## Identificación del objeto de aprendizaje

| | |
|---|---|
| **Fecha** | Mayo de 2012 |
| **Asignatura** | Química II |
| **Unidad** | Suelo, fuente de nutrimentos para las plantas. |
| **Aprendizajes** | Incrementa sus habilidades en la **búsqueda de información** pertinente y en su análisis y síntesis.<br>Incrementa su capacidad para formular hipótesis.<br>Aumenta su capacidad de observación y destreza en el manejo de equipo al experimentar.<br>**Diferencia** mediante sus propiedades a los ácidos y las bases.<br>**Define** a los ácidos y a las bases según Arrhenius.<br>**Establece** que la reacción de neutralización es el resultado de la combinación de ácidos y bases.<br>**Reconoce** al pH como una medida para determinar el carácter ácido, básico o neutro de una sustancia.<br>Aumenta su capacidad de comunicación oral y escrita al expresar fundamentando sus observaciones y conclusiones. |
| **Tema** | ¿Qué importancia tiene conocer la acidez del suelo? |
| **Palabras claves** | Ácidos, bases, sales, pH, Teoría de Arrhenius y reacción de neutralización. |
| **Autores** | Francis Navarro León |

## Objetivos (para el profesor)

Diferencia a los ácidos y las bases mediante la identificación de sus propiedades y los define según la Teoría de Arrhenius.
Establece que la reacción de neutralización es el resultado de la combinación de ácidos y bases.
Reconoce el pH como una medida para determinar el carácter ácido, básico o neutro de una sustancia para comprender la importancia que tiene la acidez del suelo en el desarrollo de las plantas.

## Índice de navegación del Objeto de aprendizaje

1. Introducción
2. Ácidos y bases
3. ¿Qué son las sales?
4. Reacción de neutralización
   Ejercicio 1
5. pH
   Ejercicio 2
   Actividad experimental 1
6. Importancia de la acidez del suelo.
7. Actividad Final

## 1. Introducción

La acidez del suelo determina la posibilidad de que las plantas reciban los nutrientes necesarios para su desarrollo, una forma de mejorar la calidad del suelo es por medio de la modificación del pH al agregar sustancias ácidas o básicas de acuerdo con sus necesidades esto se realiza por medio de reacciones de neutralización que se llevan a cabo en la misma disolución del suelo.

Con este material diferenciarás a los ácidos de las bases mediante la identificación de sus propiedades en base a la Teoría de Arrhenius.

Así también podrás establecer que la reacción de neutralización en medio acuoso es el resultado de la combinación de ácidos y bases y reconocerás al pH como una medida para determinar el carácter ácido, básico o neutro de una sustancia para comprender la importancia que tiene la acidez del suelo en el desarrollo de las plantas.

Como actividad experimental determinarás el pH de diferentes sustancias utilizando un simulador

## 2. Ácidos y bases

Desde que se inicia el estudio de la materia a partir de sus semejanzas y diferencias, los científicos han intentado ordenar el comportamiento de los compuestos inorgánicos clasificándolos en tres grandes grupos: ácidos, bases y sales.

Esta clasificación se basó en la observación de una serie de propiedades comunes que presentaban las sustancias en disolución acuosa, por ejemplo, se dieron cuenta que el vinagre, el jugo de limón y muchos otros alimentos tienen un sabor ácido, sin embargo, no fue hasta hace unos cuantos cientos de años que se descubrió por qué estas sustancias tenían este sabor.

Conforme se avanza en el conocimiento del comportamiento de la materia, en 1663, el científico inglés Robert Boyle estableció las propiedades comunes a todos los ácidos, que se han aceptado hasta nuestros tiempos; años después, en 1834, el físico inglés Michael Faraday descubrió que los ácidos, las bases y las sales son electrólitos (sales) que al disolverse en agua se disociaban en partículas o iones con carga positiva y negativa que pueden conducir la corriente eléctrica.

En la siguiente tabla se presenta una síntesis de las propiedades características que diferencian los ácidos de las bases.

Propiedades físicas y químicas de ácidos y bases.

| ÁCIDOS | BASES |
|---|---|
| ▪ Tienen sabor agrio limón, vinagre, etc.).<br>▪ Hacen que el papel tornasol cambie de azul a rojo.<br>▪ Concentrados destruyen los tejidos biológicos vivos (son corrosivos para la piel).<br>▪ Producen efervescencia cuando reaccionan con el carbonato de calcio (mármol).<br>▪ Neutralizan la acción de las bases.<br>▪ Pierden sus propiedades al reaccionar con bases Reaccionan con las bases para formar agua y sales.<br>Ejemplo:<br>$HCl_{(ac)} + NaOH_{(s)} \longrightarrow NaCl_{(ac)} + H_2O_{(l)}$<br>▪ Reaccionan con los metales activos como el magnesio (Mg), zinc (Zn) y hierro (Fe) produciendo hidrógeno gaseoso, $H_{2(g)}$.<br>Por ejemplo:<br>$Zn_{(s)} + 2HCl_{(ac)} \longrightarrow ZnCl_{2(ac)} + H_{2(g)}$<br>▪ Las disoluciones de los ácidos conducen la corriente eléctrica (son electrolitos). | ▪ Tienen sabor amargo.<br>▪ Hacen que el papel tornasol cambie de rojo a azul.<br>▪ Cuando se agrega fenolftaleína cambian a color rojo.<br>▪ Suaves al tacto pero corrosivos con la piel (destruyen los tejidos vivos).<br>▪ Son resbalosas al tacto<br>▪ Neutralizan la acción de los ácidos.<br>▪ Pierden sus propiedades al reaccionar con ácidos. Reaccionan con los ácidos para formar agua y sales.<br>Ejemplo:<br>$KOH_{(s)} + H_2SO_{4(ac)} \longrightarrow K_2SO_{4(ac)} + H_2O_{(l)}$<br>▪ Las disoluciones de las bases conducen la corriente eléctrica (son electrolitos).<br>▪ Se usan en la fabricación de jabones a partir de grasas y aceites |

Como puedes observar, por sus propiedades, los ácidos y las bases son dos tipos de sustancias que

presentan propiedades y características opuestas y que al reaccionar entre sí producen agua y una sal.

Para complementar tus conocimientos sobre los ácidos y bases, observa el siguiente video.

Video: Ácidos y Bases
http://www.youtube.com/watch?v=jN8dMdwt-9U

Para entender porqué los ácidos y las bases presentan propiedades diferentes, a finales del siglo XIX y principios del siglo XX se formularon diversas teorías acerca de la naturaleza y el comportamiento a nivel molecular. Como se mencionó, en 1834, el físico inglés Michael Faraday descubrió que los ácidos, bases y sales eran **electrólitos,** que al disolverse en agua se disociaban en partículas o iones con carga positiva y negativa que pueden conducir la corriente eléctrica.

Años después y de acuerdo al comportamiento de estas sustancias químicas, en 1884, el químico sueco Svante August Arrhenius presentó su teoría de la *Disociación iónica*, según esta, algunas sustancias en disolución acuosa experimentan una ruptura o disociación en iones positivos y negativos; esta disociación iónica es la responsable de la conductividad eléctrica y reciben el nombre de electrólitos.
**Savane Arrhenius** define a los ácidos y bases como sustancias que pueden donar protones ($H^+$) o iones hidróxido ($OH^-$), respectivamente. *Esta definición es por supuesto incompleta, pues existen moléculas como el amoniaco ($NH_3$) que carecen del grupo $OH^-$ y poseen características básicas*

Electrolito: sustancia que cuando se disuelve en agua, produce una disolución capaz de conducir la corriente eléctrica.

De acuerdo al comportamiento de estas sustancias químicas, Arrhenius propuso la siguiente clasificación y definiciones:
**Ácido**: son todas las sustancias químicas que contienen hidrógeno, y que al disolverse en agua (disolución acuosa) producen iones hidrógeno o protones, $H^+$.

Por ejemplo, cuando los siguientes ácidos están en disolución se producen iones hidrógeno de acuerdo a la siguiente ecuación química:

- ácido sulfúrico $H_2SO_{4(ac)} \longrightarrow 2H^+_{(ac)} + SO_4^{2-}{}_{(ac)}$
- ácido clorhídrico $HCl_{(ac)} \longrightarrow H^+_{(ac)} + Cl^-_{(ac)}$
- ácido nítrico $HNO_{3(ac)} \longrightarrow H^+_{(ac)} + NO_3^-{}_{(ac)}$
- ácido acético $CH_3 - COOH_{(ac)} \longrightarrow H^+_{(ac)} + NO_3^-{}_{(ac)}$

**Base**: Es una sustancia que disuelta en agua (disolución acuosa) produce o libera un exceso de iones hidroxilo, $OH^-$.
Por ejemplo, cuando las siguientes bases están en disolución se producen iones hidróxido ($OH^-$) de acuerdo a la siguiente ecuación química:

- $NaOH_{(ac)} \longrightarrow Na^{+}_{(ac)} + OH^{-}_{(ac)}$
- $Ca(OH)_{2(ac)} \longrightarrow Ca^{+}_{(ac)} + 2\,(OH)^{-}_{(ac)}$
- $KOH_{(ac)} \longrightarrow K^{+}_{(ac)} + OH^{-}_{(ac)}$

A pesar de que la teoría de Arrhenius fue un gran avance en el estudio de estas sustancias químicas, tiene limitaciones:

Limitaciones

1. El concepto de **ácidos se refiere a especies químicas que contienen iones hidrógeno** y el de **base** a las **especies que contienen iones hidroxilo**; algunas sustancias químicas se pueden comportar como ácidos o como bases, sin tener iones $H^+$ u $OH^-$ respectivamente.

Por ejemplo, el amoniaco ($NH_3$) carece del grupo $OH^-$ y posee características básicas, es decir se comporta como una base, otro ejemplo es la levadura ($NaHCO_3$) puede actuar como una base, a pesar de que contenga iones de hidrógeno.

2. ésta teoría sólo se refiere a **disoluciones acuosas**, cuando en realidad se conocen muchas reacciones ácido-base que tienen lugar en ausencia de agua

A pesar de estas limitaciones, es interesante saber que ya desde los tiempos de Arrhenius se reconocían y clasificaban a las sustancias (ácidos, bases y sales) por sus propiedades y características.

Observa este video y reafirma conocimientos sobre la Teoría de Arrhenius de los electrolitos
http://youtu.be/OxABUI1dEQU

**Para saber más: Otras teorías**

En párrafos anteriores se dijo que la teoría de Arrhenius presenta limitaciones, por esa razón, surgieron otras teorías sobre el comportamiento ácido o básico de las sustancias químicas:

.

Fuente: http://www.profesorenlinea.cl/Quimica/Acido_base.htm

**Teoría de Brönsted-Lowry**

En el año 1923, **J.N.Brönsted** y **T.M. Lowry**, proponen por separado, pero casi simultáneamente, una teoría acerca de los ácidos y las bases que ampliaba considerablemente los conceptos anteriormente expuestos por Arrhenius.
Según su propuesta, una sustancia se comportaba como ácido, cuando cedía protones y como base cuando aceptaba protones. La tendencia a transferir protones era lo que caracterizaba a los ácidos, mientras que la tendencia a aceptarlos, era algo característico de las bases según esta teoría.

Las ideas de ácido y base, son complementarias. Los ácidos sólo actuarán como tales, como dadores de protones, si existe presencia de algunas sustancias capaces de aceptarlos, es decir, una base. De la misma manera, las bases sólo pueden aceptar algún protón si hay ácidos que les transfieran algunos protones.

Así, por ejemplo, en una disolución acuosa de ácido nítrico, $HNO_3$, éste actuará como ácido y la base será el agua, ya que el ácido nítrico se ioniza, cediendo al agua un protón:

$$HNO_{3\,(aq)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow \underset{\textbf{(ión hidronio)}}{H_3O^+_{(aq)}} + NO_3^-{}_{(aq)}$$

**Teoría de Johannes Brönsted** y **Thomas Lowry**

Una definición más general fue propuesta en 1923 por **Johannes Brönsted** y **Thomas Lowry** quienes definieron que una sustancia ácida es aquella que puede donar $H^+$, exactamente igual a la definición de Arrhenius; pero a diferencia de éste, definieron a una base como una sustancia que puede aceptar protones.

**Teoría de Gilbert Lewis**

Una definición más general sobre ácidos y bases fue propuesta por **Gilbert Lewis** quien describió que un ácido es una sustancia que puede aceptar un par de electrones y una base es aquella que puede donar ese par.

**Hagamos un resumen de estas teorías sobre ácidos y bases**

**Ácido de Arrhenius**. Sustancia que libera iones hidrógeno ($H^+$) cuando se disuelve en agua.
**Ácido de Brönsted.** Sustancia capaz de donar un protón.
**Ácido de Lewis**. Sustancia capaz de aceptar un par de electrones.

**Base de Arrhenius.** Sustancia que libera iones hidróxido ($OH^-$) cuando se disuelve en agua.
**Base de Brönsted.** Sustancia capaz de aceptar un protón
**Base de Lewis.** Sustancia capaz de donar un par de electrones.

### 3. ¿Qué son las sales?

Las sales son sustancias químicas que generalmente se obtienen por la reacción de ácidos con metales y ácidos con bases.

Veamos un ejemplo en el que las sales son producto de la reacción química entre un ácido y un hidróxido o base.

$$H_2CO_{3(ac)} + Ca(OH)_{2(s)} \longrightarrow CaCO_{3(s)} + 2H_2O_{(l)}$$

ácido carbónico hidróxido de calcio carbonato de calcio agua

El carbonato de calcio es la sal, que se conoce como piedra caliza o mármol; las propiedades de esta sustancia sólida son: alto punto de fusión e insoluble en agua.

Veamos un ejemplo en el que las sales son producto de la reacción química entre un ácido y un metal.

ANIMACIÓN 1
Resaltar la formación de la sal
http://www.educarchile.cl/UserFiles/P0024/File/skoool/quimica%20y%20fisica/reaccion%20de%20metales%20con%20acidos%20sim/index.html

### 3. Reacciones de neutralización

Desde el punto de vista de la naturaleza molecular entre los ácidos y las bases y de acuerdo a Arrhenius, la reacción acuosa de un ácido con una base se llama ***neutralización***, la cual tiene lugar cuando un ácido reacciona totalmente con una base (perdiendo ambos sus propiedades originales) y se produce una **sal más agua.**

Las soluciones acuosas son buenas conductoras de la corriente eléctrica debido a la presencia de iones positivos y negativos; a estos compuestos se les llama electrolitos.

Los productos de esta reacción, la sal, tiene un sabor que no es agrio ni amargo, sino salado; así se llega a la conclusión de que una reacción de neutralización consiste en la combinación del ión $H^+$ del ácido, con el ión $OH^-$ de la base para producir $H_2O_{(l)}$ no disociada.

Ejemplo de una reacción acuosa ácido-base.

$$HCl_{(ac)} + NaOH_{(s)} \longrightarrow NaCl_{(ac)} + H_2O_{(l)}$$

**Ejercicio. 1**

Ahora vas a reafirmar tus conocimientos sobre la teoría de ácidos y bases de Arrhenius.

Relación de columnas

| CONCEPTOS DE LA TEORIA DE ARRHENIUS | | RESPUESTA |
|---|---|---|
| 1. Las definiciones de Arrhenius son útiles en la actualidad, siempre y cuando las reacciones de neutralización se lleven a cabo en: | (3) | iones hidróxido ($OH^-$) |
| 2. En disolución acuosa, los ácidos liberan: | (5) | iones |
| 3. En disolución acuosa, las bases liberan: | (1) | disoluciones acuosas. |
| 4. Las disoluciones de electrólitos contienen: | (7) | Bases |
| 5. Son responsables de la conducción de la corriente eléctrica (flujo de electrones) a través de una disolución electrolítica. | (6) | Ácidos |
| 6. Tienen sabor agrio, colorean de rojo al papel tornasol y reaccionan con metales desprendiendo hidrógeno. | (2) | Iones hidrógeno o protones ($H^+$) |
| 7. Tienen sabor amargo, colorean el papel tornasol de azul y al tacto se sienten jabonosos | (4) | iones |

Retroalimentación.
Cuando la respuesta es correcta se ilumina el cuadro y cuando es incorrecta aparece inténtalo de nuevo. Al finalizar aparece el botón “verifica tus respuestas”

**4. La fuerza de los ácidos y las bases se mide con el pH**

**a. Ácidos y bases fuertes**

Hasta ahora aprendiste que cuando los ácidos y las bases se mezclan con agua se forman iones positivos y negativos.

Pero te has preguntado ¿por qué se dice que un ácido (o una base) es más fuerte que otro? o ¿qué tan ácido es?

Este comportamiento va a depender de la naturaleza ácida o básica y de su fuerza (grado de disociación o número de iones que forman). De acuerdo a este grado de disociación, los ácidos y las bases se clasifican en dos categorías fuertes o débiles.

Por ejemplo el HCl e NaOH son ácidos y bases fuertes porque cuando se disuelven en agua, sus moléculas se disocian o ionizan por completo y producen un número máximo de iones hidrógeno ($H^+$) e hidroxilo ($OH^-$) respectivamente.

- $HCl \xrightarrow[H_2O]{} HCl_{(ac)} \longrightarrow H^+_{(ac)} + Cl^-_{(ac)}$

- $NaOH \longrightarrow NaOH_{(ac)} \longrightarrow Na^{+}_{(ac)} + OH^{-}_{(ac)}$

En la siguiente animación observarás el proceso de disolución cuando un ácido fuerte se disuelve en agua.

**ANIMACIÓN 2**

**Animación disolución de un ácido fuerte en agua, que se encuentra en la URL.**

http://www.chembio.uoguelph.ca/educmat/chm19104/chemtoons/chemtoons3.htm

**b. Ácidos y bases débiles**

Se dice que un **ácido y una base son débiles** cuando gran parte de sus moléculas en disolución no se disocian en iones, es decir solo se ionizan parcialmente, por lo que en la disolución coexistirán las moléculas y los iones formados. La ecuación de esta disociación parcial se escribe con dos flechas que significa *reacción reversible*.

El ácido acético ($HC_2CH_3O_2$) y el hidróxido de amonio ($NH_4OH$) son ejemplos de **ácido y base débil**, la ecuación de disociación para cada uno es la siguiente:

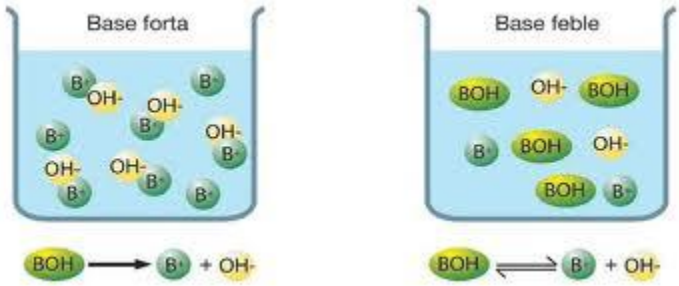
- $HC_2CH_3O_2 \underset{}{\overset{H_2O}{\rightleftharpoons}} H^{+}_{(ac)} + C_2CH_3O_2^{-}{}_{(ac)}$

- $NH_4OH(s) \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} NH4^{+}_{(ac)} + OH^{-}_{(ac)}$

Observa la siguiente animación que te ayudará a comprender la diferencia entre una base fuerte de una débil.

**ANIMACIÓN 3**

Animación para diferenciar entre base fuerte y base débil




http://reaccionesacidos-bases.wikispaces.com/Bases

Ahora, en la siguiente animación observarás qué sucede cuando un ácido débil se disuelve en agua.

**ANIMACIÓN 4**

**Animación disolución de un ácido débil en agua, que se encuentra en la URL.**
**http://www.chembio.uoguelph.ca/educmat/chm19104/chemtoons/chemtoons4.htm**

Para conocer otros ácidos y bases fuertes, da clic en **tablas fuertes**.

| Ácidos fuertes | | Ácidos débiles | |
|---|---|---|---|
| HCl | Ácido clorhídrico | HF | Ácido fluorhídrico |
| HBr | Ácido bromhídrico | $HNO_2$ | Ácido nitroso |
| HI | Ácido yodhídrico | $C_9H_8O_4$ | Ácido acetilsalicílico |
| $HNO_3$ | Ácido nítrico | HCOOH | Ácido fórmico |
| $H_2SO_4$ | Ácido sulfúrico | $C_6H_5COOH$ | Ácido benzoico |
| $H_3ClO_4$ | Ácido perclórico | $CH_3COOH$ | Ácido acético |
| Bases fuertes | | Bases débiles | |
| NaOH | Hidróxido de sodio | $NH_3$ | Amoniaco |
| $Ca(OH)_2$ | Hidróxido de calcio | $Al(OH)_3$ | Hidróxido de aluminio |
| $Ba(OH)_2$ | Hidróxido de bario | $Fe(OH)_2$ | Hidróxido de hierro II |
| $Mg(OH)_2$ | Hidróxido de magnesio | | |
| KOH | Hidróxido de potasio | | |

**Aclaremos: ¡No es lo mismo hablar de fuerza qué de concentración de ácidos y base, son dos cosas diferentes!**

Aun cuando los términos *débil y fuerte* se usan para comparar la fuerza de los ácidos y de las bases, los términos *concentrado y diluido* se usan para describir la concentración de iones en las disoluciones (cantidad de iones presentes en la disolución). Finalmente, la combinación de fuerza y concentración determina el comportamiento de la disolución.

Por ejemplo, se puede tener una *solución concentrada* o una *solución diluida* de un ácido débil o de una base débil. De igual manera se puede tener una *solución concentrada* o una *solución diluida* de un ácido fuerte o de una base fuerte.

En síntesis, cuando hablamos del grado de acidez o basicidad de una sustancia estamos pensando en el grado de concentración de iones ($H^+$) y ($OH^-$).

**c. La escala de pH**

**a. ¿Qué es el pH?**

¿Sabías que en 1909 el bioquímico danés Sørenson, mientras trabajaba en la fabricación de cerveza, desarrolló la escala de pH que significa *"potencial de hidrógeno"*?

Retomando los conceptos de concentración y fuerza de las disoluciones de los ácidos y de las bases, el pH es una escala matemática en la que se expresa la concentración de iones hidrógeno ($H^+$) de una solución como un número, que va de 0 a 14.

Así como aceptamos un " metro " para medir la longitud y un "litro" para medir el volumen, el **pH es la forma conveniente de expresar la medida del grado de acidez o de alcalinidad de una disolución acuosa.**

Por ejemplo, no es suficiente decir que el jugo del limón es ácido, es necesario ser más específico y

expresar que su grado de acidez oscila entre un pH de 2 o 3.

Para comprender que es el pH a nivel molecular te invitamos a observar el video **¿Qué es el pH?**

**URL: http://www.youtube.com/watch?v=6bGlqO0tYMs&feature=related**

**b. Interpretación de la escala de pH**

Ilustrar con una imagen similar a esta.

La escala del pH que se muestra en la siguiente imagen se divide en tres regiones, el número *7* corresponde a las soluciones neutras, la parte de abajo de la recta numérica indica que la disolución va aumentando su grado de acidez cuanto más lejos se está del valor de 7, mientras que la parte de arriba indica que cuanto más se alejan del valor de 7 las soluciones son más fuertes o más básicas.

**Tomado de URL: http://bas-quimika-gk.blogspot.mx/2010/11/practica-n-1-ph.html**

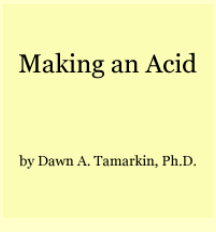
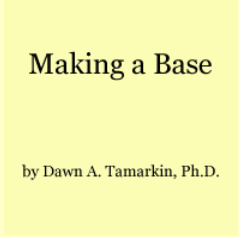
Por ejemplo una solución que tiene el pH 1 es más ácida o más fuerte que aquella que tiene un pH 6. De la misma manera, una base que tenga pH 14 es más fuerte que una que tenga pH 8

En síntesis, se dice que a medida que el valor de pH baja, la concentración de iones hidrógeno o hidronio ($H^+$) aumenta y que la concentración de iones hidroxilo ($OH^-$) disminuye y viceversa.

Para comprender el significado de concentración de iones ($H^+$) y ($OH^-$) observa la siguiente animación.

**ANIMACIÓN 5**

http://www.ehu.es/biomoleculas/ph/ph.htm

| disolución ácida | disolución básica |
|---|---|
|   |   |

En función del valor de pH (medida que determina el carácter ácido, básico o neutro de una sustancia), podemos concluir que hay tres tipos de disoluciones.

- **Disoluciones ácidas**
  Cuando la concentración de iones hidrógeno [$H^+$] es mayor que la concentración de iones hidróxido [$OH^-$], su pH < 7
- **Disoluciones básicas**
  Cuando la concentración de iones hidróxido [$OH^-$] es mayor que la concentración de iones hidrógeno [$H^+$], su pH > 7
- **Disoluciones neutras**
  Cuando la concentración de iones hidróxido [$OH^-$] es igual a la concentración de iones hidrógeno [$H^+$], su pH = pOH = 7 (agua pura)

**c. ¿Cómo se determina el valor del pH?**

Una manera sencilla de determinar si un material es un ácido o una base es utilizar papel de tornasol, que es una tira de papel tratada que se vuelve color de rosa cuando está sumergida en una solución ácida y azul cuando está sumergida en una solución alcalina, sin embargo, los papeles tornasol no son adecuados para usarse en soluciones muy coloreadas o turbias porque pueden enmascarar el indicador de color.

Otra forma de medir el pH es utilizar indicadores que son soluciones coloreadas que tienen tonos diferentes a los diferents valores de pH, su precisión no es como el medidor de pH pero permiten determinar un pH aproximado comparando el color con una **tabla de indicadores** como la siguiente:

**Diseñar una Tabla de Indicadores como la siguiente**

**de**

| 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 |

**Tomado la URL:**

http://www.acibar.comyr.com/606778/indicadores-de-acido-base.html

El método más preciso y comúnmente más usado para medir el pH, es el **medidor de pH** (o pHmetro ) y un par de electrodos.

Ventana emergente **medidor de pH**

Un medidor de pH es un voltímetro muy sensible, los electrodos conectados al mismo generan una corriente eléctrica cuando se sumergen en soluciones; la corriente varía de acuerdo con la concentración de iones hidrógeno ($H^+$) en la solución.

La principal herramienta para hacer las mediciones de pH es el electrodo de vidrio" que tiene un bulbo hecho de cristal, de composición especial, que es muy selectivo y sensible a los iones de hidrógeno. Cuando este bulbo de cristal se sumerge en una solución, el voltaje generado en la superficie de los bulbos se relaciona con el pH de la solución. La determinación del pH con el medidor es mucho más precisa que con los papeles tornasol.

Para lograr un valor preciso, estable y reproducible el pHmetro debe estar calibrado con una solución de pH conocido, llamada "amortiguador" (también solución tampón o buffer), que es una solución especialmente preparada para resistir cambios bruscos de pH y que tiene un valor de pH específico en una temperatura específica.

Llegó el momento de aplicar los conocimientos sobre la escala pH y el uso de diversos equipos para su medición, para lo cual realizarás la actividad experimental **"El ph EN LA VIDA DIARIA** Medición del pH utilizando el simulador, el papel pH y el sensor"

**Ejercicio 2. Ácidos y bases**

Repasa los temas anteriores, consulta nuevamente la **tabla fuertes** y completa la siguiente Tabla.

| Nombre de la sustancia | Fórmula de la sustancia | Ácido, base o neutra | Fuerte o débil | pH > 7 pH < 7 pH = 7 | Color del papel tornasol | Partícula (s) en la disolución |
|---|---|---|---|---|---|---|
| Ácido acético | $CH_3COOH$ | Ácido | Débil | pH < 7 | rosa | $H^+$ , $CH_3COO^-$ |
| Ácido clorhídrico | HCl | Ácido | Fuerte | pH < 7 | rosa | $H^+$ , $Cl^-$ |

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| Ácido bromhídrico | HBr | Ácido | Fuerte | pH < 7 | rosa | $H^+$ , $Br^-$ |
| Hidróxido de amonio | $NH_4OH$ | Base | Débil | pH > 7 | Azúl | $NH^+_4$, $OH^-$ |
| Hidróxido de potasio | KOH | Base | Fuerte | pH > 7 | Azúl | $K^+$ , $OH^-$ |
| Hidróxido de sodio | NaOH | Base | Fuerte | pH > 7 | Azúl | $Na^+$ , $OH^-$ |
| Agua pura | $H_2O$ | Neutro | ----- | pH = pOH = 7 | incoloro | $H^+$ , $OH^-$ |
| Ácido nítrico | $HNO_3$ | Ácido | Fuerte | pH > 7 | rosa | $H^+$, $NO_3^-$ |
| Ácido sulfúrico | $H_2SO_4$ | Ácido | Fuerte | pH > 7 | rosa | $2H^+$, $SO^=_4$ |

**Actividad Experimental 1: (Anexo1. Determinación del pH)**

## 5. La importancia de conocer la acidez del suelo

Entre las propiedades químicas del suelo, el pH es la más importante porque influye en la solubilidad de los minerales y en la disponibilidad o no disponibilidad de los nutrientes (iones) que las raíces absorben para el desarrollo de las plantas.

En la mayoría de los suelos, la solubilidad de los minerales (sales) ocurre en un rango de pH = 4 a pH = 8

En el suelo puede haber minerales de fósforo, potasio, boro, hierro y cobre en forma de sales, pero si éstas no son solubles en agua, a la planta no le sirven de nada porque las raíces solo pueden absorberlos cuando están disueltos en la disolución del suelo, es decir en forma de iones; pero si *el pH del suelo varía, se modifica el grado de solubilidad de los minerales.* Un pH alto indica que los suelos son alcalinos (indica la presencia de sales solubles), mientras que valores bajos de pH indica suelos ácidos.

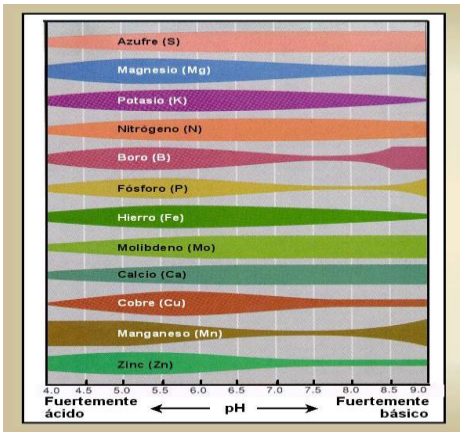
Veamos un ejemplo, para que las raíces puedan absorber el aluminio y el manganeso, sus sales deben disolverse en un medio con un pH bajo (entre 5 y 6), por el contrario, sales minerales, como el fosfato de calcio, que son esenciales para el crecimiento vegetal, son menos solubles a un pH alto (superior a 8), lo que hace que estén menos disponibles para las plantas.

El principal efecto en la nutrición y el desarrollo de las plantas y como consecuencia en el rendimiento de los cultivos, es la disponibilidad o no disponibilidad de los nutrientes (iones), lo que va a depender del grado de acidez o basicidad del suelo, es decir de los distintos valores del

pH del Suelo.

En la siguiente gráfica, conocida como Diagrama de Troug, se muestra la disponibilidad de los nutrientes a diferentes valores de pH del suelo, en ella se puede observar la forma en que el pH facilita o limita la absorción de nutrientes a través de las raíces de las plantas. Las zonas más gruesas de las bandas indican la mayor absorción de los nutrientes (iones), que es consecuencia de la relación entre el pH y la solubilidad de las sales, es decir, la formación de iones.

**Disponibilidad de los nutrientes en función del pH del suelo.**




URL: http://www.euita.upv.es/varios/biologia/temas/tema_12.htm

La utilidad de este diagrama es que, en relación a la acidez o alcalinidad de los suelos, indica la clas de plantas y cultivos que mejor se pueden desarrollar en un determinado valor de pH, y que la m asimilación de los nutrientes (iones) ocurre a un pH entre 6 y 7.

Haz clic en la siguiente tabla para que observes, el rango de pH en el que mejor se desarrollan algunas plantas y vegetales.

**Rangos de pH óptimo para algunos cultivos**

| Rangos de pH óptimo para algunos cultivos | | |
|---|---|---|
| Acelga 6.0-7.5 | Cacahuate 5.3-6.5 | Espárrago 6.3-7.5 |
| Albaricoque 6.0-6.8 | Café 5.0-7.0 | Espinaca 6.3-7.1 |
| Alfalfa 6.5-7.8 | Calabaza 5.6-6.8 | Fresa 5.0-6.2 |
| Algodón 5.0-6.2 | Caña de azúcar 6.0-7.8 | Girasol 6.0-7.2 |
| Almendro 6.0-6.8 | Cáñamo 6.2-7.2 | Guisantes 5.9-7.3 |
| Apio 6.1-7.4 | Castaño 5.0-6.5 | Habas 7.4-8.1 |
| Arroz 5.0-6.5 | Cebada 6.4-7.8 | Judías 5.8-6.8 |
| Avellano 6.0-7.0 | Cebolla 6.0-7.2 | Lechugas 5.8-7.2 |
| Avena 5.2-7.1 | Centeno 5.3-6.8 | Lenteja 5.0-7.0 |
| Berenjena 5.4-6.0 | Col 6.0-7.5 | Limonero 6.0-7.5 |
| Bróculi 6.0-7.2 | Col de Bruselas 5.7-7.2 | |
| | Coliflor 6.0-7.2 | |
| Maíz 5.5-7.5 | Patatas 5.0-5.8 | Soja 6.1-7.2 |
| Maíz dulce 5.6-6.8 | Pepino 5.7-7.2 | Sorgo 5.8-7.5 |
| Manzano 5.3-6.7 | Peral 5.6-7.2 | Tabaco 5.5-7.3 |
| Melocotonero 5.3-6.8 | Pimiento 6.3-7.8 | Tomate 5.8-7.2 |

| | | |
|---|---|---|
| Melón 5.7-7.2 | Platanera 6.0-7.5 | Trébol blanco 5.5-7.0 |
| Membrillero 5.5-7.2 | Pomelo 6.0-7.5 | Trébol híbrido 5.2-7.8 |
| Mijo 5.1-6.8 | Rábano 6.1-7.4 | Trébol rojo 5.5-7.0 |
| Mostaza 6.0-8.0 | Remolacha 6.0-7.6 | Trébol violeta 6.0-7.5 |
| Nabo 5.7-6.7 | | Trigo 5.5-7.2 |
| Naranjo 6.0-7.5 | | Vid 5.3-6.7 |
| Olivo 6.0-7.8 | | Zanahoria 5.7-7 |

En resumen, el pH del suelo tiene una gran influencia sobre la disponibilidad o no disponibilidad de los nutrientes, porque las plantas solo pueden absorber los minerales disueltos en el agua (en forma de iones) y la variación del pH modifica el grado de solubilidad de los minerales.

**a. Clasificación de los suelos por su grado de acidez.**

El pH de un suelo es el resultado de múltiples factores, entre los que se destacan:

- Tipo de minerales (sales) que están presentes.
- La descomposición de la materia orgánica, el humus.
- La gran actividad química de los nutrientes en disolución
- El constante y continuo intercambio iónico

Es importante considerar que cuando nos referimos al pH del suelo, lo hacemos en términos de los iones hidrógeno [H+] que están presentes en las disoluciones del suelo, que se llevan a cabo en el suelo en un momento dado, con base en esta consideración, y aun cuando es difícil que se presente un suelo totalmente alcalino o totalmente ácido, los suelos se clasifican según su grado de acidez en los siguientes tipos:

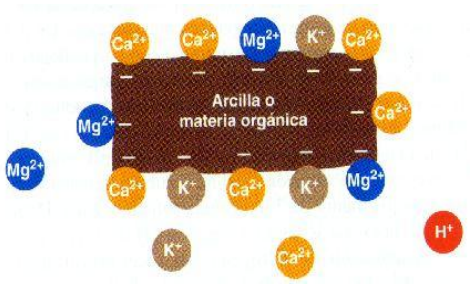
- Muy ácido pH. < 5,5
- Ácido 5,6< pH. < 6,5
- Neutro 6,6 > pH < 7,5
- Básico o ligeramente alcalino ?7,6 > pH > 8,5
- Muy alcalino pH > .8,6

Como se dijo antes, el pH de los suelos es importante en la producción de nutrientes , haz clic en la imagen para que puedas observar el efecto del pH en la disponibilidad de los nutrientes (iones) que son absorbidos por las raíces de las plantas.

Por ejemplo, en un suelo con pH ácido, los iones $H^+$ reemplazan a los iones de $Ca^{2+}$, $Mg^{2+}$ y $K^{+,}$ los cuales son posteriormente desechadas (lavados) del suelo, disminuyendo la riqueza de nutrientes disponibles.

| | |
|---|---|
| | notese que los iones $H^+$ entran a la materia orgánica y los iones $Ca^{2+}$, $Mg^{2+}$ y $K^{+,}$ son desplazados (salen de la materia orgánica). |

Por el contrario, en un suelo de pH neutro o básico los iones $Ca^{2+}$, $Mg^{2+}$ y $K^+$ reemplazan a los iones $H^+$.

| | |
|---|---|
|  | Observe que los iones $Ca^{2+}$, $Mg^{2+}$ y $K^{+,}$ entran a la materia orgánica y los iones $H^+$ son desplazados (salen de la materia orgánica). |

**b. Factores que afectan al pH del suelo, en términos de la concentración de iones hidrógeno [H+]**

- Producción de $CO_2$ que pasa a ácido carbónico ($H_2CO_3$)
- Presencia de ácidos orgánicos de bajo peso molecular como acético, cítrico, oxálico, etc, que son el resultado de los residuos de ciertos tipos de plantas.
- Presencia en el suelo de ácidos fuertes como nítrico y sulfúrico, producto de la actividad microbiana
- Humus que contienen grupos funcionales de tipo carboxílicos, fenólicos, enólicos, etc., de nuevo la naturaleza de los residuos vegetales que se aporten al suelo son de suma importancia.
- Abundancia en el suelo de óxidos de Fe y Al, que en medio ácido pueden modificar

considerablemente el pH

- Sales solubles ácidas, básicas o neutras que se acumulan e incorpora al suelo.
- Adición de ciertos de fertilizantes

El rango óptimo de pH en el que crecen vigorosamente la mayor parte de las plantas oscila entre 6.0 a 7.0, es decir suelos moderadamente ácidos o neutros. Esto se debe a que la mayor parte de las sustancias nutritivas para las plantas, presentes en la disolución del suelo, son fácilmente asimilables o absorbidas por las raíces en este intervalo de pH.

## 6. Actividad final

Ejercicio
En la siguiente actividad vas a encontrar reacciones químicas simuladas que te servirán para reafirmar conocimientos sobre ácidos, bases y sales; resolverás un cuestionario y para cerrar el tema se presenta un breve resumen.

**ANIMACIÓN 6**

http://www.educarchile.cl/UserFiles/P0024/File/skoool/quimica%20y%20fisica/reaccion%20de%20metales%20con%20acidos/index.html

1. ¿Qué gas se produce cuando un metal reacciona con un ácido?

a) Hidrógeno
b) Oxigeno
c) Dioxido de carbono

2. ¿Cómo se denomina la sal formada cuando el ácido sulfúrico reacciona con el magnesio?
   a) Sulfuro de magnesio
   b) Sulfato de sodio
   c) Sulfato de magnesio
3.

## Glosario

**Neutralización**. La palabra neutralidad, que viene de neutro, proviene del latín ne-uter, que primero se escribía separado y después todo junto neuter, y significa "ni lo uno ni lo otro".
La reacción entre un ácido y una base se denomina neutralización. Según el carácter del ácido y de la base reaccionante se distinguen cuatro casos:

- ácido fuerte + base fuerte
- ácido débil + base fuerte
- ácido fuerte + base débil
- ácido débil + base débil

## Referencias

### Bibliográficas

1. **Chang, R., College, W. (2002) *Química,* Mc Graw Hill, México.**
2. **Phillips, Strozak y Wistrom (2006) *Química. Conceptos y aplicaciones*, Mc Graw Hill, México.**

### Hemerográficas

### Ciberográficas

1. Ácidos, bases y pH
   http://www.ehu.es/biomoleculas/ph/ph.htm

2. Química general. Fuerza de ácidos.
   http://corinto.pucp.edu.pe/quimicageneral/contenido/362-fortaleza-de-acidos

3. Escala de pH en la URL:
   http://bas-quimika-gk.blogspot.mx/2010/11/practica-n-1-ph.html

### Audiovisuales