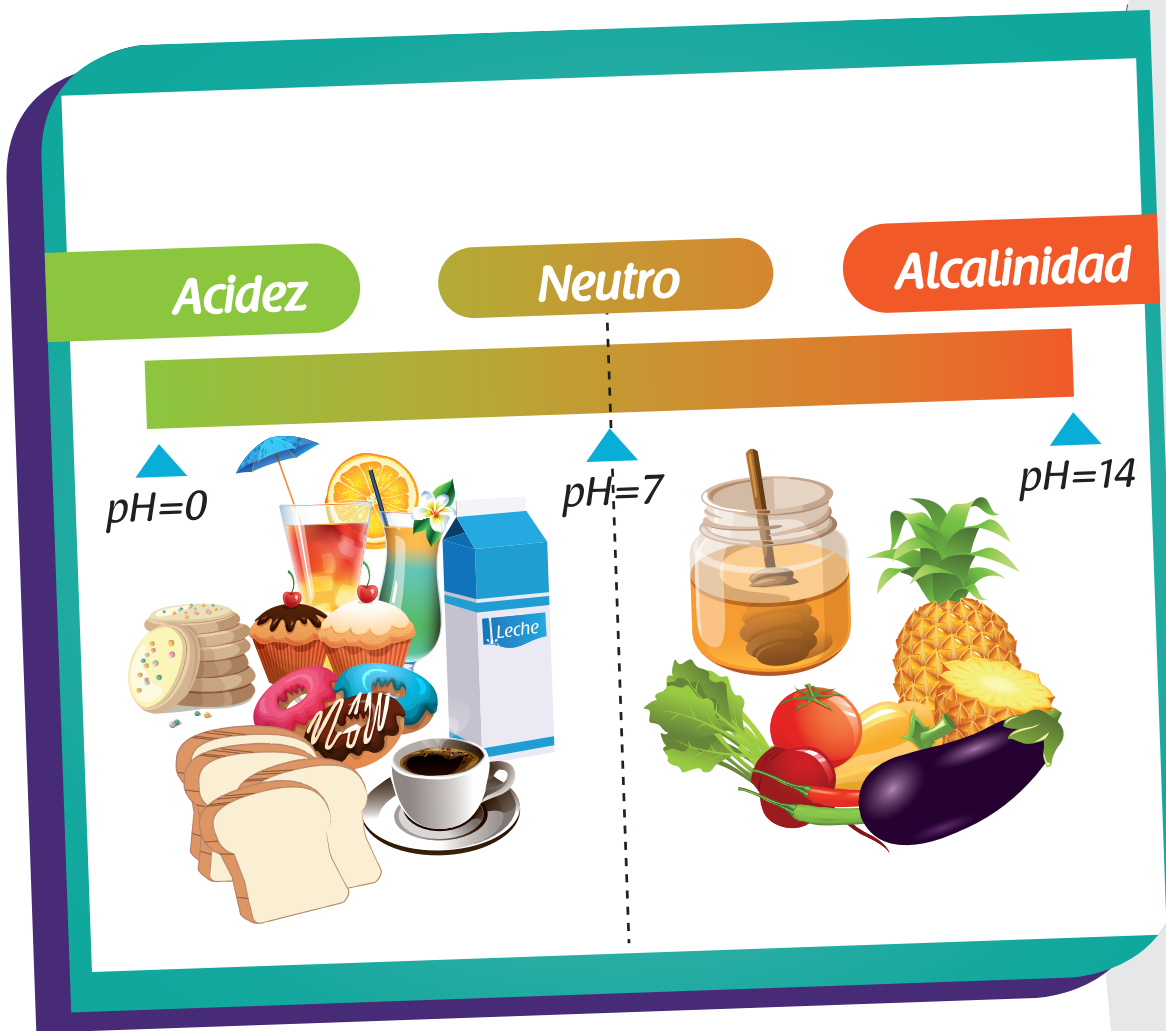


Guía 2



La acidez y alcalinidad de una sustancia

Indicadores de Desempeño:

Conceptual:

- Comprende los conceptos de acidez y alcalinidad de las sustancias.

Procedimental:

- Analiza las sustancias y determina su grado de acidez y alcalinidad.

Actitudinal:

- Participa activamente en las actividades de grupo.

¿QUÉ VAMOS A APRENDER EN ESTA GUÍA? Y ¿PARA QUÉ ME SERVIRÁ LO QUE VOY A APRENDER?

El hombre en su necesidad de comunicar a otras personas, distantes en el espacio o el tiempo, cuántas cosas tiene o cuáles son sus dimensiones o por la imposibilidad de trasladar un objeto debido a su tamaño o constitución, ha establecido unidades de referencia para lograr dicha comunicación, y es por ello que fijó el metro como la unidad de medida para la longitud y al litro para expresar el volumen de un líquido contenido en un recipiente; igualmente nombró al pH como la medida de acidez o alcalinidad de una sustancia.

En esta guía aprenderemos que el pH es la escala más común para cuantificar la acidez o alcalinidad de una sustancia en solución acuosa o fuera de ella y con ello clasificar o determinar cómo actúan ciertas sustancias en determinadas condiciones o ante otras sustancias.

Por ejemplo, cuando decimos que el agua está a 30°C estamos expresando exactamente la cantidad de energía térmica presente en el sistema, que no es lo mismo decir que el agua está más o menos cálida a expresar su temperatura en una escala de medición, de igual modo que con la temperatura sucede con el pH, sirve para cuantificar con exactitud la acidez o alcalinidad de una sustancia y con ello poder identificar y clasificar las sustancias en ácidas y alcalinas.



Vivencia

TRABAJO INDIVIDUAL

Con entusiasmo y buena disposición para el aprendizaje realizo las actividades presentadas a continuación.

1. Leo con atención el siguiente texto¹:

“Cotidianamente estamos frente a ciertos materiales y/o sustancias, las cuales no sabemos cómo clasificar o cómo actúan frente a determinadas condiciones o ante otras sustancias; muchas de ellas son inofensivas, pero existen otras que son un tanto venenosas, cáusticas, o corrosivas; estas están a nuestro alcance sin poder identificar sus peligros, como son los alimentos, productos de limpieza, medicamentos, entre otros.

Existen formas de poder identificarlos dentro de la química, una de ellas es a través de la determinación de su pH, con lo cual podemos determinar si una sustancia es ácida o básica, y se pueden caracterizar por las propiedades que manifiestan.

Estas sustancias son fáciles de encontrar tanto en el supermercado, en la farmacia e incluso en el hogar, entre ellas están: El ácido acético (vinagre), el ácido acetilsalicílico (aspirina), el ácido ascórbico (vitamina C), ácido cítrico (jugos cítricos), el ácido clorhídrico (contenido en productos de limpieza: Como el blanqueador y algunos detergentes en polvo; el jugo gástrico, muy corrosivo y peligroso), el ácido sulfúrico (presente en los electrolitos de las baterías de autos, es corrosivo y peligroso), entre otros. Asimismo, está el amoníaco (componente de los limpiadores caseros), el hidróxido de magnesio (contenido en la leche de magnesia, usada como laxante y antiácido), el hipoclorito de sodio (llamado por algunas personas como agua lavandina), y muchas más”.

2. Teniendo en cuenta el texto anterior, respondo en mi cuaderno los siguientes interrogantes:
 - a. Imagino que debo clasificar algunas sustancias presentes en el supermercado en ácidas y básicas, ¿qué características debo considerar para su clasificación? Alguna vez he comido un helado de mango biche o tomado zumo de limón, ¿qué reacciones producen en mi cuerpo? Describo detalladamente.
 - b. Explico de una manera sencilla pero clara los términos “ácido” y “base”.
 - c. En un día caluroso qué es preferible para calmar un poco la sed: ¿Un jugo un poco ácido como el de maracuyá o uno como el de guanábana o guayaba? Explico la selección hecha.
 - d. Considero que el agua potable que consumimos diariamente, ¿es ácida o básica? Explico mi respuesta.

TRABAJO EN EQUIPO

3. Socializo con mis compañeros mis respuestas para aportar a una conclusión del equipo.
4. Leemos con atención el siguiente caso de la medicina y resolvemos en nuestros cuadernos las preguntas relacionadas a continuación:

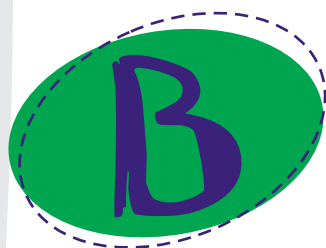
El bicarbonato de sodio es un polvo blanco que se ingiere disuelto en agua y su uso común en la salud es para aliviar los problemas estomacales asociados con el exceso de comida o la acidez, sin embargo, su exceso puede ocasionar úlceras en los órganos del sistema digestivo, desequilibrios metabólicos, el incremento de la presión sanguínea y riesgos del corazón o la alcalosis, que es el aumento del pH sanguíneo.

Respondemos por escrito:

- a. ¿Por qué una medicina usada para curar molestias estomacales puede ser nociva para la salud?
- b. De los problemas ocasionados por el excesivo consumo de bicarbonato de sodio, ¿cuál consideramos que es el de mayor riesgo para la salud humana? ¿Por qué?
- c. Con la ayuda de nuestro profesor elaboramos una pequeña encuesta para ser desarrollada con otros estudiantes de cursos superiores del colegio, en esta se debe preguntar: Qué entienden por sustancia ácida y básica, los usos de las mismas y los ejemplos que conocen.
- d. Con los datos recogidos elaboramos una gráfica que represente las respuestas obtenidas y el total de estudiantes encuestados.
- e. Fijamos la gráfica construida con las respectivas conclusiones en el periódico mural.

TRABAJO CON EL PROFESOR

5. Por medio de mesas de trabajo y en compañía del profesor, compartimos las actividades desarrolladas anteriormente y le solicitamos valorar el ejercicio.



Fundamentación Científica

TRABAJO EN EQUIPO

1. Le solicitamos respetuosamente a un integrante del equipo realizar la lectura sobre el pH. Elaboramos en nuestros cuadernos un resumen que sintetice las ideas centrales del texto.
2. El líder de cada equipo socializará y aportará las ideas relevantes sobre el tema a través de la elaboración de un escrito para que sea publicado en los instrumentos de gobierno.

NOTA: Estas dos actividades serán evaluadas por el docente al terminar este momento del proceso metodológico.

El pH en nuestra vida

Los productos químicos que se usan a diario, por ejemplo, en el aseo de la ropa o de los pisos del salón de clase, tienen un grado de acidez que podría ser peligroso si lo desconocemos o hacemos caso omiso de él y la única manera de saberlo sería midiendo su pH con una tira de papel tornasol, o usando algún indicador químico como la fenoltaleína o el naranja de metilo, entre otros.

Por ejemplo, se ha determinado que el pH de la piel húmeda es aproximadamente 5,5, por lo que si nos aplicamos una crema humectante con un pH mayor o menor nos podría causar alguna irritación o quemadura. Saber cuál es el pH de las sustancias es muy importante para nuestra seguridad ante cualquier producto químico.

Al ingerir alimentos alteramos el pH de nuestro cuerpo, por ejemplo, el pH de los jugos gástricos del estómago es de 1,4, vital para digerir los alimentos y matar las bacterias que ingresan en ellos o por la respiración. Algunas comidas y bebidas pueden provocar que el estómago genere más ácido de lo necesario, esto ocasiona una acidez estomacal que si no se trata a tiempo puede ocasionar una grave enfermedad conocida como úlcera que puede afectar cualquier órgano interno del sistema digestivo. El pH de algunos alimentos se puede observar en el siguiente cuadro:

<i>Alimento ácido</i>	<i>Alimento neutro</i>	<i>Alimento alcali</i>
<p>Zumo de limón - pH 2</p> 	<p>Leche - pH 7</p> 	<p>Leche de magnesio - pH 10</p> 

En el medio ambiente el pH es una variable que los seres vivos deben tener en cuenta para adaptarse a los diferentes hábitats, así la humedad afecta el pH del suelo y con ello la distribución y disponibilidad de nutrientes para las plantas y demás microorganismos, porque muchos de ellos prefieren suelos con pH entre 6,5 y 7, así los suelos con pH ácidos menores de 4,5 alcanzan concentraciones de elementos químicos tóxicos para las plantas e incluso para mucha de la microfauna y microflora presente en los suelos.

Por su parte, el pH del agua es más drástico para la vida del planeta Tierra porque los lagos, ríos y lagunas sanas tienen generalmente un pH entre 6 y 8, aunque la mayoría de seres vivos de vida acuática toleran un pH² entre 6 y 9, los peces más grandes o robustos generalmente mueren cuando el pH es más bajo o alto a estos valores. En el caso de los anfibios y reptiles, estos son mucho más sensibles a los cambios de pH que los mismos peces.

Importancia del pH del suelo³

El pH del suelo aporta una información de suma importancia en diversos ámbitos de la edafología (estudio de la composición del suelo). Uno de los más importantes, deriva del hecho de que las plantas tan solo pueden absorber los minerales disueltos en el agua, mientras que la variación del pH modifica el grado

² *Ibíd.*

³ Tomado y adaptado de: Ibañez, J.J (2007). pH del suelo .Mi+d un lugar para la ciencia y la tecnología recuperado de <http://www.madimasd.org/blogs/universo/2007/04/02/62776>



de solubilidad de los minerales. Por ejemplo, el aluminio y el manganeso son más solubles en el agua edáfica a un pH bajo, y cuando tal hecho ocurre, pueden ser absorbidos por las raíces, siendo tóxicos a ciertas concentraciones. Por el contrario, determinadas sales minerales que son esenciales para el desarrollo de las plantas, tal como el fosfato de calcio, son menos solubles a un pH alto, lo que tiene como resultado que bajo esas condiciones sean menos disponibles con vistas a ser absorbidos y nutrir las plantas. Obviamente en la naturaleza existen especies vegetales adaptadas a ambientes extremadamente ácidos y básicos, pero las producciones agrícolas suelen basarse en cultivos que soportan ambientes iónicos de las soluciones del suelo menos extremos. En la práctica, resulta infrecuente encontrar suelos con pH inferiores a 3,5 o superiores a 10.

El pH del suelo es generalmente considerado adecuado en la agricultura si se encuentra entre 6 y 7. En algunos suelos, incluso con un pH natural de 8, pueden obtenerse buenos rendimientos agrícolas. Sin embargo, a partir de tal alcalinidad, las producciones de los cultivos pueden disminuirse notoriamente. En la mayoría de los casos, los pH altos son indicadores de la presencia de sales solubles, por lo que se requeriría acudir al uso de cultivos adaptados a los ambientes salinos. Del mismo modo, un pH muy ácido, resulta ser otro factor limitante para el desarrollo de los cultivos, el cual puede corregirse mediante el uso de sustancias químicas como la cal. Del mismo modo, a veces se aplican compuestos ricos en azufre con vistas a elevar el pH de los suelos fuertemente ácidos.

Conociendo los valores del pH del suelo, estos determinan el desarrollo de la agricultura y con ello la ganadería, porque se conoce cómo influye el pH en el desarrollo de las plantas y así se determina qué tipo de cultivo viene mejor a cada muestra de sustrato o suelo.

¿Qué es el pH?

Actualmente se ha comprobado, por medio de estudios químicos, que en algunos lugares del país por efectos de la contaminación se está manifestando la lluvia ácida, este es el caso de Manizales. También se ha comprobado que tomar leche ayuda a calmar la acidez estomacal y que algunos productos cosméticos usados para preservar la salud de la piel o tratar algunas enfermedades están hechos a base de sustancias ácidas o alcalinas.

En la química, como en la vida cotidiana, es necesario diferenciar una sustancia con pH ácido de una sustancia alcalina con pH básico porque sus usos en la industria son distintos y sus efectos son diferentes para la salud o para el medio ambiente, incluso pueden ser sumamente peligrosos; es así como existen centenares de ácidos fuertes (aquellos que se disocian totalmente en una solución acuosa); por ejemplo, el ácido sulfúrico empleado a nivel industrial de la metalurgia o en la producción de fertilizantes, y ácidos débiles (los cuales se disocian parcialmente

en solución acuosa), como el ácido bórico que es bastante seguro para lavar los ojos en caso de un accidente. Así como los ácidos, existen también las bases fuertes (sustancias que se disocian completamente en solución acuosa) como la soda cáustica o el hidróxido de sodio, capaz de disolver el cabello humano, y las bases suaves o débiles (que se disocian parcialmente en solución acuosa) como la leche de magnesia o hidróxido de aluminio, usada para calmar los trastornos del estómago.

El término pH fue acuñado por el químico danés Søren Peter Lauritz Sørensen en 1909, para expresar la concentración de iones hidroxilo (H_3O^+) o hidroxilos (OH^-) presentes en una determinada sustancia y solución, y lo definió como el logaritmo negativo de base 10 de la actividad de los iones hidrógeno (H^+); desde entonces esta descripción cuantitativa describe al término pH. Este descubrimiento hizo posible el manejo práctico y sencillo del pH de una sustancia, ya que evita manejar cifras largas y complejas; por ejemplo, una concentración de $[H_3O^+]= 1 \times 10^{-7} M$ (0,0000001) es simplemente un pH de 7 ya que $pH = -\log[10(-7)] = 7$.

Debido a que los valores numéricos de la concentración de iones hidrógeno (H^+) presentes en una sustancia son fracciones muy pequeñas, por ejemplo de 1/ 10.000.000 (proporción de 1 en 10 millones), esto provoca una dificultad para trabajar; para evitar dicha dificultad, la comunidad de científicos dedicada al estudio de la química estableció una escala única, la escala de pH, en la cual los valores leídos se llaman medidas del pH; esto se puede observar en la siguiente imagen⁴:

H_3O^+	OH^-		pH
10^0	10^{-14}	Muy ácida	0
10^{-1}	10^{-13}		1
10^{-2}	10^{-12}		2
10^{-3}	10^{-11}		3
10^{-4}	10^{-10}	Ácida	4
10^{-5}	10^{-9}		5
10^{-6}	10^{-8}		6
10^{-7}	10^{-7}	Neutra	7
10^{-8}	10^{-6}		8
10^{-9}	10^{-5}		9
10^{-10}	10^{-4}		10
10^{-11}	10^{-3}	Básica	11
10^{-12}	10^{-2}		12
10^{-13}	10^{-1}		13
10^{-14}	10^0	Muy básica	14

Figura 1. Escala de pH y sus correspondientes valores.

NOTA⁵: Un logaritmo base 10 es una convención matemática que sirve para hacer más fácil la representación de la pregunta: ¿A cuál exponente debo elevar el número 10 para obtener cierto valor? Por ejemplo, cuando necesitamos saber el logaritmo base 10 de 100 en realidad estamos preguntando, ¿a cuál exponente debemos elevar 10 para obtener el valor 100? La respuesta es simple, debemos elevar el número 10 al exponente ² para obtener 100: ($10^2 = 100$).

⁴ Tomado de: Sabelotodo.org, Ser cultos para ser libres. La escala del pH. Recuperado de <http://www.sabelotodo.org/quimica/escalapH.html>

⁵ Ibíd.

Igualmente:

$\log 1\,000 = \log (10)^3 = 3$ ya que $(10)^3$ da como resultado 1 000.

$\log 10\,000 = \log (10)^4 = 4$ ya que $(10)^4$ da como resultado 10 000.

Si se observa detenidamente la escala de pH inicia en cero y finaliza en 14; la presente escala está dividida en 14 unidades, siendo cero la acidez máxima y 14 el nivel básico o alcalino máximo. Por decisión de la Unión Internacional de la Química Pura y Aplicada (IUPAC), el número 7 representa el valor medio de la escala y corresponde al punto neutro, así los valores por debajo de 7 indican acidez y los valores superiores a 7 dicen que la muestra es básica o alcalina.

En los hallazgos de Sørensen, la escala de pH tiene una secuencia logarítmica (como se observa en la imagen anterior), aplicando a cada valor la fórmula $\text{pH} = -\log[10(-x)] = x$, lo cual significa que la diferencia entre una unidad de pH y la siguiente corresponde a un cambio de potencia de 10; por ejemplo, una muestra con un valor de pH de 5 es 10 veces más ácida que una muestra de pH 6, así mismo una muestra de pH 4 es 100 veces más ácida que la muestra de pH 6.

Conocer los valores del pH es de suma importancia en la medicina para evitar problemas de salud o curar enfermedades infecciosas; en la industria o en la producción química de compuestos como los fertilizantes, importantes en la agricultura; para prevenir explosiones durante su preparación, o también en el estudio y conservación del medio ambiente; en la siguiente tabla se muestran los valores de pH y acidez de algunos fluidos comunes⁶:

Valores de pH y acidez de algunos fluidos		
Fluido	pH	[H ⁺]
Jugo gástrico	0	1
Jugo de limón	1	10 ⁻¹
Vinagre, cola	2	10 ⁻²
Jugo de tomate	3	10 ⁻³
Café negro	4	10 ⁻⁴
Agua destilada	5	10 ⁻⁵
Orina humana	6	10 ⁻⁶
Saliva humana	7	10 ⁻⁷
Sangre humana	8	10 ⁻⁸
Agua de mar	9	10 ⁻⁹
Polvo para hornear	10	10 ⁻¹⁰
Leche de magnesia	11	10 ⁻¹¹
Amoniaco casero	12	10 ⁻¹²
Limpiador de hornos	13	10 ⁻¹³
Limpiador de plomería	14	10 ⁻¹⁴

6 Tomado de:
hernandez, R
(2005) Acidez
y pH. Libro de
botánica online
recuperado de
<http://www.forest.ula.ve/~rubenhg/acidez/>

Si no recordamos qué es un logaritmo, podemos solicitar el apoyo de nuestro profesor de matemáticas.

A partir de los hallazgos de Søren Peter Lauritz Sørensen, los químicos han usado una manera matemática para determinar el pH de una solución a través de la siguiente ecuación:

$$\text{pH} = \log 1 / [\text{H}^+] = -\log [\text{H}^+]$$

Esta ecuación es una demostración matemática que relaciona la función del logaritmo de un número con su respectivo exponente, siendo este el valor del pH.

Donde $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$; el pH es el logaritmo con signo negativo de la concentración de iones de hidrógeno.

Así mismo, la concentración de iones hidrógeno se debe calcular de la siguiente manera: $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$

Por ejemplo, si la concentración de iones hidrógeno $[\text{H}^+]$ es 1×10^{-3} M, entonces **$\text{pH} = -\log 1 \times 10^{-3} = 3$** , Si el pH de una solución es 4,5, las concentraciones de iones hidrógeno son:

$$[\text{H}^+] = 10^{-4,5} \text{ o } [\text{H}^+] = 0,0000316 \text{ o } 3,16 \times 10^{-5} \text{ M}$$

Similarmente, como ocurre con los ácidos, podemos definir el **$\text{pOH} = \log 1 / [\text{OH}^-]$** o **$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$** , para las bases, donde el pOH (llamado potencial de hidroxilo) es el logaritmo con signo positivo de la concentración de iones hidroxilo $[\text{OH}^-]$; así mismo, la concentración de iones hidroxilo se puede calcular de la siguiente forma: **$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$** ; por ejemplo, para una solución 1×10^{-4} M de NaOH (hidroxilo de sodio) su pOH es:

$$\begin{aligned} [\text{OH}^-] &= 1 \times 10^{-4} \text{ M} \\ \text{pOH} &= -\log [\text{OH}^-] \\ \text{pOH} &= -\log [1 \times 10^{-4}] \\ \text{pOH} &= 4 \end{aligned}$$

En soluciones acuosas los iones hidrógeno (H^+) e hidroxilo (OH^-) deben encontrarse presentes y el producto de sus concentraciones es constante; es decir, el valor de K_w es conocido como producto iónico del agua, y su valor para el agua a una temperatura de 25°C es de 1×10^{-14} ; esta ecuación permite relacionar los valores de la concentración de los iones hidrógeno e hidroxilo en las soluciones acuosas. Por ejemplo, una solución neutra a una temperatura de 25°C , se cumple **$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$** , siendo el pH de la solución equivalente a 7. Igualmente la siguiente relación es válida: $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ a una temperatura de 25°C .

Por ejemplo, si el pH de una solución es 2,6, su pOH será $14 - 2,6 = 11,4$; mientras más pequeño sea el pOH, mayor será la alcalinidad de la solución.

Una solución casera de detergente usada para lavar la ropa, tiene un pH de 6; por lo tanto, su pOH será igual a 8 porque $14 - 6 = 8$. De esto se concluye la relación directa entre pH y pOH.

En la siguiente tabla⁷ se observan algunas de las relaciones explicadas con anterioridad:

$[\text{H}^+]$, moles/litro	$[\text{H}^-]$, moles/litro	pH	pOH
1	10^{-14}	0	14
0,1	10^{-13}	1	13
0,001	10^{-11}	3	11
0,00001	10^{-9}	5	9
0,0000001	10^{-7}	7	7
0,000000001	10^{-5}	9	5
0,00000000001	10^{-3}	11	3
0,0000000000001	10^{-1}	13	1
0,000000000000001	1	14	0

7: Ibid.

Y... ¿Cómo se mide el pH?

Una manera muy simple de determinar si una sustancia es ácida o alcalina es ponerla en contacto con papel tornasol (es una tira de papel impregnado de una mezcla de pigmentos vegetales extraídos de algunos líquenes), si la solución es ácida el papel tomará un color rosa, por el contrario, si es alcalina, toma un color azul. Sin embargo, este procedimiento no es exacto para medir el pH de soluciones fotográficas o de líquidos coloreados o turbios, este papel tornasol no es adecuado para todas las soluciones.

En la actualidad se emplean algunos indicadores, ácidos y bases débiles, que presentan un color diferente según el pH, como lo son la fenolftaleína (compuesto químico que se obtiene por reacción del fenol y el anhídrido ftálico en presencia de ácido sulfúrico) y naranja de metilo (es un colorante azoderivado, con cambio de color de rojo a naranja-amarillo entre pH 3,1 y 4,4).

El método más exacto y comúnmente más usado para medir el pH de una solución o sustancia es el pHmetro o potenciómetro y un par de electrodos. Básicamente, el pHmetro es un voltímetro muy sensible, que mide las pequeñas corrientes eléctricas generadas por los electrodos, sumergidos en la respectiva solución; estas pequeñas corrientes eléctricas dependen de la cantidad de iones hidrógeno presentes en cada solución, lo que permite determinar con un alto grado de precisión el pH de la muestra, como se aprecia en la siguiente imagen:

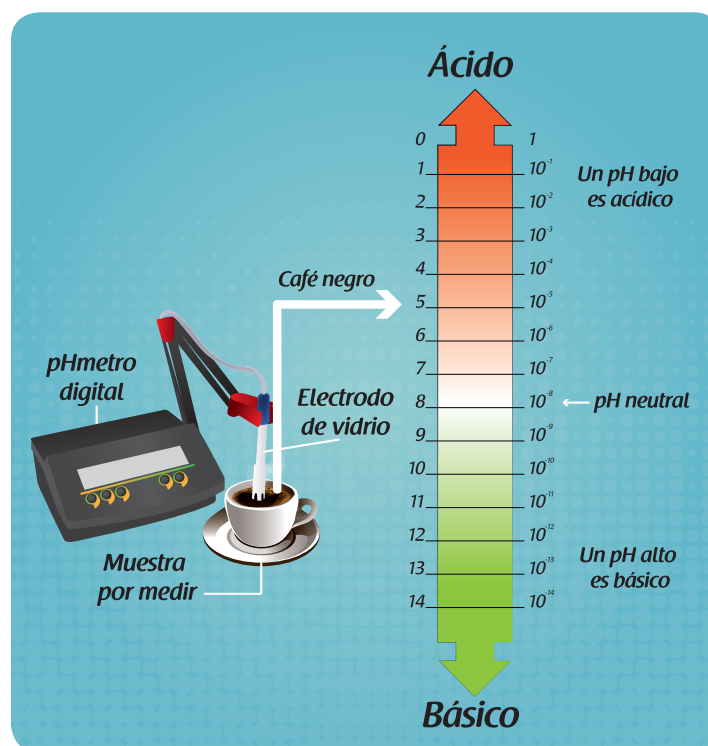
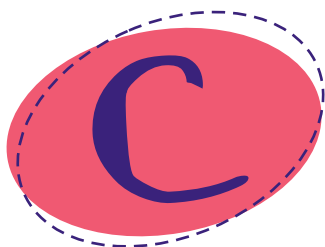


Imagen del pHmetro o potenciómetro

TRABAJO CON EL PROFESOR

3. Solicitamos la presencia del profesor para que evalúe el resumen, producto de la lectura anterior, y aclare algunas dudas con relación al tema.



Ejercitación

TRABAJO EN PAREJAS

1. Teniendo en cuenta la lectura realizada anteriormente, resolvemos por escrito los siguientes planteamientos:
 - a. ¿Por qué es importante conocer el pH de las sustancias que están presentes en nuestras vidas?
 - b. Cuando la piel está en contacto con alguna sustancia desconocida y se inicia una irritación se recomienda lavar con abundante agua. ¿Por qué este procedimiento es válido y recomendado por las mamás y los médicos?
 - c. Tal vez hemos escuchado que para calmar la acidez estomacal se utiliza la leche y/o leche de magnesia. Argumentamos, desde el punto de vista químico, por qué dicho procedimiento es válido.
 - d. Explicamos con nuestras propias palabras el aporte del científico danés Søren Peter Lauritz Sørensen a la química.
 - e. Analizamos y respondemos: ¿Es posible combatir microorganismos como las bacterias simplemente cambiando el pH del sitio donde habitan? Justificamos nuestra respuesta.

TRABAJO EN EQUIPO

2. Observamos el siguiente cuadro⁸ y resolvemos los ejercicios que aparecen a continuación:

Sustancia	pH	Sustancia	pH
Jugos gástricos	2,0	Amoniaco casero	11,5
Limonas	2,3	Leche de magnesia	10,5
Vinagre	2,9	Pasta de dientes	9,9
Refrescos	3,0	Disolución saturada de bicarbonato sódico	8,4
Vino	3,5	Agua de mar	8,0
Naranjas	3,5	Huevos frescos	7,8
Tomates	4,2	Sangre humana	7,4
Lluvia ácida	5,6	Saliva (al comer)	7,2
Orina humana	6,0	Agua pura	7,0
Leche de vaca	6,4	Saliva (reposo)	6,6

8: Tomado de:
 Cincianet. Química de ácidos y bases.
 Recuperado de <http://cincianet.com/acidobase.html>

- a. Una de las formas de combatir la presencia de parásitos como bacterias en el suelo, en las frutas y vegetales o el agua es modificando el pH de los mismos; si usamos dicho procedimiento para evitar la presencia de estos molestos seres vivos en las frutas o en un depósito de agua, ¿qué sustancia es la más acertada para tal propósito? Justificamos nuestra respuesta.
- b. Partiendo de la expresión usada por el danés Sørensen, ¿cuántas veces es más ácido el vino que los tomates y cuántas veces más que los jugos gástricos?
- c. Explicamos por qué el pH del agua pura es neutro.
- d. Si observamos detenidamente nuestra saliva, podremos notar que existe una diferencia entre el pH de la saliva en reposo y la saliva al comer. Explicamos las razones que sustentan esta diferencia de pH.
- e. Si queremos eliminar las bacterias de una herida cambiando el pH para evitar su reproducción y no tenemos medicina a la mano, ¿cuál sería la mejor sustancia para evitar su proliferación? Justificamos nuestra respuesta en el cuaderno.

Reforzamos nuestro trabajo colaborativo

“Una máquina puede hacer el trabajo de 50 hombres corrientes. Pero no existe ninguna máquina que pueda hacer el trabajo de un hombre extraordinario”.

Elbert Hubbard

3. Leemos la siguiente situación y resolvemos el problema matemáticamente:

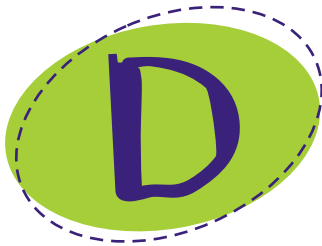
El pH de la sangre varía entre 7,2 a 7,4 y nuestro cuerpo trata de mantenerlo entre estos valores para evitar alteraciones fisiológicas que conducen a enfermedades.

Si tomamos como referencia el valor del pH sanguíneo igual a 7,2:

- a. ¿Cuál es la concentración de iones hidrógeno presente en la sangre?
- b. ¿Cuál sería el pOH sanguíneo?

TRABAJO CON EL PROFESOR

4. Compartimos con nuestro profesor las actividades desarrolladas anteriormente y le solicitamos sean evaluadas.



Aplicación

TRABAJO INDIVIDUAL

1. Observo la siguiente imagen y resuelvo las preguntas en mi cuaderno:

Escala de pH

4.0 4.5 5.0 5.5 6.0 6.5 7.0 7.5

Papa 4.8 - 6.5

Zanahoria 5.5 - 7.0

Lechuga 6.0 - 7.0

Cebolla 5.8 - 7.0

Tomate o jitomate 5.5 - 7.5

Col o repollo 6.0 - 7.5

¿Por qué es importante el pH del suelo?

El pH del suelo afecta la salud de las plantas. Para que éstas puedan utilizar un nutriente, el mismo tiene que estar previamente disuelto en agua. Muchos de los nutrientes necesarios se disuelven cuando el suelo es ligeramente acidógeno. Muchas plantas crecen bien entre pH de 6 a 7. Cuando el suelo es acidógeno, los minerales como el hierro y magnesio se disuelven en el agua de la tierra. En pequeñas cantidades, ayudan a las plantas a crecer. Pero si el suelo es muy acidógeno, estos minerales abundan y pueden hacer daño, o hasta matar las plantas.

- ¿Por qué es importante conocer el pH del suelo para sembrar algunas hortalizas de uso común como la zanahoria?
- ¿Cómo afecta el pH del suelo la distribución o reparto de nutrientes en el mismo?
- El pH del suelo de los páramos es aproximadamente de 5. ¿Cuál sería el producto más adecuado para sembrar en este suelo? Justifico mi respuesta.
- ¿Qué sucedería si en los páramos se sembrara col o repollo? Justifico mi respuesta.
- ¿Qué sucedería con las plantas de un hábitat donde llueve bastante pero el pH del suelo está volviéndose cada vez más ácido por efecto de la contaminación?

TRABAJO EN EQUIPO

¡Vamos a experimentar!

2. En compañía del profesor nos dirigimos al laboratorio de la institución o al CRA (centro de recursos de aprendizaje) y en cada sitio de trabajo reunimos los siguientes materiales:

<http://communitygardennews.org/gardenmosaics/globalmosaics/pgs/spanish/science/soilph.htm>

REACTIVOS⁹

Repollo morado o col lombarda
Alcohol
Vinagre
Bicarbonato de sodio

IMPLEMENTOS

3 recipientes (preferiblemente de vidrio, pueden ser tubos de ensayo o beakers)
Mortero o algo para triturar o pilonar
Colador de cocina



PROCEDIMIENTO

- Colocamos varias hojas de repollo morado o col lombarda en el mortero y trituramos hasta obtener el jugo de las hojas.
- Le aplicamos unas cuantas gotas de alcohol y seguimos triturando las hojas de repollo morada o col lombarda dentro del mortero, lo hacemos hasta que no se desprenda más líquido.

NOTA: Este líquido será el que usemos como detector de pH.

- Hacemos pasar el líquido por el colador para retirar cualquier trozo de materia sólida y recogemos el líquido en uno de los recipientes de vidrio.
- En otro recipiente ponemos agua y agregamos unas cuantas gotas, no muchas, del líquido obtenido.
- En otro de los recipientes depositamos vinagre y agregamos unas cuantas gotas de la solución que obtuvimos del macerado de las hojas de repollo.
- En un recipiente disolvemos el bicarbonato de sodio en agua, agitamos por varios segundos, posteriormente agregamos unas cuantas gotas del preparado de repollo.

⁹ Tomado y adaptado de:
Experimentos caseros.
Experimentos de química.
Medidor de pH casero
Recuperado de [http://
experimentoscaseros.net/
2012/07/experimentos-de
-quimica-medidor-de
-ph-casero](http://experimentoscaseros.net/2012/07/experimentos-de-quimica-medidor-de-ph-casero)

3. Con base en el experimento, resolvemos en nuestros cuadernos las siguientes preguntas:
- ¿Qué color tomó la muestra donde se encuentra el vinagre después de agregar las gotas de la solución que usamos como detector de pH?
 - ¿Qué color tomó la muestra donde se encuentra el bicarbonato de sodio después de agregar las gotas de la solución que usamos como detector de pH?
 - Leemos nuevamente la fundamentación científica, especialmente el apartado sobre “¿Cómo se mide el pH?” y comparamos lo expresado en la teoría con los resultados obtenidos. ¿En cuál recipiente está la solución ácida y en cuál la solución básica? Explicamos nuestras respuestas.
 - Tomamos muestras de leche, un poco de orina o saliva (esta se disuelve con agua) u otras sustancias que sean de fácil disponibilidad y a cada una de ellas le agregamos unas cuantas gotas de la solución preparada, observamos y anotamos nuestras conclusiones.
4. Observamos la siguiente gráfica¹⁰ que relaciona el pH de mezclas del ácido fosfórico (H_3PO_4) y sus sales y resolvemos los ejercicios propuestos:

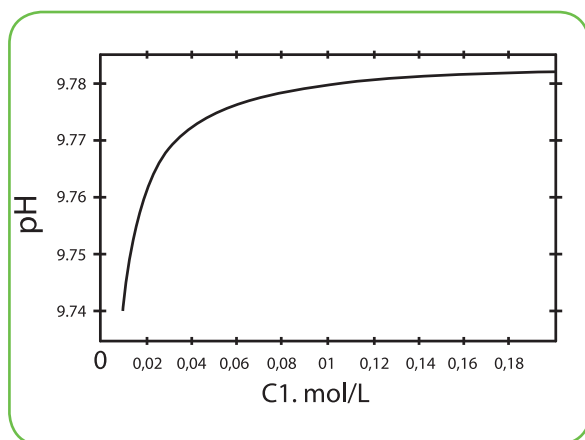


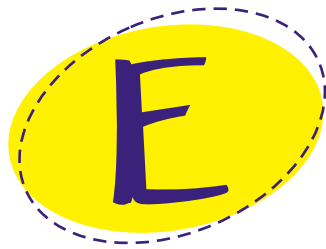
Figura 1 : pH de mezclas de H_3PO_4 y todas sus sales. Eje Y: pH
Eje X: C1= Mol/L

- ¿Qué sucedería con el valor del pH si siguiera aumentando la concentración de la mezcla de las sales del H_3PO_4 ? Justificamos nuestra respuesta.
- ¿En qué punto se observa la relación de proporcionalidad inversa (a mayor valor del pH menor concentración de sales), entre el pH y la concentración de la mezcla de sales de H_3PO_4 ? Argumentamos nuestra respuesta.

TRABAJO CON EL PROFESOR

5. Le solicito a mi profesor valorar las actividades desarrolladas de forma individual y el trabajo en equipo, como producto del mejoramiento de mis desempeños.

¹⁰ Tomado de:
Metodo de Newton.
recuperado de
http://docencia.udea.edu.co/cen/MetodosNumericos/capitulo7/metodo_de_newton.html.



Complementación

TRABAJO EN EQUIPO

1. En compañía del profesor nos dirigimos al laboratorio de la institución o al CRA (centro de recursos de aprendizaje) y en cada sitio de trabajo reunimos los siguientes materiales para realizar la siguiente práctica de laboratorio que tiene como propósito verificar “cómo afecta la presencia de CO_2 (producto de la respiración celular) en la acidez o alcalinidad de una solución”:

REACTIVOS

Agua

5 cc de amoníaco

Vinagre

Extracto de repollo morado o col lombarda

MATERIALES

Vaso de vidrio

Pajilla, pitillo o cañita



PROCEDIMIENTO

- a. Al vaso con agua (H_2O) agregamos unas cuantas gotas de amoníaco.
- b. Una vez hayamos agregado el amoníaco al agua, le ponemos unas cuantas gotas del líquido preparado a partir del repollo morado o col lombarda, obtenido en la práctica anterior, si no lo tenemos lo preparamos como fue explicado anteriormente.
- c. Ponemos un pitillo en el vaso donde tenemos todo el preparado y le solicitamos a uno de nuestros compañeros que sople a través del pitillo por el espacio de un minuto.
- d. Posteriormente le agregamos unas cuantas gotas de vinagre a la solución.

2. Resolvemos las siguientes preguntas en nuestro cuaderno después del desarrollo del laboratorio:
 - a. ¿Qué coloración tomó la muestra de solución de amoníaco con el extracto de repollo?
 - b. ¿La solución es ácida o básica de acuerdo a la coloración obtenida? Explicamos nuestra respuesta.
 - c. ¿Qué coloración tomó la solución después de la acción de soplar de nuestro compañero? ¿Por qué este color?
 - d. Después de agregar el vinagre nuevamente la solución cambió de color, ¿por qué?

3. Leemos con atención el siguiente texto complementario:

El pH en tu boca¹¹



Después de cepillar tus dientes, el pH de la saliva en la boca debe encontrarse con un valor alrededor de 7; es decir, un pH neutro, que no produce ningún daño a tus dientes.

Si el pH se encuentra debajo de 5.5, el esmalte comienza a perderse haciendo daño. Si comes algún carbohidrato, como pan o algo que contenga azúcar, este tendrá las condiciones para hacer más daño a los dientes.

Cuando un pedazo pequeño de alimento se descompone en la boca, genera gérmenes que la hacen más ácida, deteriorándolo más. Para reducir los efectos dañinos a los dientes, las encías y mantener una boca sana, es muy importante el cepillado después de cada comida. Recuerda también utilizar el hilo dental y algún enjuague bucal.

4. Teniendo en cuenta el texto anterior, respondemos en nuestros cuadernos las siguientes preguntas:

¹¹ Tomado de:
El Portal de la Educación Dominicana. El pH en tu boca. El pH en nuestra vida. Recuperado de <http://www.educando.edu.do/articulos/estudiante/el-ph-en-nuestra-vida/>

- a. ¿Por qué es importante conocer el pH de nuestra boca?
- b. ¿Cómo podemos mantener un pH adecuado en nuestra boca?
- c. ¿Qué efectos tiene un pH ácido en nuestra boca y cuál es un pH básico?

5. Realizamos un cartel con la información del texto anterior, promoviendo el cuidado de los dientes y lo ubicamos en el periódico mural institucional.

TRABAJO CON EL PROFESOR

6. Invitamos con respeto a nuestro profesor al equipo para socializar con él las actividades y le solicitamos evaluarlas.

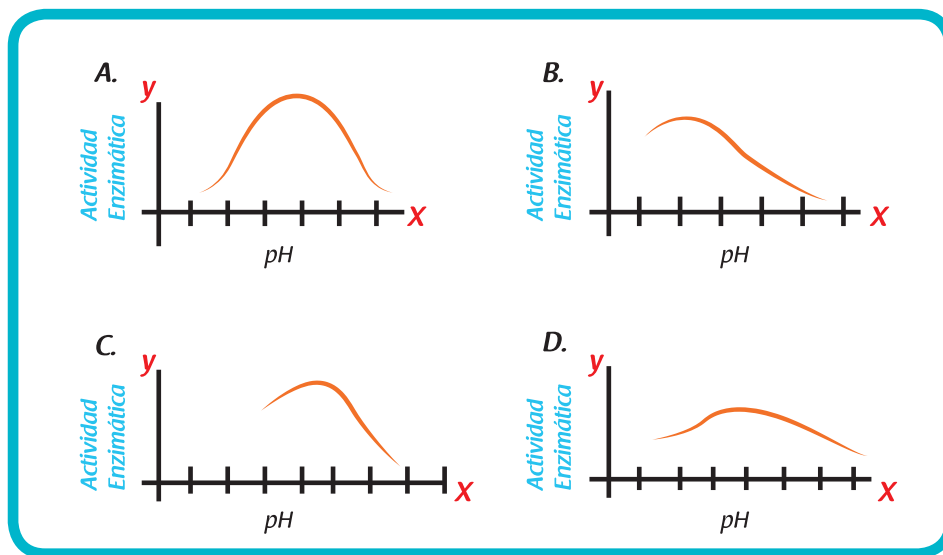
Evaluación Por Competencias

A continuación me proponen resolver un conjunto de preguntas o realizar algunas actividades, que tienen como propósito identificar aquellos aspectos que muestran mis fortalezas y aquellos en los que debo reforzar, posterior al estudio de la temática propuesta en la guía.

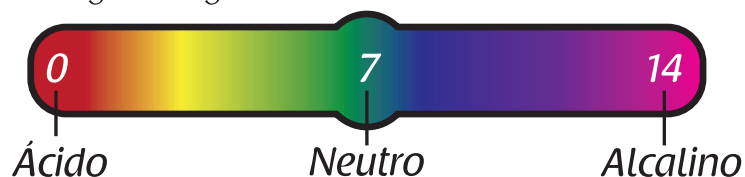
Preguntas de selección múltiple con única respuesta

Las preguntas de este tipo constan de un enunciado y de cuatro opciones de respuesta, entre las cuales debo escoger la que considere correcta y escribirla en mi cuaderno.

1. La fisiología (ciencia que estudia las funciones de los seres vivos y de ciertas sustancias químicas) se ha interesado por conocer el efecto del pH en el funcionamiento de las enzimas. Se ha descubierto que cada una de ellas tiene un pH óptimo para su función, por ejemplo, la pepsina es una enzima que se encuentra en el estómago y actúa sobre las proteínas de los alimentos y trabaja muy bien en ambientes ácidos. La gráfica que mejor representa la acción de la pepsina es:



2. El papel tornasol o papel pH es utilizado para medir la concentración de iones hidrógeno, contenidos en una sustancia o disolución, mediante la escala de pH; la cual es clasificada en distintos colores y tipos, como se observa en la siguiente gráfica:

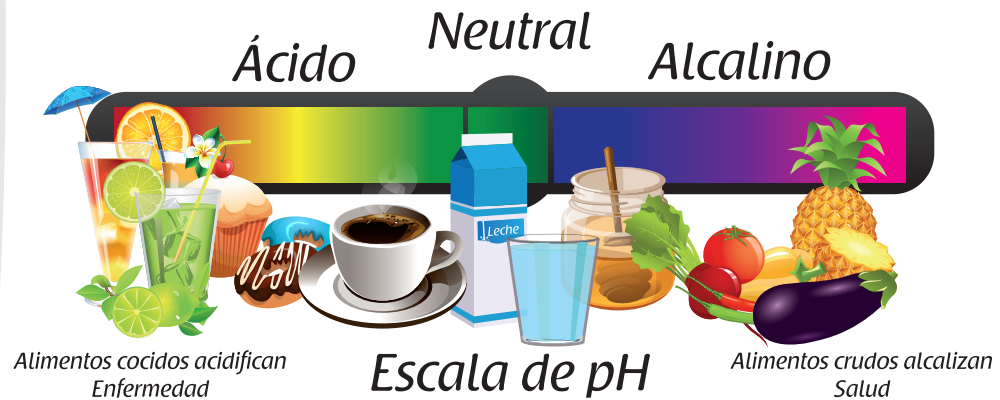


Si tenemos una solución desconocida como muestra y la ponemos en contacto con el papel tornasol y este indica una coloración anaranjada, podemos inferir que su pH es:

- A. Menor a 9.
- B. Mayor a 9.
- C. Menor a 5.
- D. Mayor a 5.

2

3. La siguiente imagen muestra los alimentos que según su pH pueden afectar la salud de una persona:



El mejor alimento para curar la piel en caso de presentar una irritación ocasionada por el contacto con un ácido como el amoníaco o ácido acético es:

- A. Aplicar agua directamente.
- B. Aplicar alcohol.
- C. Usar rodajas de tomate.
- D. Aplicar un preparado de hojas de espinaca.

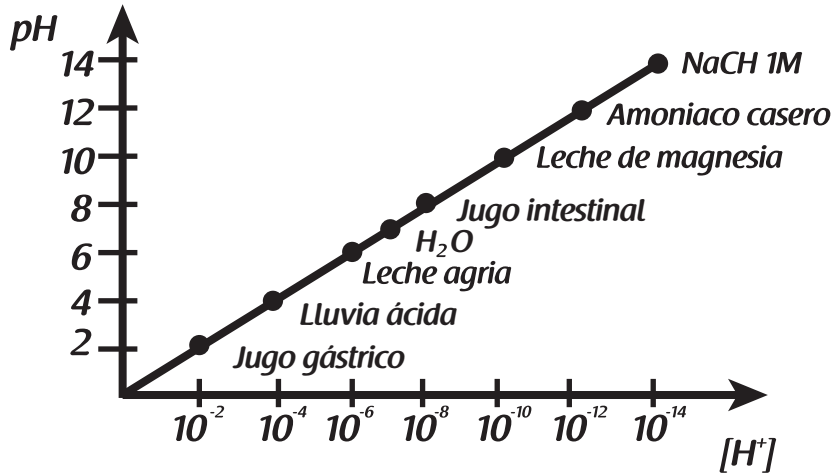
3

4. Uno de los hábitos recomendados para curar la acidez estomacal es el consumo habitual de vegetales porque:

- A. Presentan un pH neutral que regula la acidez estomacal.
- B. Presentan un pH alcalino que neutraliza la acidez estomacal.
- C. Presentan un pH cercano al contenido en el estómago.
- D. Presentan un alto contenido de mineral que vitalizan las células del estómago.

4

5. Analizamos detalladamente la siguiente gráfica:



De la anterior gráfica podemos concluir que:

- A. El pH se hace más ácido a medida que disminuye la concentración de iones hidrógeno [H⁺] presentes en la solución.
- B. El pH se hace más básico a medida que disminuye la concentración de iones hidrógeno [H⁺] presentes en la solución.
- C. Los ácidos tienen una menor concentración de iones hidrógeno [H⁺].
- D. Las bases tienen una mayor concentración de iones hidrógeno [H⁺].

5

Glosario



- **Álcali:** Compuesto químico que tiene carácter básico.
- **Edafología:** Rama de la ciencia que estudia la composición y naturaleza del suelo en su relación con las plantas y el entorno que le rodea.
- **Logaritmo (log):** El logaritmo de un número, en una base dada, es el exponente al cual se debe elevar la base para obtener el número.
- **Microfauna:** Son los animales pequeños y microscópicos que habitan el suelo.
- **Microflora:** Algas unicelulares y plantas microscópicas que se encuentran en el suelo.