

Escuela Técnico Obrero Argentino

Área curricular: LABORATORIO

Curso: 4º 3º división

Ciclo Orientado Química

Turno: Tarde

Docente: Prof. Claudia Garcías

Título: Electrolitos. Ácido y Base. Potencial de Hidrógeno.

Guía N°10

Objetivos:

Conocer el concepto de electrolitos. Comprender el concepto de Ph. Identificar la acidez o alcalinidad de una solución. Interpretar una reacción de neutralización.

Contenidos:

Concepto de ácido y base. Electrolitos. Medición de pH. Neutralización, indicadores naturales y sintéticos.

Capacidades:

Identifica soluciones ácidas y básicas. Comprende el proceso de neutralización.

Reconoce el valor pH como identificación de la acidez o alcalinidad de las sustancias.

Introducción:

Soluciones acuosas y electrolitos

Sabemos que una **solución** está conformada por el **soluto** (componente que se encuentra en menor cantidad) y el **solvente** (componente que se encuentra en mayor cantidad y donde se disuelve el soluto). En el caso particular donde el solvente es agua, la solución recibe el nombre de **solución acuosa**. En ocasiones puede existir más de un soluto en la solución, y estos pueden ser sólidos o líquidos.

Los solutos que se disuelven en agua se pueden clasificar en dos grandes grupos; **electrolitos y no electrolitos**. **Electrolito** es una sustancia que cuando se disuelve en agua **produce iones** y por tanto la solución resultante es conductora de electricidad. Los sólidos iónicos que se disuelven en agua, por ejemplo el cloruro de sodio (NaCl), son electrolitos, aunque se debe tener en cuenta que no todos los electrolitos son sustancias iónicas. Ciertas sustancias moleculares se disuelven en agua para formar iones, la solución producida es conductora de la electricidad y por tanto esta sustancia molecular también es un electrolito. Un ejemplo es el cloruro de hidrógeno gaseoso, HCl (g), el cual es una sustancia molecular que cuando se

disuelve en agua produce iones hidrógeno (H^+) e iones cloruro (Cl^-). Cuando los electrolitos se disuelven en agua producen iones, pero en grados variables. Y por eso se clasifican en:

❖ **Electrolito fuerte** es un electrolito que existe en solución casi completamente como iones. La mayor parte de los sólidos iónicos que se disuelven en agua pasan a la solución casi **completamente como iones**, por eso, son electrolitos fuertes.

❖ **Electrolito débil** es un electrolito que se disuelve en agua para producir una proporción relativamente **pequeña de iones**. Éstos generalmente son sustancias moleculares.

❖ **No electrolito** es una sustancia que se disuelve en agua para producir una solución no conductora o poca conductora, por ejemplo la sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$), más conocida como azúcar.

Características de los ácidos y las bases

Los ácidos y las bases son de los electrolitos más importantes que pueden manejarse en un laboratorio de Química. Se pueden reconocer por algunas propiedades sencillas, los ácidos tienen un sabor agrio mientras que las bases, tienen un sabor amargo y una sensación jabonosa. Por supuesto **que nunca deben probarse sustancias en el laboratorio** debido a que la mayoría son potencialmente tóxicas y venenosas.

Los ácidos y las bases producen cambios de color en ciertas sustancias colorantes, llamadas **indicadores ácido-base**.

Otras propiedades de los ácidos son:

- Reaccionan con algunos metales, como el zinc, para producir hidrógeno.
- Reaccionan con las bases para producir sales y agua, reacción que se conoce con el nombre de **neutralización**.

- Son corrosivos.
- Conducen la electricidad en solución acuosa debido a que son electrolitos

Otras propiedades de las bases son:

- ❖ Son sustancias resbaladizas al tacto.
- ❖ Conducen la corriente eléctrica en solución acuosa debido a que son electrolitos.
- ❖ Poseen propiedades jabonosas.
- ❖ Disuelven los aceites y el azufre en agua.
- ❖ Reaccionan con los ácidos para producir sales y agua (neutralización).

Neutralización: es la reacción de **un ácido y una base** que da como resultado un compuesto iónico y agua. Cuando una base se adiciona a una solución ácida, se dice que el ácido es neutralizado. El compuesto iónico **producto de una reacción de neutralización** se llama **Sal**.

La mayor parte de compuestos iónicos son sales (otros son hidróxidos y óxidos) que pueden ser obtenidos a partir de reacciones de neutralización, como por ejemplo:



La **sal** formada en una reacción de neutralización consiste en cationes obtenidos de la base y aniones obtenidos del ácido. En el ejemplo anterior, la base es la que proporciona cationes, Ca^{2+} y el ácido proporciona aniones, Cl^- , la **sal** producida contiene iones de Ca^{2+} y Cl^- formando el cloruro de calcio, CaCl_2 .

Indicadores ácido-base

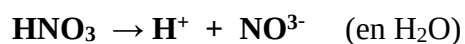
Un **indicador ácido-base** es un colorante que se utiliza para distinguir entre soluciones ácidas y las básicas por medio del cambio de color que experimenta en presencia de estas soluciones. Estos colorantes son comunes en sustancias naturales. Por ejemplo, el color ámbar del té, es aclarado por la adición de jugo de limón (ácido cítrico). El extracto de col roja, cambia a verde y después a amarillo cuando se adiciona una base. **El tornasol** es un indicador ácido-base común en el laboratorio producido por ciertas especies de líquenes, éste se vuelve rojo en solución ácida y azul en solución básica.

Otros indicadores muy utilizados en laboratorio son el **azul de bromotimol** y la **fenolftaleína**. Para identificar ácidos y bases con azul de bromotimol se debe saber que en soluciones **ácidas**, este indicador vira a **color amarillo**, en soluciones **básicas** a color **azul** y en **neutras** a color **verde**.

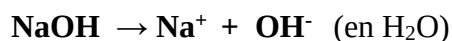
Definición de Ácido y Base

Existen tres teorías para definirlos, a saber: Arrhenius, Bronted y Lowry, Lewis.

Veremos ahora sólo la **teoría de Arrhenius**, que dice: **“Ácido es una sustancia que produce iones hidrógeno H^+ , cuando se disuelve en agua, y como consecuencia aumenta la concentración de estos iones en la solución”**. Un ejemplo es el ácido nítrico, una sustancia molecular que se disuelve en agua para producir H^+ y NO_3^- .



Una **Base**, según **Arrhenius**; **es una sustancia que produce iones oxhidrilos, OH^- , cuando se disuelve en agua, y como consecuencia aumenta la concentración de estos iones hidróxilos u oxhidrilos en la solución**. El hidróxido de sodio, NaOH , es un sólido iónico que se disuelve en agua para dar iones hidróxilos, OH^- , por tal el hidróxido de sodio es una **base**.



Potencial de hidrógeno. Una medida de la acidez

Para determinar cuantitativamente la concentración de iones hidrógeno en una solución se utiliza el **potencial de hidrógeno o pH**. El pH es una medida de la concentración de iones hidrógeno: $[\text{H}^+] = [\text{H}_3\text{O}^+]$, el cual se calcula con la expresión matemática:

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

Donde **pH**, es el potencial de hidrógeno y $[\text{H}^+]$ es la concentración de iones hidrógeno en la solución, dada por el **número de moles de iones hidrógeno / litro de solución**.

H_3O^+ o H^+ se considera igual cualquiera de ambas expresiones porque siempre se trata de disoluciones acuosas y como las moléculas de agua, H_2O se disocian así:



El **pH**: se define matemáticamente como: *El logaritmo negativo de la concentración del ion hidrógeno (mol/L) en solución acuosa*. La ecuación logarítmica es para tener números más manejables debido a que trabajar directamente con las concentraciones de iones H^+ y OH^- en soluciones acuosas es menos práctico sobre todo porque estas concentraciones son muy pequeñas. El logaritmo negativo proporciona un número positivo para el pH.

El **pH es una forma de expresar la concentración del ion hidrógeno**, por lo que las disoluciones ácidas y básicas a 25°C se identifican por sus valores de pH, como sigue:

🚦 **Soluciones ácidas:** $[\text{H}^+] > 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$, **pH < 7.00**

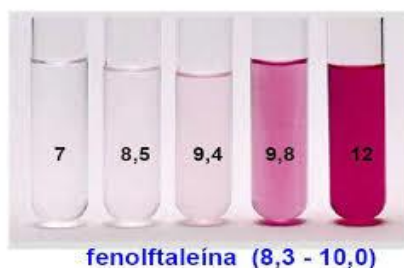
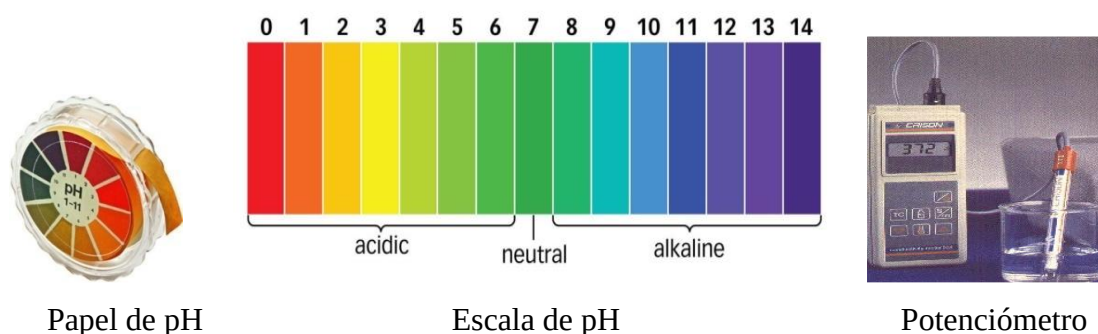
🚦 **Soluciones básicas:** $[\text{H}^+] < 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$, **pH > 7.00**

🚦 **Soluciones neutras:** $[\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$, **pH = 7.00**

El rango de la escala de pH se encuentra entonces entre los valores de **0 y 14**. Entre más cercano a **0** es el valor de pH, mayor es la concentración de iones hidrógeno y por lo tanto se dice que la solución es **ácida**. Entre más cercano a **14** sea el valor de pH, menor es la concentración de iones hidrógeno y por tanto se dice que la solución es **básica o alcalina**.

Un pH de **7** indica que la solución es **neutra** y que la concentración de iones hidrógeno es precisamente **$1.0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$** . Es decir que si nos dan el valor de la concentración molar de los iones H^+ de una solución, con esta fórmula podríamos **saber su pH**, por lo tanto identificar si se trata de una solución ácida o básica (alcalina).

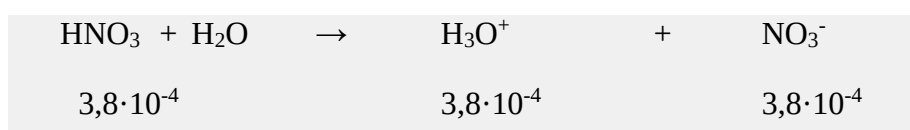
En el laboratorio el pH puede medirse con un potenciómetro o bien con papel indicador.



Cambio de color de una solución que tiene unas gotas de **fenolftaleína** (fórmula $C_{20}H_{14}O_4$), es un indicador de pH que en disoluciones **ácidas** permanece **incoloro**, pero en disoluciones **básicas** toma un **color rosado** con un punto de viraje entre pH=8,2 (incoloro) y pH=10 (magenta o rosado)

**Ejemplos para determinar por cálculos matemáticos el pH de una solución de la que conocemos solamente la concentración de protones o iones hidrógenos, $[H^+]$.*

*Calcular el pH de una solución de ácido nítrico HNO_3 de concentración: $3,8 \cdot 10^{-4}$ M. Por ser un ácido fuerte todo el HNO_3 se disocia totalmente así:



$[H_3O^+]$ o $[H^+] = 3,8 \cdot 10^{-4}$ M. Entonces calculamos el pH usando la fórmula:

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log [3,8 \cdot 10^{-4}] = 3,42 \quad \text{Rta: } pH=3,42$$

***Como hacer el cálculo:** El logaritmo negativo se obtiene usando la calculadora; Presionas la tecla: -, luego, **log**, abres paréntesis (, marcas el número: en este caso: **3,8** presionas **EXP** y **-4** cierras el paréntesis), y colocas el igual, =. Y ya tienes el valor de **pH** de esa solución con esta concentración de $[H^+]$.

Actividades: Las guías deben enviarse al correo: anastaciagarcias@gmail.com

1-Calculé el pH de las siguientes soluciones dadas sus concentraciones de iones Hidrógeno, utilizando la fórmula de pH, e indique si es ácida, básica o neutra.

ETOA- 4º año 3ª división- Laboratorio

- a) Concentraciones de $[H^+] = 3,8 \times 10^{-3}$
- b) Concentración de $[H^+] = 6,17 \times 10^{-12}$

2- Marca con una **X** las respuestas correctas:

Una solución es ácida si:

- a) Se neutraliza con agua.
- b) Se neutraliza con una base.
- c) Su pH es mayor que 7
- d) Su $[H^+] = 1.10^{-4}$.

3- Marca con una **X** las respuestas correctas:

Una solución es básica si:

- a) Se neutraliza con un ácido.
- b) Su pH es menor que 7.
- c) Su pH es 7.
- d) Su $[H^+] = 1.10^{-9}$
- e) Con unas gotas de fenolftaleína se torna incolora.

4- Identifica las soluciones ácidas y alcalinas de acuerdo a sus pH. Luego ordénalas en forma creciente de acidez (de menor a mayor acidez)

- a) Jugo de naranja: 2,6
- b) Agua de mar: 8
- c) Leche de magnesia: 9,5
- d) Jugos gástricos: 1,8

5- Explica con tus palabras qué es un electrolito, y cuándo se consideran; electrolitos fuertes y débiles.

6- Explica qué entiendes por **Neutralización**.

7- Completa las afirmaciones:

Tenemos en un erlenmeyer una solución **incolora** que ya tiene unas gotas del indicador fenolftaleína, por lo que deducimos es una solución....., por lo tanto, le agregaríamos una soluciónpara neutralizarla.

Bibliografía:

-Manual de prácticas de Laboratorio. Química General. Universidad de Guatemala. (2016)

Directivo: Jorge Grosso