

PLAN DE REFUERZO Y SUPERACIÓN SEGUNDO TRIMESTRE

TEMAS: SOLUCIONES Y GASES

Docente: Juan Manuel Noy H.

- El trabajo es individual, manuscrito y en hojas recicladas o cuadriculadas examen.
- La parte operativa equivale al 40% del refuerzo, el 60% restante será la sustentación escrita u oral del mismo.
- La nota máxima de RECUPERACION DEL 1° periodo solo será de 3,0.
- Tiene un mes de plazo para entregar y evaluar en forma escrita su trabajo de refuerzo, la evaluación se hará en el transcurso de la clase de Química

PORCENTAJE EN SOLUCIONES

INDICADORES DE LOGRO

- Soluciona ejercicios algorítmicos sobre porcentajes de sto y ste concentración molar en soluciones.
- Argumenta químicamente las respuestas a los ejercicios planteados.

ACTIVIDAD 1

- EN UNA HOJA EXAMEN REALICE LOS EJERCICIOS COPIANDO PREGUNTA Y PROCEDIMIENTO. JUSTIFIQUE EL PORQUE DE CADA UNA DE SUS RESPUESTAS.

PROBLEMAS

- *15. Calcule el porcentaje en masa de NaCl en cada una de las soluciones siguientes.
 - a. 1.0 g de NaCl en 48 g de agua
 - b. 2.0 g de NaCl en 96 g de agua
 - c. 1.0 kg de NaCl en 48 kg de agua
 - d. 5.0 g de NaCl en 240 g de agua
- *17. Calcule la masa en gramos de CaCl₂ presente en cada una de las soluciones siguientes.
 - a. 155 g de solución de CaCl al 1.0%
 - b. 1.0 kg de solución de CaCl₂ al 5.5%
 - c. 250 g de solución de CaCl₂ al 0.10%
 - d. 15 mg de solución de CaCl₂ al 10%
- *19. En los laboratorios de Química general suele disponerse de una solución de hidrógeno carbonato de sodio para neutralizar derrames de ácido. Si se mezclan 50 g de NaHCO₃ con 950 g de agua. ¿Cuál será el porcentaje en masa de la solución?
- *21. Las etiquetas de los reactivos orgánicos suelen indicar los residuos que quedan después de quemarlos. Estos residuos se deben a impurezas porque al quemar una sustancia orgánica pura se obtiene vapor de agua y dióxido de carbono. Si se llevan a ignición 1.00 g de cierta sustancia orgánica y queda un residuo con peso de 10.3 mg. ¿Cuál es el porcentaje en masa de impureza no combustible en la sustancia?
- *23. ¿Cuántos gramos de Na₂CO₃ se requieren para preparar 500 g de una solución de Na₂CO₃ que contenga 5.5% en masa?
- *25. ¿Cuántos gramos de azúcar hay en 250 g de una mezcla acuosa que contiene 10% de azúcar y 5.0% de alcohol?
- *16. Calcule el porcentaje en masa de KNO₃ en cada una de las siguientes soluciones.
 - a. 5.0 g de KNO₃ en 75 g de agua
 - b. 2.5 mg de KNO₃ en 1.0 g de agua
 - c. 11 g de KNO₃ en 89 g de agua
 - d. 11 g de KNO₃ en 49 g de agua
- *18. Calcule la masa total de una solución que contiene 25% de masa de azúcar, para obtener la cantidad de azúcar que se indica
 - a. 25 g de azúcar
 - b. 5.0 g de azúcar
 - c. 100 g de azúcar
 - d. 1.0 kg de azúcar
- *20. Se prepara acero de cierto grado añadiendo 5.0 g de carbono y 1.5 g de níquel a 100 g de hierro fundido. ¿Cuál es el porcentaje en masa de cada componente en el acero terminado?
- *22. Una solución de azúcar se prepara de manera que contiene 10% de dextrosa en masa. ¿Qué cantidad de solución contienen 25 g de dextrosa?
- *24. ¿Cuántos gramos de Na₂CO₃ hay en 500 g de una solución que contiene 5.5% en masa de Na₂CO₃?
- *26. ¿Cuántos gramos de AgNO₃ se requieren para preparar 100 g de una solución de HCl al 5% en masa?

COMPOSICION EN SOLUCIONES: MOLARIDAD

INDICADOR DE LOGRO

- Analiza el porqué de las respuestas en ejercicios sobre molaridad.
- Soluciona ejercicios algorítmicos sobre concentración molar.

ACTIVIDAD 2

- ANALICE LA SOLUCIÓN DE LOS PROBLEMAS 15.3; 15.4 Y 15,5; 15.6 Y 15.7.
- SOLUCIONE EN LAS HOJAS CUADRICULADAS LOS EJERCICIOS DE AUTOEVALUACIÓN 15.3; 15.4 Y 15.5.

Al describir una solución en términos de masa porcentual se expresa la cantidad de la misma en términos de su masa. Sin embargo con frecuencia es más conveniente medir el volumen de una solución que su masa. Por ello en Química suelen describirse las soluciones en términos de concentración. La *concentración* de una solución es la cantidad de soluto en un *volumen dado* de solución. La expresión de concentración más empleada es la **molaridad (M)**. Ésta describe la cantidad de soluto en moles y el volumen de la solución en litros. La *molaridad es el número de moles de soluto por volumen de solución en litros*. Es decir,

$$M = \text{molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de solución}} = \frac{\text{moles}}{\text{L}}$$

Una solución 1.0 molar (se escribe 1.0 M) contiene 1.0 moles de soluto por litro de solución.

EJEMPLO 15.3

Composición de soluciones: cálculo de la molaridad I

Calcule la molaridad de una solución que se prepara disolviendo 11.5 g de NaOH sólido en agua suficiente para tener 1.50 L de solución.

SOLUCIÓN

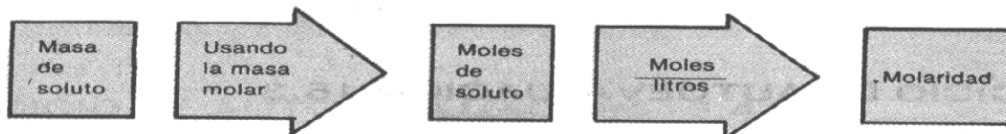
Se cuenta con los siguientes datos

$$\begin{aligned} \text{Cantidad de soluto} &= 11.5 \text{ g de NaOH} \\ \text{Cantidad de solución} &= 1.50 \text{ L} \end{aligned}$$

Como se desea calcular la molaridad de la solución, se emplea la definición de molaridad

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de solución}}$$

Se tiene la masa (en gramos) de soluto por lo cual se necesita convertirla a moles (con la masa molar de NaOH). A continuación se divide el número de moles por el volumen en litros.



Se calcula el número de moles de soluto empleando la masa molar del NaOH (40.0 g).

$$11.5 \text{ g NaOH} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40.0 \text{ g NaOH}} = 0.288 \text{ mol NaOH}$$

A continuación se divide por el volumen de la solución en litros

$$\begin{aligned} \text{Molaridad} &= \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de solución}} \\ &= \frac{0.288 \text{ mol NaOH}}{1.50 \text{ L solución}} = 0.192 \text{ M de NaOH} \end{aligned}$$

EJEMPLO 15.4

Composición de soluciones: cálculo de la molaridad II

Calcule la molaridad de una solución que se prepara disolviendo 1.56 g de HCl gaseoso en agua suficiente para tener 26.8 mL de solución.

SOLUCIÓN

Se conoce:

$$\begin{aligned} \text{Cantidad de soluto (HCl)} &= 1.56 \text{ g} \\ \text{Cantidad de solución} &= 26.8 \text{ mL} \end{aligned}$$

La molaridad se define así

$$\frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de solución}}$$

Por tanto hay que transformar 1.56 g de HCl a moles de HCl y después 26.8 mL a litros (porque la molaridad se define en términos de litros). Primero se calcula el número de moles de HCl (masa molar = 36.5 g).

$$\begin{aligned} 1.56 \text{ g HCl} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36.5 \text{ g HCl}} &= 0.0427 \text{ mol HCl} \\ &= 4.27 \times 10^{-2} \text{ mol HCl} \end{aligned}$$

A continuación se transforma el volumen de la solución de mililitros a litros mediante la siguiente equivalencia 1 L = 1000 mL, queda el factor de conversión apropiado.

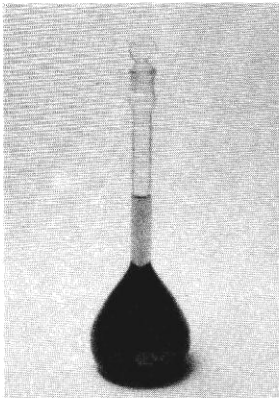
$$\begin{aligned} 26.8 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} &= 0.0268 \text{ L} \\ &= 2.68 \times 10^{-2} \text{ L} \end{aligned}$$

Por último se dividen las moles de soluto por los litros de solución.

$$\text{Molaridad} = \frac{4.27 \times 10^{-2} \text{ mol HCl}}{2.68 \times 10^{-2} \text{ L solución}} = \text{HCl } 1.59 \text{ M}$$

EJERCICIO DE AUTOEVALUACIÓN 15.3

Calcule la molaridad de una solución que se prepara disolviendo 1.00 g de etanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, en suficiente agua para tener un volumen final de 101 mL.



Solución de $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ en agua.

Es importante darse cuenta de que la descripción de la composición de la solución probablemente no refleje en forma precisa la verdadera naturaleza química del soluto en estado disuelto. La concentración de soluto siempre se escribe en términos de la forma del mismo *antes* de disolverse. Por ejemplo cuando se dice que una solución de NaCl es 1.0 M, significa que se preparó disolviendo 1.0 moles de NaCl sólido en agua suficiente para tener 1.0 L de solución. No significa que la solución contenga 1.0 moles de unidades de NaCl . En realidad contiene 1.0 moles de iones Na^+ y 1.0 moles de iones Cl^- , es decir, contiene Na^+ 1.0 M y Cl^- 1.0 M.

EJEMPLO 15.5

Composición de soluciones: cálculo de la concentración de iones a partir de la molaridad

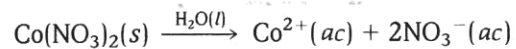
Indique la concentración de los iones en cada una de las soluciones siguientes.



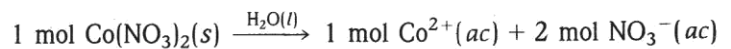
SOLUCIÓN

Hay que recordar que los compuestos iónicos se separan en los iones que los forman al disolverse en agua.

a. Cuando el sólido $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ se disuelve produce los siguientes iones

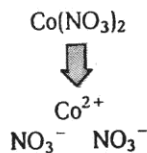
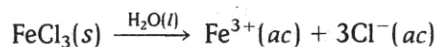


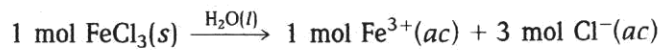
que pueden representarse así



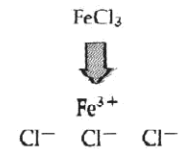
Por tanto una solución de $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ 0.50 M contiene Co^{2+} 0.50 M y NO_3^- (2×0.50) M, o NO_3^- 1.0 M.

b. Al disolverse FeCl_3 sólido produce los siguientes iones





Una solución de FeCl_3 1 M contiene iones Fe^{3+} 1 M e iones Cl^- 3 M.



EJERCICIO DE AUTOEVALUACIÓN 15.4

Indique las concentraciones de los iones en cada una de las soluciones siguientes.

- a. Na_2CO_3 0.10 M b. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ 0.010 M

Con frecuencia se requiere determinar el número de moles de soluto presentes en un volumen dado de solución de molaridad conocida. Para ello se aplica la definición de molaridad. Al multiplicar la molaridad de una solución por el volumen (en litros) se obtienen las moles de soluto presentes en la muestra:

$$\begin{aligned} \text{Litros de solución} \\ \text{por molaridad} &= \text{litros de solución} \times \frac{\text{moles de soluto}}{\text{L de solución}} \\ &= \text{moles de soluto} \end{aligned}$$

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de solución}}$$



EJEMPLO 15.6 Composición de soluciones: cálculo del número de moles a partir de la molaridad

¿Cuántas moles de iones Ag^+ se encuentran en 25 mL de solución de AgNO_3 0.75 M?

SOLUCIÓN

Los datos con que se cuenta son

$$\begin{aligned} \text{Molaridad de la solución} &= 0.75 \text{ M} \\ \text{Volumen de la solución} &= 25 \text{ mL} \end{aligned}$$

Es preciso calcular las moles de Ag^+ presentes. Para resolver el problema primero se recuerda que una solución de AgNO_3 0.75 M contiene iones Ag^+ 0.75 M e iones NO_3^- 0.75 M. A continuación se expresa el volumen en litros. Es decir, se convierte de mL a L

$$25 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0.025 \text{ L} = 2.5 \times 10^{-2} \text{ L}$$

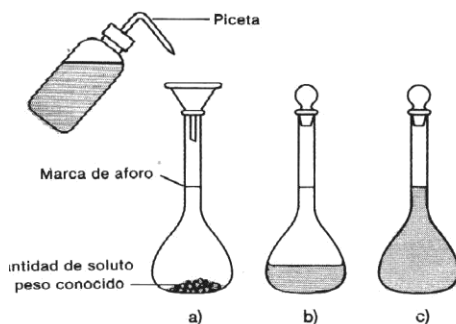


Figura 15.7

Pasos para la preparación de una solución estándar. a) Se coloca una cantidad de peso conocido de sustancia (soluto) en un matraz volumétrico y se añade una pequeña cantidad de agua. b) Se disuelve el sólido en agua haciendo girar lentamente el matraz (con el *tapón en su sitio*). c) Se añade más agua (con agitación suave) hasta que el nivel de solución llega a la marca de aforo en el cuello del matraz. Después se mezcla la solución a la perfección invirtiendo el matraz varias veces.

Después se multiplica el volumen por la molaridad

$$2.5 \times 10^{-2} \text{ L solución} \times \frac{0.75 \text{ mol Ag}^+}{\text{L solución}} = 1.9 \times 10^{-2} \text{ mol Ag}^+$$

EJERCICIO DE AUTOEVALUACIÓN 15.5

Calcule el número de moles de iones Cl^- en 1.75 L de AlCl_3 $1.0 \times 10^{-3} \text{ M}$.

Una **solución estándar** es aquella cuya concentración se conoce con exactitud. Cuando se dispone del soluto adecuado en forma pura puede prepararse una solución estándar pesando una muestra de soluto y transfiriéndola en su totalidad a un *matraz volumétrico* (un matraz de volumen preciso) y añadiendo suficiente disolvente hasta la marca de aforo en el cuello del matraz. Este procedimiento se ilustra en la figura 15.7.

EJEMPLO 15.7

Composición de soluciones: cálculo de la masa a partir de la molaridad

Para analizar el contenido de alcohol de determinado vino, se requieren 1.00 L de solución acuosa de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0.200 M (dicromato de potasio) ¿Cuánto $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ sólido (masa molar = 294.2 g) debe pesarse para preparar esta solución?

SOLUCIÓN

Se cuenta con los siguientes datos

$$\text{Molaridad de la solución} = 0.200 \text{ M}$$

$$\text{Volumen de la solución} = 1.00 \text{ L}$$

Es preciso calcular el número de gramos de soluto ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) presentes (y por tanto la masa que se requiere para preparar la solución). Primero se determina el número de moles de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ multiplicando el volumen (en litros) por la molaridad



$$1.00 \text{ L solución} \times \frac{0.200 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{\text{L solución}} = 0.200 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

A continuación se convierten las moles de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ en gramos empleando la masa molar de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (294.2 g).

$$0.200 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \times \frac{294.2 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{\text{mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 58.8 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

ACTIVIDAD 3

- COPIAR EL ENUNCIADO Y SOLUCIONAR EL EJERCICIO ASIGNADO EN UNA HOJA CUADRICULADA TAMAÑO OFICIO.

GRADO 11-01: EJERCICIOS 33, 36, 37, 40, 41, 44, 45, 48, 51.

GRADO 11-02: EJERCICIOS 34, 35, 38, 39, 42, 43, 46, 47, 50.

GRADO 11-03: EJERCICIOS 52, 49, 48, 47, 43, 41, 40, 37, 34.

- *33. En cada una de las siguientes soluciones indique el número de moles de soluto y el volumen total de solución preparado. Calcule su molaridad.
- 0.50 mol de NaCl; 0.200 L
 - 0.50 mol de NaCl; 0.125 L
 - 0.25 mol de NaCl; 100 mL
 - 0.75 mol de NaCl; 300 mL
- *35. En cada una de las siguientes soluciones se indica la masa de soluto y el volumen total de solución que se preparó. Calcule su molaridad.
- 5.0 g de CaCl_2 ; 2.5 L
 - 1.1 kg de KBr; 4.5 L
 - 1.5 g de NaNO_3 ; 75 mL
 - 4.5 g de Na_2SO_4 ; 125 mL
- *37. Si se disuelven 155 g de sacarosa $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, en suficiente agua para tener 1.00 L de solución, cuál es su molaridad.
- *39. Se disuelve 1.0 g de AgNO_3 en suficiente agua hasta un volumen final de 18 mL. Calcule la molaridad de la solución de AgNO_3 .
- *41. Se disuelven 1.5 mg de NaCl en suficiente agua para obtener 1.0 mL de solución, ¿cuál es la molaridad del NaCl en la solución?
- *43. ¿Cuántas moles del soluto que se indica contiene cada una de las siguientes soluciones?
- 10.0 L de solución de NaHCO_3 0.550 M
 - 5.0 L de solución de HCl 12 M
 - 250 mL de solución de NaOH 19.4 M
 - 125 mL de ácido acético, $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ 17.0 M
- *45. ¿Cuántos gramos del soluto que se indica contiene cada una de las siguientes soluciones?
- 2.00 L de solución de NaCl 1.33 M
 - 0.050 ml (aproximadamente una gota) de solución de HCl 6.0 M
 - 125 mL de solución de HNO_3 3.05 M
 - 1.25 L de solución de NaBr 0.503 M
- *47. ¿Qué volumen de solución 2.0 M de NaCl se puede preparar con 50 g de NaCl?
- *49. Calcule cuántas moles del ion que se indica hay en cada una de las soluciones siguientes.
- ion Na^+ en 1.00 L de solución de Na_2SO_4 0.251 M
 - ion Cl^- en 5.50 L de solución de FeCl_3 0.10 M
 - ion NO_3^- en 100 mL de solución de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ 0.55 M
 - ion NH_4^+ en 250 mL de solución de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ 0.350 M
- *51. Las soluciones estándar de nitrato de plata se emplean para titular muestras que contienen ion cloruro. ¿Cuántos gramos de nitrato de plata se requieren para preparar 250 mL de solución estándar 0.100 M de AgNO_3 ?
- *34. En cada una de las siguientes soluciones se indica el número de moles de soluto y el volumen total de solución preparado. Calcule su molaridad
- 0.10 mol de CaCl_2 ; 25 mL
 - 2.5 mol de KBr; 2.5 L
 - 0.55 mol de NaNO_3 ; 755 mL
 - 4.5 mol de Na_2SO_4 ; 1.25 L
- *36. En cada una de las siguientes soluciones se indica la masa de soluto, seguida por el volumen total de solución que se preparó. Calcule su molaridad.
- 5.0 g de BaCl_2 ; 2.5 L
 - 3.5 g de KBr; 75 mL
 - 21.5 g de Na_2CO_3 ; 175 mL
 - 55 g de CaCl_2 ; 1.2 L
- *38. Se disuelven 125 g de sacarosa $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, en suficiente agua para obtener 450 mL de solución. Calcule su molaridad.
- *40. El ácido clorhídrico concentrado se fabrica bombeando cloruro de hidrógeno gaseoso en agua destilada. Si el HCl concentrado contiene 439 g de HCl por litro, ¿cuál es su molaridad?
- *42. Se disuelven 1.5 g de NaCl en suficiente agua para obtener 1.0 L de solución, ¿cuál es la molaridad* de NaCl en la solución?
- *44. ¿Cuántas moles del soluto que se indica contiene cada una de las siguientes soluciones?
- 1.5 L de solución de H_2SO_4 3.0 M
 - 35 mL de solución de NaCl 5.4 M
 - 5.2 L de solución de H_2SO_4 18 M
 - 0.050 L de solución de NaF 1.1×10^{-3} M
- *46. ¿Cuántos gramos del soluto que se indica contiene cada una de las siguientes soluciones?
- 3.8 L de solución de KCl 1.5 M
 - 15 mL de solución de NaCl 5.4 M
 - 20 L de solución de HCl 12.1 M
 - 25 mL de solución de HClO_4 0.100 M
- *48. ¿Qué volumen de solución de 0.25 M de AgNO_3 se puede preparar con 10 g de AgNO_3 ?
- *50. Calcule el número de moles de cada ion presentes en las siguientes soluciones
- 1.25 L de solución de Na_3PO_4 0.250 M
 - 3.5 mL de solución de H_2SO_4 6.0 M
 - 25 mL de solución de AlCl_3 0.15 M
 - 1.50 L de solución de BaCl_2 1.25 M
- *52. El carbonato de calcio CaCO_3 puede obtenerse en estado muy puro. Por lo general las soluciones estándar de ion calcio se preparan disolviendo carbonato de calcio en ácido. ¿Qué masa de CaCO_3 se requiere para preparar 500 mL de solución de ion calcio 0.0200 M?

COMPOSICION EN SOLUCIONES: DISOLUCIONES

INDICADOR DE LOGRO

- Comprende el concepto de disolución como el acto de añadir solvente a una solución.
- Calcula la concentración de soluciones que se preparan diluyendo una solución Stock.

ACTIVIDAD 4

Analice la solución del ejemplo introductorio y el ejemplo 15.8

La diferencia fundamental entre disolución y mezcla es que mientras esta última es un sistema químico heterogéneo, la disolución es un sistema homogéneo. Hay que señalar que tanto en la mezcla como en la disolución las sustancias que lo forman mantienen sus propiedades, sin embargo las propiedades de la disolución pueden ser diferentes, en algunos casos, a las que corresponderían a la media ponderada de las sustancias que la forman; así por ejemplo una disolución de alcohol y agua tiene una densidad superior a la que en principio pudiera suponerse, debido a una contracción del volumen que se produce al formar la disolución.

Para ahorrar tiempo y espacio en el laboratorio, las soluciones que se emplean con frecuencia suelen compararse o prepararse en forma concentrada (se llaman *soluciones stock*). Se añade agua (o algún otro disolvente) para alcanzar la molaridad deseada en casos particulares. El proceso de añadir más disolvente a la solución se llama **dilución**. Por ejemplo los ácidos comunes de laboratorio se comparan en forma concentrada y se diluyen según se requiera. Para calcular una dilución característica se determina la cantidad de agua que debe añadirse a una cantidad de solución stock para obtener una solución de la concentración deseada. Al efectuar estos cálculos hay que recordar que sólo se *agrega agua en la dilución*. La cantidad de soluto en la solución final, más diluida, es *igual* a la cantidad presente en la solución stock original. Es decir,

Las molaridades de las soluciones stock de los ácidos concentrados más comunes son

Ácido sulfúrico (H ₂ SO ₄)	18 M
Ácido nítrico (HNO ₃)	16 M
Ácido clorhídrico (HCl)	12 M

$$\text{Moles de soluto después de la dilución} = \text{moles de soluto antes de la dilución}$$

La dilución con agua no altera el número de moles de soluto presentes.

El número de moles de soluto permanece igual pero se añade más agua, por lo que el volumen aumenta y la molaridad disminuye.

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen (L)}}$$

↑ Permanece constante ↓
 ↑ Disminuye ↓
 ↑ Aumenta (se agrega agua) ↓

Por ejemplo si se desean preparar 500 mL de ácido acético 1.00 M (HC₂H₃O₂) a partir de una solución stock 17.5 M de ácido acético, ¿qué volumen de solución stock se necesita? El primer paso es determinar el

número de moles de ácido acético necesarias en la solución final. Esto se hace multiplicando el volumen de solución por su molaridad.

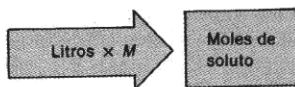
$$\text{Volumen de solución diluida (litros)} \times \text{molaridad de la solución diluida} = \text{moles de soluto presentes}$$

El número de moles de soluto presentes en la solución más diluida es igual al número de moles de soluto presentes en la solución más concentrada (solución stock) porque ésta es la fuente de ácido acético.

Como la molaridad se define en términos de litros, primero se transforma 500 mL a litros y después se multiplica el volumen (en litros) por la molaridad

$$500. \text{ mL solución} \times \frac{1 \text{ L solución}}{1000 \text{ mL solución}} = 0.500 \text{ L solución}$$

\uparrow \uparrow \uparrow
 Vsolución diluida (en mL) Convertir mL a L Solución 0.500 L



$$0.500 \text{ L solución} \times \frac{1.00 \text{ mol HC}_2\text{H}_3\text{O}_2}{1 \text{ L solución}} = 0.500 \text{ mol HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$$

\uparrow
Msolución diluida

Ahora se encuentra el volumen de ácido acético 17.5 M que contiene 0.500 moles de HC₂H₃O₂. Éste es el volumen desconocido V. Como volumen \times molaridad = moles, se tiene que

$$V \text{ (litros)} \times \frac{17.5 \text{ mol HC}_2\text{H}_3\text{O}_2}{\text{L solución}} = 0.500 \text{ mol HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$$

Despejando V (dividiendo ambos lados por $\frac{17.5 \text{ moles}}{\text{L de solución}}$) se obtiene

$$V = \frac{0.500 \text{ mol HC}_2\text{H}_3\text{O}_2}{17.5 \text{ mol HC}_2\text{H}_3\text{O}_2 / \text{L solución}} = 0.0286 \text{ L, o } 28.6 \text{ mL, de solución}$$

Por tanto para preparar 500 mL de solución de ácido acético 1.00 M se toman 28.6 mL de ácido acético 17.5 M y se diluyen a un volumen total de 500 mL. Este proceso se ilustra en la figura 15.8. Como las moles de soluto permanecen igual antes y después de la dilución se puede escribir lo siguiente

$$\begin{array}{ccc} \text{Condiciones iniciales} & & \text{Condiciones finales} \\ M_1 \times V_1 = \text{moles de soluto} = M_2 \times V_2 \\ \uparrow \quad \uparrow & & \uparrow \quad \uparrow \\ \text{Molaridad} & \text{Volumen} & \text{Molaridad} \quad \text{Volumen} \\ \text{antes de} & \text{antes de} & \text{después de} \quad \text{después de} \\ \text{la dilución} & \text{la dilución} & \text{la dilución} \quad \text{la dilución} \end{array}$$

Al verificar los cálculos para el ácido acético, hay que demostrar que $M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$. En el ejemplo anterior, $M_1 = 17.5 \text{ M}$, $V_1 = 0.0286 \text{ L}$, $V_2 = 0.500 \text{ L}$ y $M_2 = 1.00 \text{ M}$, por tanto

$$M_1 \times V_1 = 17.5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0.0286 \text{ L} = 0.500 \text{ mol}$$

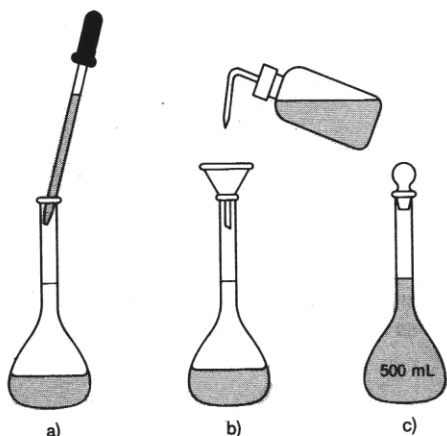


Figura 15.8

a) 28.6 mL de solución de ácido acético 17.5 M se transfieren a un matraz volumétrico que ya contiene un poco de agua. b) Se añade agua al matraz (con agitación) hasta que el volumen llega a la marca de aforo y la solución se mezcla invirtiendo el matraz varias veces. c) La solución resultante es ácido acético 1.00 M.

$$M_2 \times V_2 = 1.00 \frac{\text{mol}}{\cancel{\text{L}}} \times 0.500 \cancel{\text{L}} = 0.500 \text{ mol}$$

y por consiguiente

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

Esto demuestra que el volumen (V_2) calculado es el correcto.

EJEMPLO 15.8

Cálculos de las concentraciones de soluciones diluidas

¿Qué volumen de ácido sulfúrico 16 M debe emplearse para preparar 1.5 L de solución de H_2SO_4 0.10 M?

SOLUCIÓN

Los datos con que se cuenta se resumen como sigue

Condiciones iniciales (concentrado)	Condiciones finales (diluido)
$M_1 = 16 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$	$M_2 = 0.10 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$
$V_1 = ?$	$V_2 = 1.5 \text{ L}$

se sabe que

$$\text{Moles de soluto} = M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

y se puede despejar V_1 de la ecuación

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

dividiendo ambos lados por M_1

$$\frac{\cancel{M_1} \times V_1}{\cancel{M_1}} = \frac{M_2 \times V_2}{M_1}$$

se obtiene

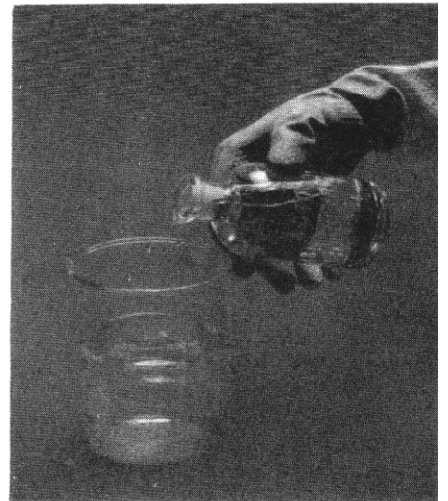
$$V_1 = \frac{M_2 \times V_2}{M_1}$$

Ahora, sustituyendo los valores conocidos de M_2 , V_2 y M_1 .

$$V_1 = \frac{\left(0.10 \frac{\text{mol}}{\cancel{\text{L}}}\right)(1.5 \text{ L})}{16 \frac{\text{mol}}{\cancel{\text{L}}}} = 9.4 \times 10^{-3} \text{ L}$$

$$9.4 \times 10^{-3} \cancel{\text{L}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \cancel{\text{L}}} = 9.4 \text{ mL}$$

Por tanto El $V_1 = 9,4 \times 10^{-3} \text{ L}$. O sea 9,4 ml. Para preparar 1,5 L de H_2SO_4 0,10 M con H_2SO_4 16 M, hay que tomar 9,4 mL del ácido concentrado y diluirlo con agua hasta un volumen final de 1,5 L.



Pueden efectuarse diluciones aproximadas en un vaso de precipitados calibrado. Aquí se añade ácido sulfúrico concentrado al agua para obtener una solución diluida.

ACTIVIDAD 5

- COPIAR EL ENUNCIADO Y SOLUCIONAR EL EJERCICIO ASIGNADO EN UNA HOJA CUADRICULADA TAMAÑO OFICIO.

GRADO 11-01: EJERCICIOS 53, 54, 55, 57, 61.

GRADO 11-02: EJERCICIOS 53, 54, 56, 58, 62.

GRADO 11-03: EJERCICIOS 53, 54, 55, 59, 60.

PREGUNTAS

53. Cuando una solución stock concentrada se diluye para preparar un reactivo menos concentrado el número de _____ es igual antes que después de la dilución.
54. Cuando el volumen de una solución dada se duplica (agregando agua) la nueva concentración de soluto es _____ la concentración original.

PROBLEMAS

- *55. Calcule la nueva molaridad que se obtiene al diluir cada una de las soluciones siguientes con agua hasta un volumen total de 1.00 L.
- 125 mL de HCl 0.105 M
 - 275 mL de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ 0.500 M
 - 0.500 L de H_3PO_4 0.750 M
 - 15 mL de H_2SO_4 18.0 M
- *57. ¿Cuántos mL de solución de H_2SO_4 3.0 M se pueden preparar usando 100 mL de H_2SO_4 18.0 M?
- *59. El hidróxido de sodio se vende comercialmente como solución 19 M. ¿Cuántos mililitros de esta solución 19 M se requieren para preparar 20 L de solución de NaOH 0.200 M?
- *61. ¿Cuánta *agua* hay que añadir a 500 mL de HCl 0.200 M para obtener una solución 0.150 M? Suponga que los volúmenes son aditivos.
- *56. Calcule la molaridad que se obtiene al añadir 150 mL de agua a cada una de las soluciones siguientes.
- 125 mL de HBr 0.200 M
 - 155 mL de $\text{Ca}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$ 0.250 M
 - 0.500 L de H_3PO_4 0.250 M
 - 15 mL de H_2SO_4 18.0 M
- *58. ¿Cuántos mL de HCl 12.1 M se requieren para preparar 100 mL de solución de HCl 0.100 M?
- *60. Se diluyen 50 mL de NaCl 5.4 M hasta un volumen final de 300 mL, ¿cuál será la concentración de NaCl en la solución diluida?
- *62. Al añadir 10 L de agua a 3.0 L de H_2SO_4 6.0 M. ¿Cuál será la molaridad de la solución resultante? Suponga que los volúmenes son aditivos.

APLICO MIS COMPETENCIAS

INDICADOR DE LOGRO

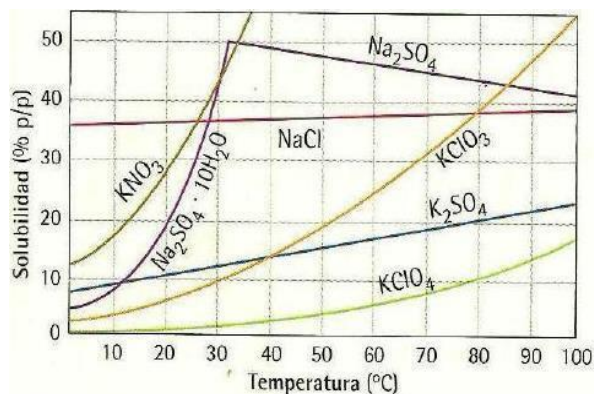
- Se prepara para la prueba saber 11°, solucionando en forma argumentada preguntas tipo Icfes.

ACTIVIDAD 6

- COPIE EN LA HOJA EXAMEN TEXTUALMENTE LOS SIGUIENTES EJERCICIOS SOBRE SOLUCIONES Y ARGUMENTE SUS RESPUESTAS Y
- ELABORE UNA TABLA DE RESPUESTAS AL FINAL.

CONTESTE LAS PREGUNTAS 1 Y 2 DE ACUERDO A LA SIGUIENTE IMAGEN

La siguiente imagen muestra las curvas de solubilidad de diferentes sales en términos de %p/p dependiendo la temperatura.



- La sal que presenta un detrimento en su solubilidad de acuerdo al aumento de la temperatura es el
 - Cloruro de sodio
 - Clorato de potasio
 - Nitrato de potasio
 - Sulfato de sodio
- El orden decreciente de solubilidad a 100°C para las sales es
 - perclorato de potasio, sulfato de potasio, cloruro de sodio, sulfato de sodio y clorato de potasio.
 - clorato de potasio, sulfato de potasio, cloruro de sodio, sulfato de sodio y perclorato de potasio.
 - clorato de potasio, sulfato de sodio, cloruro de sodio, sulfato de potasio y perclorato de potasio.
 - clorato de potasio, sulfato de potasio, sulfato de sodio, cloruro de sodio y perclorato de potasio.

Durante un ensayo de laboratorio se agregan 56,1g. de KOH sólido a 1L de una solución 1M de NaCl en agua, y se agita hasta disolución completa del sólido. La ecuación de la reacción es

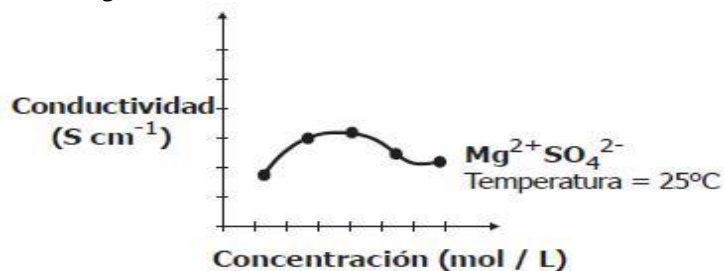


Sustancia	NaCl	KOH	NaOH	KCl	H ₂ O
Masa Molar (g/mol)	58.5	56.1	40	74.6	18

- Si después de finalizar la reacción, se evapora totalmente el agua del sistema y se encuentra al final un residuo sólido, el peso de este en gramos es aproximadamente
 - 74,6
 - 40
 - 114,6
 - 58,5
- En la extracción minera de oro se emplea cianuro de sodio, zinc y ácidos fuertes durante el proceso de purificación. Los ácidos fuertes que pueden emplearse son ácido sulfúrico (H₂SO₄) de una concentración volumen-volumen del 78% o ácido nítrico (HNO₃) que contenga 112 mL de ácido por cada 200 mL de solución. Si en la extracción del oro se requiere usar el ácido de mayor concentración, ¿cuál ácido debería emplearse?

- A. El HNO_3 , porque como su volumen es mayor que el de la solución de H_2SO_4 tiene una Mayor Concentración.
- B. El H_2SO_4 , porque la concentración volumen-volumen del HNO_3 es del 56%.
- C. El HNO_3 , porque su concentración volumen-volumen es del 112%.
- D. El H_2SO_4 , porque como su volumen es menor que el de la solución de HNO_3 se encuentra más concentrado.

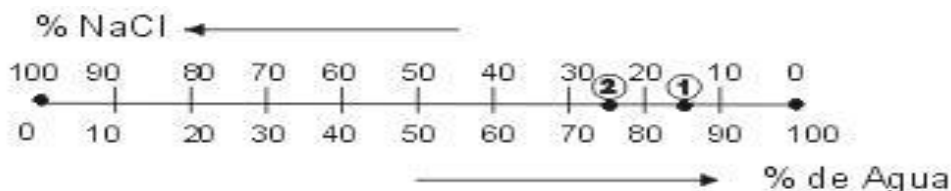
La conductividad de una disolución es la capacidad que tiene esta para conducir la corriente eléctrica. Un estudiante realiza una serie de experimentos para estudiar la conductividad de un tipo de sal (MgSO_4) disuelta en agua, y obtiene los siguientes resultados:



5. Con base en la anterior información, en este experimento el estudiante buscaba estudiar
- A. la influencia de la temperatura sobre la conductividad.
 - B. el efecto de la conductividad de la disolución sobre la concentración de la sal.
 - C. la influencia de la carga de los iones sobre la conductividad.
 - D. el efecto de la concentración de la sal sobre la conductividad de la disolución.

Preguntas 1 y 2 tomadas del cuadernillo de preguntas liberado por el ICFES 20114.

Las diferentes mezclas que se preparan con NaCl y H_2O pueden representarse en un segmento de recta, en el cual, los extremos indican las sustancias puras, y los puntos intermedios representan el valor del



porcentaje peso a peso de cada componente en la mezcla.

6. Se tiene una solución de NaCl en agua, cuya concentración se indica en el punto 1 de la gráfica. Si a través de algún proceso experimental, el valor de la concentración cambia del indicado en el punto 1 al punto 2, es válido afirmar que
- A. disminuye la concentración de la solución de NaCl
 - B. aumenta la cantidad de agua en la solución
 - C. aumenta la concentración de la solución de NaCl
 - D. permanece constante la cantidad de agua en la solución

La siguiente tabla muestra información sobre las soluciones I y II

SOLUCIONES	MASA MOLAR STO	MASA DE STO (g)	VOLUMEN DE SLN
------------	----------------	-----------------	----------------

	g/mol		(cm ³)
I	200	200	1000
II	200	400	500

7. Si la molaridad se define como:

$$M = \frac{\text{moles Sto.}}{\text{Sln.}}$$

- A. la solución I tiene mayor número de moles de soluto y su concentración es mayor que la solución II
 B. la solución II tiene menor número de moles de soluto y su concentración es mayor que la solución I
 C. la solución I tiene menor número de moles de soluto y su concentración es mayor que la solución II
 D. la solución II tiene mayor número de moles de soluto y su concentración es mayor que la solución I
8. Se preparó medio litro de una solución patrón de HCl 1M; de esta solución, se extrajeron 50 ml y se llevaron a un balón aforado de 100 ml, luego se completó a volumen añadiendo agua. Teniendo en cuenta esta información, es válido afirmar que el valor de la concentración en la nueva solución será igual
- A. al doble de la concentración en la solución patrón.
 B. a la cuarta parte de la concentración en la solución patrón.
 C. a la mitad de la concentración de la solución patrón.
 D. a la concentración en la solución patrón

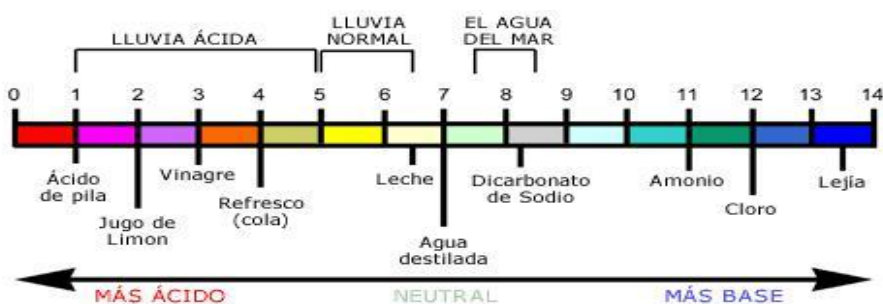
CONTESTE LAS PREGUNTAS 9 Y 10 DE ACUERDO CON LA SIGUIENTE INFORMACIÓN

A cuatro vasos que contienen volúmenes diferentes de agua se agrega una cantidad distinta de soluto X de acuerdo con la siguiente tabla.

vaso	Volumen de agua (ml)	Masa de X adicionada (g)
1	20	5
2	60	15
3	80	20
4	40	10

9. De acuerdo con la situación anterior, es válido afirmar que la concentración es
- A. mayor en el vaso 3
 B. igual en los cuatro vasos
 C. menor en el vaso 1
 D. mayor en el vaso 2
10. Si se evapora la mitad del solvente en cada uno de los vasos es muy probable que al final de la evaporación
- A. los cuatro vasos contengan igual masa de la sustancia X
 B. la concentración de las cuatro soluciones sea igual
 C. disminuya la concentración de la solución del vaso dos
 D. aumente la masa de la sustancia X en los cuatro vasos

La siguiente imagen corresponde a los valores de pH para varias sustancias de conocidas por todos:



11. De acuerdo con la gráfica, al adicionar bicarbonato sódico al refresco lo más probable es que
 - A. disminuya la alcalinidad y el pH aumente
 - B. aumenten la acidez y el pH
 - C. el pH aumente y disminuya la acidez
 - D. disminuyan la alcalinidad y el pH

12. Para disminuir la acidez de la leche, se debe adicionar
 - A. bicarbonato de sodio
 - B. vinagre
 - C. jugo de limón
 - D. Agua destilada

GASES

INDICADOR DE LOGRO

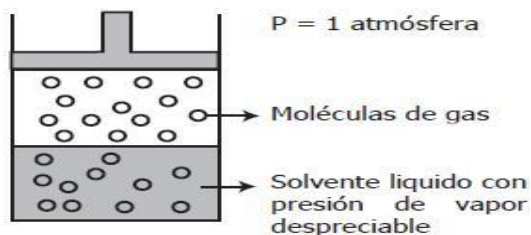
- Se prepara para la prueba saber 11°, solucionando en forma argumentada preguntas tipo Icfes.

ACTIVIDAD 7

- COPIE EN LA HOJA EXAMEN LOS SIGUIENTES EJERCICIOS SOBRE GASES Y ARGUMENTE SUS RESPUESTAS Y
- ELABORE UNA TABLA DE RESPUESTAS AL FINAL.

Solucione en forma individual las siguientes preguntas, dependiendo la información suministrada:

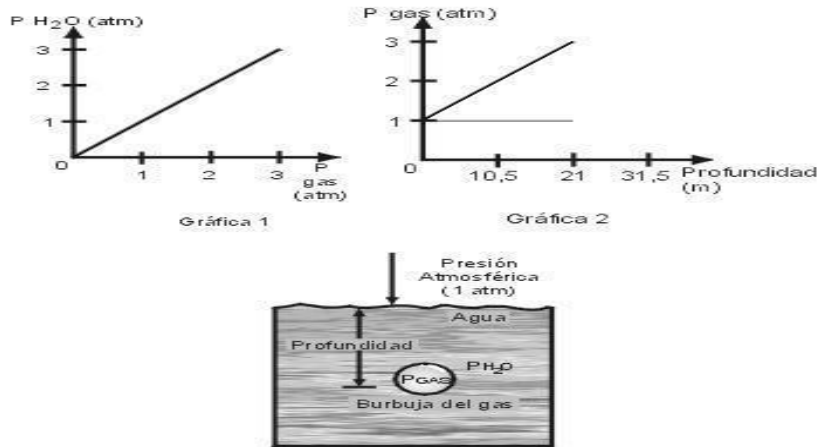
1. A temperatura constante y a 1 atmósfera de presión, un recipiente cerrado y de volumen variable, contiene una mezcla de un solvente líquido y un gas parcialmente miscible en él, tal como lo muestra el dibujo. Si se aumenta la presión, es muy probable que la concentración del gas en la fase



- A. líquida aumente.
- B. líquida permanezca constante.
- C. gaseosa aumente.
- D. gaseosa permanezca constante

CONTESTE LAS PREGUNTAS 2 Y 3 A PARTIR DE LA SIGUIENTE INFORMACIÓN

La gráfica 1 permite establecer la relación entre la presión de una burbuja y la presión hidrostática del agua. La gráfica 2 permite establecer la relación entre la profundidad de la burbuja en el agua y la presión de la misma.



La burbuja debajo del agua se puede apreciar en el dibujo que aparece debajo de las gráficas y un dato adicional, la densidad en los gases está dada por la ecuación: **Densidad = MP/RT** (donde M es la masa molar del gas.)

2. Con base en la información inicial, es válido afirmar que si la profundidad
 - A. disminuye, aumenta la presión hidrostática del agua
 - B. disminuye, permanece constante la presión hidrostática del agua
 - C. aumenta, permanece constante la presión hidrostática del agua
 - D. disminuye, disminuye la presión hidrostática del agua

3. Con base en la información inicial, es válido afirmar que si la presión de
 - A. la burbuja disminuye, disminuye la densidad de la burbuja
 - B. el agua aumenta, disminuye la densidad de la burbuja
 - C. la burbuja aumenta, disminuye la densidad de la burbuja
 - D. el agua disminuye, aumenta la densidad de la burbuja

Dos recipientes de igual capacidad contienen respectivamente oxígeno (Recipiente M) y nitrógeno (Recipiente N), y permanecen separados por una llave de paso como se indica en la figura



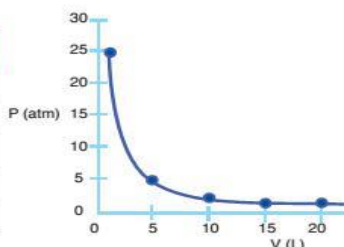
4. Cuando se abre la llave de paso, ambos gases se mezclan a 0oC. La presión total de la mezcla gaseosa alcanza un valor de:
- 30 atm.
 - 15 atm.
 - 10 atm.
 - 5 atm.

CONTESTE LAS PREGUNTAS 5 A LA 7 DE ACUERDO A LA SIGUIENTE INFORMACIÓN

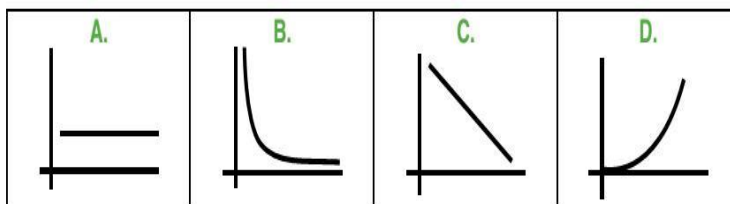
Un grupo de estudiantes decide verificar la ley de Boyle, sometiendo nitrógeno gaseoso a diferentes presiones con la temperatura constante de 20oC y midiendo cómo se afecta el volumen en un globo elástico, obteniendo la siguiente tabla y gráfica:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

	PRESIÓN (Atmosferas)	VOLUMEN (Litros)
1	25	1
2	5	5
3	2,5	10
4	1,67	15
5	1,25	20

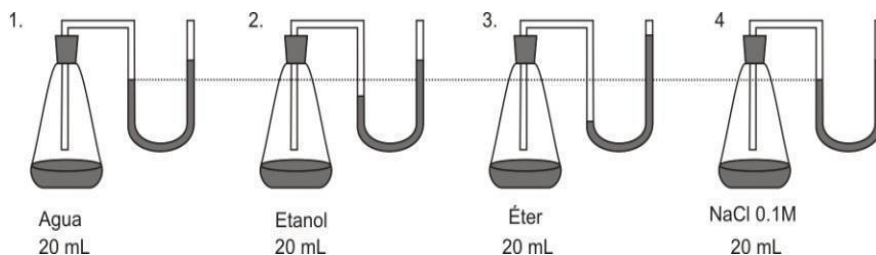


- Teniendo en cuenta los resultados obtenidos en la tabla y la gráfica, los estudiantes pueden describir que una
 - evidencia es que, a mayor presión aumenta el volumen.
 - conclusión es que, no todos los gases cumplen esta ley.
 - evidencia es que, a mayor presión disminuye el volumen.
 - conclusión es que, solo el nitrógeno cumple esta ley.
- Si un estudiante decide afectar la temperatura aumentado su magnitud al doble de la inicial, podemos decir que los resultados iniciales
 - no se afectan, ya que la ley de Boyle solo mide la presión y el volumen.
 - se afecta, ya que la temperatura modifica la presión en el recipiente.
 - no se afectan, ya que el recipiente que contiene el gas no se modifica.
 - se afectan, ya que la cantidad del gas aumenta en el recipiente.
- Un estudiante decide inyectar una cantidad de gas al experimento para medir cómo se afecta el volumen y la presión manteniendo la temperatura constante. Lo más probable es que ahora la gráfica sea:



CONTESTE LAS PREGUNTAS 7 A LA 9 DE ACUERDO A LA SIGUIENTE INFORMACIÓN

La presión de vapor es la fuerza por unidad de área que ejerce el vapor de un líquido, en equilibrio con el líquido, a una temperatura determinada. Cuatro recipientes cerrados contienen líquidos diferentes como se muestra en la siguiente figura. En un determinado experimento, los cuatro recipientes mostrados se destapan durante cierto tiempo y luego se tapan nuevamente.



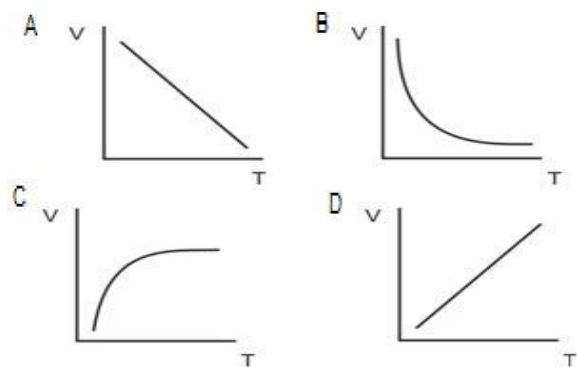
4. Después de taponar los frascos, el recipiente donde habrá quedado el menor volumen de líquido es el que contiene:
- Agua.
 - Éter.
 - Etanol.
 - Solución cloruro de sodio.
5. Después de taponar los frascos, se deja que se equilibre la presión de vapor en cada uno de ellos. La presión de vapor final en cada frasco con respecto a la presión de vapor inicial, será:
- Igual para los cuatro líquidos.
 - Menor para los cuatro líquidos.
 - Mayor para el éter y menor para los otros tres líquidos.
 - Igual para el agua y la solución de NaCl y mayor para el alcohol y el éter.
6. Si se repite el experimento a una temperatura mayor es probable que la presión de vapor:
- Aumente para todos los líquidos, porque hay mayor evaporación.
 - Permanezca constante en todos los líquidos, porque la temperatura no influye en la presión de vapor.
 - Aumente solamente para el éter y el etanol, porque son los líquidos más volátiles.
 - Disminuya para la solución de NaCl y el agua, porque son los líquidos menos volátiles.

CONTESTE LAS PREGUNTAS 10 A LA 12 DE ACUERDO A LA SIGUIENTE INFORMACIÓN

A presión constante, cuatro globos idénticos se inflan con 3 mole de helio a diferentes temperaturas. El volumen final de cada globo se presenta en la siguiente tabla

GLOBO	TEMPERATURA (°C)	VOLUMEN (mL)
1	273	1000
2	-173	200
3	100	800
4	-73	400

7. Si se disminuye la temperatura del globo 3 hasta 10°C , es muy probable que en ese globo:
- A. El volumen permanezca constante.
 - B. La densidad del gas aumente.
 - C. El volumen del gas aumente.
 - D. La densidad del gas permanezca constante.
8. De acuerdo con la información de la tabla, es correcto afirmar que la densidad del gas:
- A. Es mayor en el globo 1 que en el globo 4.
 - B. Es mayor en el globo 2 que en el globo 1.
 - C. Es menor en el globo 2 que en el globo 3.
 - D. Es igual en todos los globos.
9. De acuerdo con la información de la tabla, la gráfica que describe correctamente la relación entre el volumen y la temperatura de los globos, a presión constante, es



Preguntas 7 a la 12 tomada de 1^a Olimpiada de Química 2009, universidad de Antioquia.