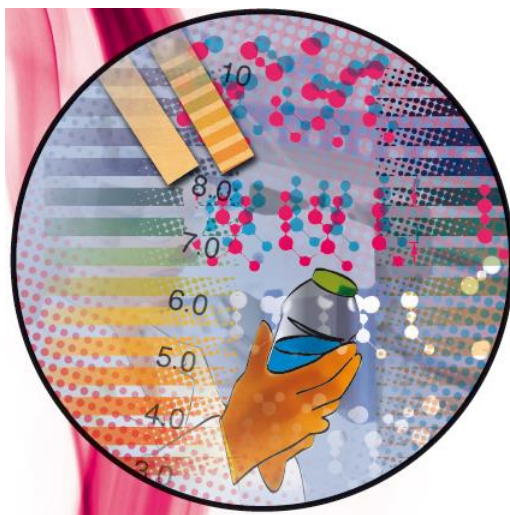


# Operaciones básicas de laboratorio



## Unidad 10

Acidez y basicidad

en disolución.

pH, pOH y volumetrías

2º PARTE

## ÍNDICE

- 1. Ácido y bases**
- 2. Acidez y basicidad en disolución**
- 3. La escala pH y pOH de una disolución**
- 4. Métodos de medida del pH**
- 5. Volumetrías**
- 6. Volumetrías de neutralización**

## 4. MÉTODOS DE MEDIDA DEL PH

### 4.1. INDICADORES DE PH

- Presenta:
  - un color determinado la molécula completa
  - otro color la molécula ionizada.

- **Prevalecen las formas InH en medio ácido.**  
 **$H_3O^+ = H^+$**

- **Prevalecen las formas In<sup>-</sup> en medio alcalino.**  
**OH<sup>-</sup>**

- Presentan un pH de viraje, que son los intervalos de pH donde aparece un color diferente al de las formas InH e In<sup>-</sup>.

- Presentan un intervalo de pH de aproximadamente 2 unidades.

#### **EL INDICADOR MÁS ADECUADO :**

- **intervalo de viraje más reducido**
- **cambio de color más nítido dentro de la escala de pH donde se trabaje en ese momento.**

El indicador más adecuado será aquel que presente un **intervalo de viraje más reducido** y sufra un **cambio de color más nítido** dentro de la escala de pH donde se trabaje en ese momento.



## 4. MÉTODOS DE MEDIDA DEL PH

### 4.1. INDICADORES DE PH




NO HAY QUE APRENDERLA

Nombre	Medio ácido	pH de viraje	Medio básico
Naranja de metilo	rojo	3,0 – 4,5	amarillo
Verde de bromocresol	amarillo	3,8 – 5,4	azul
Rojo de metilo	rojo	4,4 – 6,2	amarillo
Azul de bromotimol	amarillo	6,0 – 7,6	azul
Tornasol	rojo	6,0 – 8,0	azul
Rojo de cresol	amarillo	7,2 – 8,8	rojo
Fenolftaleína	incoloro	8,2 – 10	rojo
Timolftaleína	incoloro	9,3 – 10,5	azul
Índigo carmín	azul	11,4 – 13,0	amarillo

## 4. MÉTODOS DE MEDIDA DEL PH

### 4.1. INDICADORES DE PH

#### B. Tipos de indicadores

<p><b>Indicadores líquidos</b></p> 	<p>Las mediciones de pH son de <b>tipo cualitativo</b>; es decir, al agregar a la solución problema 2 o 3 gotas del indicador, se sabe si la solución presenta un pH ácido, básico o si está cerca de la neutralidad.</p>	<p>Existen diferentes tipos de indicadores:</p> <ul style="list-style-type: none"><li>● <b>Naranja o anaranjado de metilo o metilnaranja:</b> sustancia sólida soluble en agua. Para prepararla, se disuelve 0,1 g en 100 ml de agua destilada caliente; se deja enfriar y se filtra. Es un indicador de ácidos fuertes y señala el instante en el que los líquidos cambian la reacción alcalina por la ácida.</li><li>● <b>Fenolftaleína o ftaleína de fenol:</b> sólido blanco que cristaliza fácilmente, muy soluble en alcohol y poco en agua. Se utiliza al 0,1% p/v en alcohol de 96° como indicador de ácidos fuertes y débiles.</li><li>● <b>Amarillo de metilo:</b> las soluciones se preparan al 0,2 % p/v en alcohol de 90°. Se recomienda para la valoración de ácidos fuertes aún en presencia de ácidos orgánicos, ya que no acusa su acidez.</li><li>● <b>Rojo de metilo:</b> la solución se prepara al 0,2 % p/v en alcohol de 60°. Se recomienda para la valoración de bases débiles, ya que es más sensible que el naranja de metilo.</li></ul>
--	---	---

## 4. MÉTODOS DE MEDIDA DEL PH

### 4.1. INDICADORES DE PH

#### B. Tipos de indicadores

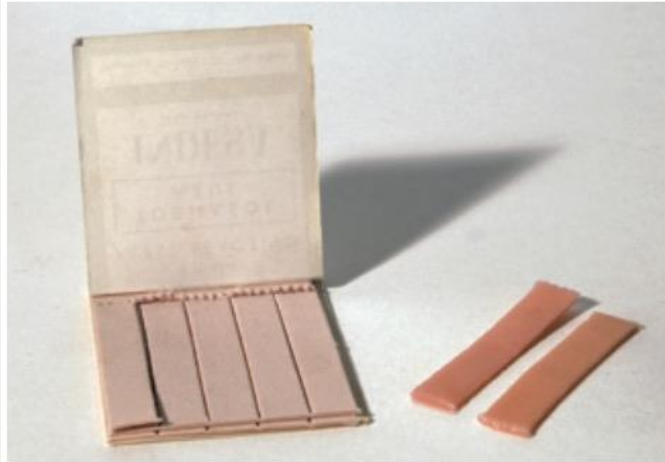
<b>Papeles indicadores</b>	<b>pH aproximado:</b> se emplea cuando se necesita un valor de pH orientativo.	<ul style="list-style-type: none"><li>•Papel amarillo brillante.</li><li>•Papel amarillo nitrazina.</li><li>•Papel rojo Congo.</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>•Papel de tornasol rojo, azul o neutro.</li><li>•Papel de fenolftaleína.</li></ul>
	<b>Universales:</b> empapados por uno o varios indicadores.	Cambian de color según el pH de la disolución y cubren los intervalos de 1-11 o de 1-14.	
	<b>Especiales:</b> se realizan mediciones cuantitativas.	<ul style="list-style-type: none"><li>•<b>Doble zona:</b> formados por dos zonas indicadoras separadas por una zona central blanca e hidrófoba, que evita que los colores se mezclen y proporciona un buen contraste.</li><li>•<b>Triple zona:</b> presenta dos zonas hidrofóbicas, un indicador principal y dos secundarios. Las tres zonas complementarias de una tira garantizan una clara diferenciación del color.</li></ul>	

## 4. MÉTODOS DE MEDIDA DEL PH

### 4.1. INDICADORES DE PH

#### B. Tipos de indicadores

a)



A.- PAPEL ROJO CONGO *pH aproximado*

B.- *PAPELES INDICADORES UNIVERSALES*

C.- TIRAS Ph RÍGIDAS

b)





## 4.1. INDICADORES DE PH



## 4. MÉTODOS DE MEDIDA DEL PH

### 4.1. INDICADORES DE PH

#### B. Tipos de indicadores



#### Tiras rígidas

Llevan fijados campos de celulosa en los que cada indicador de color está **unido químicamente** a las fibras de celulosa.

#### VARIAS VENTAJAS:

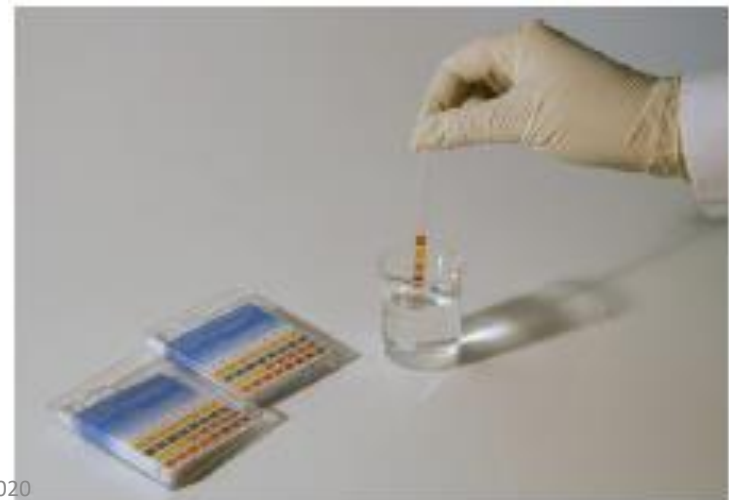
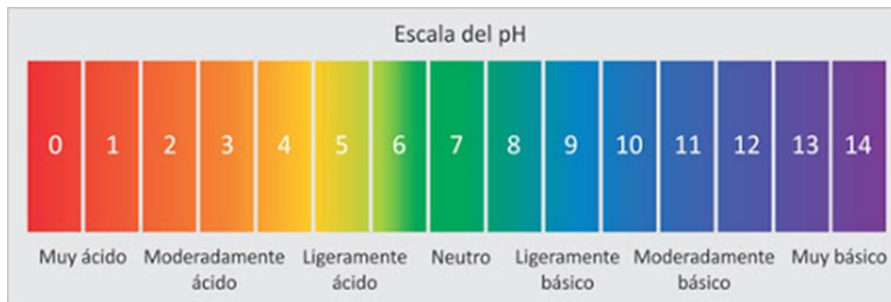
- Las **muestras no se contaminan** por los colorantes de cada campo de lectura, de manera que se pueden emplear posteriormente para realizar otras determinaciones analíticas.
- Los **colorantes de los diferentes campos no pueden mezclarse**, lo que garantiza una distinción nítida de los valores de pH.
- Las tiras pueden **dejarse en soluciones el tiempo necesario** para que se produzca el cambio de color final.

## 4. MÉTODOS DE MEDIDA DEL PH

### 4.1. INDICADORES DE PH

#### C. Técnica de medición de pH con papeles indicadores o tiras

1. Introducir en la disolución problema, con pinzas, un trocito de papel indicador o, por un extremo, la tira rígida de pH.
2. Esperar unos segundos y sacar el papel o la tira escurriendo el exceso de muestra.
3. Leer comparando el color obtenido en cada campo con la escala de colores de referencia.



## 4. MÉTODOS DE MEDIDA DEL PH

### 4.2. Método potenciométrico: peachímetro

#### EL MÉTODO POTENCIOMÉTRICO

entre 2 disoluciones de distinta concentración de protones ( $H^+$ ),  
se establece una **diferencia de potencial** → se produzca  
un flujo de protones (corriente eléctrica) → esto es lo que  
vamos a medir

La intensidad de la diferencia de potencial es proporcional a la concentración de protones ( $H^+$ ), la cual, según la ecuación de Nernst, una vez simplificada, queda como:

$$E \text{ (voltios)} = -0,06 \text{ pH}$$

Donde  $E$  = diferencia de potencial medida en voltios.

#### PEACHIMETROS,

→ aparatos + precisos que los indicadores en papel o en tira.

- **Calculan la diferencia de potencial** que existe entre 2 electrodos, 1º sensible → iones hidrógeno y el 2º un electrodo de referencia.
- permite apreciar **diferencias de pH +/- 0,005 unidades** de pH
- no se ve afectado por la coloración que pueda llevar la muestra.

*Tiras de pH rígidas.*

## 4. MÉTODOS DE MEDIDA DEL PH

### 4.2. Método potenciométrico: peachímetro

#### Técnica de medición de pH con peachímetro

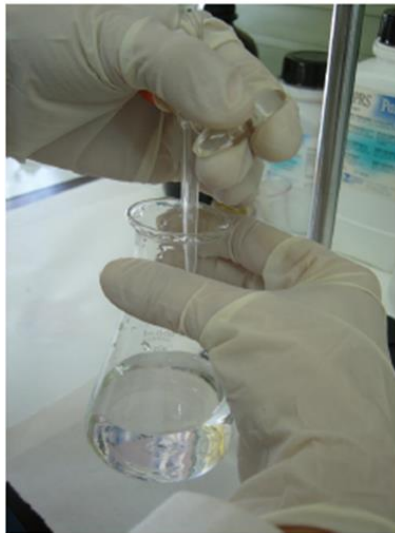
1. Encender el peachímetro 15-20 minutos antes.
2. Comprobar si está calibrado.
  - ☐ Para calibrar → introducir la punta del electrodo en solución tampón **pH = 7** y solución tampón **pH = 4**.
3. Lavar bien el electrodo antes de comenzar las mediciones.
4. Introducir el electrodo en el líquido y esperar a que se estabilice la medida.
5. Una vez calibrado, el electrodo debe lavarse con agua destilada.
6. Guardar el electrodo con solución en la tapa protectora (cloruro de potasio o agua destilada)..

*Tiras de pH rígidas.*

## 5. VOLUMETRÍAS

### La volumetría

- ▶ la determinación de la concentración de una sustancia (**EN ERLLENMEYER**) mediante el cálculo del volumen gastado de otra sustancia de concentración conocida llamada muestra valorada o patrón( **EN BURETA**)
  - ▶ tiene que reaccionar completamente con la sustancia que se pretende analizar o muestra problema.

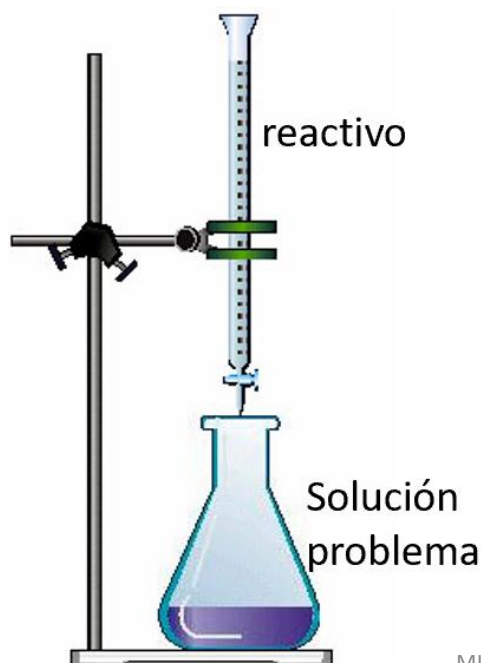


***Para realizar correctamente una volumetría, la llave de la bureta debe manejarse con la mano izquierda, mientras que con la mano derecha se mueve el matraz Erlenmeyer hasta llegar al punto final de la reacción.***

## 5. VOLUMETRÍAS

### Fundamento teórico

Consiste en adicionar, sobre la muestra problema, un volumen determinado de la muestra valorada (cuya concentración se conoce exactamente), para que reaccione equivalente-g a equivalente-g con la muestra problema, según una ecuación química. A partir del volumen del reactivo valorado que se gasta se puede conocer la concentración de la sustancia problema contenida en la muestra. Atendiendo al tipo de reacción principal que ocurre entre la muestra valorada y la muestra a analizar, las volumetrías se clasifican en: volumetrías de **neutralización**, de **precipitación**, de **óxido reducción** o de **formación de complejos**.



## 5. VOLUMETRÍAS

### Punto de equivalencia

Es el punto en el que se han gastado cantidades estequiométricamente equivalentes de la solución valorada y de la muestra problema, es decir, se han gastado el mismo número de equivalentes-gramo.

Para poder apreciar el punto de equivalencia hay que introducir a veces en el sistema un reactivo auxiliar llamado **indicador** que pone de relieve el punto final, bien por un cambio notable del color de la muestra problema o bien por la aparición o desaparición de un precipitado.

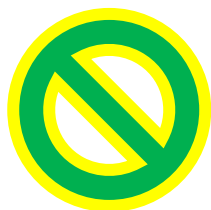
Puede ayudaros a entender las volumetrías

<https://www.youtube.com/watch?v=bMHcZrDOuX8>

## 5. VOLUMETRÍAS

### Punto final

Es el punto en el cual el indicador sufre el **cambio de color perceptible a nuestros ojos**. En situación ideal, el punto final debe de coincidir con el punto de equivalencia. En condiciones normales se toma como punto final de la valoración el primer cambio de color detectable por los ojos que permanezca más de 30 segundos.



**SI HEMOS HECHO BIEN LAS COSAS EN EL LABORATORIO  
EL PUNTO DE EQUIVALENCIA COINCIDIRÁ CON EL PUNTO FINAL**

### Técnica general

Para determinar el volumen gastado de reactivo valorante, este se coloca en una bureta y se adiciona lentamente sobre un matraz Erlenmeyer que contiene la muestra problema con un indicador.



## 5. VOLUMETRÍAS

### Cálculos

Los cálculos se basan en que, en el punto final de la valoración, el número de equivalentes de soluto de la solución valorante (A) es igual al número de equivalentes de soluto de la muestra a valorar (B).

Como la normalidad se expresa en equivalentes-g por litro, para saber los equivalentes-g de reactivo valorante y los de sustancia problema multiplicaremos sus normalidades (N) por sus respectivos volúmenes (V):

$$V_{(A)} \text{ ml} \cdot N_{(A)} = V_{(B)} \text{ ml} \cdot N_{(B)}$$

Así obtenemos la ecuación para saber la concentración (normalidad) de una sustancia problema (B) en una muestra de volumen ( $V_B$ ), sabiendo la normalidad de la solución valorante ( $N_A$ ) y el volumen que se gasta en la valoración ( $V_A$ ):

$$N_{(B)} = N_{(A)} \cdot V_{(A)} / V_{(B)}$$

**V → volumen en ml**

**N → normalidad**

**a → es la solución patrón**

**b → solución problema**

$$V_a \cdot N_a = V_b \cdot N_b$$

**En base a esta formula despejaremos  
aquello que sea nuestra incognita**

## 5. VOLUMETRÍAS

A los procedimientos por los que podemos llegar a conocer exactamente la concentración de soluto que hay en una disolución, se les denomina **estandarización o normalización**.

Hay dos posibilidades de averiguar la concentración:

- Mediante la utilización de **patrones primarios**: consiste en preparar disoluciones cuya concentración sabemos que es exacta, a las que llamamos disoluciones patrones primarios, y utilizarlas posteriormente para conocer la concentración exacta de otras disoluciones. La disolución valorante se prepara pesando exactamente una determinada cantidad de soluto y llevando la disolución a un determinado volumen conocido y exacto.
- Mediante la utilización de **patrones secundarios**: consiste en emplear disoluciones cuya concentración exacta conocemos porque una vez que fueron preparadas se valoraron con patrones primarios. Estas disoluciones valoradas previamente con patrones primarios y que se pueden utilizar para valorar disoluciones problema son los patrones secundarios.

Preparación  
de las  
disoluciones  
valorantes.  
Patrones  
primarios

Tener claro los conceptos de patrones primarios y secundarios

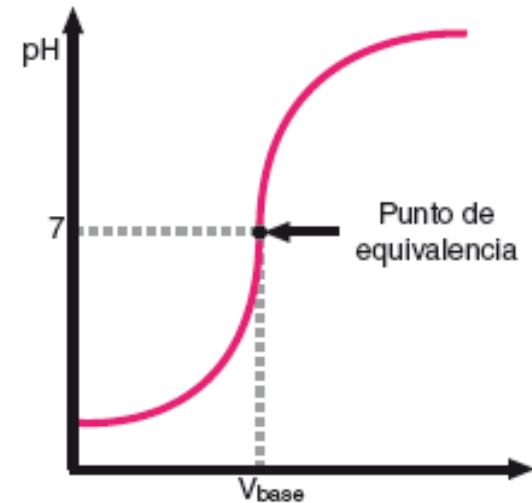
## 6. VOLUMETRÍAS DE NEUTRALIZACIÓN

### volumetría de neutralización o ácido-base

- se toma una **cantidad determinada** de ácido o de base de **concentración desconocida**
- se hace reaccionar con una disolución de ácido o de base de **concentración conocida**.

Las volumetrías de neutralización tienen por objeto conocer la concentración de un ácido o una base

- se fundamentan en las reacciones de neutralización:
- cuando un **ácido (HA)** entra en contacto con una **base (BOH)**, o al revés, **forman sal (BA)** y agua:



*Realización de una acidimetría. En esta figura se ha representado, en el eje de abscisas, el volumen de base gastado en ml y, en el de ordenadas, el valor pH de una solución ácida.*

## 6. VOLUMETRÍAS DE NEUTRALIZACIÓN

LA FÓRMULA GENERAL PARA LAS VOLUMETRÍAS ES LA SIGUIENTE:

$$V_{(\text{ácido})} \cdot N_{(\text{ácido})} = V_{(\text{base})} \cdot N_{(\text{base})}$$

Tipos	Cuándo se realiza	Reactivos valorantes que se emplean
Acidimetrías	Cuando se valora un ácido con una base, la <b>solución valorante</b> , de concentración conocida, es la <b>base</b> y se colocará en la bureta; la <b>solución problema</b> (de concentración desconocida) es la <b>ácida</b> y se pone en el matraz Erlenmeyer.	<ul style="list-style-type: none"> <li>• <b>Hidróxido de sodio (NaOH)</b>: base fuerte que da sales solubles. Es una sustancia higroscópica y se carbonata en contacto con el CO<sub>2</sub> de la atmósfera. Como no es una sustancia patrón primaria para utilizarla como sustancia valorante, es necesario normalizarla antes con un patrón primario; así podremos conocer con certeza su concentración.</li> <li>• <b>Hidróxido de potasio (KOH)</b>: base fuerte que da sales solubles. Presenta características similares a las del hidróxido sódico.</li> </ul>
Alcalimetrías	Cuando se valora una base con un ácido. En este caso, la <b>solución valorante</b> es la disolución <b>ácida</b> , de concentración conocida, que se colocará en la bureta; la <b>solución problema</b> es la solución <b>básica</b> que se colocará en el matraz Erlenmeyer.	<ul style="list-style-type: none"> <li>• <b>Ácido clorhídrico (HCl)</b>: es un ácido fuerte. No es una sustancia patrón, por lo que las soluciones preparadas se deben normalizar con una sustancia patrón.</li> <li>• <b>Ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)</b>: es un ácido fuerte no volátil. Es preciso normalizarlo para que se pueda emplear como solución valorante.</li> <li>• <b>Ácido nítrico (HNO<sub>3</sub>)</b>: es un ácido fuerte, que puede destruir los colores de los indicadores, por lo que se utiliza poco como reactivo valorante.</li> </ul>