



SOLUCIONARIO GUÍA N°9 SEGUNDO MEDIO DEL 01 AL 05 DE JUNIO
“CIENCIAS NATURALES-EJE DE QUÍMICA”

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

Indicadores:

>Establecen cantidad de soluto en la solución mediante cálculos de concentración en solución y en diluciones

ACTIVIDAD

RECORDAR

SOLUTO=SUSTANCIA EN MENOR CANTIDAD

SOLVENTE= SUSTANCIA QUE DISUELVE Y SE ENCUENTRA EN MAYOR CANTIDAD.

SOLUCIÓN= MEZCLA DEL SOLUTO Y DEL SOLVENTE

I. DESARROLLO

1. Calcule la fracción molar del azúcar y del café que existe en una taza de café que contiene 135g de café (MM café = 194g/mol) y 56g de azúcar (MM azúcar= 342g/mol)

DATOS:		
Soluto	Solvente	
Masa de azúcar= 56g	Masa de café= 135g	
MM _{ALCOHOL} = 342 g/mol	MM _{café} = 194g/mol	

FÓRMULAS

Moles	Fracción molar soluto	Fracción molar solvente
$n = \frac{m}{MM}$	$X_{\text{soluto}} = \frac{n_{\text{soluto}}}{n_{\text{solución}}}$	$X_{\text{solvente}} = \frac{n_{\text{solvente}}}{n_{\text{solución}}}$

DESARROLLO

Calculo de	Soluto	Solvente
Moles	$n = \frac{56g}{342g/mol}$ n alcohol=0,16 moles	$n = \frac{135g}{194g/mol}$ n cafe=0,69 moles
Moles de solución	n soluto + n solvente= n solución 0,16 moles + 0,69 moles= n solución 0,85 moles= n solución	
Fracción molar	$X_{\text{soluto}} = \frac{0,16 \text{ moles}}{0,85 \text{ moles}}$ X soluto= 0,18	$X_{\text{solvente}} = \frac{0,69 \text{ moles}}{0,85 \text{ moles}}$ X solvente= 0,81

2. Calcule la fracción molar del soluto y solvente de una solución formada por 30 gramos de Zinc (MM zinc=65g/mol) que fue mezclado con 200 g de ácido sulfúrico H₂SO₄ (MM ácido sulfúrico= 98g/mol)

DATOS:		
Soluto	Solvente	
Masa de zinc= 30 g	Masa de H ₂ SO ₄ = 200g	
MM _{ALCOHOL} = 65 g/mol	MM H ₂ SO ₄ = 98 g/mol	

FÓRMULAS

Moles	Fracción molar soluto	Fracción molar solvente
$n = \frac{m}{MM}$	$X_{\text{soluto}} = \frac{n_{\text{soluto}}}{n_{\text{solución}}}$	$X_{\text{solvente}} = \frac{n_{\text{solvente}}}{n_{\text{solución}}}$

DESARROLLO

Calculo de	Soluto	Solvente
Moles	$n = \frac{30g}{65g/mol}$ n zinc= 0,46 moles	$n = \frac{200g}{98g/mol}$ n de H ₂ SO ₄ =2,04 moles
Moles de solución	$n_{soluto} + n_{solvente} = n_{solución}$ 0,46moles + 2,04 moles= n solución 2,5 moles= n solución	
Fracción molar	$X_{soluto} = \frac{0,46moles}{2,5 moles}$ X soluto= 0,18	$X_{solvente} = \frac{2,04 moles}{2,5 moles}$ Xsolvente= 0,81

3. Calcule la fracción molar del solvente y soluto de una joya de bronce formada por 88 gr de cobre (MM Cu= 63,5g/mol) y 12 g de estaño (MM Sn= 119g/mol)

DATOS:

Soluto	Solvente
Masa de estaño= 12 g	Masa de cobre = 88g
MM de estaño = 119 g/mol	MM cobre = 63,5 g/mol

FÓRMULAS

Moles	Fracción molar soluto	Fracción molar solvente
$n = \frac{m}{MM}$	$X_{soluto} = \frac{n_{soluto}}{n_{solución}}$	$X_{solvente} = \frac{n_{solvente}}{n_{solución}}$

DESARROLLO

Calculo de	Soluto	Solvente
Moles	$n = \frac{12g}{119g/mol}$ n estaño= 0,10 moles	$n = \frac{88g}{63,5g/mol}$ n de cobre =1,38 moles
Moles de solución	$n_{soluto} + n_{solvente} = n_{solución}$ 0,10moles + 1,38 moles= n solución 1,48 moles= n solución	
Fracción molar	$X_{soluto} = \frac{0,10moles}{1,48 moles}$ X soluto= 0,06	$X_{solvente} = \frac{1,38 moles}{1,48 moles}$ Xsolvente= 0,93

4. Usando tu texto escolar realiza el ejercicio 1 a) de la página 46. (https://curriculumnacional.mineduc.cl/estudiante/621/articulos-145609_recurso_pdf.pdf) este es el link del texto en caso de no tenerlo físicamente.

La presión atmosférica es la presión ejercida por el aire sobre nosotros. Cuando estamos en la playa (a nivel del mar) la presión atmosférica es de 1 atm. a. Calcula la fracción molar de los principales componentes del aire

DATOS:

Soluto	Solvente
Masa de oxígeno = 21g	Masa de nitrógeno= 78 g
MM oxígeno = 16 g/mol	MM de nitrógeno= 14g/mol

FÓRMULAS

Moles	Fracción molar soluto	Fracción molar solvente
$n = \frac{m}{MM}$	$X_{\text{soluto}} = \frac{n_{\text{soluto}}}{n_{\text{solución}}}$	$X_{\text{solvente}} = \frac{n_{\text{solvente}}}{n_{\text{solución}}}$
DESARROLLO		
Calculo de	Soluto	Solvente
Moles	$n = \frac{21g}{16g/mol}$ n de oxígeno= 1,31 moles	$n = \frac{78g}{14g/mol}$ n de nitrógeno =5,57 moles
Moles de solución	n soluto + n solvente= n solución 1,31 moles + 5,57 moles= n solución 6,88 moles= n solución	
Fracción molar	$X_{\text{soluto}} = \frac{1,31 \text{ moles}}{6,88 \text{ moles}}$ $X_{\text{soluto}} = 0,19$	$X_{\text{solvente}} = \frac{5,57 \text{ moles}}{6,88 \text{ moles}}$ $X_{\text{solvente}} = 0,80$

II. **Selección múltiple**, con lo aprendido en la unidad responda las siguientes preguntas:

1. **Sabiendo que la solubilidad del Nitrato de Potasio tiene una solubilidad de 64 g por cada 100g de agua a una temperatura de 40°C, ¿qué tipo de solución se forma cuando mezclamos 40 g de Nitrato de potasio con 200 g de agua?**
- A) Una solución saturada.
 B) Una solución sobresaturada.
 C) **Una solución insaturada.**
 D) Una solución neutralizada.
 E) Una solución reducida.

Solución

En el enunciado se afirma que por cada 100g de agua se disuelven 64 g de nitrato de potasio. Esto se extrapola para establecer que por cada 200 g de agua se pueden disolver 128 g de nitrato de potasio, por lo tanto, al disolver 40 g, la solución queda insaturada.

2. **Con respecto a la conductividad eléctrica podemos afirmar que:**

- I. Las soluciones que presentan iones son buenas conductoras de electricidad.
 II. Las soluciones que NO presentan iones son buenas conductoras de electricidad.
 III. Una solución de “azúcar” conduce la electricidad mejor que una solución de “sal de mesa”.
 IV. Una solución de “sal de mesa” conduce la electricidad mejor que una solución de “azúcar”.

- A) Solo I
 B) I y III
 C) II y IV
 D) **I y IV**

Solución

La conductividad eléctrica se ve favorecida cuando existen iones en solución. La sal es un ejemplo de sustancia que al disolverse libera iones, mientras que el azúcar no libera iones

3. **¿Cuáles son los factores que afectan la solubilidad del soluto en una disolución?**

- A) temperatura y naturaleza de los componentes de la disolución
 B) Naturaleza del soluto, la temperatura y la presión
 C) Naturaleza del disolvente, y la temperatura
 D) **Naturaleza del disolvente y del soluto, temperatura, y la presión**

Solución

Los factores que afectan la solubilidad del soluto en una disolución son la naturaleza del disolvente y del soluto, temperatura y la presión

4. Se desea preparar una disolución de sacarosa al 16% m/m con 50 gramos de soluto. ¿Cuánto será la masa total de la disolución?

- A) 3,125 gramos de agua
- B) 31,25 gramos de agua
- C) 312,5 gramos de agua
- D) 3,125 gramos de agua.

Solución

Si despejamos la fórmula $\%m/m = \text{masa del soluto} / \text{masa total de la disolución} \times 100\%$, nos da que:

$16\% = 50 \text{ gr sacarosa} / \text{masa total de la disolución} (\text{¿?}) \times 100$

masa total de la disolución = $50 \text{ gr sacarosa} / 16\% \times 100\% = 312.5$ gramos de agua

Si lo resolvemos por regla de 3 sería:

100 ml de disolución \rightarrow 16 gramos de sacarosa

x \leftarrow 50 gramos de sacarosa

$50 \times 100 / 16 = 312,5$ ml de

5. ¿Cuál(es) de las siguientes afirmaciones es (son) correcta(s) respecto a las propiedades que determinan la solubilidad?

I. La presión es un factor que influye en la solubilidad solo si el soluto es gaseoso.

II. Se tiene un solvente líquido y un soluto gaseoso, al aumentar la temperatura de la solución la solubilidad de ésta se verá reducida.

III. Cuando se tiene un solvente de iguales características químicas que el soluto, la solubilidad de la disolución entre ambos disminuye.

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

Solución:

I. La presión es un factor que influye en la solubilidad solo si el soluto es gaseoso. VERDADERO, Ya que la presión solo afecta en las sustancias gaseosas

II. Se tiene un solvente líquido y un soluto gaseoso, al aumentar la temperatura de la solución la solubilidad de ésta se verá reducida. VERDADERO, ya que el gas al aumentar la temperatura tiende a volverse más desordenado, tendiendo a escapar, por lo que disminuye la solubilidad

III. Cuando se tiene un solvente de iguales características químicas que el soluto, la solubilidad de la disolución entre ambos disminuye. FALSO, al ser de iguales características deben aumentar la solubilidad, ya que tienen igual naturaleza

6. Una solución acuosa de NaOH (40 g/mol) presenta una concentración 1 M. Es correcto que:

I. tiene 40 gramos de NaOH en un litro de solución.

II. posee 0,5 mol de NaOH en 500 ml de solución.

III. tiene una concentración de 4% m/v.

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

Solución: Sabemos que: $M(\text{mol/L}) = \text{gramos soluto}$

$M \cdot \text{Mol soluto}(\text{g/mol}) \cdot \text{Volumen solución}(\text{L})$

Reemplazando en cada expresión:

I. Si la concentración molar (M) es 1, quiere decir que hay 1 mol de NaOH por cada litro de solución, entonces 40 gramos corresponden a 1 mol.

$M \cdot \text{Mol} = 40 \text{ g/mol} \cdot M(\text{mol/L}) = 40 \text{ g/mol} \cdot 1(\text{L}) \rightarrow M = 1$

II. Si en 1 litro de solución hay 1 mol de NaOH, en la mitad del volumen, es decir 500 ml, hay 0,5 mol. Así si se mantiene la concentración molar.

III. Sabemos que hay 40 g de NaOH en 1 L de solución. Por lo tanto, habrá 4 g en 100 mL, lo que corresponde a una concentración 4% m/v.

7. Si tiene una disolución 200 ml 3M de "X" soluto y se agregan 200 ml de solvente, ¿qué ocurre con la disolución?

- A) Disminuye su pH.
- B) La disolución no varía.
- C) Aumenta su concentración.
- D) Se diluye.

Solución

Se diluye ya que disminuye su concentración al agregar más solvente



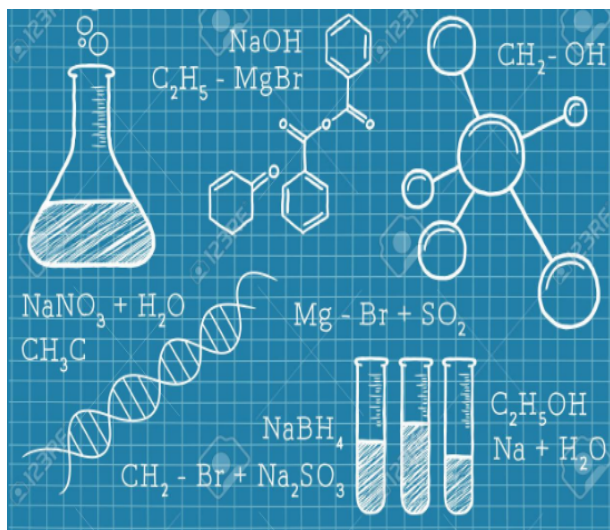
GUÍA N°10 SEGUNDO MEDIO DEL 08 AL 12 DE JUNIO
“CIENCIAS NATURALES-EJE DE QUÍMICA”
” Para desarrollar en (45 Minutos)

Nombre	Curso	Fecha
	II° A-B-C	

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

Indicadores:

>Establecen cantidad de soluto en la solución mediante cálculos de concentración en solución y en diluciones



Orientaciones:

El propósito de esta unidad “Soluciones químicas” se pretende estudiar las características generales de las soluciones químicas, enfatizando el estudio de estas soluciones desde una óptica de análisis macroscópico y de orden cualitativo de las propiedades, para establecer las relaciones cuantitativas referidas al concepto, mediante el cálculo de la concentración en algunas de ellas.

EL MATERIAL (LA GUÍA) PUEDE SER TRABAJADA DIRECTAMENTE DESDE UN COMPUTADOR Y RESPONDER EN TU CUADERNO, Y SI TIENES LA POSIBILIDAD PUEDES IMPRIMIRLA Y ESCRIBIR A MANO LAS RESPUESTAS.

Cada guía será revisada y retroalimentada cuando volvamos al colegio, por lo que es necesario el desarrollo y evaluar en conjunto el proceso TE RECUERDO QUE SI TIENES DUDAS O CONSULTAS PERSONALES O GRUPALES PUEDES REALIZARLAS EN MI CORREO PROFBARBARASCQ@GMAIL.COM Y YO TE RESPONDERE A LA BREVEDAD.

✓ **REVISAR EL VIDEO EXPLICATIVO REALIZADO POR TU PROFESORA “DISOLUCIÓN PARTE N°2” ACCEDIENDO AL LINK**

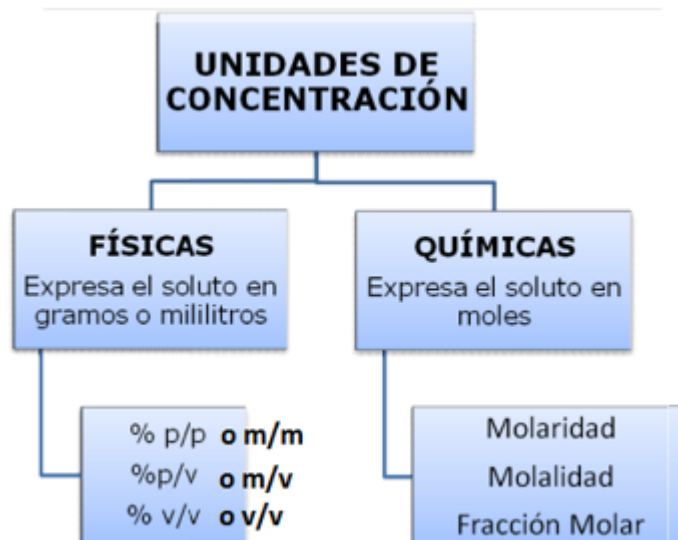
https://youtu.be/rZLO_wm2YI

✓ **REVISAR LA CLASE DEL 02 DE JUNIO EN EL SIGUIENTE LINK**

https://youtu.be/h_bMiH7omYI



✓



SÍNTESIS DE CONTENIDOS

Concentración:

Las soluciones presentan composiciones variables de soluto, es por ello que en química se caracterizan cuantitativamente a través de la medida de **concentración**, la cual corresponde a la cantidad de soluto que se encuentra en un determinado volumen de solvente o de solución, siendo la cantidad de soluto expresada comúnmente en **mol**.

¿Cómo calcular el número de moles?:

El mol se calcula como:

$$\text{mol} = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{masa molar del soluto}}$$

La masa molar está dada por la suma de las masas atómicas

La masa atómica o peso atómico de un elemento se puede expresar en términos de unidades de masa atómicas (u.m.a.) para referirnos a la masa de un átomo, o bien en términos de gramos, cuando se hace referencia a un mol. Por ejemplo: **La masa atómica del azufre es 32** (este valor indica que 1 átomo de azufre tiene una masa de 32 u.m.a., o bien que un mol de átomos de este elemento pesa 32 g)

Ejemplo: Se disuelven 74 g de KCl en un litro de agua. Calcula la concentración de la solución:

$$\text{Respuesta: } \text{mol} = \frac{74 \text{ g}}{\text{masa KCl (masa K + masa Cl)}} = \frac{74 \text{ g}}{74 \text{ g}} = 1 \text{ mol}$$

Por lo tanto en un litro de solución existen 1 mol de KCl, lo cual se lee solución uno molar.



CONCENTRACIONES FÍSICAS

a) Porcentaje en masa (m/m): Expresa la masa de soluto en gramos (g) que se encuentra disuelta en 100 g de solución. Se expresa por:

$$\% \text{ m/m} = \frac{\text{masa (g) de soluto}}{\text{masa (g) de solución}} \times 100$$

b) Porcentaje en masa en volumen (m/v): Indica la masa de soluto en gramos por cada 100 mL de solución. Se expresa como:

$$\% \text{ m/v} = \frac{\text{masa (g) de soluto}}{\text{volumen (mL) de solución}} \times 100$$

b) Porcentaje en masa en volumen (m/v): Indica el volumen de soluto en mililitros (ml) por cada 100 mL de solución. Se expresa como:

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



CONCENTRACIONES QUÍMICAS

a) Molaridad (M): Indica el número de moles de soluto que se encuentran disueltos en un litro de solución. Se representa con la letra **M** y se expresa como:

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

b) Molalidad (m): Expresa la cantidad de soluto en moles que están disueltos en 1 kg de solvente. Se representa por la letra **m** y se puede calcular como

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{masa (kg) de solvente}}$$

c) Fracción molar (X): es la relación entre el número de moles del soluto (n_{soluto}) y el número de moles de la solución ($n_1 + n_2$).

$$X_{\text{soluto}} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles de solución}}$$

$$X_{\text{solvente}} = \frac{\text{moles de solvente}}{\text{moles de solución}}$$

EJERCICIOS

1. Se disuelven 30 g de K_2SO_4 en 300 g de agua. Calcular la molalidad. ($MM_{K_2SO_4} = 174 \text{ g/mol}$)

2. ¿Cuál es el porcentaje (%m/v) de dextrosa (un tipo de azúcar) en una solución que contiene 20 g de soluto en 50 mL de solución?

3. Calcule la fracción molar del solvente y soluto de una joya de bronce formada por 88 gr de cobre ($MM \text{ Cu} = 63,5\text{g/mol}$) y 12 g de estaño ($MM \text{ Sn} = 119\text{g/mol}$)

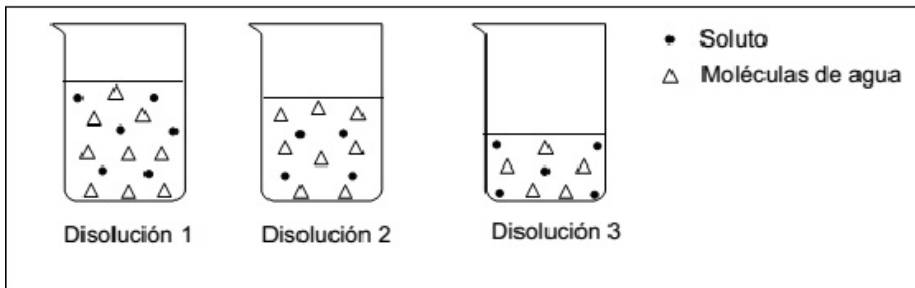
4. ¿Cuántos gramos de NaOH y que volumen de agua se debe utilizar para preparar 130 g de solución al 7 % m/m.

SELECCIÓN MÚLTIPLE

1. En una masa desconocida de una solución de concentración 0,4 molar, se halla 1 kg de solvente, por lo tanto, se puede afirmar que en ella hay:

- A) 0,4 litros de solvente.
- B) 0,4 gramos de soluto.
- C) 0,4 kilogramos de solvente.
- D) 0,4 moles de soluto.

2. En la figura se presentan tres disoluciones acuosas, las tres contienen el mismo soluto en distinta concentración.



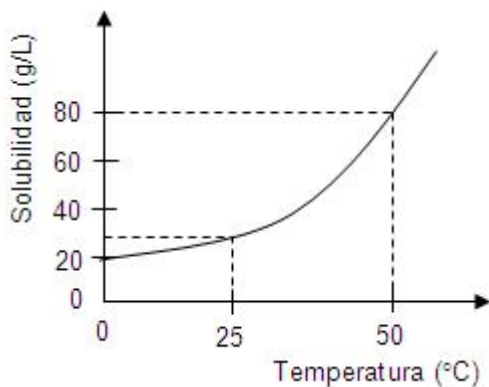
Al respecto, ¿cuál sería la relación correcta de las concentraciones de las tres disoluciones?

- A) [Disolución 1] = [Disolución 2] = [Disolución 3]
- B) [Disolución 2] > [Disolución 3] < [Disolución 1]
- C) [Disolución 1] > [Disolución 2] > [Disolución 3]
- D) [Disolución 2] < [Disolución 1] < [Disolución 3]

3. En las soluciones, el soluto se disuelve en el solvente, formando una mezcla homogénea. Al respecto es correcto afirmar que siempre se cumple que:

- A) la masa del solvente es igual a la masa de la solución.
- B) la masa del soluto es igual a la masa del solvente.
- C) la masa del soluto más la masa del solvente es igual a la masa de la solución.
- D) el volumen del solvente es igual al volumen de la solución.

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



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

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

5. De las siguientes soluciones, ¿cuál(es) presenta(n) una alta solubilidad?

- I. Solute polar y solvente apolar.
- II. Solute apolar y solvente polar.
- III. Solute apolar y solvente apolar.

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

6. La solubilidad de un soluto en agua es 1,6 g de soluto en 100 g de agua. Si la masa molar del soluto es 80 g/mol, ¿cuál es la molalidad de una solución saturada? (Considere 1 mL de agua = 1 g)

- A) 0,2 moles/Kg
- B) 0,1 moles/Kg
- C) 0,02 moles/Kg
- D) 2 moles/Kg

7. Si se disuelven 20 g de NaOH en agua, hasta formar una solución de 500 mL, ¿cuál es la concentración molar de la solución? (MM NaOH= 40 g/mol)

- A) 0,1 M
- B) 0,5 M
- C) 1,0 M
- D) 1,5 M

8. Los peces son animales que viven en los mares y lagos. Presentan similitudes fisiológicas con el ser humano. Al igual que nosotros, realizan respiración, utilizando las branquias para captar el oxígeno disuelto en el agua. Es posible que los peces obtengan oxígeno del agua debido a que:

- A) el oxígeno forma parte de las moléculas de agua.
- B) el oxígeno se disuelve en el agua por la acción de la presión atmosférica.
- C) existen moléculas de agua que se descomponen espontáneamente en oxígeno e hidrógeno.
- D) el oxígeno es muy soluble en agua.

9. Se tiene 192 gramos de SO₂ en 500 mL de disolución, ¿cuál es la molaridad de la disolución? (Considere: SO₂=64 g/mol)

- A) 3 molar
- B) 6 molar
- C) 9 molar
- D) 12 molar

10. Para obtener una solución 5 M de H₂SO₄, ¿cuántos gramos se han de disolver en 100 ml de H₂O? (Considera la masa molar H₂SO₄= 98g/mol)

- A) 0,49 g
- B) 4,9 g
- C) 49 g
- D) 490 g

11. ¿Por qué la solubilidad de un gas en un líquido disminuye al aplicar una mayor temperatura en el sistema?

- A) Las temperaturas altas evitan la solvatación de las moléculas del soluto por las moléculas del disolvente.
- B) Las temperaturas altas evitan la solvatación de las moléculas del disolvente por las moléculas del soluto.
- C) Las moléculas del gas reaccionan con el disolvente a altas temperaturas, por lo que dejan de estar presentes en disolución.
- D) Con un incremento de la temperatura, las moléculas del gas escapan con mayor facilidad desde la fase líquida hacia el exterior.