cuatro

Cuadernos del *Museo de Química*

POTENCIAL HIDRÓGENO o pH

Biblioteca Museo de Química y Farmacia
Prof. Dr. Carlos Sagastume

Facultad de Ciencias EXACTAS

UNIVERSIDAD NACIONAL DE LA PLATA

POTENCIAL HIDRÓGENO o pH

INTRODUCCIÓN

En la antigüedad se usaban los términos ácidos y alcalinos, en especial, para definir sabores. Recién en el siglo XVII Robert Boyle, físico y químico anglo-irlandés, realizó una primera clasificación de algunas sustancias como ácidas y otras como alcalinas, basándose, principalmente, en su comportamiento diferente frente al "litmus", una tinta extraída de líquenes, que hoy forma parte del papel tornasol. Su explicación química llegó doscientos años después.

A fines del siglo XIX, el químico sueco Svante Arrhenius explicó el comportamiento en disolución acuosa de los ácidos y las bases, como se llamó a las sustancias alcalinas, así como su fuerza relativa y la reacción de neutralización entre un ácido y una base, teoría conocida como "Teoría de Arrhenius" o "Teoría clásica ácido-base". Este trabajo fue el tema de la tesis con la cual obtuvo el doctorado en química en 1884 en la Universidad de Upsala, Estocolmo, Suecia. Además, fue la base para sus investigaciones posteriores en este campo de la química, por las cuales fue galardonado en 1903 con el Premio Nobel en Química (1).
Años después, en 1909, el bioquímico danés S. P. L. Sørensen presentó el concepto de **potencial de hidrógeno** o comúnmente llamado **pH**. Un índice que expresa el grado de acidez o alcalinidad de una disolución acuosa y lo definió como "**el opuesto o la inversa del logaritmo en base 10 o el logaritmo negativo de la actividad de los iones de hidrógeno**" (2).

La "Teoría de Arrhenius" solo se circunscribe al medio acuoso, por lo que, con el tiempo fue reemplazada por otras teorías más generalistas, como la de Brønsted-Lowry, formulada de manera independientemente por Johannes Nicolaus Brønsted, químico y físico danés y su colega inglés Thomas Martin Lowry en 1923. Cuyo concepto fundamental es que, cuando un ácido y una base reaccionan entre sí, el ácido forma su base conjugada y la base forma su ácido conjugado mediante el intercambio de un protón. En el mismo año, Gilbert Newton Lewis, fisicoquímico estadounidense, presentó otra teoría, que reemplazó a la de Arrhenius, basada en la estructura electrónica de los compuestos químicos (3).

El pH es un parámetro ampliamente utilizado en los laboratorios químicos y su medición es realizada por distintos métodos, algunos de los cuales empleamos en el laboratorio del Museo de Química. Brevemente, nos referiremos a ellos.

1) https://es.wikipedia.org/wiki/Teor%C3%ADa_%C3%A1cido-base_de_Arrhenius
2) https://es.wikipedia.org/wiki/PH
3) https://es.wikipedia.org/wiki/Teor%C3%ADa_%C3%A1cido-base_de_Br%C3%B8nsted-Lowry

DESARROLLO

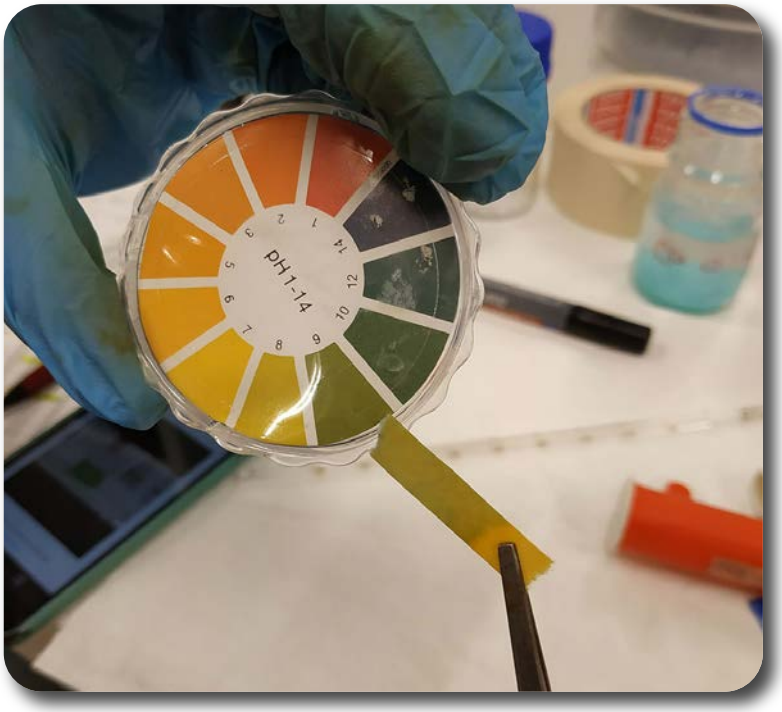
La determinación del pH es uno de los procedimientos analíticos más importantes y más utilizado en química y bioquímica. Su medición es fundamental, por ejemplo, en el análisis de aguas de consumo y de piscinas, en la industria alimenticia, en el análisis de suelos, en la industria de cosméticos, en muestras biológicas como sangre y orina, entre otras aplicaciones.

Para su medición se emplean, **papel tornasol, indicadores de pH y tiras reactivas**, con los cuales se obtiene una medida aproximada del pH de una solución, que normalmente se denomina "rango de pH". El empleo de potenciómetros, conocidos como peachímetros, permite obtener el valor exacto del pH de un medio (4).

Papel Tornasol

El tornasol es una sustancia coloreada natural que se obtiene a partir de ciertos líquenes, tras su oxidación en medio alcalino. Sus propiedades como indicador de la acidez o alcalinidad de una solución se conocen desde la Edad Media, siendo muy utilizado por los alquimistas (5).

En los laboratorios se utiliza como **papel tornasol**, una mezcla de la celulosa de la madera con los líquenes. Su intervalo de viraje es de rojo anaranjado a pH ácido, inferior a 4,5, a azul violáceo en medio básico, a pH superior a 8,5.



Indicadores

Son sustancias de origen natural o sintético que cambian de color según la acidez o alcalinidad de una solución o una sustancia. Habitualmente, en los laboratorios, se utilizan soluciones líquidas de estos indicadores, los cuales, además, son empleados en la fabricación de las tiras reactivas de pH.

4) https://es.wikipedia.org/wiki/PH
5) https://es.wikipedia.org/wiki/Tornasol

La siguiente tabla muestra algunos indicadores de pH de origen sintético, su rango de variación y el color que presentan en él.

Indicador	Color de la forma ácida	Color de la forma básica	Límites de pH
Rojo Cresol	amarillo	rojo	0.2-1.8
Azul timol	amarillo	rojo	1.2-2.8
Azul bromofenol	azul	amarillo	0-4.6
Naranja de metilo	rojo	naranja	3.1-4.4
Rojo Congo	azul	rojo	3.0-5.0
Verde bromocresol	amarillo	azul	3.8-5.4
Rojo de metilo	rojo	amarillo	4.2-6.3
Púrpura bromocresol	amarillo	púrpura	5.2-6.8
Azul bromotimol	amarillo	azul	6.0-7.6
Rojo fenol	amarillo	rojo	6.8-8.4
Rojo cresol	amarillo	rojo	7.2-8.8
Azul timol	amarillo	azul	8.0-9.6
Fenolftaleína	incoloro	rojo	8.3-10.0
Amarillo alizarina R	amarillo	naranja/rojo	10.1-12.0

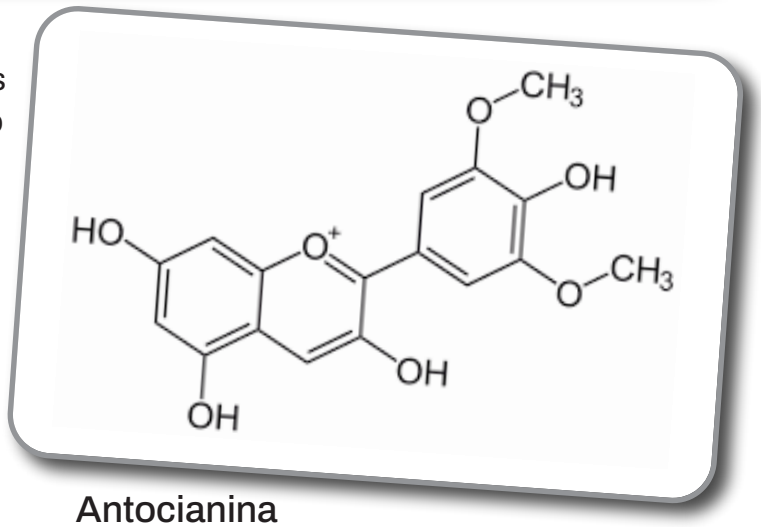
Dentro de los **indicadores de pH de origen natural, los más empleados son: el repollo morado, la cúrcuma, el té verde y la remolacha**.

El repollo morado

La "**Brassica oleracea**", conocida como repollo morado o col morado, es un vegetal rico en nutrientes. Entre ellos, vitaminas, minerales y antioxidantes, con un alto contenido en agua y con un pigmento llamado "**antocianina**" que le otorga el color violáceo.

Con él, se realiza una solución acuosa con la cual se puede medir el pH, con una escala cromática de reacción que vira del rojo a pH ácido, al verde amarillento a pH alcalino (6).

Las antocianinas son pigmentos hidrosolubles que se clasifican dentro del grupo de los flavonoides. Uno de los primeros en describir este grupo de compuestos químicos fue Robert Boyle, físico y químico anglo-irlandés, en 1664, cuando hizo una primera descripción de los efectos de los pigmentos de las flores en medio ácido y en medio básico.



Antocianina

6) https://es.wikipedia.org/wiki/Brassica_oleracea_var._capitata_f._rubra

Cúrcuma

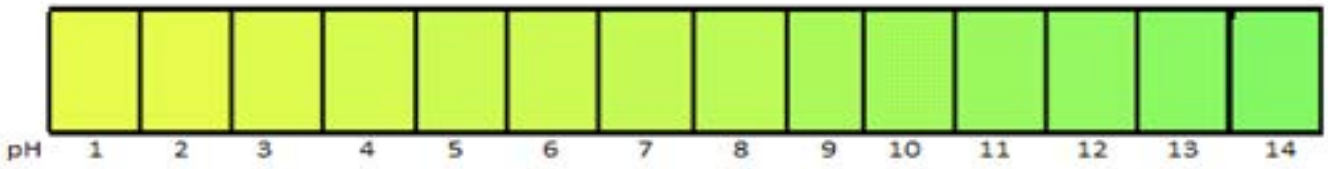
La “**Cúrcuma longa**”, conocida como cúrcuma, es una planta perenne herbácea. El polvo de cúrcuma extraído del rizoma de esta planta, además de poseer propiedades medicinales, en especial ser antiinflamatoria, es usado como colorante de alimentos y de telas, entre otros usos. Su extracto alcohólico puede ser empleado como indicador de pH, debido a que presenta un compuesto químico, la “**curcumina**”, que es sensible al pH. En soluciones ácidas y neutras, se vuelve amarilla, mientras que en soluciones alcalinas, también llamadas básicas, se vuelve de un color marrón rojizo (7)

Basándonos en esta propiedad, el polvo de cúrcuma también es empleado en el laboratorio del Museo de Química para realizar un tipo de “tinta invisible”**

***** Ver Cuadernos del Museo de Química- Tinta Invisible***

Té verde

El té verde proviene de la planta “**Camellia sinensis**”. Su extracto alcohólico puede ser empleado como indicador de pH, si bien su variación de color en la escala de pH no es muy marcada



Remolacha

El jugo de remolachas también es empleado como indicador natural de pH, principalmente para detectar sustancias altamente alcalinas, ya que a pH altos vira de un color rojizo a un amarillo (7).

7) https://farbe.com.mx/3-indicadores-naturales-de-ph-y-sus-caracteristicas/

Tiras reactivas

Las tiras reactivas pueden ser de papel tornasol, el cual se presenta en forma de tiras finas, de otro tipo de papel, por ejemplo de filtro, o un soporte polimérico, un plástico, que tienen en “almohadillas” impregnado un indicador de pH.

En la segunda mitad del siglo XX surgen las tiras reactivas de orina*, con las cuales se mide, entre otros parámetros, el pH urinario. Estas emplean una técnica llamada química seca, en la cual en un soporte se incorporan indicadores de pH que cambian de color de acuerdo a la acidez o alcalinidad de la orina. Generalmente, emplean Rojo de Metilo que vira al amarillo a pH ácido y Azul de Bromotimol que vira al azul a pH alcalino.

**** Ver Cuadernos del Museo de Química- Cromatografía***

Peachímetros

El valor del pH se puede medir de forma precisa mediante un potenciómetro, también conocido como peachímetro, un instrumento que mide la diferencia de potencial entre dos electrodos, un electrodo de referencia, generalmente de plata/cloruro de plata y un electrodo de vidrio que es sensible al ion de hidrógeno. Fueron creados por el químico estadounidense Arnold Orville Beckman en 1934, en los primeros la lectura se efectuaba en una escala y en los más modernos es digital. (8).

Peachímetro Beckman-1937
Colección Biblioteca Museo de Química y Farmacias-FCE

8) https://es.wikipedia.org/wiki/PH-metro

ACTIVIDADES PRÁCTICAS de MEDICIÓN del pH en el MUSEO

ALCANCE

Esta actividad es recomendada para ser realizada con **alumnos de nivel secundario**. En ella se emplean distintos métodos de medición de pH, uso de papel tornasol, tiras reactivas e indicadores de pH y dentro de ellos se les da mayor importancia a indicadores de origen natural, ya que pueden ser utilizados en la escuela o en el hogar. No se emplean peachímetros, solo se muestran los que forman parte de la Colección del Museo, contando datos de su historia y modo de uso.

Además, durante el desarrollo de esta actividad práctica se explican las diferentes aplicaciones que tiene la medición de este parámetro químico en nuestra vida cotidiana, lo cual permite abordar otros temas, por ejemplo de alimentos, de salud humana, de nutrientes del suelo, entre otros. Un modo de relacionar temas de manera tal que los alumnos no aprendan conceptos aislados. También pueden mencionarse otros usos que tienen algunos indicadores de pH. Por ejemplo, la fenolftaleína es empleada como una prueba preliminar para detectar trazas de sangre en pericias. Esta reacción, conocida como “reacción de Kastle-Meyer”, fue implementada en 1903, y se basa en el cambio del estado de oxidación y de color de la fenolftaleína en presencia de la hemoglobina de la sangre. Puede arrojar falsos positivos, por lo cual es inespecífica y de uso preliminar ante una investigación (9).

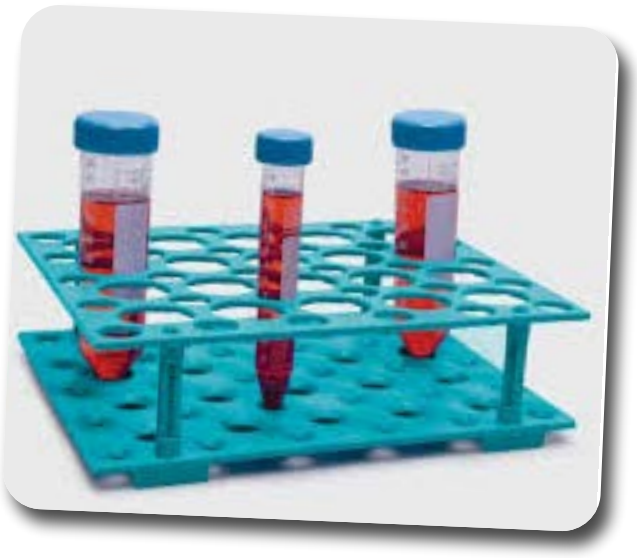
PRÁCTICA de LABORATORIO

Indicadores de pH

Necesitamos:

Tubos de ensayos, gradillas, pipetas plásticas, goteros plásticos que contengan los indicadores.

Los indicadores naturales empleados se preparan por disolución de 1 cucharada de cúrcuma en polvo en 3 de alcohol y el repollo morado hirviéndolo en agua y filtrando el líquido obtenido (10).



9) https://es.wikipedia.org/wiki/Prueba_de_Kastle-Meyer
10) https://www.youtube.com/watch?v=7V1fgmE07Zc

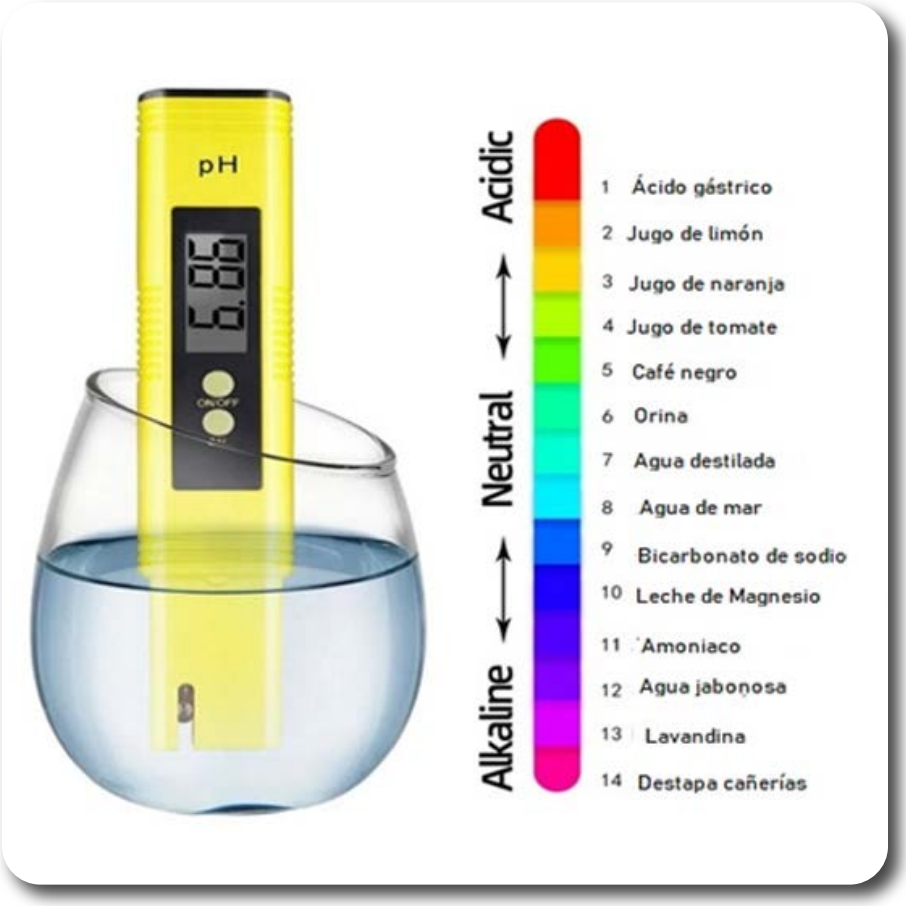
La siguiente tabla indica algunas de las muestras que se emplean en la actividad, y los métodos utilizados para medir el pH.

Muestra / Indicador	Agua	Vinagre	Jabón líquido	Limón	Ácido clorhídrico	Bicarbonato de sodio
Tira de pH	verde claro	amarillo	verde azulado	amarillo	amarillo	verde azulado
Fenolftaleína	transparente	transparente	rosa	transparente	transparente	rosa
Naranja de Metilo	amarillo	rojo suave	amarillo	rojo suave	rojo	amarillo
Púrpura de Bromo Cresol	violeta	amarillo claro	violeta	amarillo claro	amarillo	violeta
Azul de Bromotimol	amarillo	celeste	amarillo	celeste	azul	amarillo
Rojo de Cresol	naranja	amarillo	violeta	amarillo	amarillo	violeta
Repollo morado	lila	lila	verde	rosa	rosa fuerte	verde
Cúrcuma	amarillo	amarillo claro	marrón rojizo	amarillo claro	amarillo muy claro	marrón rojizo intenso

Se puede agregar a las soluciones gotas de alguna sustancia que cambie el pH, por ejemplo, bicarbonato de sodio, con lo cual se observará un cambio de color del indicador.

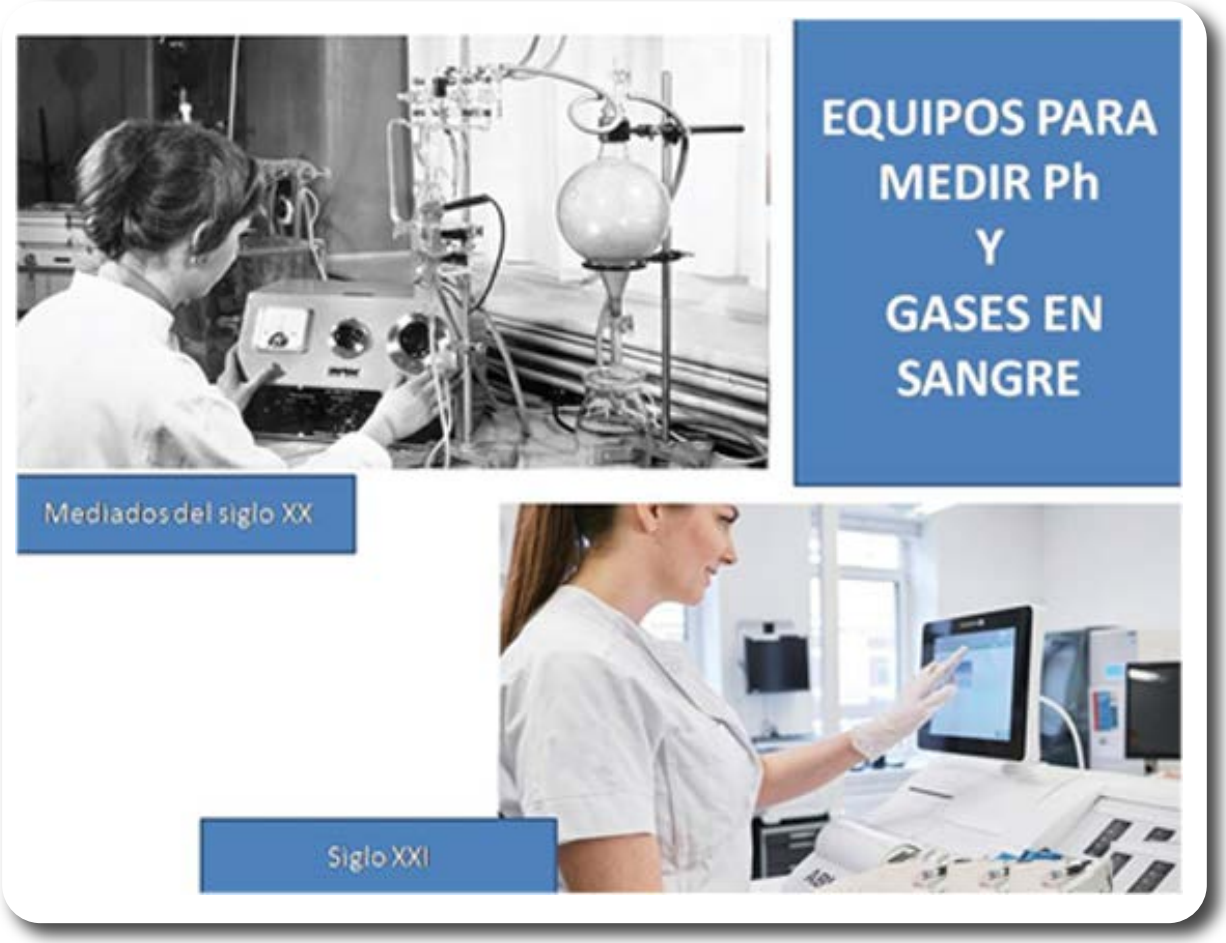
Para ver que rango de pH tiene la muestra que están analizando, se les entregan a los alumnos escalas de pH.

Las siguientes imágenes indican el pH de diferentes muestras y cómo se observaría la lectura en un peachímetro digital.

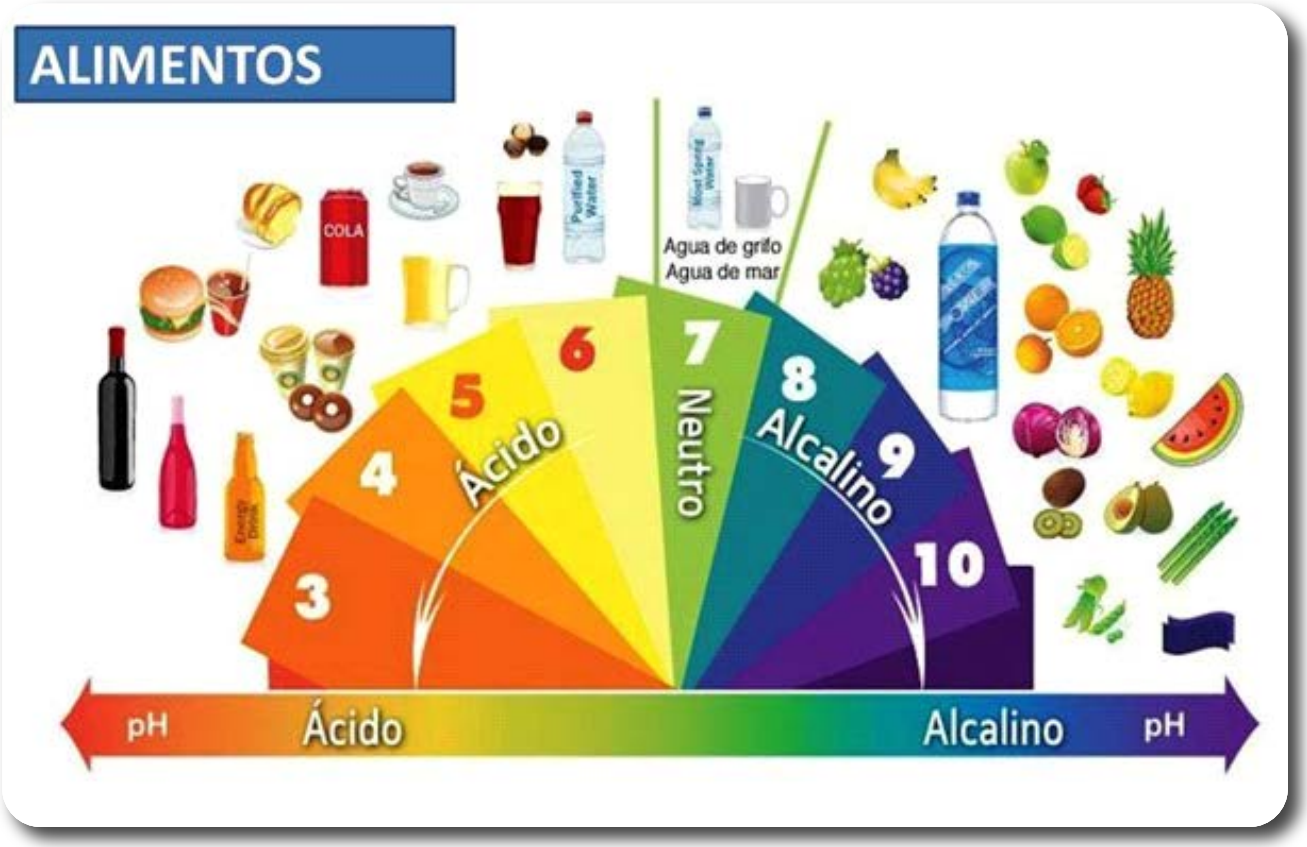


CUANDO, DONDE y CÓMO MEDIMOS el pH

Estas imágenes muestras distintos empleos de la medición del pH.



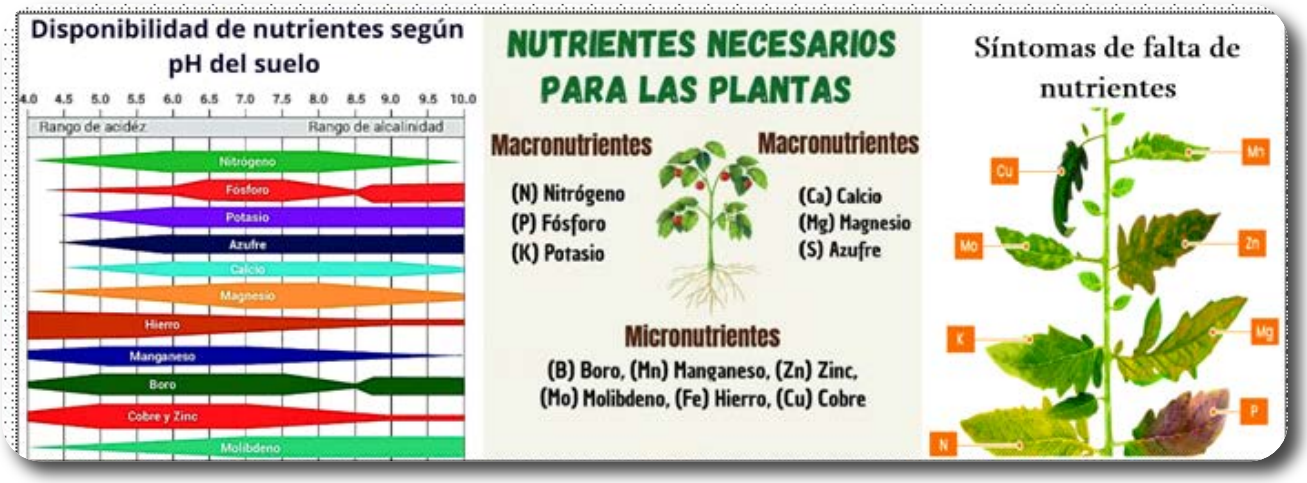
TIRAS REACTIVAS de ORINA


ALIMENTOS
COLA
Agua de grifo
Agua de mar
3
4
5
6
Ácido
7
Neutro
8
Alcalino
9
10
pH
Ácido
Alcalino
pH

REACTIVOS QUÍMICA CLÍNICA
CE
LINEA LIQUIDA
Glicemia
enzimática AA
Wiener lab.
Glicemia enzimática
AA líquida

INTERPRETAMOS LOS DIFERENTES RESULTADOS
CLORO
PH
Nivel de cloro en la piscina
Nivel de pH en la piscina
Comparador de cloro
Comparador de pH
El Cloro existente en la piscina tiene que estar entre 0,6 y 1,0 ppm
pH óptimo entre 7,0 y 7,5

La medición del pH de los suelos es necesaria para ver la disponibilidad de nutrientes que tendrán las plantas que en él se cultiven.



El color de las hortensias depende del pH del suelo, es decir, de su nivel de acidez o alcalinidad. A pH ácidos el color de sus flores es azul y a pH alcalinos es rosado.

En la industria de cosméticos es muy importante la medición del pH, por ejemplo, en la fabricación de cremas, jabones y shampoos, con pH neutro que no alteren la piel o el cabello de las personas.

También en la industria papelera, por ejemplo, los papeles utilizados para conservar documentos o instrumentos en museos son libres de ácidos, para su mejor conservación en el tiempo.

SIMULADORES de pH

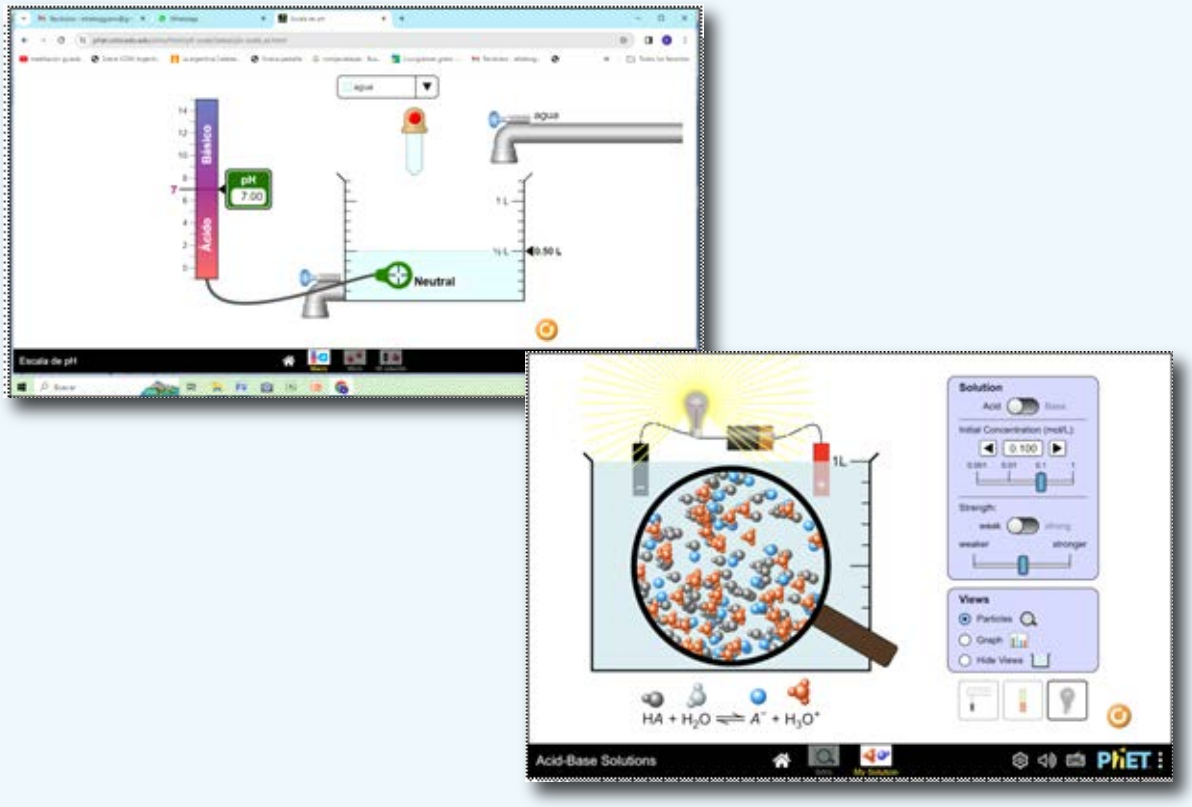
Hoy en día, con los nuevos recursos tecnológicos aplicados a la educación, se puede medir el pH de distintas soluciones empleando los llamados “simuladores de pH”, que brindan una manera de aprendizaje dinámica e interactiva.

El Proyecto PhET, Tecnología de Educación en Física, surgió en la Universidad de Colorado-EEUU, en el año 2002. Fue desarrollado por Carl Wieman, físico y pedagogo, estadounidense, quien junto a dos colegas recibiera el premio Nobel de Física en 2001 por sus investigaciones sobre la física de la materia condensada. Este proyecto, que surgió para mejorar el aprendizaje de física y matemática, luego se extendió a otras disciplinas. Actualmente, el proyecto diseña, desarrolla y publica más de 125 simulaciones interactivas gratuitas para uso educativo, en diferentes idiomas, en los campos de la física, la química, la biología, las ciencias de la tierra y las matemáticas.

Los siguientes links permiten emplear simuladores para comprender el concepto de ácidos y bases y su relación con el pH y su medición (11).

- **https://phet.colorado.edu/sims/html/acid-base-solutions/latest/acid-base-solutions_all.html?locale=es_PE**

- **https://phet.colorado.edu/sims/html/ph-scale/latest/ph-scale_es.html**



11) https://phet.colorado.edu/es_PE/

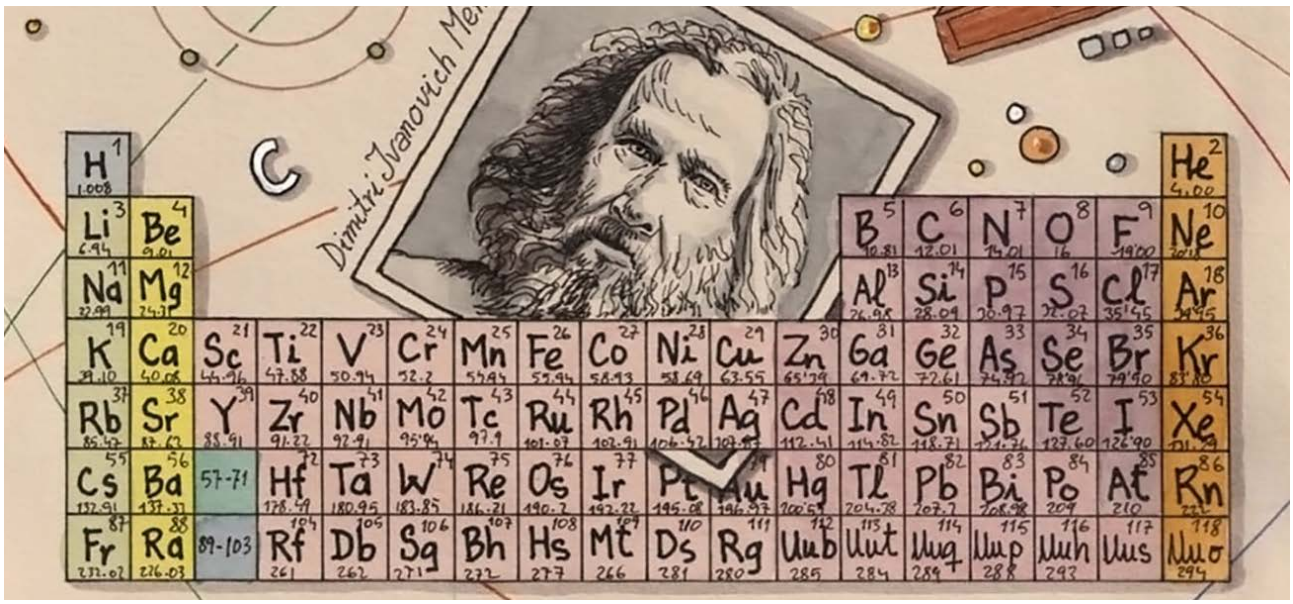
Los contenidos de los “Cuadernos del Museo de Química”
fueron elaborados por el equipo educativo y de diseño de la
Biblioteca Museo de Química y Farmacia “Prof. Dr. Carlos Sagastume”
Facultad de Ciencias Exactas - UNLP.
Su objetivo es acercar conocimientos científicos y culturales
a la comunidad toda y en especial a la educativa.

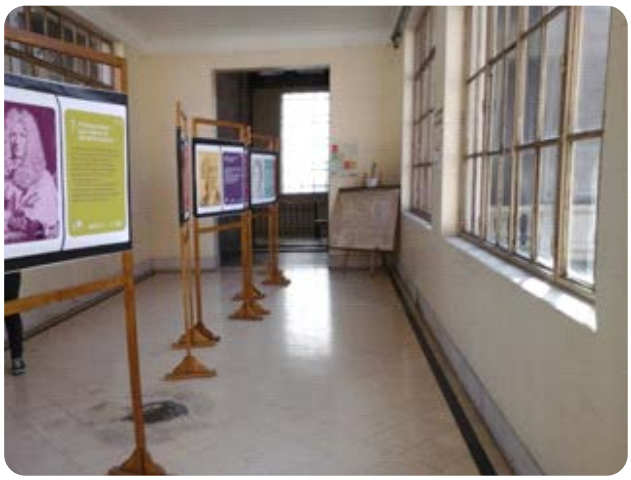
Biblioteca Museo de Química y Farmacia
Prof. Dr. Carlos Sagastume

Facultad de Ciencias EXACTAS

UNIVERSIDAD NACIONAL DE LA PLATA

19)https://es.wikipedia.org/wiki/Tabla_peri%C3%B3dica_de_los_elementos


Dimitri Ivanovich Me
H 1 1.008
He 2 4.00
Li 3 6.94
Be 4 9.01
B 5 10.81
C 6 12.01
N 7 14.01
O 8 16
F 9 19.00
Ne 10
Na 11 22.99
Mg 12 24.31
Al 13 26.98
Si 14 28.09
P 15 30.97
S 16 32.07
Cl 17 35.45
Ar 18 39.95
K 19 39.10
Ca 20 40.08
Sc 21 44.96
Ti 22 47.88
V 23 50.94
Cr 24 52.2
Mn 25 54.94
Fe 26 55.94
Co 27 58.93
Ni 28 58.69
Cu 29 63.55
Zn 30 65.39
Ga 31 69.72
Ge 32 72.61
As 33 74.92
Se 34 78.96
Br 35 79.90
Kr 36 83.80
Rb 37 85.47
Sr 38 87.62
Y 39 88.91
Zr 40 91.22
Nb 41 92.91
Mo 42 95.94
Tc 43 97.9
Ru 44 101.07
Rh 45 102.91
Pd 46 106.42
Ag 47 107.87
Cd 48 112.41
In 49 114.82
Sn 50 118.71
Sb 51 121.76
Te 52 127.60
I 53 126.90
Xe 54
Cs 55 132.91
Ba 56 137.33
57-71
Hf 72 178.49
Ta 73 180.95
W 74 183.85
Re 75 186.21
Os 76 190.2
Ir 77 192.22
Pt 195.08
Au 196.97
Hg 80 200.59
Tl 81 204.38
Pb 82 207.2
Bi 83 208.98
Po 84 209
At 85 210
Rn 86
Fr 87 223.02
Ra 88 226.03
89-103
Rf 104 261
Db 105 262
Sg 106 271
Bh 107 272
Hs 108 277
Mt 109 266
Ds 110 281
Rg 111 280
Uub 112 285
Uut 113 284
Uuq 114 289
Uup 115 288
Uuh 116 293
Uus 117
Uuo 118 294



1 Reconocimiento y actualidad
2