*CORPORACIÓN MONTE ACONCAGUA*

*LICEO MIXTO BICENTENARIO DE EXCELENCIA – LOS ANDES*

*ÁREA: QUÍMICA INDUSTRIAL ACTIVIDADES PEDAGÓGICAS*

**CURSO: 4° MEDIO  G  ASIGNATURA: MODULO 10-12**

**PROFESOR: MARIA JOSE MALDONADO**

**Correo electrónico: mmaldonadom@liceomixto.cl**

|  |
| --- |
| **NAME: ..................................................................   GRADE: …………… DATE: ……/……./.2020**  **CLASE CLASSROOM N°3 y N°1 mod 12 :  Semana del 04 de Mayo  2020**  **ACHIEVEMENT (PONDERACIÓN): 20% de la evaluación final**  **TOTAL SCORE: 20 POINTS                               STUDENT SCORE:\_\_\_\_\_\_**  **INSTRUCCIONES:  Todos los ejercicios resueltos  deben estar desarrollado en su cuaderno, además debe desarrollar  el ejercicio n° 14 y 15.  NO DEBE ENVIAR NADA AL DOCENTE, el desarrollo de la guía se pedirá con todo resuelto volviendo presencialmente a clases.** |

|  |
| --- |
| **Habilidad (Skill) : Identificar**  **Objetivo de Aprendizaje (Learning Objetive):**  **Objetivo: Conocer y aplicar el concepto de disoluciones en la vida cotidiana** |

GUÍA DE EJERCICIOS DISOLUCIONES

# Resultados de aprendizaje

Conocer el concepto de disolución y calcular la concentración de esta en ejercicios, de forma lógica.

# Contenidos

1. Definición de solución y sus componentes.
2. Factores que afectan la solubilidad de un soluto en un determinado solvente.
3. Formas de expresar concentración: masa/masa, masa/volumen, volumen/volumen, molaridad, molalidad, partes por millón (ppm), fracción molar.

# Debo saber

Antes de empezar a realizar estos ejercicios es importante que recordemos algunos conceptos:

*Disolución:* es una mezcla homogénea, en donde es imposible distinguir soluto y solvente. *Soluto:* parte de una disolución, generalmente es el que se encuentra en menor cantidad. *Solvente:* parte de una disolución que generalmente se encuentra en mayor cantidad.

Dependiendo de la cantidad de soluto, las disoluciones se pueden clasificar en:

*Disolución saturada:* contiene la máxima cantidad de un soluto que se disuelve en un disolvente en particular, a una temperatura específica. Una disolución *no saturada* contiene menor cantidad de soluto que es capaz de disolver. Finalmente una *disolución sobresaturada,* contiene más soluto que el que puede haber en una disolución saturada.

En la mayoría de los casos la solubilidad, se ve aumentada al elevar la temperatura y la agitación. En el caso de un gas, la cantidad que se disolverá en un disolvente, depende de la frecuencia de colisión de las moléculas del gas contra la superficie del líquido y que queda atrapada en la fase condensada.

# Formas de expresar la concentración de una disolución:

𝑷𝒐𝒓𝒄𝒆𝒏𝒕𝒂𝒋𝒆 𝒆𝒏 𝒎𝒂𝒔𝒂 = 𝒎𝒂𝒔𝒂 𝒅𝒆 𝒔𝒐𝒍𝒖𝒕𝒐

𝒎𝒂𝒔𝒂 𝒅𝒆 𝒔𝒐𝒍𝒖𝒕𝒐 + 𝒎𝒂𝒔𝒂 𝒅𝒆 𝒔𝒐𝒍𝒗𝒆𝒏𝒕𝒆

× 𝟏𝟎𝟎(𝑬𝑪𝟏)

𝑷𝒐𝒓𝒄𝒆𝒏𝒕𝒂𝒋𝒆 𝒎𝒂𝒔𝒂/𝒗𝒐𝒍𝒖𝒎𝒆𝒏 = 𝒎𝒂𝒔𝒂 𝒅𝒆 𝒔𝒐𝒍𝒖𝒕𝒐

𝒗𝒐𝒍𝒖𝒎𝒆𝒏 𝒅𝒆 𝒔𝒐𝒍𝒖𝒄𝒊ó𝒏

× 𝟏𝟎𝟎(𝑬𝑪𝟐)

𝑷𝒐𝒓𝒄𝒆𝒏𝒕𝒂𝒋𝒆 𝒗𝒐𝒍𝒖𝒎𝒆𝒏/𝒗𝒐𝒍𝒖𝒎𝒆𝒏 = 𝒗𝒐𝒍𝒖𝒎𝒆𝒏 𝒅𝒆 𝒔𝒐𝒍𝒖𝒕𝒐

𝒗𝒐𝒍𝒖𝒎𝒆𝒏 𝒅𝒆 𝒔𝒐𝒍𝒖𝒄𝒊ó𝒏

𝑭𝒓𝒂𝒄𝒄𝒊ó𝒏 𝒎𝒐𝒍𝒂𝒓 (𝑿)𝒔𝒐𝒍𝒖𝒕𝒐 = 𝑴𝒐𝒍𝒆𝒔 𝒅𝒆 𝒔𝒐𝒍𝒖𝒕𝒐

𝑴𝒐𝒍𝒆𝒔 𝒅𝒆 𝒔𝒐𝒍𝒖𝒄𝒊ó𝒏

𝑴𝒐𝒍𝒂𝒓𝒊𝒅𝒂𝒅 (𝑴) = 𝑴𝒐𝒍𝒆𝒔 𝒅𝒆 𝒔𝒐𝒍𝒖𝒕𝒐

𝑳𝒊𝒕𝒓𝒐𝒔 𝒅𝒆 𝒔𝒐𝒍𝒖𝒄𝒊ó𝒏

× 𝟏𝟎𝟎 (𝑬𝑪𝟑)

(𝑬𝑪𝟒)

(𝑬𝑪𝟓)

𝑴𝒐𝒍𝒂𝒍𝒊𝒅𝒂𝒅 (𝒎) = 𝑴𝒐𝒍𝒆𝒔 𝒅𝒆 𝒔𝒐𝒍𝒖𝒕𝒐

𝑲𝒊𝒍𝒐𝒈𝒓𝒂𝒎𝒐𝒔 𝒅𝒆 𝒔𝒐𝒍𝒗𝒆𝒏𝒕𝒆

(𝑬𝑪𝟔)

𝑷𝒂𝒓𝒕𝒆𝒔 𝒑𝒐𝒓 𝒎𝒊𝒍𝒍ó𝒏 (𝒑𝒑𝒎) = 𝒎𝒈 𝒔𝒐𝒍𝒖𝒕𝒐

𝑲𝒈 𝒅𝒆 𝒔𝒐𝒍𝒖𝒄𝒊ó𝒏

ó 𝒎𝒈 𝒅𝒆 𝒔𝒐𝒍𝒖𝒕𝒐

𝑳 𝒅𝒆 𝒔𝒐𝒍𝒖𝒄𝒊ó𝒏

(𝑬𝑪𝟕)

𝑫𝒆𝒏𝒔𝒊𝒅𝒂𝒅 𝒅𝒊𝒔𝒐𝒍𝒖𝒄𝒊ó𝒏 (𝒅𝒅𝒊𝒔𝒐𝒍𝒖𝒄𝒊ó𝒏

) = 𝒎𝒂𝒔𝒂 𝒅𝒊𝒔𝒐𝒍𝒖𝒄𝒊ó𝒏

𝒗𝒐𝒍𝒖𝒎𝒆𝒏 𝒅𝒊𝒔𝒐𝒍𝒖𝒄𝒊ó𝒏

(𝑬𝑪𝟖)

𝑀𝑜𝑙𝑎𝑟𝑖𝑑𝑎𝑑 (𝑀) = % 𝑝𝑝 ∗ 𝑑 ( 𝑔 𝑚𝐿) ∗ 10

𝑀𝑀 (𝑔𝑚𝑜𝑙) (𝐸𝐶 9)



**Ejercicio 1**: La velocidad de disolución de un soluto en un solvente depende de:

1. La temperatura
2. La agitación
3. La superficie de contacto

Son correctas:

1. Sólo I
2. Sólo II
3. Sólo III
4. I y II
5. Todas

**Ejercicio 2**: La densidad de una solución acuosa de sal es 1,2 g/mL. Esto significa que:

1. 1 mL de solución contiene 1,2 g de sal
2. 1 mL de solución tiene una masa de 1,2 g
3. En 1,2 g de solución hay 1 g de sal y 0,2 g de agua
4. En 1,2 g de solución hay 1 g de agua y 0,2 g de sal
5. 1 L de solución hay 1200 g de sal

**Ejercicio 3**. Se dispone de 80 g de solución de nitrato de potasio (KNO3) al 12% m/m. Si se agregan 6,0 g de nitrato de potasio, ¿cuál es el nuevo % m/m de la solución?

Al usar la ecuación 1.El porcentaje masa-masa, indica la cantidad de soluto que hay en 100 g de solución, por lo tanto:

12 𝑔 𝑠𝑜𝑙𝑢𝑡𝑜 → 100 𝑔 𝑑𝑒 𝑠𝑜𝑙𝑢𝑐𝑖ó𝑛

𝑋 𝑔 𝑠𝑜𝑙𝑢𝑡𝑜 → 80 𝑔 𝑑𝑒 𝑠𝑜𝑙𝑢𝑐𝑖ó𝑛 x = 9,6 g de soluto

Ahora determinamos el nuevo % m/m, usando la ecuación 1.Nos queda:

% m = 9,6 g + 𝟔, 𝟎 𝐠 ∗ 100 = 18,14 % m/m

m 80 g + 𝟔, 𝟎 𝐠

# Recuerda que la masa de una solución está definida como la suma de las masas de soluto y solvente.

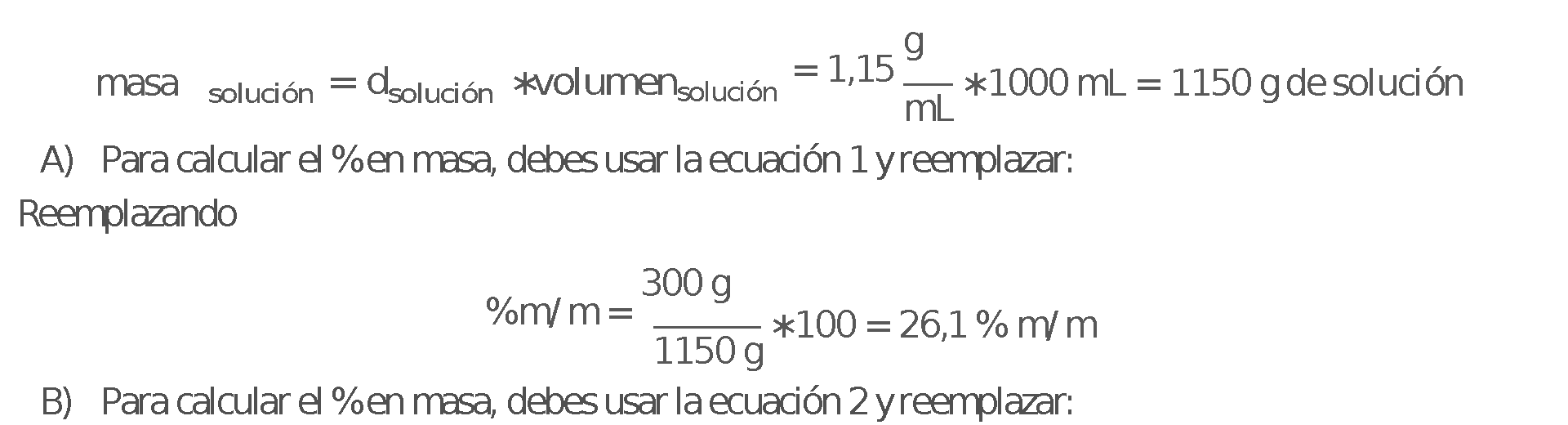
**Ejercicio 4**. Se prepara una solución disolviendo 300 g de ácido fosfórico en agua suficiente para formar un litro de solución cuya densidad resulta ser 1,15 g/mL. Determine:

1. Porcentaje en masa
2. Porcentaje masa/volumen
3. Molaridad
4. Molalidad
5. Fracción molar del soluto Datos:

Masa de soluto= 300 g de H3PO4

Volumen de la solución= 1000 mL = 1L Densidad de la solución= d = 1,15 g/mL

Usando la ecuación 8 y despejando, podemos determinar la masa de la solución.



% 𝑚/𝑉 = 300 𝑔 \*100= 30 %m/v 

1000 𝑚𝐿

C) *La* molaridad, se calcula usando la ecuación 5, o aplicando la siguiente ecuación, en donde desglosas el número de moles.

𝑀 = 𝑛𝑠𝑜𝑙𝑢𝑡𝑜 = 𝑚𝑠𝑜𝑙𝑢𝑡𝑜

𝑉𝑠𝑜𝑙𝑢𝑐𝑖ó𝑛 (𝐿)

𝑀𝑀𝑠𝑜𝑙𝑢𝑡𝑜 ( 𝑔

) ∗ 𝑉𝑠𝑜𝑙𝑢𝑐𝑖ó𝑛 (𝐿)

Determinamos la masa molar (MM) del ácido fosfórico, H3PO4= 98 g/mol, y reemplazamos:

𝑀 = 𝑚𝑠𝑜𝑙𝑢𝑡𝑜 = 300 𝑔

= 3,06 M

𝑀𝑀𝑠𝑜𝑙𝑢𝑡𝑜( 𝑔 )∗𝑉𝑠𝑜𝑙𝑢𝑐𝑖ó𝑛 (𝐿)



98( 𝑔 ) ∗ 1 (𝐿)

D)La molaridad, se calcula usando la ecuación 6.

Para resolver esto, necesitamos la masa de solvente, y como:

masa soluto + masasolvente = masa solución

masasolvente = masa solución − masa soluto = 1150 g – 300 g = 850 g de solvente

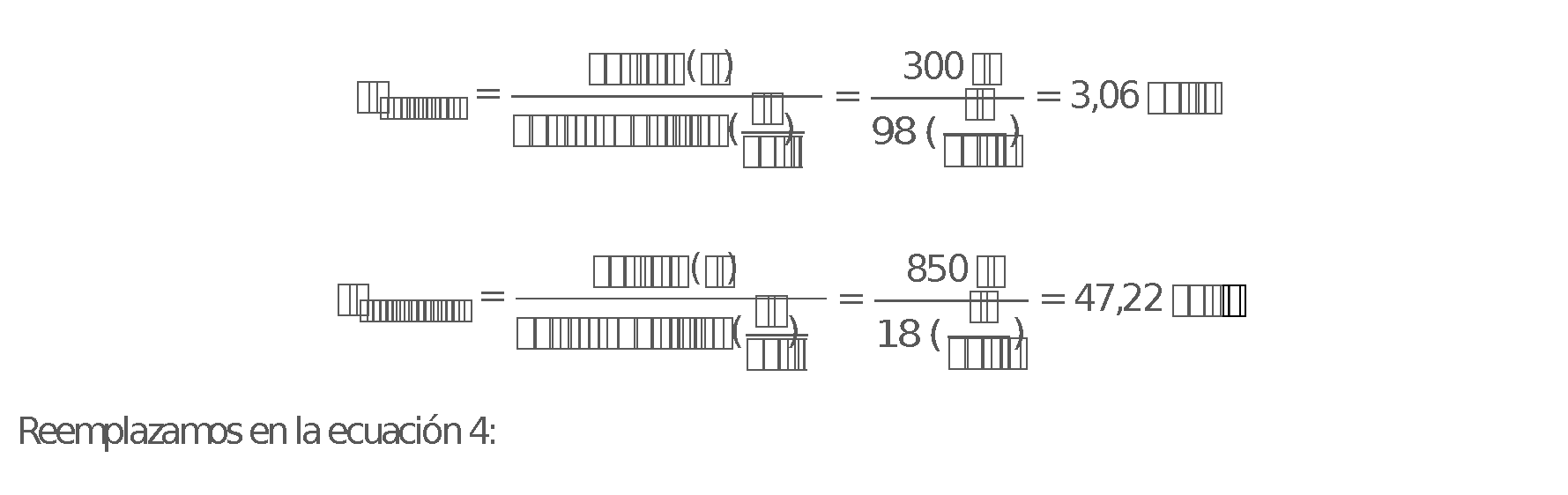
Ahora, reemplazamos:

m = 300𝑔/ 98 ( 𝑔 𝑚𝑜𝑙) ∗ 0,85 (𝐾𝑔) = 3,60 m

e) Para determinar la fracción molar del soluto, debes primero calcular el número de moles, tanto de soluto y de solvente.

𝑛 = 𝑚𝑎𝑠𝑎 (𝑔)/ 𝑚𝑎𝑠𝑎 𝑚𝑜𝑙𝑎𝑟 ( 𝑔 𝑚𝑜𝑙)

Sabemos las masas, masas molares del soluto (H3PO4) y del solvente (H2O), podemos calcular los moles de soluto, solvente y reemplazar:



𝑋𝑆𝑜𝑙𝑢𝑡𝑜= 3,06 𝑚𝑜𝑙𝑒𝑠 𝑑𝑒 𝑠𝑜𝑙𝑢𝑡𝑜

3,06 + 47,22 (𝑚𝑜𝑙𝑒𝑠 𝑑𝑒 𝑠𝑜𝑙𝑢𝑡𝑜 𝑦 𝑠𝑜𝑙𝑣𝑒𝑛𝑡𝑒) = 0,061

**Ejercicio 5**. Determine el volumen de solución al 18% m/v que se puede preparar con 25 g de soluto y suficiente agua.

1. 75 mL
2. 139 mL
3. 72 mL
4. 142 mL

El porcentaje masa-volumen, indica la cantidad de soluto que hay en 100 mL de solución, por lo tanto:

8 g soluto → 100 mL de solución 25 g soluto → x mL de solución

x = 138,88 mL

138,88 ≈ 139 𝑚𝐿

**Ejercicio 6**. Se mezclan 120 g de etanol (C2H5OH) de densidad 0,7893 g/mL con 280 g de agua de densidad 1 g/mL. Determine el % m/m, % m/v y % v/v de la solución si su densidad es 0,9538 g/mL.

Datos:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | Soluto (C2H5OH) | Solvente (H2O) | Solución |
| masa | 120 g | 280 g |  |
| densidad | 0,7893 g/mL | 1 g/mL | 0,9538 g/mL |

Con los datos, podemos calcular la masa de solución:

𝑚𝑎𝑠𝑎 𝑠𝑜𝑙𝑢𝑐𝑖ó𝑛 = 𝑚𝑎𝑠𝑎 𝑠𝑜𝑙𝑢𝑡𝑜 + 𝑚𝑎𝑠𝑎𝑠𝑜𝑙𝑣𝑒𝑛𝑡𝑒 = 120 g + 280 g = 400 g

%𝑚/𝑚 = 𝑚𝑎𝑠𝑎𝑠𝑜𝑙𝑢𝑡𝑜 ∗ 100 = 120 𝑔 ∗ 100= **30% m/m**

𝑚𝑎𝑠𝑎 𝑠𝑜𝑙𝑢𝑐𝑖ó𝑛

400 𝑔

Como la masa de la solución es 400 g y la densidad es 0,9538 g/mL, podemos determinar el volumen de la solución, despejando en la ecuación 8.

Volumen

= masasolución = 400 g



= 419,38 Ml de solución

solución

dsolución 0,9538 g

Remplazando en la ecuación 4, para calcular el porcentaje masa/ volumen:

% m = 120 gramos × 100 = 28,61% m/v

v 419,38 mL

Como la masa del soluto es 120 g y la densidad es 0,7893 g/mL, podemos determinar el volumen del soluto:

volumen

= masasoluto = 120 g



= 152,03 mL de solut𝑜

soluto

dsoluto 0,7893 g

V

% V =

152,03 mL × 100 = 36,25 % V/V

419,39 mL

**Ejercicio 7**.Se disuelve 56,1 g de hidróxido de potasio en 250 mL de solución acuosa. Puede afirmarse que la solución resultante será:

I. 22,44% m/m

II. 22,44% m/v

III. 4,0 mol/L

Es correcto:

1. Sólo I
2. sólo II
3. sólo III
4. I y III
5. II y III
6. No se puede determinar el %m/m porque no tenemos la masa de la solución, ya que no se entrega la densidad de la solución.
7. %m/v = masasoluto ∗ 100 = 56,1 g

∗ 100= 22,44% m/v

masolumen solución

250 mL

1. La masa molar del KOH es 56,1 g/mol, reemplazamos:

n (moles de soluto) = 56,1g

56,1 ( g

= 1 mol

)

𝑀 = 1 𝑚𝑜𝑙 = 4,0 𝑚𝑜𝑙/𝐿 0,25 𝐿

**Ejercicio 8.** La masa de hidróxido de sodio (NaOH) necesaria para preparar 1000 mL de una solución 0,05 M es:

1. 0,2 g
2. 5,1 g
3. 2,0 g

D) 0,05 g

La concentración expresada en molaridad, indica cuántos moles de soluto hay en un litro de solución. Como la pregunta corresponde a la masa de NaOH, se debe conocer la masa molar de soluto.

𝑒𝑞𝑢𝑖𝑣𝑎𝑙𝑒 𝑎 𝑑𝑒𝑐𝑖𝑟

0,05 M ⇒ 0,05 𝑚𝑜𝑙 → 1000𝑚𝐿 𝑑𝑒 𝑠𝑜𝑙𝑢𝑐𝑖ó𝑛

0,05 𝑚𝑜𝑙 𝑑𝑒 𝑁𝑎𝑂𝐻 → 1000𝑚𝐿 𝑑𝑒 𝑠𝑜𝑙𝑢𝑐𝑖ó𝑛

𝑋 → 1000𝑚𝐿 𝑑𝑒 𝑠𝑜𝑙𝑢𝑐𝑖ó𝑛

𝑋 = 0,05 𝑚𝑜𝑙 de NaOH

n = masa (g) g

*MMNaOH = 40 g/mol*

masa molar (mol)

𝑚𝑎𝑠𝑎 = 𝑛 ∗ 𝑚𝑎𝑠𝑎 𝑚𝑜𝑙𝑎𝑟*=0,05 mol NaOH \*40 g/mol= 2,0 g*

**Ejercicio 9**. La masa, en gramos, de HCl (MM = 36,5 g/mol) que hay en 20,0 mL de solución 0,200 M es:

A) 4

B) 146

C) 1,10 · 104

D) 4,00 · 103

E) 0,146

Una solución de concentración 0,200 M equivale a decir:

0,200 moles de HCl → 1000 mL de solución X moles de HCl → 20 mL de solución

X= 4 ⋅ 10-3 moles de HCl

* n (mol) = masa (g)/ masa molar ( g mol) **eso implica que** ⇒ masa (g) = n (mol) ∗ masa molar (g/mol)

n

Reemplazando:

masa (g) = n (mol) ∗ masa molar ( g ) = 4 ⋅10-3 mol × 36,5 g/mol = 0,146 g de HCl

mol

**Ejercicio 10.** Se tiene una muestra de 0,25 L de agua (densidad 1,0 g/mL) que contienen 7,5 miligramos de ión nitrato. Su concentración en partes por millón es:

A) 0,033

B) 30,0

C) 3,30

D) 3,00

E) 0,33

Como una forma de expresar concentración en ppm es mg/L, debemos calcular los miligramos de ión nitrato que hay en un litro de solución.

Entonces:

7,5 mg de ion nitrato → 0,25 L de agua X mg de ion nitrato → 1 L de agua

X = 30 mg/L = 30 ppm

**Ejercicio 11.** En una piscina con 5 m3 de agua hay 1,0 g de sulfato de cobre (II). Determine su composición en ppm.

1. 5,0 ppm
2. 2,0 ppm
3. 1,0 ppm
4. 0,5 ppm
5. 0,2 ppm

Sabemos además que:

1m3 → 1000 L

1,0 g de cualquier sustancia = 1000 mg de cualquier sustancia

En este caso:

1,0 g de CuSO4 = 1000 mg de CuSO4

Ahora como los ppm, hacen referencia a mg que están en 1 L, y sabemos que en esta solución:

𝑒𝑠𝑡á𝑛 𝑒𝑛

1000 mg de CuSO4 → 5000 𝐿

Hacemos el cálculo:

están en

1000 mg de CuSO4 → 5000 L

están en

X mg de CuSO4 → 1 L

X = 0,2

mg = 0,2 ppm

L

**Ejercicio 12.** Se mezclan 100 mL de solución de ácido clorhídrico 2 mol/L con 300 mL de solución de ácido clorhídrico 4 mol/L. La concentración de la solución resultante en mol/L, suponiendo volúmenes aditivos, será:

A) 3,0

B) 1,0

C) 3,5

D) 2,0

E) 4,0

CT \* VT = C1 \* V1 + C2 \* V2

Como se indicó que los volúmenes son aditivos, podemos considerar que el volumen total es 0,4 L (0,1 L + 0,3 L). Transformando los mL a L.

CT = C1 ∗ V1 + C2 ∗ V2 /VT = 2 mol L ∗ 0,1 L + 4 mol L ∗ 0,3 L/ 0,4 L = 3,5 mol /L = 3,5 M

**Ejercicio 13.** ¿Qué volumen de una solución de NaOH al 15,54 % en masa y densidad 1,170 g/mL se necesita para preparar 500 mL de una solución 0,2 M de NaOH?

1. 22,0 mL
2. 10,2 mL
3. 15,4 mL
4. 8,7 mL
5. Otro valor

Aplicando la ecuación 9:15,54 % ∗ 1,170 g/mL∗ 10/40g mol=4,545 M



C1 \* V1= C2 \*V2 4,545 M \* X = 0,2 M \* 500 mL X = 22,0 mL

**Ejercicio 14**. Qué molalidad (mol/kg de solvente) tiene cada una de las disoluciones a) 8,66 g de benceno (C6H6) disueltos en 23,6 g de tetracloruro de carbono (CCl4) b) 4,80 g de NaCl disueltos en 0,350 L de agua, respectivamente**(10 puntos)**

A) 4,70 y 0,23

B) 0,23 y 4,70

C) 0,11 y 0,08

D) 8,7 y 4,8

1. Otro valor

**Ejercicio 15.** Según la legislación Colombiana la máxima cantidad de SO2 (para sulfatar la bebida) que se puede añadir al vino tinto es de 250 mg por litro de bebida.(10 puntos)

* 1. Cuál es la concentración en ppm permitida en el vino tinto.
  2. Exprese la concentración anterior en ppb.
  3. Cuantos ppm de SO2 contiene generalmente una botella de vino, si su contenido es de 750 cm3.

Si las soluciones se encuentran muy diluidas una forma de expresar la concentración es en ppm o ppb. Las ppm se refieren a la cantidad de soluto que hay por cada millón de unidades de la solución.

ppm (106) ppb (109) ppm (ejemplo) = mg/L ppb (ejemplo) = µg/L