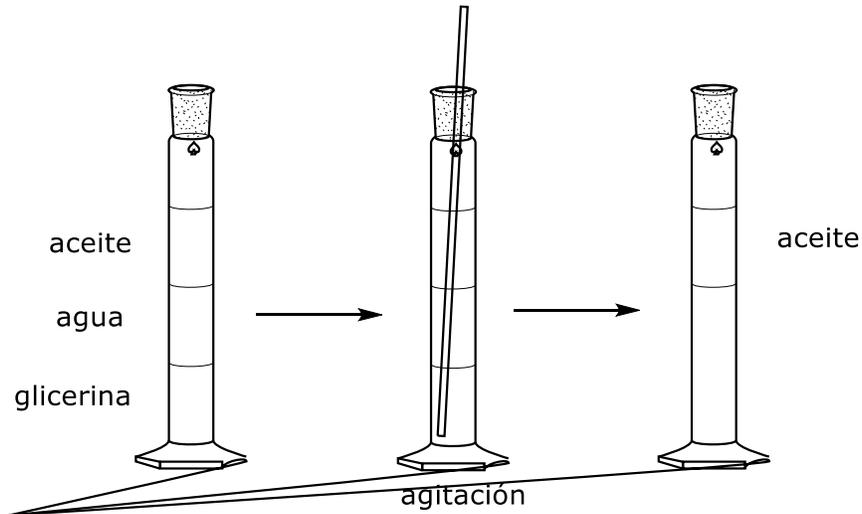
4. ¿Qué procedimiento de separación permitiría recuperar el aceite de la siguiente mezcla?



- A) Decantación  
 B) Centrifugación  
 C) Destilación  
 D) Filtración  
 E) Cristalización
5. Juan pretende hacer un jardín en su casa. Lo primero que debe hacer es remover la tierra a fin de generar una capa porosa que permita que el agua se retenga y no drene demasiado. Con ello, la superficie más externa del suelo tendrá la humedad suficiente para el crecimiento del pasto. Como no es un experto, intuye que deber tamizar el suelo, así que, se consigue un sistema de tamices por donde pasar la tierra que previamente removió. Al respecto, teniendo como propósito lo anterior, es preciso tomar
- A) las partículas más grandes que el sistema de tamices retuvo.  
 B) todas las partículas retenidas en los tamices con que trabajó.  
 C) sólo las partículas presentes en el tamiz con mayor diámetro de poro.  
 D) las partículas presentes en el tamiz con menor diámetro de poro.

6. Durante un experimento, una estudiante adicionó a una probeta 30 mililitros de *glicerina* (un compuesto orgánico) luego, sobre ésta y con mucho cuidado, adicionó 30 mililitros de agua y, al final, lentamente, 30 mililitros de aceite de maravilla. Inmediatamente se observaron 3 fases líquidas con distinta densidad.

Posteriormente, con ayuda de una varilla de vidrio, agitó la mezcla, resultando lo siguiente:



Si las densidades de estas sustancias son:

Sustancia	Densidad (g/mL)
Agua	1,0
Aceite	0,8
Glicerina	1,3

¿Cuál debiese ser la mejor pregunta de investigación que justifica el experimento?

- A) ¿La glicerina es una sustancia polar o apolar?
- B) ¿Cuál es la solubilidad de la glicerina en agua?
- C) ¿Las mezclas homogéneas son más densas que las heterogéneas?
- D) ¿Cómo se distingue una mezcla homogénea de una heterogénea?

7. En la industria del petróleo se lleva a cabo el llamado proceso de *refinación*, esto es, un conjunto de etapas donde se separan las distintas fracciones que componen la mezcla. Al respecto, se sabe que, el crudo de petróleo (la porción líquida), contiene moléculas apolares, con baja densidad y poca reactividad química, por lo tanto, cuando se propone un proceso de refinación debe ejecutarse la separación de sus componentes en virtud de sus propiedades fisicoquímicas.

Con base en sus conocimientos, ¿cuál de las siguientes afirmaciones relativas a la refinación de petróleo es correcta?

- A) La decantación es el principal método de separación llevado a cabo en la refinación de petróleo. Gracias a este proceso es posible extraer los gases disueltos en la fracción líquida de petróleo
  - B) La filtración es uno de los métodos usados en la refinación de petróleo. En rigor, este tipo de separación permite separar no sólo los sólidos disueltos en el líquido, sino también, los gases.
  - C) El método usado en la refinación del crudo de petróleo es la destilación fraccionada. A partir de ella, es posible separar los distintos hidrocarburos que componen el crudo, considerando sus diferencias de puntos de ebullición
  - D) Para separar los componentes del crudo de petróleo es preciso llevar a cabo un proceso de tamizado, esto es, una técnica que permite separar los componentes sólidos como arenas y sedimentos que contaminan al petróleo
8. Explicando los cambios de fase del agua a su hermano pequeño, Héctor le señalaba que la temperatura jugaba un papel importante en el ordenamiento de las moléculas y que, cuando éste cambiaba, entonces era posible apreciar las diferentes fases.

Respecto de lo anterior, según sus conocimientos, si se adiciona sal a una muestra con un volumen fijo de agua líquida y se somete a calentamiento, entonces, ocurriría que

- A) se modifica tanto el ordenamiento de las moléculas como la temperatura de cambio de fase.
- B) se modifica el ordenamiento de las moléculas, pero no su temperatura de cambio de fase.
- C) no se modifica el ordenamiento de las moléculas ni su temperatura de cambio de fase.
- D) no se modifica el ordenamiento de las moléculas, pero sí su temperatura de cambio de fase.

9. El siguiente esquema de reacción es muy común y ocurre entre un ácido y una sal:



Se le consultó a un estudiante, por qué motivos debe considerarse un cambio químico. Al respecto, el estudiante afirmó lo siguiente:

1. En el proceso se genera un gas que constituye una evidencia clara de formación de nuevas sustancias
2. Los productos de la reacción son muy diferentes a los reactivos que interaccionan, así que, evidentemente se trata de una transformación química
3. Los iones que componen la sal se disuelven, ionizan en el ácido y reaccionan, así que, ocurre ruptura de enlaces interatómicos que confirman un cambio químico

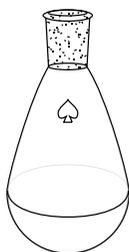
Según sus conocimientos y el análisis de las afirmaciones, es (son) correcta(s):

- A) Sólo la afirmación 1
- B) Sólo la afirmación 3
- C) Sólo las afirmaciones 1 y 2
- D) Sólo las afirmaciones 2 y 3
- E) Las afirmaciones 1, 2 y 3

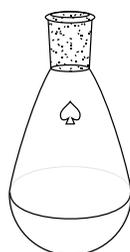
10. Respecto de una solución que contiene KCl disuelto en agua, sería INCORRECTO afirmar que

- A) contiene iones disueltos.
- B) es conductora de la corriente eléctrica.
- C) bulle por sobre los 100°C a 1 atm de presión.
- D) es una mezcla menos densa que el agua.

11. Al comparar las siguientes soluciones acuosas:



Soluto: 1 mol de azúcar de mesa  
Fórmula:  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$   
Solvente: 200 mL de agua  
 $T^\circ = 25^\circ\text{C}$   
Presión: 1 atm

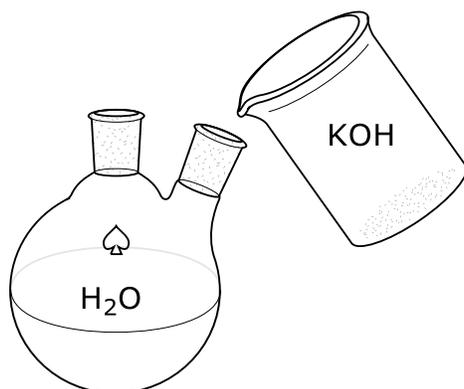


Soluto: 1 mol de sal de mesa  
Fórmula: NaCl  
Solvente: 200 mL de agua  
 $T^\circ = 25^\circ\text{C}$   
Presión: 1 atm

Se puede concluir correctamente que

- A) ambas mezclas bullen a la misma temperatura.
- B) la concentración % m/v es la misma en ambas.
- C) ambas soluciones se encuentran insaturadas a esa temperatura.
- D) la solución con azúcar tiene mayor molaridad que la solución con sal.
- E) la solución con sal de mesa contiene iones disueltos.

12. En un balón con 2 bocas se vertieron 800 mililitros de agua destilada y 2 moles de hidróxido de potasio, hasta disolución total:



Considerando que la adición se llevó a cabo a 25°C y a 1 atmósfera de presión, sería correcto afirmar que

- A) bajó la temperatura del agua.
  - B) se formó una mezcla conductora de la corriente.
  - C) se generaron iones K<sup>-</sup> y OH<sup>+</sup> en la solución.
  - D) una parte del soluto se evaporó.
  - E) cierta cantidad de soluto no se disolverá.
13. En un estudio para determinar el efecto de la concentración de una solución salina en la conductividad eléctrica, se prepararon diferentes disoluciones manteniendo constantes otras variables. Al respecto, a fin de evaluar la validez de los resultados obtenidos, ¿cuál de las siguientes consideraciones garantiza precisión y exactitud en los resultados experimentales?
- A) Las disoluciones deben prepararse a partir de diferentes solutos, todos con naturaleza iónica
  - B) Medir las distintas conductividades eléctricas con un conductímetro previamente calibrado
  - C) En cada solución preparada debe utilizarse la misma cantidad de solvente, en este caso, agua
  - D) Realizar las mediciones a distintas horas del día, a fin de descartar factores como la luz solar o la temperatura

14. Josefa, una estudiante de química, llevó a cabo un experimento con el propósito de estudiar algunas propiedades de las disoluciones químicas. De acuerdo con el diseño, preparó varias soluciones acuosas de cloruro de sodio (NaCl) y determinó el cambio de conductividad eléctrica, modificando las cantidades de soluto.

Según la información, ¿cuál de las siguientes conclusiones planteadas por algunos observadores es correcta en relación con el propósito de la investigación y los resultados que debiesen obtenerse si el diseño estuvo bien pensado y llevado a cabo?

- A) En todos los ensayos el cloruro de sodio era el soluto y el agua el solvente. En tal caso, no se evidenciaron cambios en la conductividad medida, por lo tanto, la conductividad no depende de la concentración de soluto
- B) No siempre el cloruro de sodio es el soluto, a veces también puede ser el solvente. En tal caso, la mezcla se vuelve conductora de la corriente eléctrica. En el caso contrario, no hay conducción de la corriente
- C) Incluso en soluciones concentradas se verifica que el cloruro de sodio es el soluto y no sólo se disuelve en el agua, sino que también se disocia generando iones que conducen la corriente eléctrica. Las mezclas más concentradas tienen mayores valores de conductividad
- D) Independiente de quien actúa como soluto o solvente, conforme se incrementa la cantidad de agua o disminuye la de cloruro de sodio, la solución se vuelve más conductora de la corriente eléctrica

15. En la actualidad los jugos a base de frutas y verduras son bastante consumidos y aceptados por los nutrientes que contienen. Sin embargo, algunos científicos advierten que los altos niveles de ácido oxálico ( $H_2C_2O_4$ ) presentes, por ejemplo, en la *espinaca*, perjudican la absorción de calcio y pueden provocar complicaciones a la salud.

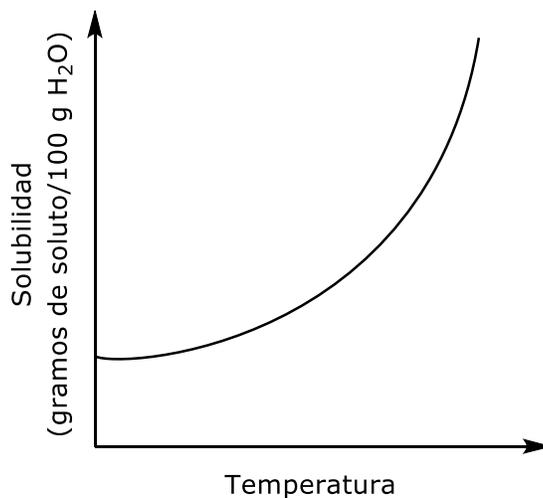
Con este antecedente una estudiante quiso verificar qué ocurre entre el calcio y el ácido oxálico, así que diseñó un experimento y lo llevó a cabo en este orden:

1. Molió en un mortero cáscaras de huevo, pues sabía que contenían calcio en forma de sal  $CaCO_3$
2. Sometió a calentamiento con agua las cáscaras durante 20 minutos
3. Seleccionó 20 hojas de espinacas sin tallo y las hirvió en agua durante 20 minutos
4. Filtró ambas mezclas en caliente, en vasos distintos, con ayuda de papel filtro usado para preparar café
5. Esperó que los líquidos obtenidos se enfriaran y los mezcló en un recipiente de vidrio
6. Al cabo de 10 minutos de espera, observó 2 fases, una sólida y otra líquida. Las filtró y dejó secar el sólido
7. Anotó en un cuaderno sus observaciones para, posteriormente, establecer conclusiones

De acuerdo con toda esta información, es correcto afirmar que

- A) entre ácido oxálico y carbonato de calcio ocurrió una reacción que generó una mezcla líquida homogénea.
- B) el ácido oxálico modificó el pH de las cáscaras de huevo y las hizo precipitar.
- C) entre ambos compuestos ocurrió una reacción química donde se formó una sal insoluble de calcio.
- D) el sólido que se obtiene es calcio metálico y es el que queda retenido sin que el cuerpo lo absorba.

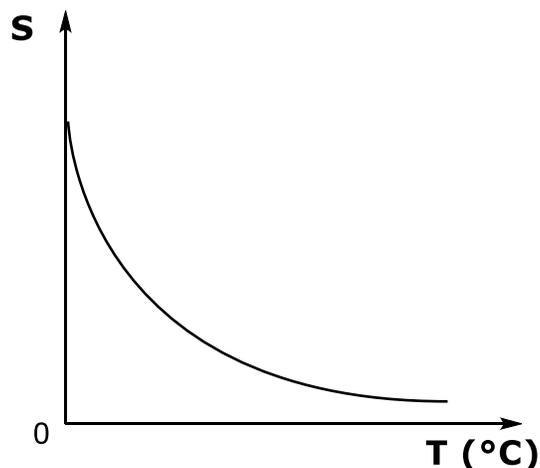
16. Para la elaboración de un informe científico, relacionado con un experimento cuyo propósito era investigar la influencia de la concentración de diferentes solutos (como sal, azúcar y ácido cítrico) respecto de la temperatura de congelación de un solvente, es clave comunicar los hallazgos de manera clara y coherente. Al respecto, ¿cuál de las siguientes inclusiones sería indispensable considerar en el informe?
- A) Una descripción general de cada paso del procedimiento experimental, incluyendo las masas de los solutos utilizados
  - B) Gráficos que muestren y confirmen la relación entre la concentración de cada soluto y las variaciones observadas en el punto de congelación del agua
  - C) Un análisis completo respecto de la naturaleza y propiedades fisicoquímicas de cada soluto considerado en el experimento
  - D) Algunos ejemplos donde no se cumpla el propósito de la investigación, es decir, consideraciones respecto de solutos que no influyen en la temperatura de congelación del agua
17. El siguiente gráfico muestra la variación de la solubilidad de un soluto disuelto en agua de acuerdo con el cambio de temperatura:



Teniendo en cuenta la curva que se describe, es correcto concluir que el

- A) soluto es un gas.
- B) solvente está en fase gas.
- C) soluto es un sólido.
- D) solvente nunca bulle.

18. El siguiente gráfico da cuenta de la variación en la solubilidad de un soluto en agua respecto del aumento en la temperatura:



De acuerdo con la curva que se describe, es correcto concluir que

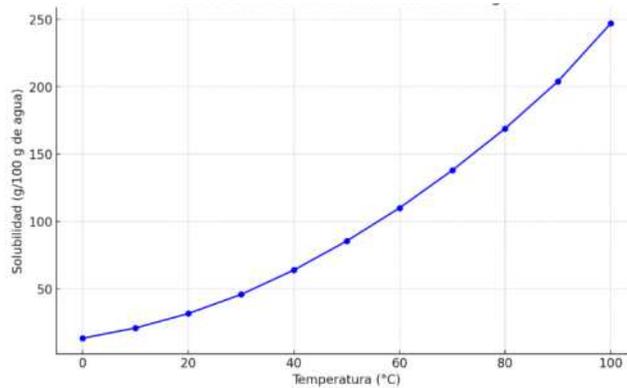
- A) el soluto es menos soluble en el solvente a alta temperatura.
  - B) el soluto puede disolverse e ionizarse en el solvente a cualquier temperatura.
  - C) el soluto debe ser con seguridad una sal iónica o un hidróxido metálico.
  - D) el soluto no presenta afinidad química con el solvente por sobre los 0°C.
19. Un grupo de estudiantes realizó un experimento con el propósito de investigar la relación entre la temperatura y la solubilidad de una sal en agua. De acuerdo con el diseño, consideraron 100 mL de agua en cada ensayo, diferentes cantidades de soluto, variando la temperatura de la mezcla. Los resultados obtenidos se muestran en la siguiente tabla:

Temperatura (°C)	Solubilidad (g de sal/100 mL de agua)
0	10
20	15
40	20
60	25
80	30

Con base en estos datos, es correcto concluir que:

- A) La solubilidad de la sal no cambia con el incremento de la temperatura
- B) Mientras más alta es la temperatura, mayor es la solubilidad de esa sal en agua
- C) Conforme se incrementa la temperatura, menos soluble en agua es la sal
- D) Existe una relación inversamente proporcional entre la temperatura del sistema y la solubilidad de la sal en agua

20. En clase de química, se les presentó a los estudiantes el siguiente gráfico de solubilidad para el nitrato de potasio ( $\text{KNO}_3$ ) disuelto en agua, a diferentes temperaturas. Luego, se les solicita que evalúen los datos, interpreten la información y concluyan alguna información verdadera.



De acuerdo con sus conocimientos, la única correcta debe ser:

- A) Si a  $30^\circ\text{C}$  se disuelven 10 g de nitrato de potasio en 100 g de agua, se genera una mezcla homogénea e insaturada, pues la solubilidad de esta sal es mayor a 10 g
- B) A  $60^\circ\text{C}$ , una mezcla que contiene con 90 g de nitrato de potasio disueltos completamente en 100 g de agua debiese estar momentáneamente sobresaturada, pues el punto de saturación es menor a 90 g
- C) Si a  $80^\circ\text{C}$  se disuelven 150 g de nitrato de potasio en una masa de 100 g de agua, se genera una mezcla saturada, pues su concentración coincide con la saturación informada en el gráfico
- D) A  $10^\circ\text{C}$ , una mezcla que contenga 15 g de nitrato de potasio disuelto completamente en 100 g de agua debiese estar sobresaturada, así que, rápidamente debe saturarse, precipitando parte del exceso de soluto disuelto

21. En una clase de ciencias ambientales, los estudiantes investigaron el impacto de la contaminación en efluentes acuáticos. Al respecto, analizaron algunas muestras de agua de un lago contaminado con nitrato de plomo ( $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ), un compuesto químico tóxico. En sus experimentos evaluaron el efecto de la temperatura del agua respecto de la solubilidad de este tóxico intentando buscar respuestas que justificasen la mortandad de peces en el lago.

Teniendo en cuenta la relación entre solubilidad y temperatura en compuestos como el nitrato de plomo, ¿cuál de las siguientes conclusiones planteadas por el grupo de alumnos es la más acertada?

- A) El nitrato de plomo es insoluble en agua sin importar la temperatura a la que se encuentre, por lo tanto, su impacto en la vida de ese ecosistema es nulo
  - B) Dado que es una sal, lo más probable es que la solubilidad del  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  en agua sea mayor a temperaturas más altas. Al respecto, una alta concentración de éste se relaciona directamente con la mortandad de peces en el lago
  - C) El problema de la mortandad de peces no tiene relación con la solubilidad en agua de este compuesto tóxico, sino más bien con su concentración. El verdadero problema es la velocidad con que reacciona este compuesto al interior de los peces
  - D) El nitrato de plomo es un compuesto con una gran masa, por lo tanto, es muy soluble en frío. Cuando la temperatura del agua es baja abundan los peces, por lo tanto, el peligro de mortandad se incrementa
22. ¿Qué masa de bicarbonato de sodio  $\text{NaHCO}_3$  se requiere para preparar 250 mililitros de solución de concentración 30% masa/volumen?
- A) 15,0 gramos
  - B) 7,5 gramos
  - C) 750,0 gramos
  - D) 150,0 gramos
  - E) 75,0 gramos
23. Una muestra de 10 gramos de jugo gástrico tomada del estómago de un hombre adulto contiene 0,01 gramo de HCl (ácido clorhídrico). Al respecto, ¿cuál será su concentración en masa o % masa/masa?

- A) 1,11%
- B) 1,00%
- C) 0,11%
- D) 0,10%
- E) 0,01%

24. En un experimento de laboratorio se diluyeron 100 mililitros de solución acuosa de NaCl de concentración 20% v/v adicionando 300 mililitros de agua. En estas condiciones (y asumiendo aditividad de volúmenes) la concentración de la solución diluida es

- A) 2,5% v/v
- B) 10,0% v/v
- C) 2,0% v/v
- D) 15,0% v/v
- E) 5,0% v/v

25. En un laboratorio se preparó una solución disolviendo cloruro de sodio (NaCl) en agua. En el procedimiento se disolvieron 5,00 gramos de NaCl en un volumen de 250 mililitros de agua. La tarea de los estudiantes consiste en determinar la concentración de la mezcla en unidades de gramos por litro (g/L).

Al respecto, la concentración en esas unidades y el procedimiento más efectivo para llegar a ella debe ser:

- A) 2,00 g/L. Se determina por simple proporción considerando la masa de NaCl, el volumen entregado y el volumen al que se debe llegar (1 litro)
- B) 10,00 g/L. Se determina amplificando la masa del soluto dada como dato por el volumen del solvente que contiene la mezcla (250 mL)
- C) 20,00 g/L. Se determina a partir de un cociente entre la masa de NaCl entregada como dato y el volumen del solvente en unidades de litro (0,25 L)
- D) 0,02 g/L. Se determina a partir de un cociente entre la masa de NaCl entregada como dato y el volumen total de la mezcla en unidades de litro (250 L)

26. En un laboratorio se cuenta con un matraz que contiene 600 mililitros de alcohol (etanol) cuya concentración es 11,5% m/v. El profesor de química solicita a Camila que convierta esa unidad de concentración a molaridad (M) y que determine la cantidad en moles de ese soluto en el volumen indicado. Al respecto, Camila consulta sólo 1 dato, la masa molar del soluto, sin embargo, su profesor le indica que se trata de etanol y que cada molécula de él contiene 2 átomos de carbono, 6 átomos de hidrógeno y 1 átomo de oxígeno así que, debe obtener los datos consultando la Tabla Periódica.

Considerando la información entregada, la concentración molar y la cantidad en moles de soluto tendrían que ser:

	Molaridad (moles/L)	Moles de soluto disueltos
A)	0,6	2,5
B)	1,5	2,0
C)	4,6	2,5
D)	2,5	0,6
E)	2,5	1,5

27. ¿Cuál de las combinaciones entre soluto y solvente en las alternativas genera la mezcla con la **menor concentración molar**?

	<b>SOLUTO</b>	<b>SOLVENTE</b>
A)	0,5 mol	1000 gramos
B)	1,0 mol	100 gramos
C)	0,5 mol	500 gramos
D)	1,5 mol	50 gramos
E)	1,0 mol	10 gramos

28. Respecto de una disolución acuosa se conoce la siguiente información

Masa de soluto	2 gramos
Volumen de disolución	100 mililitros
Concentración	0,1 mol/L

En esas condiciones, se concluye que la masa molar del soluto debe ser igual a

- A) 100 gramos/mol
- B) 150 gramos/mol
- C) 180 gramos/mol
- D) 200 gramos/mol
- E) 300 gramos/mol

29. 300 mililitros de una solución acuosa de concentración 0,3 mol/L, contienen un soluto de masa molar igual a 100 gramos/mol. Con esta información se concluye que la masa de soluto en la solución es

- A) 90 gramos.
- B) 45 gramos.
- C) 32 gramos.
- D) 18 gramos.
- E) 9 gramos.

30. La ionización completa de una sal del tipo  $\text{AB}_3$  en agua se describe en la siguiente ecuación:



Al respecto, si se ionizan 2 moles de esta sal, ¿cuántos moles de iones se generan?

	$\text{A}^{+3}$	$\text{B}^{-}$
A)	2 moles	6 moles
B)	6 moles	2 moles
C)	3 moles	3 moles
D)	2 moles	3 moles
E)	6 moles	9 moles

31. De una mezcla homogénea acuosa, preparada en un laboratorio, se conoce la siguiente información:

- Solute = NaOH (masa molar = 40 gramos/mol)
- Concentración % m/v = 30%
- Volumen de solución = 400 mililitros

De acuerdo con lo anterior, ¿cuántos moles de soluto contiene ese volumen de solución?

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

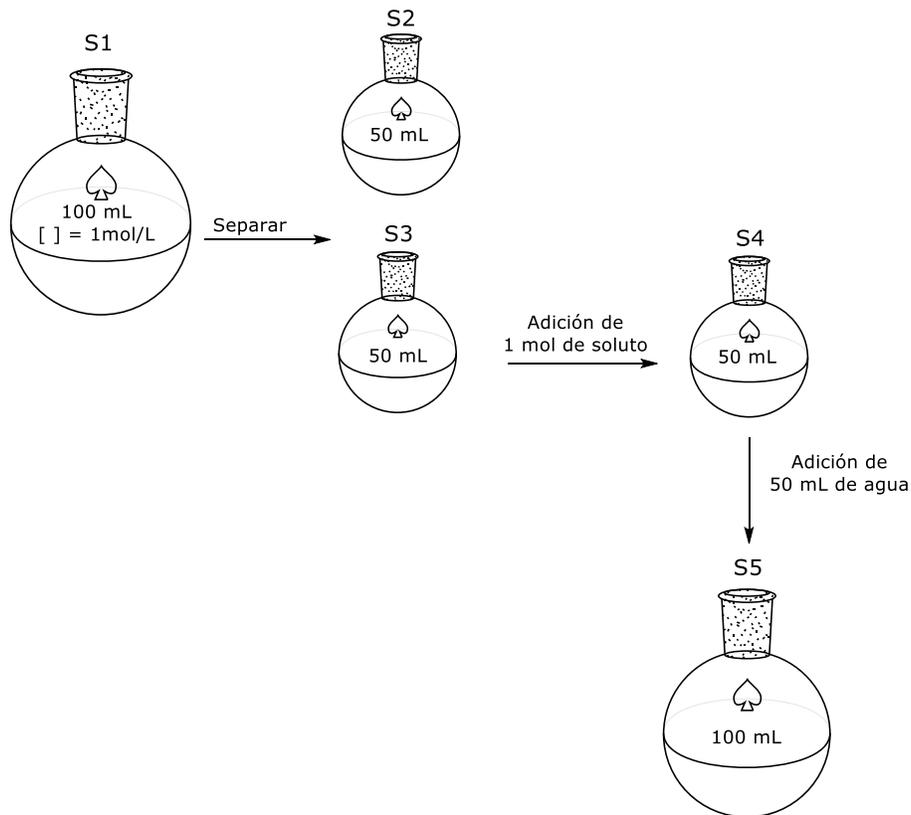
32. Una mezcla acuosa contiene 40 gramos de soluto disuelto en 200 mililitros de disolución. Al respecto, si la masa molar del soluto es 40 gramos/mol, entonces la concentración de esta mezcla en unidades de molaridad es

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

33. En un laboratorio se cuenta con 400 mililitros de una disolución acuosa de  $\text{CaCl}_2$  de concentración 20% masa/volumen. Si se pretende disminuir la concentración de esa mezcla hasta un valor igual a 5% masa/volumen, sería conveniente

- A) adicionar más soluto.
- B) evaporar una parte del solvente.
- C) calentar a ebullición la solución.
- D) adicionar solvente a la disolución.

34. Respecto de una solución acuosa se realizaron los siguientes procedimientos:



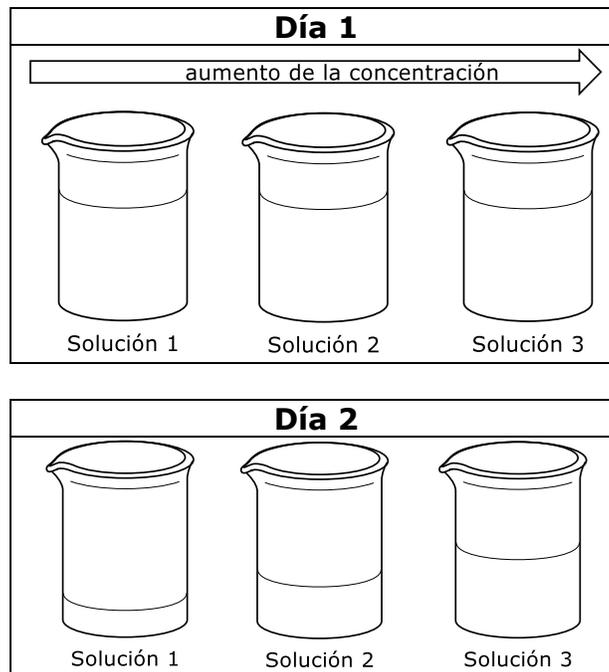
De acuerdo con los datos, se afirmó lo siguiente:

1. S2 y S3 son mezclas con la misma concentración e igual cantidad de soluto
2. S4 es una mezcla con mayor concentración que S1 y S2
3. S4 y S5 coinciden en la cantidad de soluto, pero difieren en la concentración
4. S1 y S5 difieren en la concentración, pero tienen el mismo volumen

De las anteriores, es (son) correcta(s):

- A) Sólo las afirmaciones 1 y 2
- B) Sólo las afirmaciones 3 y 4
- C) Sólo las afirmaciones 1, 2 y 3
- D) Sólo las afirmaciones 2, 3 y 4
- E) Las afirmaciones 1, 2, 3 y 4

35. Un estudiante preparó 3 soluciones acuosas de cloruro de sodio (NaCl) con igual volumen y concentración creciente para hacer determinaciones de conductividad eléctrica. Terminado el procedimiento, dejó las soluciones sin tapar y, luego de dos días, verificó que parte del solvente se había evaporado en todos los vasos:

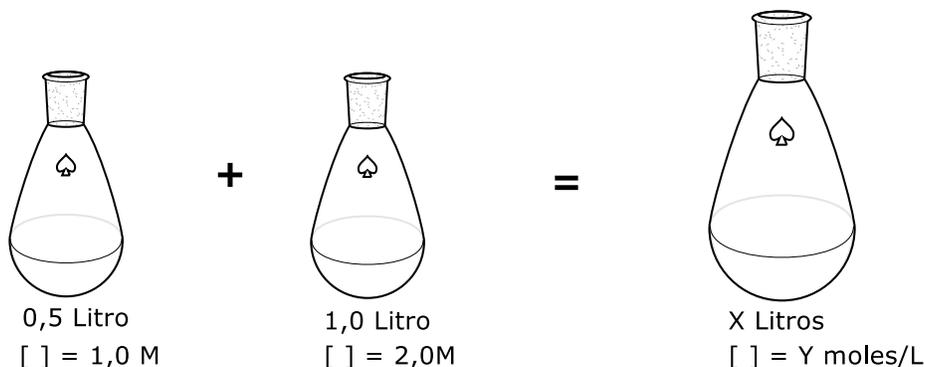


Según sus conocimientos, ¿cuál de las siguientes es la explicación más razonable para este fenómeno?

- A) En las 3 soluciones la cantidad de solvente que se evaporó fue proporcional a la cantidad de soluto disuelto
- B) Como la cantidad de solvente que se evaporó fue distinta en los 3 vasos, es claro que hubo ebullición y que el cambio de fase fue a distinta temperatura
- C) La solución del vaso 1 perdió mayor cantidad de solvente porque fue la que se expuso más tiempo a alta temperatura
- D) En el vaso con la disolución 3 se evaporó menos solvente debido a que contenía mayor cantidad de soluto disuelto

36. Teniendo en cuenta los datos de la figura adjunta, al mezclar las soluciones, el volumen y concentración del matraz más grande será:

(Considere que ambas soluciones contienen el mismo soluto y que los volúmenes son aditivos)



	<b>X (Litros)</b>	<b>Y (mol/L)</b>
A)	1,0	1,50
B)	1,5	1,67
C)	0,5	2,20
D)	1,5	2,33
E)	2,0	1,85

37. En un vaso de precipitados con capacidad para 500 mililitros se mezclaron los siguientes líquidos:

100 mililitros de agua de masa molar igual a 18 g/mol  
 +  
 100 mililitros de etanol de masa molar igual a 46 g/mol  
 +  
 100 mililitros de acetona de masa molar igual a 58 g/mol

En este caso, se generó una mezcla homogénea con una densidad igual a 0,8 g/mL. Según esta información, podría asegurarse correctamente que

- A) la masa total de la mezcla equivale a la suma de los volúmenes de cada líquido.  
 B) si los volúmenes son aditivos, entonces, la masa total de la mezcla es de 240 gramos.  
 C) la densidad de la mezcla es equivalente a la suma de las densidades de cada líquido.  
 D) el volumen de la mezcla, considerando que son líquidos distintos, equivale a 240 mililitros.

38. En un experimento se investigó la velocidad de reacción entre soluciones de ácido clorhídrico (HCl) y magnesio metálico (Mg). El diseño implicaba cuantificar la cantidad de gas hidrógeno (H<sub>2</sub>) producido durante la reacción, pues es un parámetro indicativo de la velocidad con que ocurre el proceso. De acuerdo con sus conocimientos, ¿cuál debe ser el primer paso que implica la planificación de esta investigación?
- A) Medir la temperatura inicial y final de cada reacción considerando diferentes concentraciones de HCl. De esta forma, si los valores son siempre idénticos es posible descartar esta variable del experimento
  - B) Determinar la cantidad de gas hidrógeno producido en cada reacción, utilizando un dispositivo que colecte todo el gas generado en el proceso y permita disolverlo en agua
  - C) Decidir el rango de concentraciones de ácido clorhídrico a utilizar, preparando una batería de soluciones con distinta concentración. De esta forma, es posible analizar y evaluar la dependencia de la velocidad respecto de esta variable
  - D) Registrar el tiempo que tarda en disolverse completamente el metal magnesio adicionado en cada solución de HCl. Para ello, se requiere el mismo cronómetro para cada ensayo a evaluar
39. Los estudiantes de química han sido desafiados a demostrar la descomposición del yoduro de potasio acuoso (KI) en una celda electrolítica como parte de una explicación respecto de las reacciones de oxidación-reducción. Durante el experimento, observan la formación de yodo en el ánodo y de hidrógeno en el cátodo. Al respecto, se les solicita que presenten sus resultados a sus compañeros, enfatizando la relevancia de estas reacciones no sólo en el ámbito químico, sino también, en procesos biológicos y procesos industriales.

Para crear una presentación que comunique claramente la investigación a un público no especializado, ¿qué consideraciones debiesen ser centrales en su presentación?

- A) Ofrecer una comparación detallada de los diferentes tipos de celdas electrolíticas y su eficiencia energética
- B) Enumerar todas las propiedades físicas y químicas del yoduro de potasio y la forma en que se descompone en una celda electrolítica
- C) Detallar el marco conceptual, el diseño experimental y la metodología específica del experimento, incluyendo datos como el voltaje aplicado y la duración del proceso
- D) Explicar con detalle el concepto de oxidación-reducción, considerando ejemplos sencillos, primero, y más complejos, después, haciendo énfasis en la transferencia de electrones entre los átomos

40. En un experimento de laboratorio se observó que, al incrementar la concentración de un reactivo específico, manteniendo constantes la temperatura y el pH del medio de reacción, la velocidad del proceso aumentaba. Considerando únicamente esta observación, ¿cuál de las siguientes conclusiones puede formularse?
- A) La reacción que se investiga es exotérmica
  - B) La temperatura no es un variable que influya en la velocidad de la reacción
  - C) El pH de la reacción jamás puede considerarse una variable que influye en la velocidad
  - D) Existe una relación directa entre la concentración del reactivo y la velocidad con que ocurre la reacción