

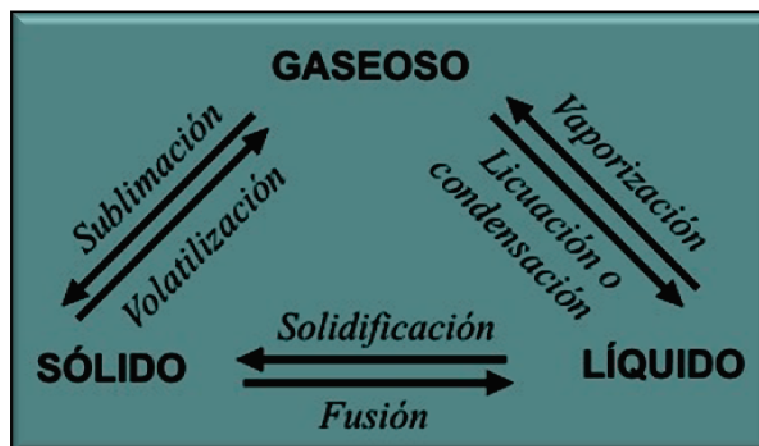
## QUIMICA AGRICOLA - I.S.E.T.A. 2010

- UNIDAD 1; Sistemas materiales: Soluciones y sustancias puras. Sustancias compuestas y simples.
- Cuestionario N° 1
- Trabajo Práctico N° 1: Preparación de soluciones. Medición de pH.

### SISTEMAS MATERIALES

Se denomina **MATERIA** a todo lo que forma los distintos objetos o cuerpos que nos rodean, ya sean inertes o seres vivos. La materia se caracteriza por ocupar un lugar en el espacio (tiene volumen) y por poseer masa. Denominamos material a las distintas "clases de materia" que podemos encontrar. Por lo tanto puede haber un mismo cuerpo formado por distintos materiales, o diversos cuerpos formados por un mismo material.

La materia puede presentarse en tres distintos **estados de agregación**. Dichos estados de agregación son: **sólido, líquido y gaseoso**.



Cabe aclarar que algunos autores utilizan el nombre de sublimación tanto para el cambio de estado gaseoso a sólido como de sólido a gaseoso. Además la palabra vaporización involucra tanto cuando el cambio ocurre a nivel de la superficie (evaporación) como cuando ocurre en todo el seno del líquido (ebullición).

**El PUNTO DE FUSIÓN es la temperatura a la cual una sustancia funde, a una presión determinada. Si esa presión es la presión atmosférica normal se denomina punto de fusión normal. Análogamente el PUNTO DE EBULLICIÓN es la temperatura a la cual la sustancia pasa del estado líquido al gaseoso (por el fenómeno de ebullición).**

Los puntos de fusión y ebullición son propiedades características porque mientras se produce el cambio de estado de agregación la temperatura no cambia. Toda la energía que se pueda entregar es utilizada para el cambio de estado y no para aumentar la

temperatura del sistema. Por eso cuando se calienta agua a una presión de una atmósfera, la temperatura se eleva hasta llegar a 100 °C, que es el punto de ebullición normal, y cuando el agua hierve esa temperatura se mantiene constante hasta que toda el agua pasó al estado gaseoso.

Propiedades de la materia:

**Compresibilidad:** Se pueden comprimir, dependiendo de su estado de agregación.

**Dilatabilidad:** Es la variación de volumen por acción del calor.

**Divisibilidad:** La materia se puede dividir en partes cada vez más pequeñas.

**Propiedades de los cuerpos:**

**Inercia:** Es la propiedad que tiene todo cuerpo de mantenerse en reposo si está en reposo o en movimiento si está en movimiento rectilíneo y uniforme.

**Extensión:** Los cuerpos tienen cierta extensión, es decir, que ocupan un determinado volumen.

**Impenetrabilidad:** Dos cuerpos no pueden ocupar el mismo lugar en el espacio al mismo tiempo.

**Peso y Masa: diferencias**

Medida de la fuerza gravitatoria ejercida sobre un objeto. En las proximidades de la Tierra, y mientras no haya una causa que lo impida, todos los objetos caen animados de una aceleración, **g**, por lo que están sometidos a una fuerza constante, que es el peso.

Los objetos diferentes son atraídos por fuerzas gravitatorias de magnitud distinta.

La aceleración de la gravedad, **g**, es la misma para todas las masas situadas en un mismo punto, pero varía ligeramente de un lugar a otro de la superficie terrestre. Por estos motivos, el peso de un objeto se puede determinar por un método comparativo (como se hace en una balanza de laboratorio) o por medición directa de la fuerza gravitatoria suspendiendo el objeto de un muelle o resorte calibrado en Newton (como se hace en una balanza de resorte). La deformación del muelle depende del valor de la aceleración de la gravedad del lugar donde se realiza la medida; por eso una balanza de resorte marca pesos diferentes para una misma masa (o cantidad de materia) en lugares con una aceleración de la gravedad diferente. Por ejemplo, cualquier objeto pesa algo más si está situado a nivel del mar que si está en la cima de una montaña, o si está cerca del polo que si está en el ecuador terrestre. Sin embargo, su masa es la misma. Si se compara el peso en la Tierra y en la Luna, las diferencias son más espectaculares. Así, un objeto con 1 kilogramo de masa, que en la Tierra pesa unos 9,8 Newton (en un lugar donde **g** valga 9,8  $m/s^2$ ), pesaría solamente 1,6 Newton en la Luna (donde **g** vale aproximadamente 1,6  $m/s^2$ ). Una balanza de brazos, como la que se utiliza en el laboratorio, está formada por dos platos suspendidos de una barra transversal que descansa sobre un punto de apoyo. Una aguja fijada a la barra señala cuándo los platos contienen masas idénticas. Como ambas masas se encuentran en el

mismo lugar, están sometidas a la misma aceleración de la gravedad, y la medida del peso se realiza por comparación.

### Propiedades de las sustancias

Los atributos o cualidades de las sustancias se conocen con el nombre de propiedades. Estas propiedades se pueden clasificar en dos grupos: propiedades intensivas y propiedades extensivas.

La materia presenta distintas propiedades. Esas propiedades se pueden clasificar en intensivas y extensivas.

***PROPIEDAD INTENSIVA es la que no depende de la cantidad de materia o masa que se tome. PROPIEDAD EXTENSIVA es la que sí depende de la cantidad de materia.***

Denominamos **SISTEMA MATERIAL** a la parte del Universo que es objeto de nuestro estudio. Dicho sistema material se separa del resto del universo para su estudio, ya sea en forma real o imaginaria.

Los sistemas materiales se pueden clasificar de diferentes formas. Si se clasifican según sus propiedades pueden ser homogéneos o heterogéneos.

***Un SISTEMA HOMOGÉNEO se define como un sistema en el cual los valores de sus propiedades intensivas son iguales en cualquier punto del sistema en el que se midan. En un SISTEMA HETEROGÉNEO el valor que tiene una propiedad intensiva varía según sea la porción del sistema en el que se esté midiendo.***

Las partes de un sistema heterogéneo en las cuales una propiedad intensiva presenta el mismo valor se denominan **fases**. Por lo tanto **un sistema heterogéneo presenta más de una fase y un sistema homogéneo presenta una única fase**. En un sistema heterogéneo existe un cambio abrupto entre una fase y otra, con un límite bien definido. Ese límite entre las distintas fases es lo que se denomina **interfase**.

Por supuesto, el que un sistema pueda verse como homogéneo depende del límite de apreciación. Un sistema que a simple vista puede parecer homogéneo, como la leche o la sangre, al verlo al microscopio se ve como un sistema heterogéneo. Por eso el límite que se toma para decidir si un sistema es homogéneo o heterogéneo no es lo que se puede ver a simple vista sino el límite visible al microscopio. La leche y la sangre son sistemas heterogéneos, por más que a simple vista parezcan homogéneos.

Un concepto que suele traer dificultades es que cada interfase no determina necesariamente una fase. Pueden existir numerosas interfases y solamente dos fases. En un sistema formado por aceite y agua, el aceite puede formar muchas gotas, cada una de las cuales determina una interfase, pero existen solamente dos fases, porque los valores para las propiedades intensivas en cada una de las gotas son los mismos, y todas las gotas de aceite forman una única fase. La segunda fase está formada por el agua.

**¿Cómo podemos saber si un sistema material está formado por un único componente o por más?** La forma de poder saberlo es tratar de separar esos componentes por métodos de separación. Los métodos de separación son métodos físicos.

Los métodos físicos más comunes deben resultarte conocidos. Entre ellos podemos citar: filtración, decantación, tamización.

Los métodos de separación de fases son los siguientes

Centrifugación: Se utiliza para separar un líquido de un sólido. La mezcla se coloca en unos tubos de base cónica (tubos de centrífuga) y éstos dentro de una centrífuga, que consta de un plato que sostiene los tubos y gira a alta velocidad. La fuerza centrífuga hace que la fase sólida sedimente en el fondo de los tubos. Luego, por inversión del tubo o aspiración con una pipeta, separa el líquido.

Filtración: Se usa para separar un líquido de un sólido, cuyo tamaño particular quede retenido por la malla del filtro. Cuando se filtra el sólido queda retenido en el malla/papel filtro.

Flotación: Sirve para separar dos sólidos de distinta densidad mediante el agregado de un líquido de densidad intermedia.

Decantación: Se emplea cuando la mezcla está formada por líquidos no miscibles. También puede emplearse para separar un líquido y un sólido insoluble en ese líquido.

Imantación: Se utiliza para separar dos sólidos, uno de los cuales tiene propiedades magnéticas.

Tamización: Se emplea cuando las fases del sistema son sólidas y tienen partículas de tamaño diferentes. La mezcla pasa por un tamiz, para que las partículas de mayor tamaño queden retenidas y las otras pasen por los poros del tamiz.

Sublimación: Se utiliza para separar dos sólidos, uno que sublima y el otro no. Lo que ocurre es una volatilización seguida de una sublimación.

Extracción, filtración y evaporación: Se usa para separar dos sólidos, uno soluble en un solvente y otro que no lo es. Al agregar agua al sistema uno de ellos se disuelve pero el otro no. Luego el sistema formado se filtra. El filtrado se calienta para recuperar el sólido

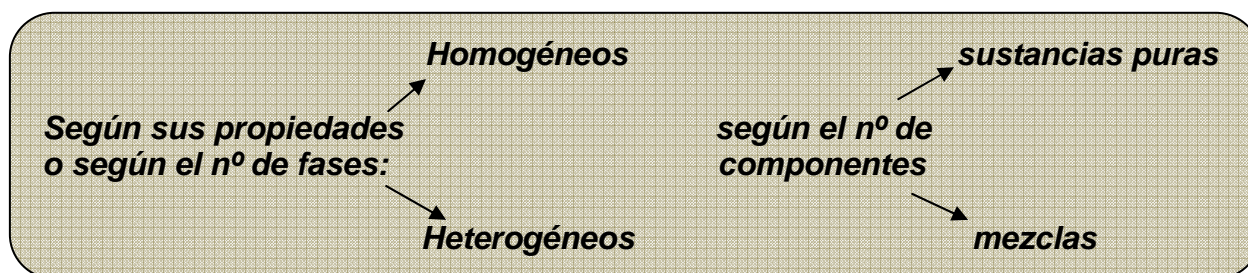
Si intentamos separar los componentes de un sistema y logramos una separación, podemos asegurar que dicho sistema tiene más de un componente. Si por muchos métodos posibles no logramos una separación, podemos suponer razonablemente (pero no asegurar) que ese sistema tiene un único componente. Para asegurar que existe un único componente se deben utilizar además otros métodos de análisis.

***Una SUSTANCIA PURA es un sistema material formado por un único componente.***

Por lo tanto una sustancia pura no se puede separar por métodos físicos y su composición es constante, está caracterizada por una fórmula química definida. Una sustancia pura está caracterizada por sus propiedades intensivas, cuyos valores son constantes si se miden en las mismas condiciones experimentales.

Otra forma de clasificar los sistemas materiales es según el número de sus componentes: si el sistema tiene un único componente será una sustancia pura, y si tiene más de un componente será una mezcla.

Resumiendo la clasificación de los sistemas materiales:



Una de las dificultades que aparecen es interpretar que estas dos clasificaciones son independientes. No porque un sistema esté formado por un único componente necesariamente debe ser homogéneo. Y la inversa, no porque un sistema esté formado por más de un componente (o sea por más de una sustancia pura) necesariamente debe ser heterogéneo.

**Los sistemas homogéneos formados por más de un componente se denominan SOLUCIONES. Pueden ser:**

**SATURADA** cuando contiene la máxima cantidad de soluto que admite una cantidad determinada de disolvente a una temperatura dada.

**CONCENTRADA** cuando la cantidad de soluto disuelto es muy próxima a la que corresponde a una disolución saturada.

**DILUIDA** cuando la cantidad de soluto disuelto es mucho menor que la que corresponde a una disolución saturada.

Las soluciones son mezclas, pero son sistemas homogéneos. Es un tipo especial de mezcla, cuyas propiedades pueden ser muy diferentes a las de sus componentes. Como en cualquier mezcla su composición es variable, y para tener correctamente determinado el sistema se debe conocer dicha composición.

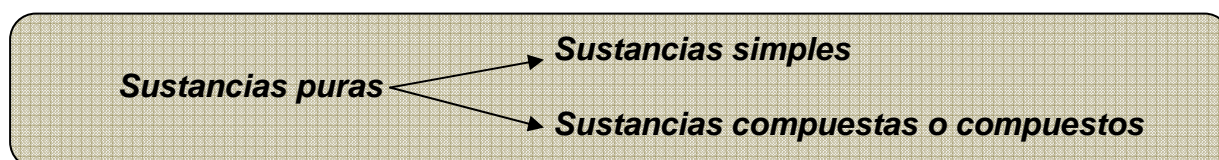
El soluto es la sustancia que se encuentra en menor proporción y el solvente es la que se encuentra en mayor proporción. Otro criterio que se utiliza es. Solvente es el componente cuyo estado de agregación coincide con el de la solución formada. Cuando un soluto se disuelve en un solvente, las propiedades de la solución obtenida son distintas de las del solvente puro. Las propiedades de una solución cuya variación depende exclusivamente de la cantidad de soluto añadido, sin importar su naturaleza, se denominan propiedades coligativas. Entre esas propiedades figuran: Descenso crioscópico, disminución de la presión de vapor, ascenso ebulloscópico, presión osmótica

Dentro de los sistemas heterogéneos tenemos los sistemas coloidales y soles: Son sistemas cuya fase dispersa posee un alto grado de división y solamente es visible al ultramicroscopio. Este aparato se diferencia fundamentalmente del microscopio óptico común ya que en él la luz no incide directamente sobre las partículas sino en forma lateral. Así observadas las partículas dispersas se aprecian como puntos luminosos debido a la luz que difunden. Este fenómeno de difusión de la luz se llama "Efecto Tyndall", y es observable cuando un rayo de luz penetra en una habitación a oscuras o en penumbras: las partículas de polvo atmosférico son visibles como puntos luminosos.

Son ejemplos de dispersiones coloidales: la gelatina, el agua jabonosa, la clara de huevo en agua. Las partículas de la fase dispersa reciben en este caso el nombre de micelas, y sus dimensiones oscilan entre  $0,1\mu$  y  $0,01\mu$ . Las micelas se mueven en el seno de la fase dispersante en forma desordenada, con gran rapidez y en zig-zag (movimiento browniano). Dada su pequeñez, pueden atravesar los filtros comunes, Las dispersiones coloidales más comunes son los "hidrosoles", en los que la fase dispersante es el agua.

La forma más común de expresar la composición de una mezcla es la **composición centesimal**. Ésta es el porcentaje en masa de cada componente de la mezcla, o sea la cantidad de gramos de cada componente por cada 100 g de mezcla.

Las sustancias puras pueden clasificarse en simples o compuestas. Las sustancias compuestas pueden descomponerse por transformaciones químicas en otras sustancias más sencillas. Las sustancias simples no pueden descomponerse por ningún método químico.



Hay que tener claro que una sustancia compuesta no es una mezcla, un compuesto es una sustancia pura, no puede separarse por métodos físicos y tiene una fórmula química definida y está caracterizada por sus propiedades intensivas. Una mezcla está formada por más de una sustancia pura y tiene composición variable. Por ejemplo, el agua no es una mezcla formada por el gas oxígeno y el gas hidrógeno, es una sustancia totalmente diferente, con propiedades totalmente diferentes. En una mezcla de gas oxígeno y gas hidrógeno cada uno de ellos, que son dos sustancias diferentes siguen conservando sus propiedades características.

Tanto las sustancias simples como las compuestas están constituidas por los elementos químicos. **Las sustancias simples están formadas por un solo elemento, y las sustancias compuestas o compuestos están formadas por más de un elemento.**

Pero entonces: **¿a qué llamamos elemento?** Los textos definen a los elementos químicos como los constituyentes de todas las sustancias, tanto simples como compuestas. Por ejemplo el elemento oxígeno es lo que es común a la sustancia oxígeno (el gas componente del aire), al ozono, al agua, al óxido de calcio, al ácido sulfúrico y a todos los compuestos que por descomposición puedan dar las sustancias simples oxígeno u ozono.

Esta definición es muy antigua, antes de que se conociera la estructura atómica.

**Un ÁTOMO es la mínima porción de materia.**

En un principio se creía que los átomos eran indivisibles e indestructibles. Hoy en día se sabe que están formados por partículas más pequeñas (protones, neutrones y electrones) y que pueden ser destruidos (en reacciones nucleares). Pero la destrucción de un átomo implica la destrucción de la materia, y la liberación de una inmensa cantidad de energía.

Podemos dar una definición de elemento más intuitiva y moderna: **Elementos son las**

**“distintas clases de átomos” que se encuentran en la naturaleza.** Cada tipo o clase diferente de átomo tiene su nombre y su símbolo, y eso es lo que llamamos elemento. El oxígeno, el ozono, el agua etc. están formados por átomos que tienen 8 protones y 8 electrones, y esos átomos corresponden al elemento que denominamos oxígeno.

Existe una complicación adicional con la definición de elemento. **También se denomina elemento a la sustancia simple.** Se dice que el gas oxígeno es un elemento, o que el hierro metálico es un elemento. Esta definición también es válida y en los textos o en el uso corriente vas a encontrar la palabra elemento con cualquiera de las dos definiciones. Según la primera definición de elemento el grafito (lo que forma la mina de los lápices) y el diamante son dos sustancias simples diferentes formadas por el mismo elemento (carbono). Si se define elemento como sustancia simple el grafito y el diamante son lo que se denominan variedades alotrópicas del elemento carbono.

Dijimos que una sustancia pura está caracterizada por una fórmula química definida.

***Una MOLÉCULA es la mínima partícula de una sustancia que sigue conservando sus características y propiedades particulares.***

Cuando decimos que la fórmula química del agua es  $H_2O$  estamos diciendo que una molécula de agua está formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno que se encuentran unidos. Por lo tanto esa es su fórmula molecular.

***La FÓRMULA MOLECULAR es la fórmula de una molécula, es decir, cuantos átomos de cada elemento están unidos formando una molécula de una determinada sustancia.***

Pero no todas las sustancias están formadas por moléculas. Esto se verá más adelante cuando se trate el tema Uniones Químicas. En las sustancias que no están formadas por moléculas su fórmula química corresponde a la mínima relación entre los elementos que la componen. Esta fórmula es la que se llama fórmula mínima o fórmula empírica.

***La FÓRMULA MÍNIMA O EMPÍRICA corresponde a la mínima relación entre los elementos que forman una sustancia.***

**En las sustancias que no están formadas por moléculas la única fórmula que existe es la fórmula empírica o mínima.** Este es el caso de:  $CaCl_2$ ,  $Na_2SO_4$ , Fe ó Cu.

En las sustancias formadas por moléculas la fórmula molecular y la fórmula mínima pueden coincidir. Esto sucede cuando la fórmula molecular corresponde también a la mínima relación entre los elementos (no se puede simplificar). Es el caso de  $H_2O$ ,  $HNO_3$  ó  $Br_2O_5$ .

En otras sustancias moleculares la fórmula mínima y la molecular no coinciden. En este caso, **la fórmula molecular siempre es un múltiplo de la fórmula mínima** y al simplificarla para obtener la mínima relación, se llega a la fórmula mínima. Es el caso de  $C_2H_6$ ,  $C_6H_6$ ,  $Cl_2$ ,  $P_4$  ó  $H_2O_2$ , cuyas fórmulas mínimas son respectivamente:  $CH_3$ ,  $CH$ ,  $Cl$ ,  $P$ , y  $HO$ . **En este caso la fórmula mínima no es la fórmula real**, simplemente

indica la mínima relación entre los elementos y es un instrumento para llegar a la fórmula molecular; **la fórmula real de la sustancia es la molecular.**

La separación de los componentes de una solución se puede lograr mediante DESTILACIÓN SIMPLE: Si uno de los componentes tiene un punto de ebullición marcadamente menor que el resto, al calentar la solución se desprenderán primero sus vapores, que pueden licuarse otra vez si se los pone en contacto con una superficie fría (refrigerante).

CRISTALIZACIÓN: Cuando se calienta una solución de un soluto de mayor punto de ebullición que el solvente, a medida que éste se evapora aumenta la concentración del soluto, hasta que se hace mayor que la solubilidad. Entonces comienza a cristalizar soluto puro y se puede separar por filtración.

EXTRACCIÓN CON SOLVENTE: Si se agrega un solvente inmisible a la solución acuosa y se agita y luego se deja reposar, se formarán dos fases, la del agua y la del solvente agregado. La cantidad de soluto que había en la solución original se repartirá entre las dos fases, manteniendo una relación de concentraciones igual al cociente de las solubilidades del soluto para cada uno de los solventes a esa temperatura; esa relación de solubilidades se conoce como coeficiente de reparto.

CROMATOGRAFÍA: Una técnica analítica que se basa en el principio de extracción con solvente

DESTILACIÓN FRACCIONADA: Cuando la diferencia entre los puntos de ebullición de los componentes no es muy grande, el proceso de destilación simple no permite separarlos completamente. Si entre el recipiente donde se calientan los líquidos y el refrigerante se coloca una columna rellena de un material con una gran superficie de contacto, la columna condensará el componente menos volátil, llegando al refrigerante sólo los vapores del más volátil. Cuanto más cercanos sean los puntos de ebullición, tanto más larga deberá ser la columna



### Cuestionario Unidad N°1

1. ¿Qué ejemplos puedes dar de un mismo cuerpo formado por distintos materiales y de distintos cuerpos formados por un mismo material?
2. ¿Qué ejemplos puedes dar de propiedades intensivas y extensivas?
3. La densidad, ¿qué tipo de propiedad es, intensiva o extensiva?
4. ¿Puedes dar ejemplos de un sistema formado por un único componente y que sin embargo sea heterogéneo?
5. ¿Y de un sistema homogéneo formado por más de un componente?
6. Da 2 ejemplos de sustancias simples y 2 de sustancias compuestas.
7. Cuando decimos: el cloruro de sodio está formado por los elementos cloro y sodio ¿qué definición de elemento estamos utilizando? Y si decimos: por reacción química entre los elementos cloro y sodio se obtiene cloruro de sodio ¿cuál es la definición en este último caso?
8. Indica cuáles de los siguientes sistemas son heterogéneos, mencionando cuántas fases hay en cada caso y cuáles son:
  - a.- aires (filtrado)
  - b.- aire con partículas de carbón suspendidas
  - c.- oxígeno líquido, oxígeno líquido y aire gaseoso en contacto
9. En un recipiente de 50 litros que contiene aire, se coloca 10 litros de agua líquida. Cuántas fases hay en el interior del recipiente y cuáles son?
10. Cuáles de los siguientes sistemas son soluciones y cuáles sustancias puras
  - a.- agua y alcohol común
  - b.- óxido de magnesio
  - c.- agua corriente (filtrada)
  - d.- mercurio
11. En los siguientes casos indicar cuáles son sustancias compuestas y cuáles sustancias simples: sulfato de sodio, cloro, manganeso, óxido de cinc, cloruro de potasio, ácido sulfúrico, hidróxido de calcio, cobre, oxígeno.
12. Indicar la técnica de separación utilizada y la propiedad física en la que se basa la separación de los sistemas:
  - a.- agua salada
  - b.- alcohol y agua
  - c.- hierro y azufre

- d.- agua y aceite
- e.- almidón y sal
13. Un sistema material está formado por agua, arena (suponer que la arena está formada a partir de un solo componente. ), partículas de corcho y limaduras de hierro, indicar justificando:
- si el sistema es homogéneo o heterogéneo.
  - cantidad de fases.
  - cantidad de componentes.
  - los métodos de separación que se pueden utilizar para separar las fases.
14. Clasificar los siguientes sistemas en homogéneos y heterogéneos, justificando la respuesta:
- limaduras de cobre y limaduras de hierro
  - sal fina y arena (suponer que la arena está formada a partir de un solo componente)
  - tres trozos de hielo
  - agua y aceite
  - sal parcialmente disuelta en agua
  - sal totalmente disuelta en agua
  - azufre en polvo y una barra de azufre
15. Proporcione ejemplos de un sistema material constituido por
- dos fases y dos componentes
  - tres fases y tres componentes
  - cuatro fases y tres componentes
  - cuatro fases y cuatro componentes
16. Un sistema se forma con partículas de iodo, sal común de cocina, polvo de carbón y limaduras de hierro. Proponga que métodos de separación utilizaría para separar las fases constituyentes. Justificar.

## Trabajo Práctico Nº 1: Medición de pH.

¿Qué es el pH?

Desde una aproximación simplificada, el pH puede definirse como una medida que expresa el grado de acidez o basicidad de una solución en una escala que varía entre 0 y 14 (fig.1). La acidez aumenta cuando el pH disminuye. Una solución con un pH menor a 7 se dice que es ácida, mientras que si es mayor a 7 se clasifica como básica. Una solución con pH 7 será neutra.

El valor de pH representa el menos logaritmo en base diez de la concentración (actividad) de iones hidrógeno  $[H^+]$ . Como la escala es logarítmica, la caída en una unidad de pH es equivalente a un aumento de 10 veces en la concentración de  $H^+$ .

Entonces, una muestra de agua con un pH de 5 tiene 10 veces más  $H^+$  que una de pH 6 y 100 veces más que una de pH 7.

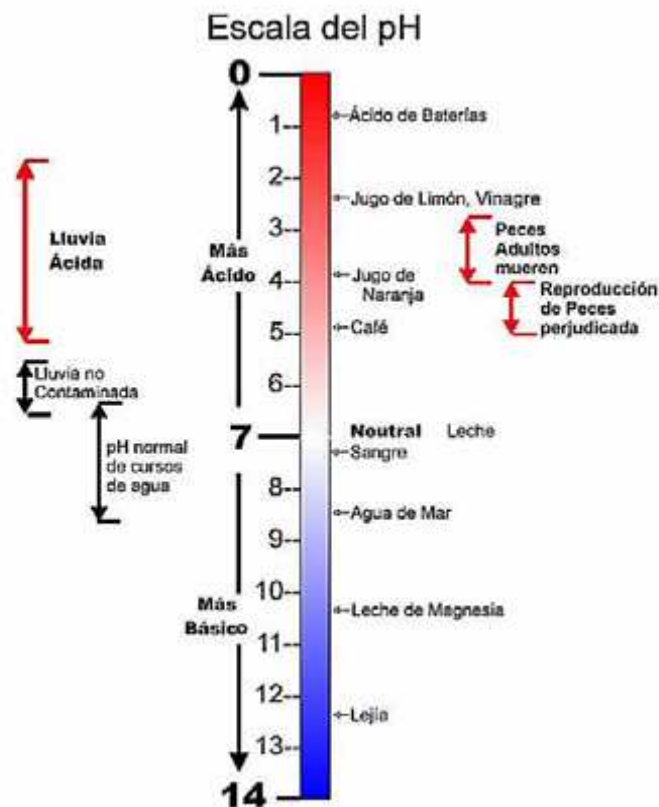


Fig. 1.- escala de pH. El rojo simboliza pH ácidos, mientras el azul básicos.

El pH es la concentración de iones hidronio  $[H_3O^+]$  presentes en determinada sustancia. La sigla significa "potencial de hidrógeno" (pondus Hydrogenii o potentia Hydrogenii; del latín *pondus*, n. = peso; *potentia*, f. = potencia; *hydrogenium*, n. = hidrógeno). Este término fue acuñado por el químico danés Sørensen, quien lo definió como el logaritmo negativo de base 10 de la actividad de los iones hidrógeno. Esto es:

$$\text{pH} = -\log_{10} [a_{\text{H}_3\text{O}^+}] \quad \text{o} \quad \text{pH} = -\log[H^+] \quad \text{o} \quad \text{pH} = \log \frac{1}{[H^+]}$$

A medida que el pH aumenta la acidez disminuye y aumenta la basicidad y viceversa.

### Objetivo

- Según la escala de pH, poder determinar en qué medio se encontraba la solución obtenida: ácido, básico o neutro
- Determinar los pH teóricos, ya sea ácido o base, y a la vez compararlos con los valores que nos arrojaron experimentalmente, usando la "varilla indicadora de pH".

### Materiales

- Tiras de pH
- pHmetro
- Buffers pH 4 y pH 7
- Pipetas de 1ml, 5ml y 10 ml.
- Vasos de precipitado de 50 ml y 100 ml
- Papel para secar
- Agua destilada
- Piseta con agua destilada
- Gradilla

### Soluciones

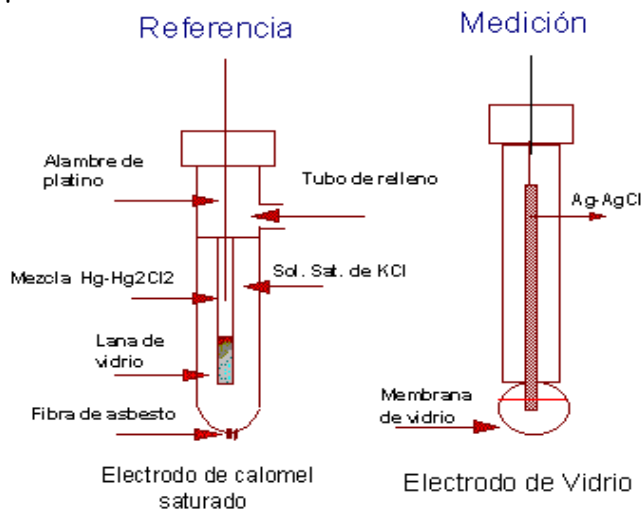
- HCl Ácido Clorhídrico
- CH<sub>3</sub>COOH Ácido Acético
- NaOH Hidróxido de Sodio
- NH<sub>3</sub> Amoníaco
- NaCl Cloruro de Sodio
- Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> Carbonato de Sodio
- NaHCO<sub>3</sub> Bicarbonato de Sodio
- NH<sub>4</sub>Cl Cloruro de Amonio
- CH<sub>3</sub>COONa Acetato de Sodio

### 1.- Determinación de pH con pHmetro

Este método determina el pH, midiendo el potencial generado (en milivolts) por un electrodo de vidrio que es sensible a la actividad del ión H<sup>+</sup>, este potencial es comparado contra un electrodo de referencia, que genera un potencial constante e independiente del pH. El electrodo de referencia que se utiliza es el de calomel saturado con cloruro de potasio, el cual sirve como puente salino que permite el paso de los milivolts generados hacia al circuito de medición. La cadena electroquímica de este sistema de medición es :



En el siguiente esquema se muestran los electrodos utilizados:



### Interferencias

El electrodo de vidrio es relativamente inmune a las interferencias del color, turbidez, material coloidal, cloros libres, oxidantes y reductores. La medición se afecta cuando la superficie de la membrana de vidrio está sucia con grasa o material orgánico insoluble en agua, que le impide hacer contacto con la muestra, por lo anterior se recomienda la limpieza escrupulosa de los electrodos. En muestras de un pH mayor a 10, se presenta el **error del sodio**, el cual puede ser reducido utilizando electrodos especiales de bajo error de sodio y haciendo las correcciones indicadas en el instructivo del electrodo.

La temperatura tiene dos efectos de interferencia, el potencial de los electrodos y la ionización de la muestra varían. El primer efecto puede compensarse haciendo un ajuste en el botón de la "temperatura" que tienen todos los aparatos. El segundo efecto es inherente de la muestra y solo se toma en consideración, anotando la temperatura de la muestra y su pH; para más exactitud, se recomienda que la muestra esté a 25 ° C, que es la temperatura de referencia para la medición del pH.

### Estandarización

1. Prenda el medidor de pH y permita que se caliente
2. Mida la temperatura de la solución amortiguadora de pH 7.00 y ajuste el medidor con el botón de Temperatura
3. Inserte el electrodos en la solución de pH 7.00 y ajuste el pH a este valor en el medidor con el botón de calibrar
4. Elevar y enjuagar el electrodo con agua destilada
5. Inserte el electrodo en la solución de pH 4.00 y ajuste el pH a este valor en el medidor con el botón de calibrar.
6. Elevar y enjuagar el electrodo con agua destilada.

7. Los electrodos deben mantenerse sumergidos en agua destilada y lavarse cuidadosamente, antes y después de usar, con agua destilada (secar el exceso sin frotar el electrodo).

### Procedimiento

Una vez calibrado el aparato de medición de pH, se procede a la medición de la muestra:

1. Mida la temperatura de la muestra y ajuste el medidor con el botón de Temperatura
2. Inserte los electrodos en la muestra y lea el pH correspondiente
3. Elevar y enjuagar los electrodo con agua destilada
4. Almacenar los electrodos en solución amortiguadora de pH 7 o menor.

### 2.- Determinación con tiras reactivas:

Las tiras reactivas, se utilizarán cuando la determinación del pH no requiera gran exactitud.

Estas tiras reactivas serán capaces de determinar intervalos de pH lo más estrechos posibles.

1. Preparación de la muestra. Salvo excepciones y en cuyo caso se especificará en la correspondiente monografía, la lectura del pH se realizará sobre la muestra problema sin previo tratamiento.
2. Introducir una varilla de vidrio en la muestra problema.
3. Humedecer la tira reactiva de pH.
4. Esperar el tiempo indicado en las instrucciones del fabricante y comparar el color de la tira reactiva, con los estándares de la caja de tiras. Fig. 2



**Fig. 2.-** Determinación del pH de una solución utilizando tirillas indicadoras. Las tirillas se sumergen en la solución y se comparan con el patrón de coloración impreso en la caja para asignarles un pH. 1) coloración correspondiente a una solución con pH ácido cercano a 2 unidades de pH. 2) coloración correspondiente a una solución con pH levemente ácido. 3) coloración correspondiente a una solución con pH básico.

### Cálculos:

Anotar el valor de pH que se puede apreciar de acuerdo a lo que señala el estándar de la caja del punto 2.-. Además anotar el valor del pH con las cifras significativas de acuerdo a la precisión del medidor de pH que se esté utilizando (peachimetro) 1.-. Anotar también la temperatura de la muestra al determinarle el pH.

DISOLUCIÓN	PH EXPERIMENTAL		Temperatura	pH Teórico	Carácter ácido, básico o neutro
	Con tiras	Con pHmetro			
A.) HCl 0.1 M				1	
B.) HAc 0.1 M				2.87	
C.) NaOH 0.1 M				13	
D.) NH <sub>3</sub> 0.1 M				11.13	
E.) H <sub>2</sub> O DESTILADA				7	
F.) NaCl					
G.) Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>					
H.) NaHCO <sub>3</sub>					
I.) NH <sub>4</sub> Cl					
J.) CH <sub>3</sub> COONa					

Realizar informe individual de acuerdo a la Guía de confección y presentación de informes de laboratorio. Además presentar las respuestas del cuestionario presentado aquí debajo perteneciente al TP (Trabajo Práctico).

Entregar antes de las dos semanas de realizado el TP.

### Responder y Justificar:

1. Obtener los datos teóricamente con la fórmula  $pH = -\log[H^+]$  de las soluciones de A.) a D.)
2. ¿Qué requisitos son indispensables para determinar un pH en forma correcta?
  - Usar equipo de vidrio Pyrex
  - Calibrar el equipo de pH con solución buffer.
  - Mantener los electrodos escrupulosamente limpios.
  - Corregir por la temperatura de la muestra en forma manual o automática.
  - Usar un electrodo de combinación para pH.

3. ¿Qué características de acidez o alcalinidad tiene una muestra que dió un pH de 6.37?
- Es débilmente alcalina.
  - Es muy alcalina.
  - Es débilmente ácida.
  - Es muy alcalina
4. ¿Qué pH tendrá una muestra cuya concentración de iones  $H^+$  es de 0.00001 M?
- Un pH igual a 5
  - Un pH igual a 4
  - Un pH igual a 1
  - Un pH igual a 10