



## Colegio Beatriz Miranda de Cabal

### Módulo Auto Instruccional de Química General 12°

#### Contenido

Colegio Beatriz Miranda de Cabal .....	i
Módulo Auto Instruccional de Química General 12° .....	i
Tema 1: El agua .....	1
Logro de Aprendizaje .....	1
Propiedades físicas del Agua .....	1
Propiedades Químicas del Agua .....	3
Laboratorio n° .....	3
Título: Soluciones Cualitativas .....	3
Contaminación del Agua .....	4
TRATAMIENTO DE LAS AGUAS CONTAMINADAS .....	4
TEMA 2: LAS SOLUCIONES .....	5
Logro de Aprendizaje .....	5
LA CONCENTRACIÓN DE LAS SOLUCIONES PUEDE EXPRESARSE EN DISTINTAS FORMAS .....	5
Soluciones en Reacciones Químicas .....	9
Problema de Muestra .....	9
NORMALIDAD .....	10
Fracción Molar .....	11
Tema: Preparación de un ácido y una base .....	12
Procedimiento .....	13
TEMA 3: ÁCIDOS Y BASES .....	14
Logro de Aprendizaje .....	14
Soluciones Tampón .....	17
Titulación Acido-Base .....	17
Título: Acidez y Basicidad .....	18
Bibliografía .....	20

## Tema 1: El agua.

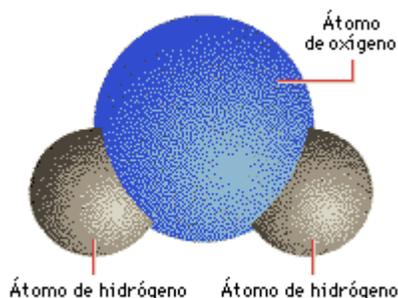
**Logro de Aprendizaje:** Conocer las propiedades del agua y sus soluciones.

Es la única sustancia química que se presenta en la naturaleza en los tres estados físicos de la materia: sólido, líquido y gaseoso.

El agua es un componente vital, pues se presenta como constituyente fundamental en las reacciones biológicas: como reactivo en la fotosíntesis y como producto del metabolismo de los animales.

El agua es uno de los medios más idóneos para la realización de diversas reacciones, gracias a sus propiedades, entre las cuales tenemos:

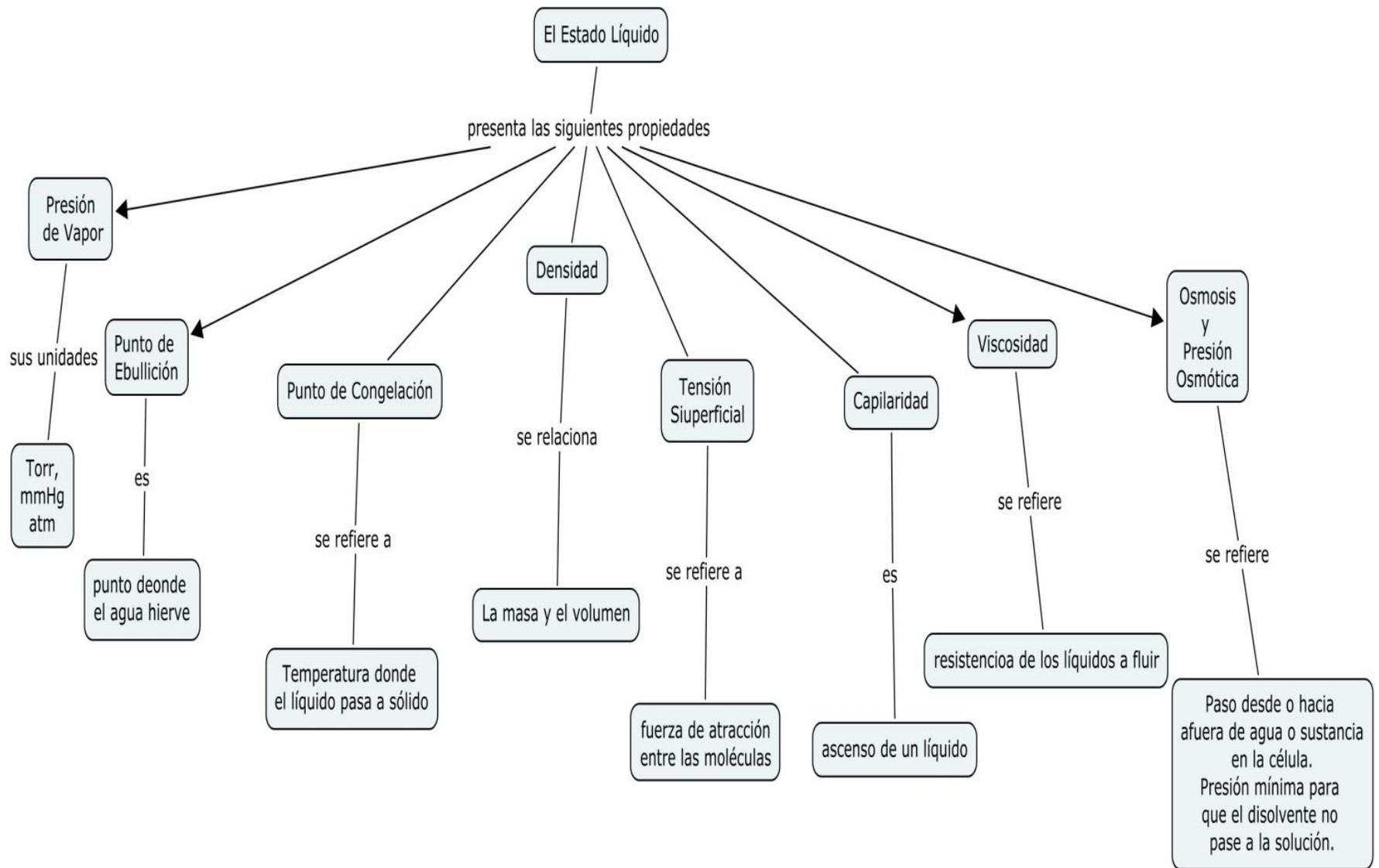
- Es un compuesto muy estable, es decir no se descompone fácilmente.
- Es mejor disolvente que la mayoría de los líquidos corrientes. La capacidad de disolución a los compuestos iónicos y moleculares.
- Sus puntos de fusión y de ebullición son más elevados que los de la mayoría de los líquidos ordinarios.
- Los enlaces por los cuales está unidos son covalentes



En 1781, Henry Cavendish, en sus estudios sobre el hidrógeno, comprobó que cuando este gas arde en presencia de oxígeno o de aire, se forma agua. Sin embargo, Lavoisier fue el primero en demostrar que el agua no es un elemento, como se creía hasta entonces, sino un compuesto que se forma a través de dos gases: Hidrógeno y oxígeno. Es triatómica.

### Propiedades físicas del Agua

Mencionamos algunas propiedades como el punto de ebullición y de fusión. Cuáles son en condiciones normales?. La densidad es de 1,000 g / ml. esto indica que un ml de agua tiene una masa de un gramo. Tensión superficial.



### Propiedades Químicas del Agua.

- a- Descomposición, cuando se somete a temperaturas mayores de 2000 °C puede separarse en sus componentes, el hidrógeno y oxígeno. Por electrólisis se abarata el proceso.
- b- Reacción con los óxidos. Con los óxidos metálicos forma hidróxidos y con los óxidos no metálicos produce el ácido correspondiente. Veamos  $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \Rightarrow 2\text{NaOH}$  y  $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \Rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$ .
- c- Reacción con los metales, formando hidróxidos.  $2\text{K} + 2\text{H}_2\text{O} \Rightarrow 2\text{KOH} + \text{H}_2\uparrow$  . otros forman el óxido y liberan gases.  $\text{Mg} + \text{H}_2\text{O} \Rightarrow \text{MgO} + \text{H}_2\uparrow$ .
- d- Reacción con no-metales.  $\text{C} + \text{H}_2\text{O} \Rightarrow \text{CO} + \text{H}_2$  ( a unos 1000 °C),  
 $\text{C} + 2\text{H}_2\text{O} \Rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2$  (a más de 1000°C)
- e- Realice el experimento de óxidos básicos y ácidos, corrosión. Página 34 y 36 de la guía.

### Laboratorio n° \_\_\_\_

#### Título: Soluciones Cualitativas

Logro de Aprendizaje: Preparar soluciones cualitativamente.

Introducción: Mediante la utilización de muestras sencillas realizar soluciones cualitativas en especial peso-peso, peso- volumen, volumen- volumen.

MT: ( 1 página de referencias con 5 citas)

Procedimiento:

- a- Pesar 3 gramos de azúcar y disolverlo en 100 cc de agua. ¿ % de la solución).
  - b- Pesar 5 gramos de sal y disolverlo en 100cc. ¿ % de la solución).
  - c- Medir 50 cc de la solución del paso anterior y diluirlo en 100 cc. ¿ % de la solución).
  - d- Anote el % del ácido muriático y lo compara con el puro de la bodega.
  - e- Exprimir los limones y adicionar el jugo en un tubo de ensayo, luego introduzca la lima oxidada. Compárela antes con la lima nueva.
  - f- Anote el % o fracción de los componentes de las efervescentes. Diluirlas en 100 cc cada una.
  - g- Medir 5 cc del HCl y lo diluye en un litro. ¿ % de la solución).
- 1- Dos cucharadas de Azufre en solución más 5 gotas de fenolftaleína, qué observan anote.
  - 2- Disuelva 5 perlas de NaOH en 100cc de agua y adicione 5 gotas del indicador. Anote.

- 3- Dos cucharada de  $\text{CuSO}_4$  en 100 de agua y luego introduzca un clavo, qué ocurre, anote.
- 4- Ácido clorhídrico, introduzca el clavo oxidado de la parte anterior en un vaso con  $\text{HCl}$ . Qué sucedió. Anote.  
Traer una lima nueva y usada u oxidada
- 5- Qué ocurre entre el  $\text{Zn}$  con agua, espere unos minutos y adicione 3 gotas de indicador. Anote.

Resultados:

Análisis de Resultados

Conclusiones

Fuentes de Consultas.

## Contaminación del Agua.

Cuando las sustancias que son arrojadas al agua, cambian su composición química natural, se dice que hay contaminación hídrica.

Entre los contaminantes más comunes tenemos los iones nitrito, sulfito y amoníaco que se generan en las industrias y que se acumulan dándose el fenómeno llamado bioacumulación. Otras son las sustancias que alteran el pH y la salinidad del agua producto de la actividad minera y que forma lluvia ácida. Los nutrientes en exceso que afecta la actividad fotosintética tal como el potasio, calcio y magnesio ya que produce un crecimiento acelerado de las algas y esto se conoce como eutrofización. Los residuos urbanos.

## TRATAMIENTO DE LAS AGUAS CONTAMINADAS.

Con el fin de controlar y reducir el impacto ambiental de las descargas de agua contaminadas, se han construido centrales especiales llamadas plantas de tratamientos y que en toda industria en necesaria.

Existen tres tipos de tratamientos:

- a- Tratamiento Primario el cual consiste en la remoción de la materia orgánica por sedimentación. para esto se utilizan dos reactivos: el  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  y el  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ , que al mezclarse forman una masa gelatinosa que arrastra materia orgánica y algunas bacterias.
- b- Tratamiento secundario, consiste en la aireación para remover la materia disuelta utilizando una mezcla de microorganismo aerobios que la descomponen en  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$ .
- c- Tratamiento terciario, netamente químico y es costoso. Consiste en adición de sales de aluminio para remover los fosfatos, quienes precipitarán en forma de  $\text{AlPO}_4$ .

La cloración es un método efectivo para desinfectar el agua y potabilizarla. Sin embargo, el cloro, al reaccionar con residuos de contaminantes orgánicos, puede impulsar la formación de sustancias imprevistas como compuestos altamente cancerígenos. Es el caso del diclorometano y el diclorotileno.

- Investigación: Análisis Físicos y Químicos en la potabilización del agua.
- Tarea: Ilustrar los siguientes términos: Fotosíntesis, Respiración, Propiedades físicas del agua, tarea n° 1 de admisión del módulo 10 y propiedades químicas de la materia. Valor 20 puntos.

## TEMA 2: LAS SOLUCIONES

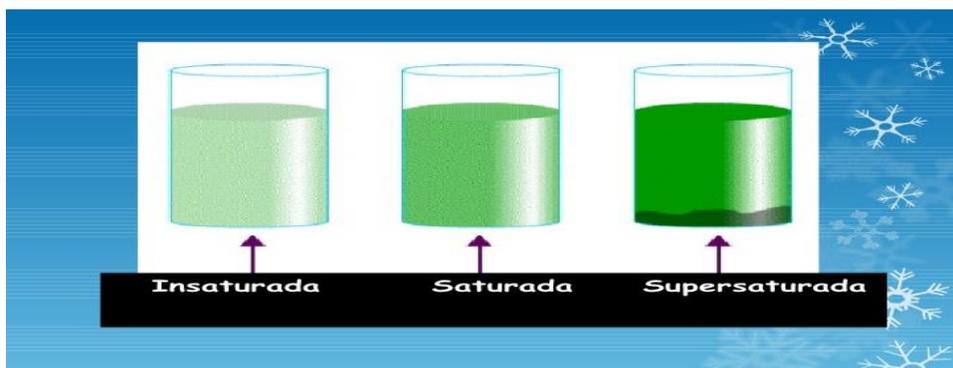
**Logro de Aprendizaje:** Preparar soluciones a concentraciones específicas.

Podemos definir solución como una mezcla homogénea de dos o más sustancias, en proporción que puede variar dentro de límites definidos. La sustancia que se disuelve se llama soluto y la que actúa como medio de disolución se llama solvente. Dos líquidos que pueden disolverse mutuamente son miscibles. El agua y el alcohol etílico son miscibles.

Cuando una sustancia se disuelve en otra, ocurren varios mecanismos que envuelven energía: se necesita energía para vencer la fuerza de atracción que mantiene unidos las moléculas o los iones del soluto, se requiere energía para vencer las fuerzas de atracción entre las moléculas del solvente y cuando se unen se desprende una energía llamada energía de solvatación.

### LA CONCENTRACIÓN DE LAS SOLUCIONES PUEDE EXPRESARSE EN DISTINTAS FORMAS.

La concentración de una solución indica la cantidad de soluto en una cantidad dada de solvente. Hay tres conceptos a los cuales debe estar bien claro, solución diluida, saturada y sobresaturada. De su comprensión dependerá la aplicación de procesos químicos teóricos y prácticos.



Pues presentamos una serie de concentraciones en la que se expresan las soluciones:

- a- Porcentaje: cuando se expresa la concentración de una solución en términos de tanto por ciento, el % dado indica el peso de soluto en 100 partes de la solución.

Ejemplo: Una solución al 5%, indica que el 5% del peso corresponde al soluto y el 95% restante al solvente.

Cuál es la masa porcentual de una solución preparada al disolver 30 g de NaOH en 120 g de agua? Solución:  $\% = \frac{\text{g de soluto}}{\text{g de solución}} \times 100$

$\% = \frac{30 \text{ g de NaOH}}{150 \text{ g de Solución}} \times 100 = 20 \% \text{ (m/m) NaOH.}$

Un ungüento antibiótico tiene 3,5 % (m/m) de neomicina. ¿Cuántos gramos de neomicina hay en un tubo que contiene 64 gramos de ungüento?

64 g de ungüento (3,5 g de neo/ 100 g de ungüento) = 2,2 g de neomicina.

- b- Peso por volumen: Expresamos el peso de soluto y el volumen de solvente.

Ejemplo: 5 g de sulfato de cobre en 100 ml de agua. 5% p/v.

Cuál es el % de una solución que contiene 20 g KOH en 250 ml de solución? R: 8%.

- c- Peso por peso. Ejemplo: 2 g de NaCl en 50 g de agua.

Otra forma es si decimos que se disuelven 10 gramos de sal de cocina en 90 gramos de agua, el % es 10, ya que  $10\text{g} / 100\text{g} \times 100$  lo justifica.

- d- Volumen por volumen. Ejemplo: 10cc de alcohol disuelto en 100cc de agua.

Cuántos ml hay en una solución de ácido sulfúrico al 20%? Esto indica que en una solución de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> de 100cc hay 20 ml de ácido.

Un estudiante preparó una solución al agregar agua a 5 cc de etanol para preparar una solución final de 250 cc. Cuál es el % en v/v de etanol?

- e- Partes por millón (ppm), usada para medir concentraciones muy pequeñas de elementos en estudio. Ejemplo cloro en agua. Es equivalente a mg de soluto/L de solución, ppm= mg/L. Ejemplo: en una muestra se tiene 0,00070 g de fluoruro de sodio en una solución de 350 ml, Cuántos ppm Hay? R=  $0,7\text{mg} / 0,35\text{L} = 2 \text{ ppm.}$

- f- Por medio de unidades químicas como la molaridad, normalidad y la molalidad.

<http://www.slideshare.net/tango67/molaridad-14380401>

Para que consultes este link y estudies los ejemplos sencillos sobre molaridad.

Laboratorio de Métodos Colorimétricos en el Análisis de Agua Potable, Natural o Residual.

Método de DPD para cloro,

Método de Oxígeno Disuelto,

Método de Hierro

Método de pH

Conductividad, Sólidos Totales Disueltos y Salinidad.

Molaridad: es el número de moles de soluto en un litro de solución. Qm171(25/5)

$$M = \text{Número de moles} / \text{litros de solución}, M = n / V$$



Una solución 2M indica que en cada litro de solución hay 2 moles de soluto.

Moles ,  $n = \text{gramos} / \text{peso molecular}$ .

Ejemplo: Cuál es la molaridad de una solución que contiene 50 g de KOH en 400ml de solución?

Solución:  $M = n / V = g / P.M / L$ .

$n = M \cdot V$  usada para dilución.

$$M = 50g / 56 \text{ g/ mol de KOH} / 0.400 \text{ L}$$

$$M = 50 \text{ g} / 56 \text{ g/ mol} \times 0.4L$$

$$M = 2.23 \text{ moles/ L}$$

- Cuál es la molaridad de una solución de 250 ml si se prepara con 60 g de NaOH?  
Solución:  $M = 60 \text{ g de NaOH} / 40 \text{ g/mol} / 0.25 \text{ L} = 6.0 \text{ mol/L}$
- Cuál es la molaridad de una solución que contiene 75 g de  $\text{KNO}_3$  disueltos en 350cc de solución?
- Cuántos litros de una solución de 2 M se necesitan para preparar 67,3 g de NaCl.  
0,576L de NaCl.
- Cuántos gramos de KCl necesitarías pesar para preparar 250 cc de una solución 2 M?  
Respuesta: 37,5 g de KCl.

- Cuántos gramos de  $\text{NaHCO}_3$  hay en 325 mL de una solución de 4,5 M de  $\text{NaHCO}_3$ ?
- Cuál es la molaridad de una solución preparada cuando 75,0 mL de una solución de 4M de  $\text{KCl}$  se diluyen en un volumen de 500 mL. (Respuesta: 0,6 M de  $\text{KCl}$ ).
- Necesitas preparar 600 mL de solución 2 M de  $\text{NaOH}$  a partir de una solución 10 M. Cuál es el volumen de la solución original que usarías?
- que tu solución sea 85% m/m significa que hay 85 gr de ácido fosfórico en 100 gr de solución.  
como la densidad de tu solución es 1.685 g/ml, entonces tienes 1.685 gr de solución que corresponden a 1 ml de solución.  
Para calcular la molaridad, moles de ácido por litro de solución tienes que hacer varios pasos:  
1) 1.685 gr de sn ..... 1 ml de sn  
100 gr de sn ..... x =59.35 ml de sn  
Si a 85 gr de ácido le correspondían 100 gr de sn, entonces: a 85 gr de ácido le corresponden a 59.35 ml de sn. Nuevamente por regla de tres.  
85 gr de ácido.....59.35 ml de sn  
x= 1432 gr de ácido.....1000 ml de sn= 1 lt  
Como el ácido tiene un  $\text{PM}=98$ .  
98gr..... 1 mol  
1432gr.....X=14.62 moles que hay en 1 lt de s. tu solución es 14.62M (molar)  
Para la normalidad tienes que multiplicarla por tres (cantidad de  $\text{H}^+$  del ácido) = 43.86 N

Resuelva de la misma forma los siguientes problemas.

- a- Cuántos gramos de  $\text{KNO}_3$  se necesitan para preparar 150 mL de solución 0.3M? Respuesta: 4.545 gramos de  $\text{KNO}_3$ .
- b- Tenemos 0.5 L de  $\text{NaOH}$  0.1M y le agregamos 0.25L de agua. Cuál es la molaridad de la solución resultante? Respuesta: 0.066 mol / L.
- c- Cuál será la molaridad de una solución de 6.25 g de carbonato de sodio en 33 mL de solución?
- d- Cuál es la molaridad de una solución de sacarosa ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) que contiene 13.5 gramos de soluto en 100 mL?
- e- Cuántos gramos de  $\text{KI}$  se necesitan para preparar un litro de solución 0.5M?
- f- Cuánto de agua se debe agregar a una solución 0.5m de  $\text{NaOH}$  para convertirla en una solución 0.2M? el volumen de la solución original es de 50 mL.
- g- Si se disuelven 10 g de  $\text{KOH}$  en 450 ml de agua, cuál es la concentración molar y molal de la solución.  $R_2= 0,39$  m.

- h- Cuál es el % de una solución que contiene 10 g de NaCl en 150 g de solución?
- i- Cuál es la Fracción molar de una solución que está formada de 5g de glucosa (C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>), 0,5 moles de alcohol etílico (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH) y 100 g de agua.
- j- Cuál es la concentración en ppm de una solución que está formada de 500ml de aire y 0,005g de CO
- k- Cuántos g de NaCl se deben de medir en la balanza para preparar 600 ml de solución 0,5M?

## Soluciones en Reacciones Químicas.

### Problema de Muestra:

El zinc reacciona con HCl para producir ZnCl<sub>2</sub> y gas H<sub>2</sub>



Cuántos litros de una solución de 1,5M de HCl reaccionan completamente con 5,32 g de Zn?

Solución:

5,32 g de Zn ( 1 mol de Zn/65,41 g de Zn)( 2mol de HCl/1 mol de Zn)(1LHCl/1,5 mol de HCl) = 0.108 L de HCl.

**Comprueba tu aprendizaje:** Con la reacción anterior, cuántos gramos de Zn reaccionan con 225 mL de 0,2 M de HCl?

Cuántos mL de 0,25M de BaCl<sub>2</sub> se necesitan para reaccionar con 32,5 mL de una solución de 0,16M de Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>?

La reacción es: Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (ac) + BaCl<sub>2</sub> (ac) → BaSO<sub>4</sub> (s) + 2 NaCl (ac)  
0,0325L Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (0,16 mol de Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>/ 1L Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)(1 mol de BaCl<sub>2</sub>/1mol de Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) ( 1L de BaCl<sub>2</sub>/ 0,25 mol de BaCl<sub>2</sub>) ( 1 000 mL de BaCl<sub>2</sub> / 1 L de BaCl<sub>2</sub>) = 20, 8 mL de BaCl<sub>2</sub>

**Verifica tu aprendizaje:** Para la misma reacción,

Cuántos mL de 0,33 M de Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> se necesitan para reaccionar con 26,8 mL de una solución de 0,216 M de BaCl<sub>2</sub>?

Cuál es la molaridad de una solución al 40% de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> si la densidad es 1,19 g/ml?

Peso de un litro de solución = 1 000 x D = 1000 x 1,19 = 1 190 g

Peso del ácido en un litro es = 1 190 x40/ 100 = 476 g

Número de moles del ácido: 476 g/ 98 g/mol = 4,86 moles

**M = n/ V** = 4,86 moles / 1L = 4,86 moles /L

## NORMALIDAD

Cuando dos elementos se combinan, o cuando uno sustituye al otro, lo hacen en determinada relación de pesos. Por ejemplo, un gramo de hidrógeno se combina con 8 gramos de oxígeno. Pues, son equivalente por eso definimos peso equivalente como el peso de un elemento que se combina o sustituye a un gramo de hidrógeno. Se determina cuando dividimos el peso atómico entre el número de valencia.

Ejemplo: peso equivalente del Al:  $27 / 3 = 9$ .

**Los elementos que poseen valencias diferentes tienen varios pesos equivalentes.**

Ejemplo: Cuál es el peso equivalente de  $H_2SO_4$ ?

$$\begin{aligned} \text{P.M: } & 1 \times 2 = 2 \\ & 1 \times 32 = 32 \\ & 4 \times 16 = 64 \\ & 98 / 2 = 49. \end{aligned}$$

Ejemplo: Cuál es el peso equivalente de NaOH?

Sol:  $23 \times 1 = 23$  y  $17$  suman  $40$  que dividido entre uno es  $= 40$ .

Ejemplo: cuál es el peso equivalente de  $Al_2(SO_4)_3$ ?

Pues hay 6 cargas en ambos casos.

$$342 / 6 = 57$$

Normalidad de una solución es el número de pesos equivalentes de soluto en un litro de solución.  $N = \text{N}^\circ \text{ de equivalente de soluto} / \text{litros de solución}$ .

Se determina el  $\text{N}^\circ \text{ de equivalente} = \text{gramos} / \text{peso equivalente}$ .

$$N = \text{gramos} / \text{peso equivalente} / \text{litros de solución}.$$

Ejemplo: cuál es la normalidad de una solución que contiene 2.8 g de KOH en 2 500 mL de solución?

Sol:

$$\text{Peso equivalente de KOH} = 56 / 1 = 56$$

$$2\,500 \text{ ml} = 2.5 \text{ L}$$

$$N = 2.8 / 56 / 2.5 = 2.8 / 56 \times 2.5 = 2.8 / 140 = 0.02N$$

Ejemplo: cuántos gramos de  $Na_2SO_4$  se necesitan para preparar 150 mL de solución 0.1 N?

$$\text{Ejemplo: P. Equiv. de } Na_2SO_4 = 142 / 2 = 71$$

$$150 \text{ mL} = 0.15L$$

$$N = g / 71 / 0.15$$

$$0.1 = g / 71 \times 0.15$$

$$0.1 \times 10.65 = g$$

$$1.065 = \text{gramos de Na}_2\text{SO}_4$$

Ejemplo: Cuál será la N de una solución de NaOH que contiene 8 g de NaOH en 200 ml de solución?  $R = \text{No. P eqg de NaOH} = 8 \text{ g de NaOH} (1 \text{ eq de NaOH}/40 \text{ g}) = 0,2$  y el  $V = 0,2 \text{ L}$ , donde la  $N = 0,2 \text{ eqg de soluto} / V \text{ de solución} = 0,2 \text{ eqg} / 0,2 \text{ L} = 1$

**Ejemplo:** Cuántos mL de HCl, 37.23% puro y con gravedad específica 1.19 se necesitan para preparar un litro de solución 0.1N del ácido?

Respuesta:  $N = g / p. \text{Equiv} / L$ ,  $= g / 36.5 / 1 \text{ L}$   $3.65 = \text{gramos de HCl}$ .

Entonces, por cada mL del ácido pesa 1.19 g y de ese peso 37.23% es ácido  
 $37.23 / 100 \times 1.19 \text{ g} = 0.443 \text{ g de HCl}$  (gramos puros por mililitros)

Para tener 3.65 g necesitamos:

$$3.65 / 0.443 = 8.43 \text{ mL de HCl}$$

### Resuelva:

- 1- Cuál será la N de una solución de NaOH que contiene 30 g de soluto en 500 mL de solución?
- 2- Cuántos g de  $\text{AgNO}_3$  se necesitan para preparar 150 cc de solución 0.1N?
- 3- Cuál es la N de una solución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  al 98%, y densidad 1.8 g / ml?  
Peso equivalente = 49  
1 mL pesa 1.8 g  
1000 mL pesan 1800 g  
De esos 1800 gramos, el 98% es ácido.  
 $98 / 100 \times 1800 = 1744 \text{ gramos}$ .  
 $N = 1744 / 49 / 1 = 35.5$ .
- 4- Una solución contiene 5,8 g de NaCl y 100 g de agua, determine la fracción molar del agua y de la sal?  $I =$  encontramos las moles de cada uno.  
 $n_{\text{NaCl}} = 5,8 \text{ g} / 58,5 \text{ g/mol} = 0,09 \text{ mol}$  y  $n_{\text{H}_2\text{O}} = 100 \text{ g} / 18 \text{ g/mol} = 5,55 \text{ mol}$ . Luego la  
 $X_{\text{NaCl}} = 0,09 / (0,09 + 5,55) = 0,015$  y  
 $X_{\text{H}_2\text{O}} = 1,0 - 0,015 = 0,985$ .
- 5- Calcule el volumen final de una solución 0,5 M a partir de 300 mL de HCl 2,0M.  
 $R = V_2 = M_1 V_1 / M_2 = 2,0 \text{ M} \cdot 300 \text{ ml} / 0,5 \text{ M} = 1200 \text{ mL}$  o sea 1,2 L.

## Fracción Molar

**Propósito:** Determinar las fracciones molares de las sustancias que participan en una mezcla.

Una fracción molar es un número fraccionario, la fracción mol de B es la fracción de todas las moléculas de la solución que son de B. pues de aquí tenemos que:  $X_a + X_b + X_c = 1$

- Ejemplo: Una solución tiene 4 moles de etanol y 12 moles de agua, la fracción molar de etanol es:  $4 / (4 + 12) = 0,25$  y de igual, para el agua es 0,75. Convertido a porcentaje molar es 25 y 75 %..
- Ejemplo: Calcule la fracción molar de ácido sulfúrico en 100 gramos de solución al 20% (p/p)

$$n_A = g / PM = 80 \text{ g} / 18 \text{ g/mol} = 4,44 \text{ moles de agua}$$
$$n_B = 20 \text{ g} / (98 \text{ g/mol}) = 0,20 \text{ moles de ácido.}$$

$$X_B = 0,20 / (0,2 + 4,44) = 0,043.$$

Cuántas son las moles de agua en la solución?

- Se disuelven 25 gramos de metanol en 50 g de agua, calcule las fracciones molares?  
PM, H<sub>2</sub>O = 18,016 g / mol y PM, metanol = 32 g/mol  
 $n_A = 50 \text{ g} / 18 \text{ g/mol} = 2,78$  moles de agua,  
 $n_B = 25 \text{ g} / 32 \text{ g/mol} = 0,78$  moles de metanol.

$$X_A = 2,78 / (2,78 + 0,78) = 0,78$$

$$X_B = 0,78 / 3,56 = 0,22 \text{ y la suma de todas las fracciones da a 1.}$$

Ejemplo: Una solución acuosa que contiene 100 g de etanol, C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH, por litro de solución, tiene una densidad de 0.984 g/mol. Cuáles son las fracciones molares de etanol y agua en esa solución?

Solución:

$$\text{Peso de la solución: } 1 \text{ Litro} \times 1000 \text{ mL} / 1 \text{ Litro} \times 0.984 / \text{mL}$$

$$\text{Peso del etanol} = 100 \text{ g}$$

$$\text{Peso del agua} = 984 \text{ g} - 100 \text{ g} = 884 \text{ g}$$

$$\text{Moles de etanol: } 100 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH} (1 \text{ mol de etanol} / 46,1 \text{ g de etanol}) = 2,17 \text{ moles}$$

$$\text{Moles de agua: } 884 \text{ g de agua} (1 \text{ mol de agua} / 18,08 \text{ g de agua}) = 49,1 \text{ moles}$$

$$\text{Fracción molar de etanol: } (2,17 \text{ moles} / \text{moles totales}) = 0,0423$$

$$\text{Fracción molar del agua: } (49,1 \text{ moles} / \text{moles totales}) = 0,9580$$

$$\text{Sumatoria: } 1,000$$

## Laboratorio

### Tema: Preparación de un ácido y una base.

**Propósito:** Preparar una solución ácido base adecuadamente.

Determinar la concentración del ácido a partir de una base de concentración conocida.

**Introducción:** En esta experiencia se prepararán dos soluciones bajo las normas de seguridad y riesgos adquiridos anteriormente y que se confirmará la concentración mediante la valoración.

**Marco teórico:** Investigue sobre el tema citando por lo menos 5 autores.

**Materiales y Reactivos:**

Vasos químicos de 250 mL	NaOH
Erlenmeyer de 250 mL	HCl
Balanza granataria o analítica	Fenolftaleína
Pipetas de 5 y 10 mL	agua destilada
Buretas de 25 o 50 mL	
Papel encerado o parafin	
Vidrio o policial, papel toalla, jabón y limpiones.	

**Procedimiento**

- a- Preparación del HCl al 0.1N o molar. Realizar los cálculos antes de llegar al laboratorio. Medir 8,43 mL de HCl concentrado y diluir a un litro. Rotule el recipiente con la solución ácida el cual será utilizado posteriormente.
- b- Preparación del NaOH al 0.1 M. Pesar 4 gramos de NaOH y diluirlo a un litro. Rotule y siga las instrucciones del docente. Ambas soluciones pueden ser peligrosas si no se manipulan correctamente.
- c- Prepara el indicador o tampón. pesar 0.5 gramos en 100 mL de agua destilada o 50 mL de etanol y 50 mL de agua destilada.
- d- Neutralización o valoración.

d-1: Llene la bureta con NaOH hasta la medida de su capacidad.

d-2: Tome una alícuota de HCl de 15 mL y adicione 30 mL de agua destilada.

d-3: Hágalo por triplicado y le agregas tres gotas de fenolftaleína.

d-4: Titule o deje caer o adicionar el NaOH desde la bureta hasta que aparezca un color rosado con este color termina la reacción.

d-5: Anote todo lo que ha realizado, escribe la ecuación química, balancee la ecuación química.

d-6: Densidad del agua, registre la masa de una probeta, luego aforarla a la medida y calcule la masa del agua, determine la densidad del agua.

**Resultados:** Presente los cálculos para preparar el ácido y la base. Grafique el sistema desarrollado.

Desarrolle de admisión la tarea 4 y 5 del módulo 10 sobre el estado líquido.

**Análisis de resultados,** según las indicaciones dadas.

Conclusiones y fuentes bibliográficas

### TEMA 3: ÁCIDOS Y BASES

**Logro de Aprendizaje:** Interpretar las fórmulas de pH, pOH y Calibrar el pHmetro para la medición de la acidez y basicidad.

ÁCIDOS:	BASES:
<ul style="list-style-type: none"> <li>Tienen sabor agrio, como el vinagre.</li> <li>Son corrosivos para la piel.</li> <li>Enrojecen ciertos colorantes vegetales, como el tornasol.</li> <li>Las disoluciones concentradas destruyen la materia orgánica.</li> <li>Atacan a los metales, desprendiendo hidrógeno.</li> <li>Neutralizan los efectos de las bases.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Tiene sabor amargo.</li> <li>Son suaves al tacto, pero corrosivos con la piel.</li> <li>Dan color azul a ciertos colorantes vegetales.</li> <li>Las disoluciones concentradas destruyen la materia orgánica.</li> <li>Con los metales, generan sólidos insolubles (hidróxidos).</li> <li>Neutralizan los efectos de los ácidos.</li> </ul>
En disolución acuosa, conducen la corriente eléctrica.	



El concepto de p, pH, pOH y pK.

El pH de una solución se define como el logaritmo decimal del inverso de la concentración de iones hidrógenos en moles / litro.

$$\begin{aligned}
 \text{pH} &= \log 1 / [ \text{H}^+ ] = -\log [ \text{H}^+ ] & \text{o } [ \text{H}^+ ] &= 10^{-\text{pH}} \\
 \text{pOH} &= \log 1 / [ \text{OH}^- ] = -\log [ \text{OH}^- ] & \text{o } [ \text{OH}^- ] &= 10^{-\text{pOH}}
 \end{aligned}$$

$$(\text{H}^+) = 1 \times 10^{-14} / (\text{OH}^-) \quad \text{y} \quad (\text{OH}^-) = 1 \times 10^{-14} / (\text{H}^+)$$

Por ejemplo, si  $[ \text{H}^+ ] = 10^{-3}$ , se tendrá que el  $\text{pH} = \log 1 / [ \text{H}^+ ] = \log 1 / 10^{-3} = 3$ . Cuanto más pequeño es el pH, mayor es la acidez.

La relación entre pH y pOH se puede ver de la expresión  $[ \text{H}^+ ] \times [ \text{OH}^- ] = 10^{-14}$ , lo que queda aplicando logaritmo así : **pH + pOH = 14**

$K_w = (H^+)(OH^-) = 1 \times 10^{-14}$  se denomina producto iónico del agua.

Qué es hidrolisis?



Ejemplo: Consulte la página 126 y 127 para los ejemplos adicionales.

Calcular la  $(OH^-)$  en una solución en donde la  $(H^+)$  es  $5 \times 10^{-4}$

$$\text{Solución: } OH^- = K_w / (H^+) = 1 \times 10^{-14} / 5 \times 10^{-4} = 0.2 \times 10^{-10} = 2 \times 10^{-11}$$

Ejemplo: Cuál es el pH de una solución si  $(H^+)$  es  $2 \times 10^{-3}$ .

$$\text{Solución: } pH = \log 1 / 2 \times 10^{-3} = \text{Log}10^3 / 2 = \text{Log}10^3 - \log 2 = 3,00 - 0,33 = 2,70$$

En la calculadora se hace lo siguiente:  $pH = -\log 3,2 \times 10^{-3}$ , se marca el menos luego el log se escribe el número, exponente negativo y el igual y el pH resultante es un número entero.

Ejemplo: Cuál es el pH si  $(H^+)$  es  $5 \times 10^{-9}$ ?

$$pH = \text{Log } 10^9 / 5 = \text{Log } 10^9 - \log 5 = 9,0 - 0,699 = 8,301$$

Ejemplo: Calcular el pH de la solución de NaOH 1M?

$$(OH^-) = 1M, \quad pOH = -\log(OH^-) = -\log 1,0 = 0,0$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 0,0 = 14$$

Ejemplo: Calcular  $(OH^-)$  en una solución en donde  $(H^+)$  es  $5 \times 10^{-4}$

Respuesta:  $K_w = (H^+) (OH^-) = 1 \times 10^{-14}$ ,

$$OH^- = 1 \times 10^{-14} / 5 \times 10^{-4} = 0,2 \times 10^{-10}$$

Ejemplo: El pH del agua lluvia es 4,82. Encontrar la concentración molar de iones hidronio.?

Respuesta:  $(H^+) = 1 \times 10^{-5}$ , se logra de la siguiente manera: shift log=  $10^{-pH}$ , igual y aparece dicha concentración.

En una solución de NaOH, la concentración molar de  $OH^-$  es de  $2,9 \times 10^{-4}$ , Cuál es el pH de la solución?

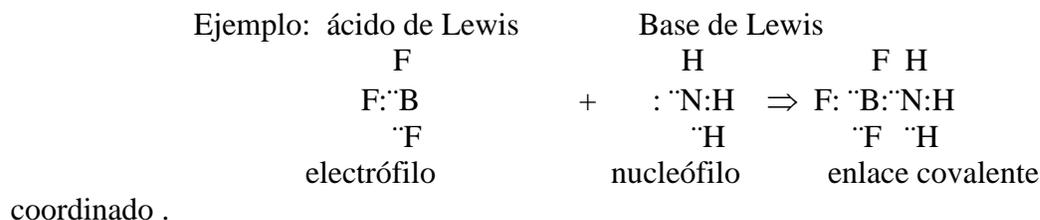
Respuesta:

	[H <sup>+</sup> ]	pH	Ejemplo
Ácidos	1 X 10 <sup>0</sup>	0	HCl
	1 x 10 <sup>-1</sup>	1	Ácido estomacal
	1 x 10 <sup>-2</sup>	2	Jugo de limón
	1 x 10 <sup>-3</sup>	3	Vinagre
	1 x 10 <sup>-4</sup>	4	Soda
	1 x 10 <sup>-5</sup>	5	Agua de lluvia
	1 x 10 <sup>-6</sup>	6	Leche
Neutral	1 x 10 <sup>-7</sup>	7	Agua pura
Bases	1 x 10 <sup>-8</sup>	8	Claras de huevo
	1 x 10 <sup>-9</sup>	9	Levadura
	1 x 10 <sup>-10</sup>	10	Tums <sup>®</sup> antiácidos
	1 x 10 <sup>-11</sup>	11	Amoniaco
	1 x 10 <sup>-12</sup>	12	Caliza Mineral - Ca(OH) <sub>2</sub>
	1 x 10 <sup>-13</sup>	13	Drano <sup>®</sup>
	1 x 10 <sup>-14</sup>	14	NaOH

Como hemos visto es necesario conocer la terminología antes presentada para que en los procesos químicos y biológicos sepamos cómo se equilibran y obtengamos un funcionamiento adecuado. Pues, ahora veremos las definiciones modernas de ácidos y bases.

- a- definición de Arrhenius: un ácido se define como una sustancia que en el agua produce iones H<sup>+</sup> mientras que una base es una sustancia que en solución acuosa produce iones OH<sup>-</sup>.
- b- Definición de Brønsted - Lowrønsted – Lowry: Propusieron una definición más amplia, la cual establece que una reacción ácido – base implica una transferencia de protones: el ácido es una especie (ion o molécula ) que dona un protón y la base es una especie que acepta el protón. CH<sub>3</sub>COOH (ácido) + H<sub>2</sub>O (base) ⇌ CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup> (base) + H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> (ácido). Podemos observar que el agua es una sustancia que actúa como ácido y como base y a estas sustancias suelen llamárseles anfipróticas o anfóteras. Un ácido fuerte es aquel que en el agua pierde completamente su protón.
- c- Definición de Lewis, considera un ácido como una especie que puede aceptar un par de electrones; una base es una sustancia que puede donar o ceder un par de

electrones. el ácido se llama electrófilo y la base se llama nucleófilo. Según Lewis, toda reacción que conduzca a la formación de un enlace covalente coordinado es una reacción ácido base.



## Soluciones Tampón

Algunas sustancias tienen la capacidad de consumir  $\text{H}^+$  y  $\text{OH}^-$  en grandes cantidades sin experimentar un cambio apreciable en el pH. Estas soluciones reciben el nombre de soluciones buffer, tampón, amortiguadores o reguladoras. Un tampón es una mezcla de un ácido débil y una base débil la cual se puede obtener mezclando un ácido débil con una de sus sales “tampón ácido”, puesto que el anión del ácido es una base débil. De igual forma para la base tamponada.

## Titulación Acido-Base.

La titulación ácido base es una de las técnicas más importante de la química analítica. El procedimiento general consiste en determinar la cantidad de un ácido por la adición de una cantidad medida y equivalente de una base o viceversa.

INDICADOR	COLOR ÁCIDO	COLOR BÁSICO	INTERVALO DE pH DE CAMBIO DE COLOR
Azul de timol	Rojo	Amarillo	1,2 - 2,8
Naranja de metilo	Rojo	Amarillo	3,2 - 4,4
Azul de bromofenol	Amarillo	Violeta	3,0 - 4,6
Rojo congo	Azul	Rojo	3,0 - 5,0
Rojo de metilo	Rojo	Amarillo	4,2 - 6,3
Azul de bromotimol	Amarillo	Azul	6,0 - 7,6
Tornasol	Rojo	Azul	6,0 - 8,0
Azul de timol	Amarillo	Azul	8,0 - 9,6
Fenolftaleína	Incoloro	Rosa	8,2 - 9,8
Amarillo de alizarina	Amarillo	Violeta	10,0 - 12,1



### Reacción química

En una reacción química se conserva el número de átomos y la masa original, pero se redistribuye el material en nuevas estructuras. Por ejemplo, un precipitado sólido amarillo, el yoduro de plomo ( $PbI_2$ ), se forma por la reacción de dos líquidos, el yoduro de potasio (KI) y el nitrato de plomo  $Pb(NO_3)_2$ .

Laboratorio n° \_\_\_\_\_

### Título: Acidez y Basicidad

Logro de Aprendizaje: Calibrar el pHmetro y Registrar el pH de soluciones preparadas.

Introducción: La acidez se determinará mediante el uso del pHmetro, previa calibración y luego las lecturas de cada muestra para su interpretación posterior.

MT..... 5 citas

Materiales y Reactivos: Papel toalla, detergente, vasos químicos, erlenmeyers, pHmetro, soluciones buffer, muestras de ácidos y bases preparadas en el laboratorio, muestras líquidas solicitadas.

#### Procedimiento

- Calibrar el pHmetro, usando el buffer pH7 primero y luego el pH 4. Siga las instrucciones del equipo. Anote.
- Realice la lectura de muestras de base y ácidos preparados en el laboratorio colocando una alícuota en vasos químicos pequeños e introduzca el electrodo. anote.
- Mida el pH de muestras solicitadas colocando porciones necesarias para que introduzca el electrodo y esperar el tiempo de lectura
- Utilice tiras de pH y compare el pH de las muestras preparadas de base y ácido.
- Calcule el pOH, (H+) y (OH-) a partir del pH registrado. Tabule
- Grafique el pH y muestras utilizadas en forma de barra, pH vs muestras.

Resultados: Utilice,  $pH + pOH = 14$ ,  $pH = -\log(H^+)$ ,  $(OH^-) (H^+) = 1 \times 10^{-14}$

Análisis de resultados

Conclusiones

Fuentes de Consultas.



#### Taller

Tema: antiácidos y el balance del pH en el estómago. Chang, 633 y 634.

Cómo se forma un cascarón de un Huevo?

<https://prezi.com/rbg9-t4s99og/como-se-forma-un-cascaron-de-huevo/>

Una reacción de precipitación Indeseable?

Presente un resumen sobre las características más importante de cada tema.

Investigación: Parámetros físicos y Químicos que se estudian en el agua potable. Criterios a evaluar: Presentación, Contenidos, Aporte Personal, conclusiones y fuentes de consulta.

### **Bibliografía**

- Association, A. P. (2014). Normas Actualizadas para trabajos escritos. *APA*, 25.
- Garzón, G. (2000). *Fundamentos Generales de Química*. México: Mc Graw Hill.
- Raymond, C. (2010). *Química General*. México: Mc Graw Hill.