

¿Por qué la escala de pH no es lineal?



Nombre: _____ Curso: _____

Introducción

Actividad Introdutoria: Los ácidos y las bases que nos rodean

 Observa la animación correspondiente a la introducción de este objeto de aprendizaje y contesta estas preguntas.

1. ¿Cuál es la diferencia entre ácido y base como grupo funcional?

2. ¿Has visto alguna vez cómo se conduce la electricidad en soluciones ácidas y básicas? Explica las situaciones.

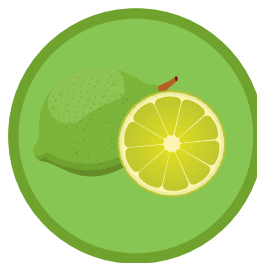


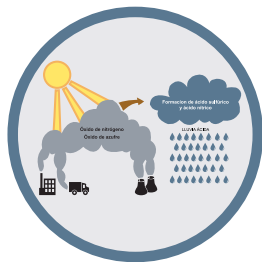
3. Ahora con el conocimiento que tienes a cerca de las bases y ácidos, clasifica estas sustancias en ácidos o básicas según el caso.













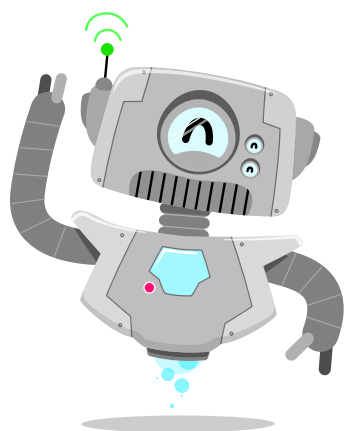
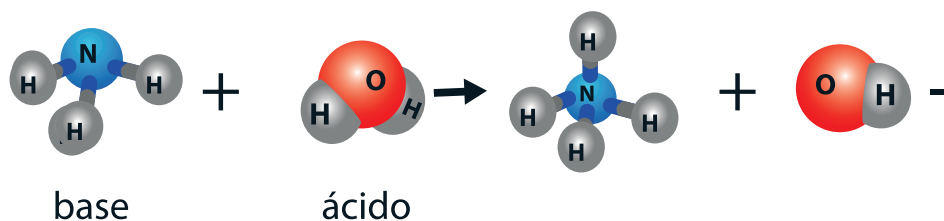
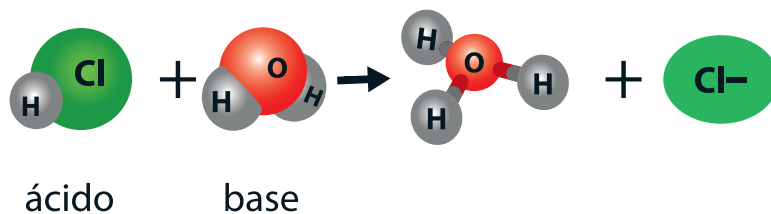
Objetivos

» Analizar el equilibrio iónico del agua y su relación con el pH de soluciones acuosas

Actividad 1: Las teorías de ácido-base

 Lea con atención la siguiente narración :





¡Hola! Soy Busky, estoy feliz porque tengo mucha información y siento que voy a explotar, por eso tengo que compartirla con ustedes... Vamos a hablar de las teorías de ácido-base.

La primera teoría fue propuesta en 1884 por Arrhenius, la cual todavía se emplea en forma general. Esta teoría dice que un ácido es toda sustancia que en solución acuosa libera iones hidrógeno (H^+) y una base es toda sustancia que en solución acuosa libera iones hidroxilos (OH^-). Esta teoría no considera la interacción entre la sustancia y el disolvente.

En las primeras décadas del siglo XX, Bronsted y Lowry trabajaron con solventes diferentes del agua y bases diferentes a los hidroxilos y propusieron las siguientes definiciones: Los ácidos son sustancias que en solución acuosa son capaces de donar protones, es decir, H^+ y las bases son sustancias que en solución acuosa son capaces de aceptar protones, es decir, H^+ . Las sustancias como el agua se comportan algunas veces como ácidos y otras como base, se conocen como anfipróticas.

Para la misma época, Gilbert N. Lewis propuso definiciones más generales que involucran sustancias diferentes. Para Lewis Un ácido es toda sustancia capaz de aceptar y compartir un par de electrones y una base es toda sustancia capaz de donar y compartir un par de electrones. Entonces, cuando el amoniacó interactúa con el agua y capta un protón, está también donando un par de electrones al hidrogenión. Así el NH_3 actúa como base de Lewis y base Bronsted.

 Socializa la narración y contesta las siguientes preguntas :



1. ¿Existen realmente diferencias entre las tres teorías?

Handwriting practice area with a red vertical margin line on the left and five horizontal blue lines.

- Propón un ejemplo para cada una de las teorías a partir de sustancias con las que hayas trabajado alguna vez en el laboratorio.

Handwriting practice area with a red vertical margin line on the left and five horizontal blue lines.

2. Encuentra situaciones de la cotidianidad en donde podamos aplicar la teoría de Lowry y Bronsted.

Handwriting practice area with a red vertical margin line on the left and five horizontal blue lines.

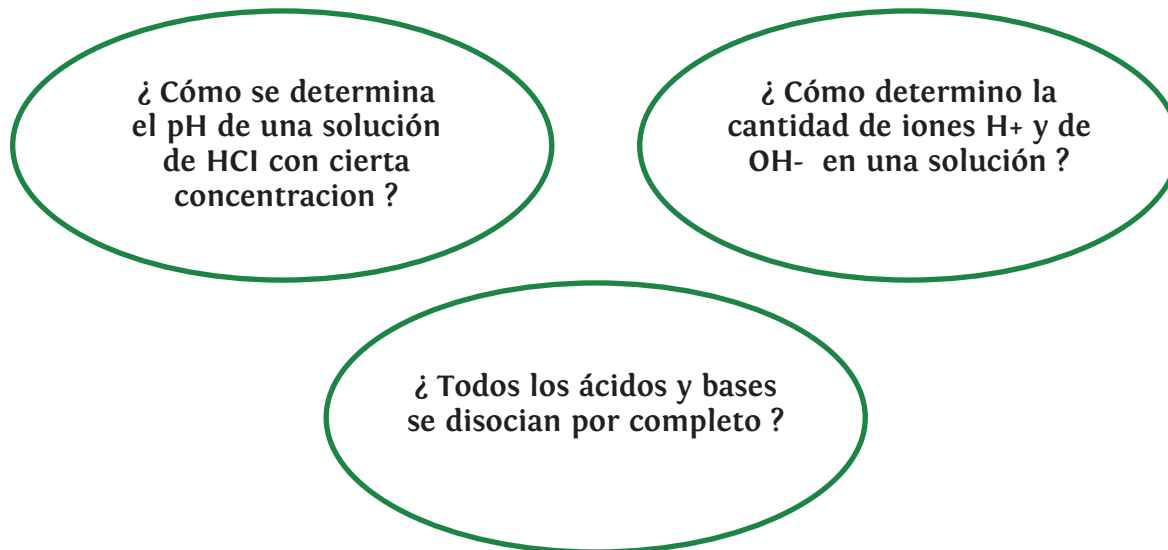


3. Identifique los pares ácido-base conjugados en la siguiente ecuación:



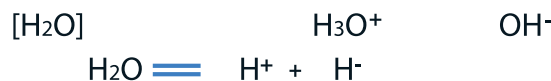
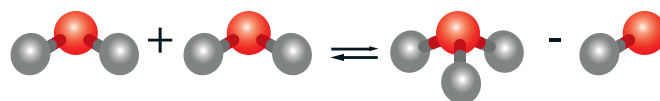
Actividad 2: La utilización de la constante K_a , K_b y K_w para determinar el pH

Lluvia de ideas



 Para contestar estas preguntas lee y observa las imágenes de acuerdo con la siguiente narración.





$$K_c = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K_c = [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{K_w}$$

$$K_w = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7}$$

$$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$$

Olga: Hola Wilinton, ¿cómo está?

Wilinton: Bien, Olga

Olga: Wilinton, imagínese que la profesora de química nos hizo unas preguntas del tema que estamos viendo y quede intrigada, quisiera investigar por mi cuenta me ayuda y cómo está más adelantado me gustaría que me explicara.

Wilinton: ¿Qué tema es?

Olga: Tiene que ver con ácido-base. La profe nos hizo estas preguntas: ¿Cómo determinó la cantidad de iones H^+ y de OH^- en una solución? ¿Todos los ácidos y bases se disocian por completo o no? ¿Cómo se determina el pH de una solución de HCl con cierta concentración?

Wilinton: Claro que sí

Wilinton: Olga, ponga atención porque no repito.

Olga: Está bien

Wilinton: Las sustancias químicas pueden ser bases, ácidos y sales. A su vez, los ácidos se dividen en ácidos fuertes, como el ácido clorhídrico; y en débiles, como ácido acético. Las bases también se dividen en bases fuertes como el hidróxido de sodio y débiles como la urea. Las sales siempre son fuertes.

Wilinton: Las bases y ácidos fuertes se disocian totalmente cuando se disuelven en agua, se dice que la disociación es irreversible y, por lo tanto, la reacción es directa. Pero en los ácidos y bases débiles no sucede lo mismo porque en este caso, por ejemplo, los iones $[\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2]^- + \text{H}^+$ pueden convertirse en ácido acético otra vez. Al alcanzar una determinada concentración de los iones, se iniciaría la formación del ácido que al mismo tiempo se convertirá en los iones de nuevo. Si la velocidad con la que se forma los iones y la velocidad con la que se forma el ácido es la misma, se dice que la reacción está en equilibrio químico. Los ácidos y las bases débiles se disocian parcialmente y se dice que son reacciones inversas.

Gracias a la ley de acción de masas y al equilibrio químico se determina la constante de equilibrio para esta reacción. La constante de equilibrio recibe el nombre de constante de ionización para ácidos llamada K_a y cuando es una base recibe el nombre de constante de ionización para bases. De esta manera, se pueden calcular las concentraciones molares de cada sustancia presente en la reacción.



¿Si está entendiendo?

Olga: Si, Wilinton, muchas gracias

Wilinton: Falta un poco más, ya vamos a terminar

Wilinton: ¿Sabías que el agua se comporta algunas veces como ácido y otras como base? ¿Cómo será su constante de ionización?

Wilinton: Veamos

Wilinton: El agua es un ácido - base débil y la constante de equilibrio viene dada por K_c , pero como la cantidad de moles de agua que se ionizan es muy poca en comparación con el agua total, se considera que la concentración total de agua es una constante, entonces a la constante de equilibrio multiplicada por la concentración total de agua recibe el nombre de K_w (producto iónico del agua) y su valor es de 1×10^{-14} a 25°C . En equilibrio las concentración de cada uno de los iones son iguales y es de 1×10^{-7} . Cuando las concentraciones de los dos iones son iguales se dice que la solución es neutra; cuando hay más iones hidrógeno se dice que es ácida y cuando sucede lo contrario se dice que es básica.

Por último, como las concentraciones de los iones hidróxido y el ion hidrógeno son tan bajas por conveniencia Soren propuso en 1909, una medida más practica llamada pH que se define como el logaritmo negativo de la concentración de los iones hidrógeno en mol/L. Entonces si la concentración de los iones hidrógeno es mayor a 1×10^{-7} , el pH es menor a 7; cuando la concentración es menor de 1×10^{-7} , entonces el pH es mayor a 7.

Cuando hablamos de pOH se refiere al logaritmo negativo de la concentración de iones hidroxilos en mol/L y la suma de los dos da 14. En la tabla podemos ver el pH en solución acusa de algunas sustancias que nos rodean.

Wilinton: Listo, Olga, terminamos ahora ya sabes un poco más sobre ácido-base, vas a llegar a la clase súper bien informada sobre el tema

Olga: Muchas gracias, Wilinton, nos vemos bye

Wilinton: Bye

Ejemplos:

 Calcular el pH de una disolución cuya concentración de iones hidroxilo es $4,5 \times 10^{-12}$ M

Método 1:

Calcular primero el pOH, aplicando:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = -(\log 4,5 \times 10^{-12}) = -(-11,35)$$

$$\text{pOH} = 11,4$$

Para calcular el pH se aplica la relación:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

$$\text{pH} = 14 - 11,4 = 2,6$$

Método 2:

Aplicando el producto iónico del agua, se determina la

$$K_w = [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-]$$

$$1 \times 10^{-14} = [\text{H}^+] \times (4,5 \times 10^{-12})$$

$$[\text{H}^+] = 2,22 \times 10^{-3} \text{ M}$$

Luego, según la definición de pH:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = -(\log 2,22 \times 10^{-3}) = -(-2,65); \text{pH} = 2,7$$





Calcular el pH y el pOH de:

a. una disolución 0,15 M de HCl

b. una disolución 0,2 M de NaOH.

a. El HCl es un ácido fuerte y por lo tanto se considera completamente disociado:



$$[H^+] = 0,15 \text{ M}$$

$$pH = -\log [H^+] = -(\log 0,15) = -(-0,824)$$

$$pH = 0,82$$

A partir de la relación $pH + pOH = 14$, despejamos pOH y tenemos:

$$pOH = 14 - pH = 14 - 0,82$$

b. El NaOH por ser una base fuerte, también se considera completamente disociada:



Luego el pOH:

$$pOH = -(\log 0,2) = -(-0,70)$$

$$pOH = 0,70$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 0,70 = 13,30$$



Reúnete en grupos y resuelven los siguientes ejercicios con ayuda del docente:

- Calcular la concentración de ion H⁺ y el pH de una solución 0,010 M de ácido fórmico, H-COOH. $K_a = 1,8 \times 10^{-4}$ Rta : pH= 2,9

- La concentración de iones H⁺ es una solución 0,072 M de ácido benzoico es $2,1 \times 10^{-3}$ M. Calcular K_a . Rta: $K_a = 6,3 \times 10^{-5}$



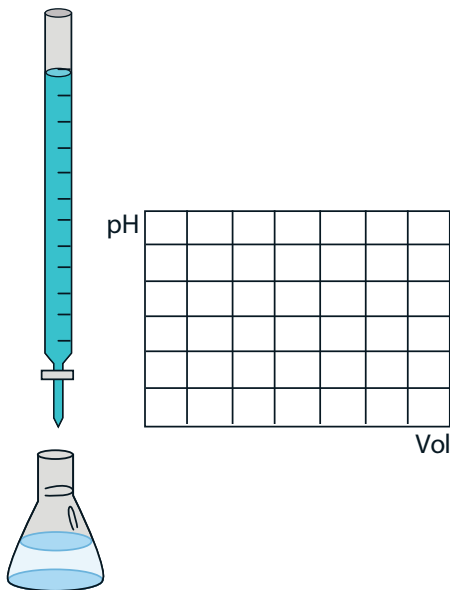
3. Considera cuatro disoluciones A, B, C y D caracterizadas por:
 A: $[OH^-] = 10^{-13}$, B: pH= 3; C: pH=10; D: $[H_3O^+] = 10^{-7}$

- Indica cuáles son ácidas, básicas o neutras.
 - Ordénalas de mayor a menor acidez.
- Para tal fin, completa la siguiente tabla:

Disolución	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$	pH
A		10^{-13}	
B			3
C			10
D	10^{-7}		

Actividad 3: Titulaciones ácido - base

Una titulación consta de una bureta que contiene el titulante del cual se sabe su concentración y en el matraz se encuentra el titulado cuya concentración es desconocida y un indicador que cambia de color según su pH.



A medida que se le agrega un volumen de titulante al matraz (titulado) éste va cambiando de pH hasta llegar su pH de viraje, a éste punto se le dice punto final de la titulación.

Como la idea es conocer la concentración de la solución que hay en el matraz tenemos que llegar a un punto de equivalencia donde han reaccionado cantidades estequiométricas equivalentes de ácido y base, se puede decir que en éste punto ocurrió una neutralización de la base-ácido y se puede calcular la concentración mediante las siguientes equivalencias:

$$V_b N_b = V_a N_a$$

Titulante = Titulado
 eq-gr de la base = eq-gr del ácido

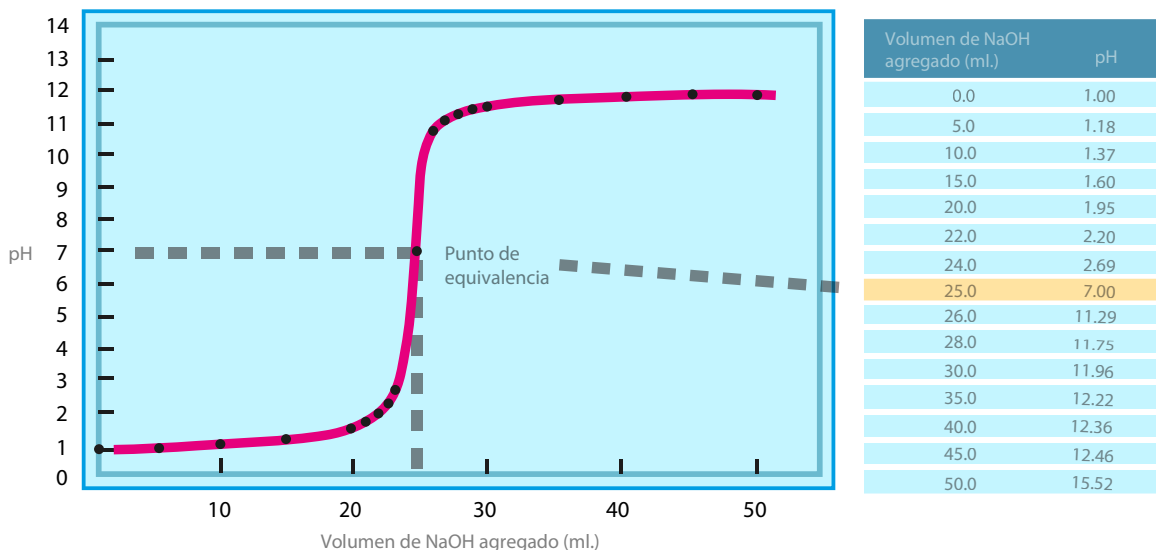


Es preciso seleccionar un indicador apropiado para la titulación para que el punto final esté tan cerca del punto de equivalencia como sea posible.

En la animación correspondiente a esta actividad se observa una gráfica del volumen del titulante contra el pH que se encuentra en el matraz. El punto rojo dentro de la línea indica el punto de equivalencia.

Tenemos varias neutralizaciones.

Ácido fuerte con base fuerte

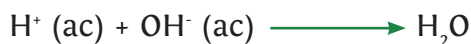


Allí el punto de equivalencia tiene un pH de 7

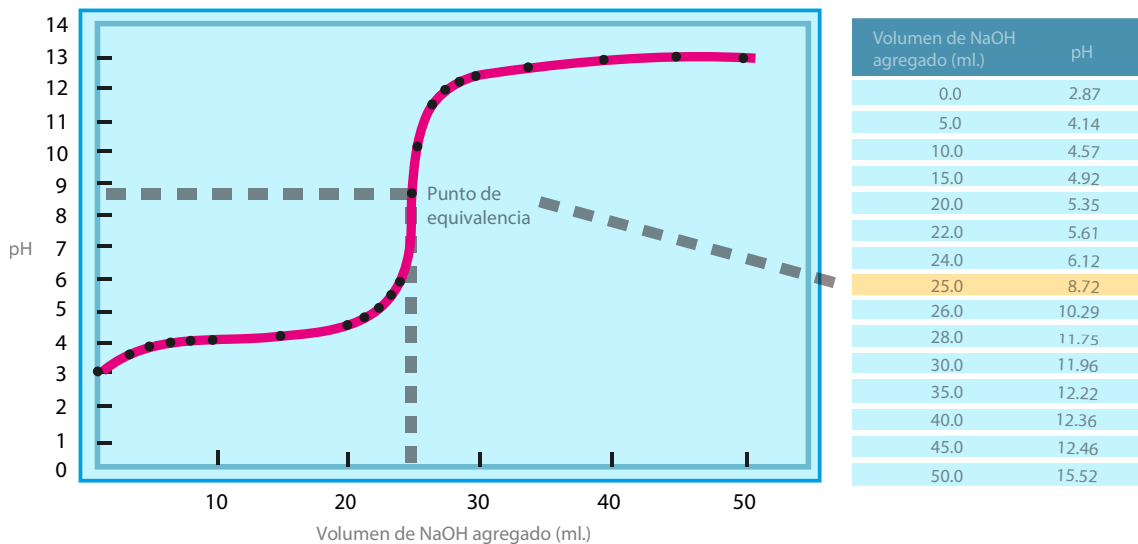
Explicación



En Función de la ecuación iónica neta



Neutralización de Ácido débil (CH_3COOH) con base fuerte (NaOH)



Allí el punto de equivalencia tiene un pH de 8,72



Esta reacción se reduce a :

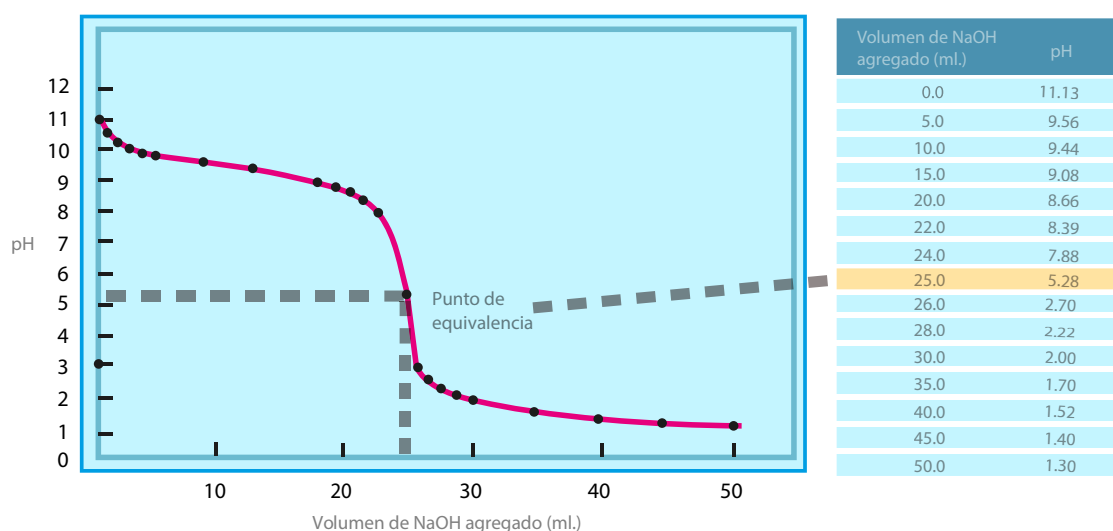


El ion acetato se hidroliza de la siguiente forma:



Por tanto, en el punto de equivalencia, cuando solo hay iones acetato, el pH es mayor de 7 por el exceso de iones OH^-

Neutralización de una base débil con ácido fuerte



Allí el punto de equivalencia tiene un pH de 5,28



O simplemente:





Para retroalimentar el tema contesta las siguientes preguntas:

1. Menciona las diferencias entre las neutralizaciones vistas

Handwriting practice area for question 1, featuring a red vertical margin line on the left and five horizontal blue lines for text.

2. ¿Qué es el punto de equivalencia?

Handwriting practice area for question 2, featuring a red vertical margin line on the left and five horizontal blue lines for text.

3. Diferencia entre punto de equivalencia y punto final

Handwriting practice area for question 3, featuring a red vertical margin line on the left and five horizontal blue lines for text.

4. Para encontrar la concentración de un ácido se titula 25 ml de él con una base estándar. ¿Cuál es la concentración del ácido si se gastaron 35 ml de la base estándar cuya concentración era de 1,256N? Rta= 1,75N















Blank lined writing area for student response.

 Clasifica las siguientes sustancias en ácidos o bases según la escala de Ph:

ÁCIDOS

BASES

					
 <p>agua fuerte</p>	 <p>disolución de sosa</p>	 <p>vinagre</p>	 <p>lejía</p>	 <p>zumo de limón</p>	 <p>disolución de bicarbonato</p>



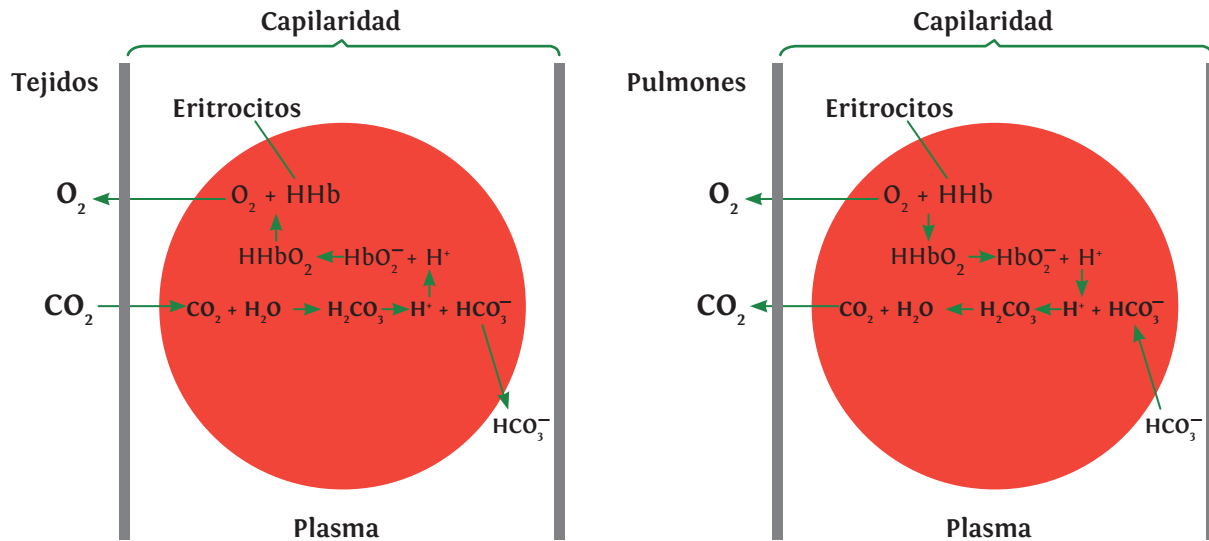
Actividad 4: Mantenimiento del pH en la sangre

Lee el siguiente documento y responde la pregunta correspondiente:

Sabías que... todo animal superior necesita transportar oxígeno y combustible a todas las partes del cuerpo y de la misma forma eliminar sus desechos, pues bien adivina quién cumple esa tarea en nuestro cuerpo: la sangre. La sangre que circula en la profundidad de los tejidos transportando oxígeno y nutrientes para mantener las células con vida y eliminar el dióxido de carbono y otros materiales de desecho.

La sangre es un sistema sumamente complejo, está conformada por bastantes elementos, pero te voy hablar de uno en particular, los glóbulos rojos o eritrocitos. Los eritrocitos contienen moléculas de hemoglobina, así como la enzima anhidrasa carbónica, la cual cataliza la formación de ácido carbónico (H_2CO_3) como su descomposición.

El pH del plasma sanguíneo se mantiene alrededor de 7.40 mediante varios sistemas amortiguadores, En un eritrocito, donde el pH es de 7.25 los principales amortiguadores son HCO_3^- / H_2CO_3 y la hemoglobina.



La molécula de hemoglobina es una compleja molécula de proteína, que contiene varios protones ionizables y se representa como HHb. Cuando el CO_2 proveniente de los tejidos entra al plasma sanguíneo se une a una molécula de agua para formar el ácido carbónico H_2CO_3 , este sufre una ionización y libera iones hidrogeno y el ion bicarbonato, este último se difunde hacia afuera del eritrocito como se muestra en la figura. Los iones hidrogeno se juntan con los iones de la base conjugada (HbO_2^-) para formar la molécula de oxihemoglobina no ionizada y esta a su vez se ioniza en oxígeno que es liberado a los tejidos o las recogen otras células para llevar a cabo el metabolismo y la hemoglobina. Cuando la sangre venosa regresa los pulmones los procesos antes mencionados se invierten.

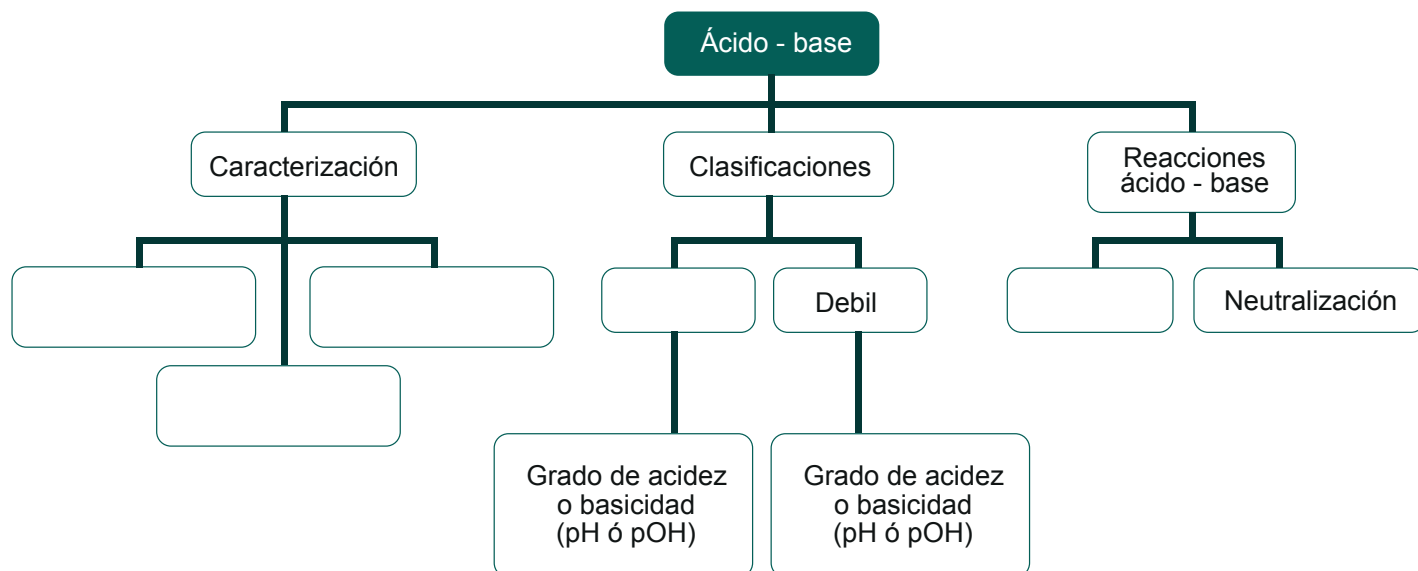
Según tus conocimientos adquiridos durante tu vida, contesta la siguiente pregunta:

Los glóbulos rojos, es decir, los eritrocitos son los encargados de llevar oxígeno y de limpiar nuestro organismo de CO_2 . Entonces ¿qué consecuencia traería una disminución de estos en el funcionamiento del cuerpo? ¿qué efectos tendría en el pH de la sangre?



Resumen

Complementa el siguiente mapa conceptual de acuerdo a los conocimientos adquiridos.



Tarea

Realiza el siguiente experimento en casa. Para tal fin se necesita:

- Agua
- Lechuga morada
- 10 de vasos transparentes
- 10 cucharas
- 1 vaso con medidas
- 1 colador
- 1 olla pequeña

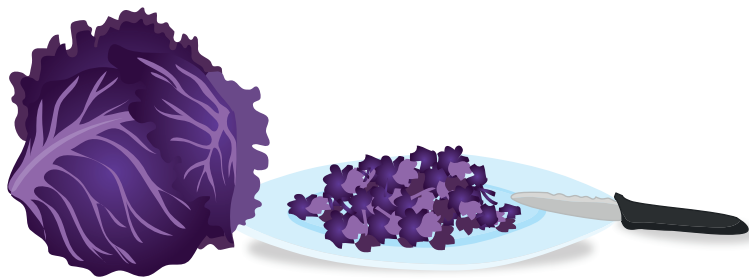
2 cucharadas de las siguientes sustancias:

- Vinagre
- Bicarbonato de sodio
- Jugo de limón
- Bebida carbonatada (gaseosa)
- Líquido desengrasante
- Antiácido
- Shampoo
- Jabón líquido
- Yogurt natural
- Tomate machacado



Procedimiento:

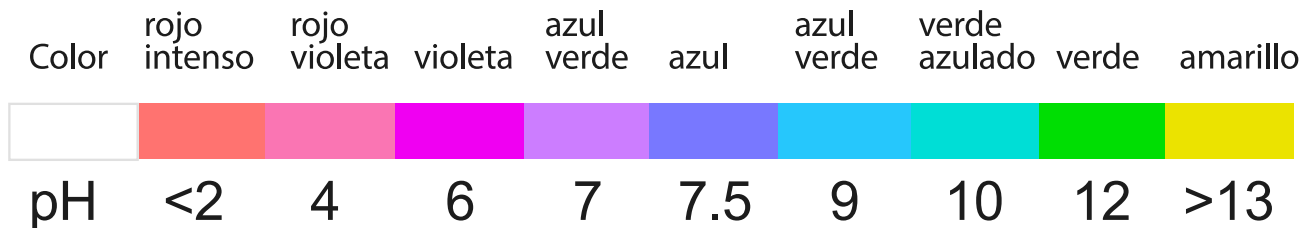
1. Picar finamente la lechuga morada y ponerla a hervir en una olla junto con un litro de agua. Dejar hervir durante 5 min. Colar, y el líquido restante se deja enfriar.



2. Enumerar y agregar las dos cucharadas de las sustancias a todos los vasos. Por ejemplo 1 - vinagre, 2 - bicarbonato de sodio y así sucesivamente.

3. Luego a cada vaso se le agrega 50 ml de agua y 50 ml del indicador (líquido de col morada), se agita los 12 vasos con las 12 cucharas.

4. Se toma el color de cada vaso se determina si es ácido, básico o neutro y se confronta con la naturaleza de la sustancia.



5. Por último los resultados se escriben en una tabla y se hacen las conclusiones de la práctica.

Lista de referencias

1. Chang, R. (1999). Química. México: Ultra, S.A.
2. Armando Pedrozo Julio. Exploremos la química 10, Prentice Hall

