

**CQU110**  
**Unidad III**

**Semana 8**

**Teoría ácido base**



**MATERIAL PROPIEDAD DE UDLA.  
AUTORIZADA SU UTILIZACIÓN SOLO PARA FINES ACADÉMICOS.**

## Contenidos de la Clase

- Teoría ácido-base de Brönsted-Lowry
- Teoría ácido-base de Lewis
- Escala de pH
- Cálculo de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ,  $[\text{OH}^-]$ , pH y pOH

## Bibliografía asociada a la Clase

1. Atkins Jones, Principios de Química, Quinta Edición, Editorial Medica Panamericana, 2012.
2. Brown Theodore L. y otros, Química La Ciencia Central, Novena Edición, Pearson Educación, 2007.
3. Phillips John, Química Conceptos y Aplicaciones, Editorial Mc Graw Hill Interamericana, 2007.

## **Resultado de aprendizaje**

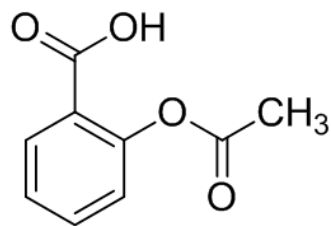
Clasificar diferentes sustancias a partir de sus propiedades ácido base, mediante ejercicios aplicados a procesos de medio ambiente y la salud.

Muchas de las disoluciones, o sustancias que manejamos tanto en el laboratorio como en la vida cotidiana pertenecen a una de dos grandes familias de la química: **los ácidos y las bases** (también denominadas álcalis).

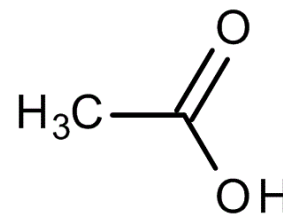
<b>ACIDOS</b>	<b>BASES- álcalis</b>
<ul style="list-style-type: none"> <li>■ Tienen sabor agrio</li> <li>■ Son corrosivos a la piel</li> <li>■ Enrojecen ciertos colorantes</li> <li>■ Disuelven sustancias</li> <li>■ Atacan a los metales (Mg, Zn, Fe) desprendiendo H<sub>2</sub></li> </ul> <div style="border: 1px solid gray; padding: 5px; margin: 10px 0; text-align: center;"> <math display="block">\text{HCl} + \text{Mg} \rightarrow \text{H}_2 + \text{MgCl}</math> </div> <ul style="list-style-type: none"> <li>■ Pierden sus propiedades al reaccionar con las bases (OH)</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>■ Tienen sabor amargo</li> <li>■ Suaves al tacto pero son corrosivos con la piel</li> <li>■ Dan color azul a ciertos colorantes vegetales</li> <li>■ Precipitan sustancias disueltas por ácidos</li> <li>■ Disuelven grasas (resbalosos y jabonosos)</li> </ul>
H <sup>+</sup>	OH <sup>-</sup>
<div style="border: 1px solid gray; padding: 5px; margin: 10px 0; text-align: center;"> <math display="block">\text{HCl} + \text{KOH} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{KCl}</math> <p style="margin: 0; text-align: center;"> <span style="color: red;">Ácido</span>   <span style="color: red;">Base</span>   <span style="color: red;">Agua</span>   <span style="color: red;">Sal</span> </p> </div> <div style="border: 1px solid gray; padding: 5px; margin: 10px 0; text-align: center; font-weight: bold; color: red; font-size: 1.2em;"> <b>NEUTRALIZACION</b> </div>	

<https://image.slidesharecdn.com/clase5-100114104503-phpapp01/95/acidos-y-bases-3-728.jpg?cb=1263465987>

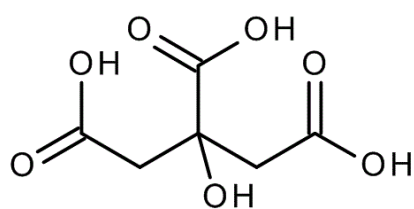
# Usos de ácidos y bases.



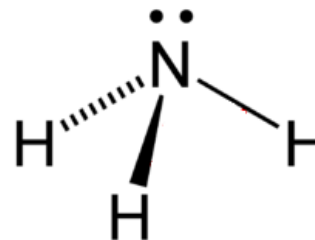
**Ac. Acetil salicílico**



**Ac. Acético**



**Ac. cítrico**



**Amoniaco**



**Hidróxido de sodio**



**Bicarbonato de sodio**



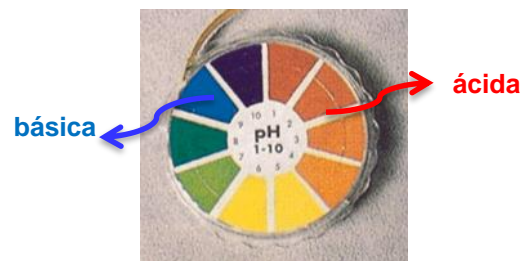
# Determinación del pH

El pH puede determinarse mediante indicadores en disolución, algunos de ellos extraídos de plantas, que son sustancias que adoptan diferente color según el pH de la disolución en la que se hallan.

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

<http://www.gobiernodecanarias.org/educacion/3/Usrn/lentiscal/1-CDQuimica-TIC/applets/Neutralizacion/imagenes/IndicaAcido-baseIntervalospH.jpg>

El pH puede medirse empleando papel indicador, que se utiliza añadiéndole una gota de la disolución a medir. Otro método y el más exacto para medir el pH es utilizar un pH-metro, aparato que mediante un sensor entrega una lectura directa del pH.

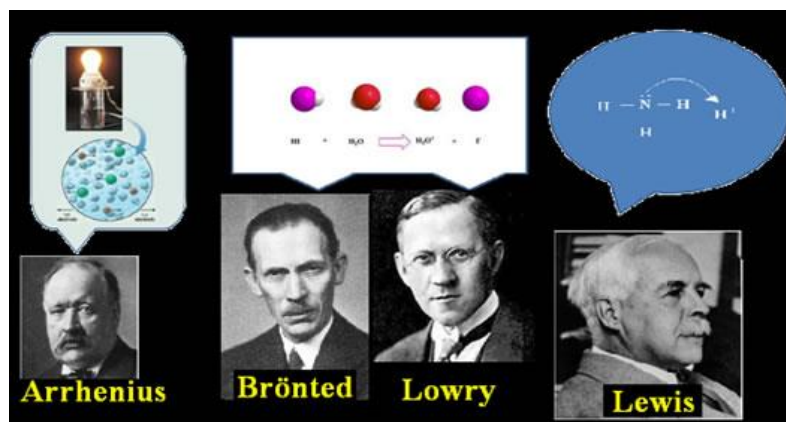


Escala de papel pH



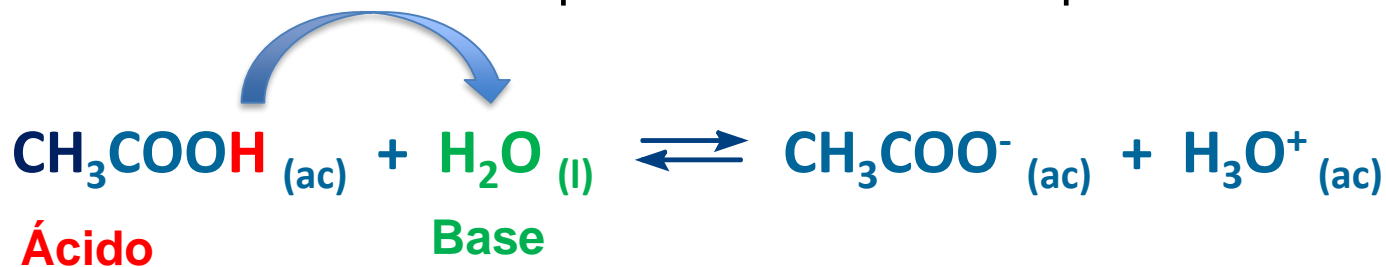
Midiendo con el pH-metro

TEORÍA	ARRHENIUS (teoría iones en agua)	BRONSTED-LOWRY (teoría protónica)	LEWIS (teoría electrónica)
Definición de ácido	Cede iones $H^+$ en agua.	Dador de protones.	Aceptor par de electrones.
Definición de base	Cede iones $OH^-$ en agua.	Aceptor de protones.	Dador par de electrones.
Reacciones ácido-base	Formación de agua.	Transferencia protónica.	Formación de enlace covalente coordinado.
Ecuación	$H^+ + OH^- \rightleftharpoons H_2O$	$HA + B \rightleftharpoons A^- + BH^+$	$A + :B \rightleftharpoons A : B$
Limitaciones	Aplicable únicamente a disoluciones acuosas.	Aplicable únicamente a reacciones de transferencia protónica.	Teoría general.



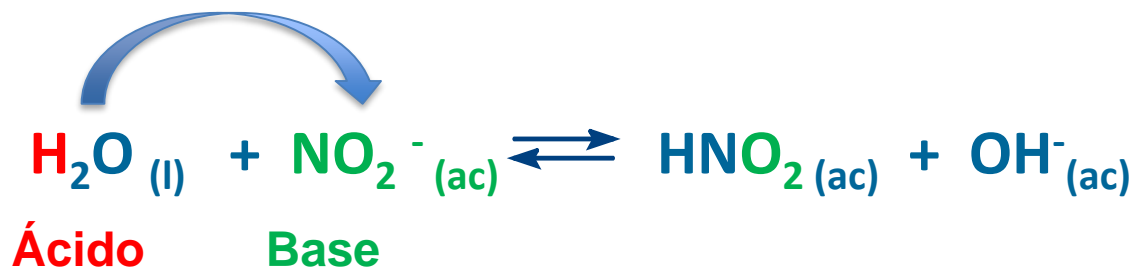


**Ácido:** Es una sustancia que **cede  $H^+$**  a otra especie.



<http://1.bp.blogspot.com/-eIDDtWbFo0/UiUup-tN2ZI/AAAAAAAAALw/I9FXKZpDRHY/s1600/acidoAcetico.jpg>

**Base:** Es una sustancia que **acepta  $H^+$**  de otra especie.



<http://www.br.all.biz/img/br/catalog/middle/80629.jpeg?rrr=1>

Un par conjugado ácido-base es un par de sustancias relacionadas por la pérdida o ganancia recíproca de un protón (ion hidrógeno).



Cada interacción ácido-base que implica la transferencia de un protón contiene dos pares ácido-base conjugados.

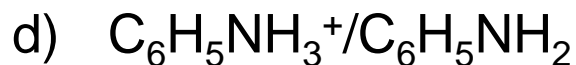
Son **ácidos**:  $\text{H}_2\text{O} \text{ (l)}$  y  $\text{NH}_4^+ \text{ (ac)}$   
Son **Bases**:  $\text{NH}_3 \text{ (ac)}$  y  $\text{OH}^- \text{ (ac)}$

ácidos	HCl	y	Cl $\cdot$	bases
	NH $_4^+$	y	NH $_3$	
	H $_2$ CO $_3$	y	HCO $_3^-$	
	HCO $_3^-$	y	CO $_3^{2-}$	
	H $_3$ O $^+$	y	H $_2$ O	
	H $_2$ O	y	OH $\cdot$	

1. Complete las siguientes reacciones e indique los pares conjugados ácido-base.

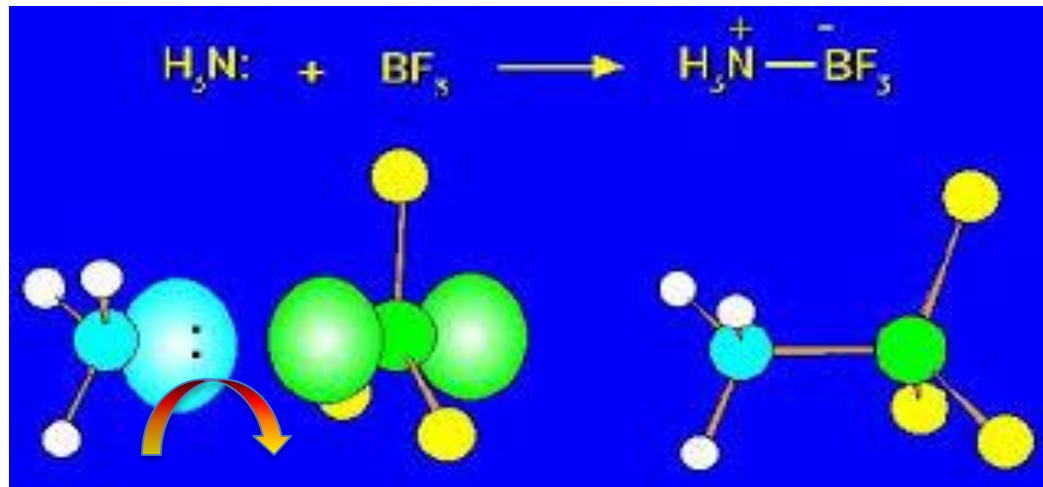
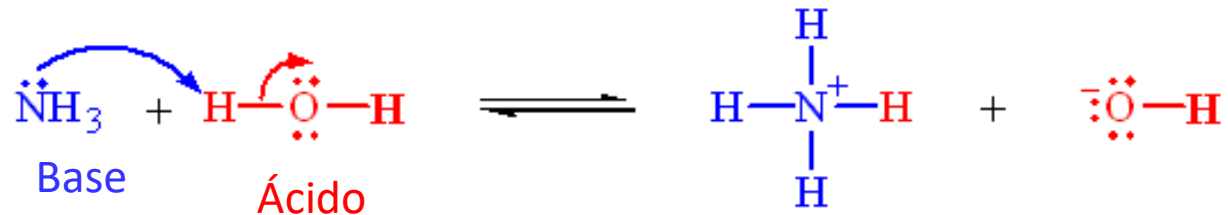


2. ¿Cuál de los siguientes son pares conjugados ácido-base?



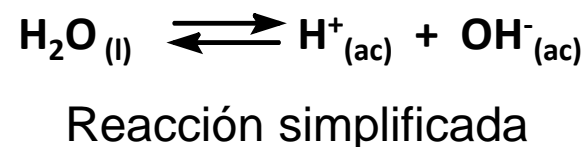
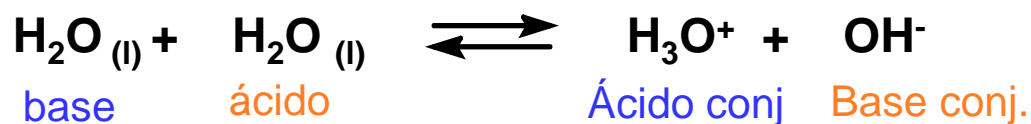
Un **ácido** de Lewis, es una sustancia que puede **aceptar un par de electrones** de otra para formar un nuevo enlace.

Una **base** es una sustancia que puede **ceder un par de electrones** a otra para formar un nuevo enlace.



<http://www.100ciaquimica.net/images/temas/tema8/ima/ablewis.jpg>

- Una de las propiedades del agua es su capacidad para actuar como un ácido y como una base.
- El agua reacciona como una **base en presencia de ácidos** y reacciona como un **ácido con bases**.
- El agua es un electrólito muy débil y, por lo tanto, un mal conductor de la electricidad, pero experimenta una ligera ionización.



## Autoionización del agua.

Por tanto,

### Actúa como base



ácido    base

ácido  
conjugado

### Actúa como ácido



Base    ácido

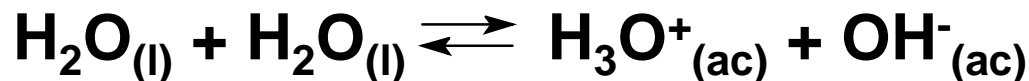
Base  
conjugada

Las sustancias que como el agua pueden actuar como un ácido o como una base se llaman:

Anfolitos

**EL AGUA ES ANFIPRÓTICA**





$$K \text{ equilibrio} = \frac{[\text{Productos}]}{[\text{Reactantes}]}$$

Debido a que una fracción muy pequeña de agua está ionizada, la concentración del agua puede considerarse como constante, por lo tanto, la expresión queda como:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14} \text{ a } 25^\circ \text{ C}$$

$K_w$  = constante del producto iónico del agua, y es el producto de la concentración de iones  $\text{H}^+$  (o  $\text{H}_3\text{O}^+$ ) y iones  $\text{OH}^-$ . El agua pura a  $25^\circ \text{ C}$ .

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = [1,0 \times 10^{-7}][1,0 \times 10^{-7}] = 1,0 \times 10^{-14}$$

Se dice que, la solución es **neutra sí**,  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-7}$  Molar.

Una **disolución ácida**, tiene un exceso de  $\text{H}^+$ ,  $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$

Una **disolución básica**, tiene un exceso de la  $\text{OH}^-$ ,  $[\text{OH}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$

El pH se define como el logaritmo negativo de la concentración del ion hidrógeno (en mol/L).

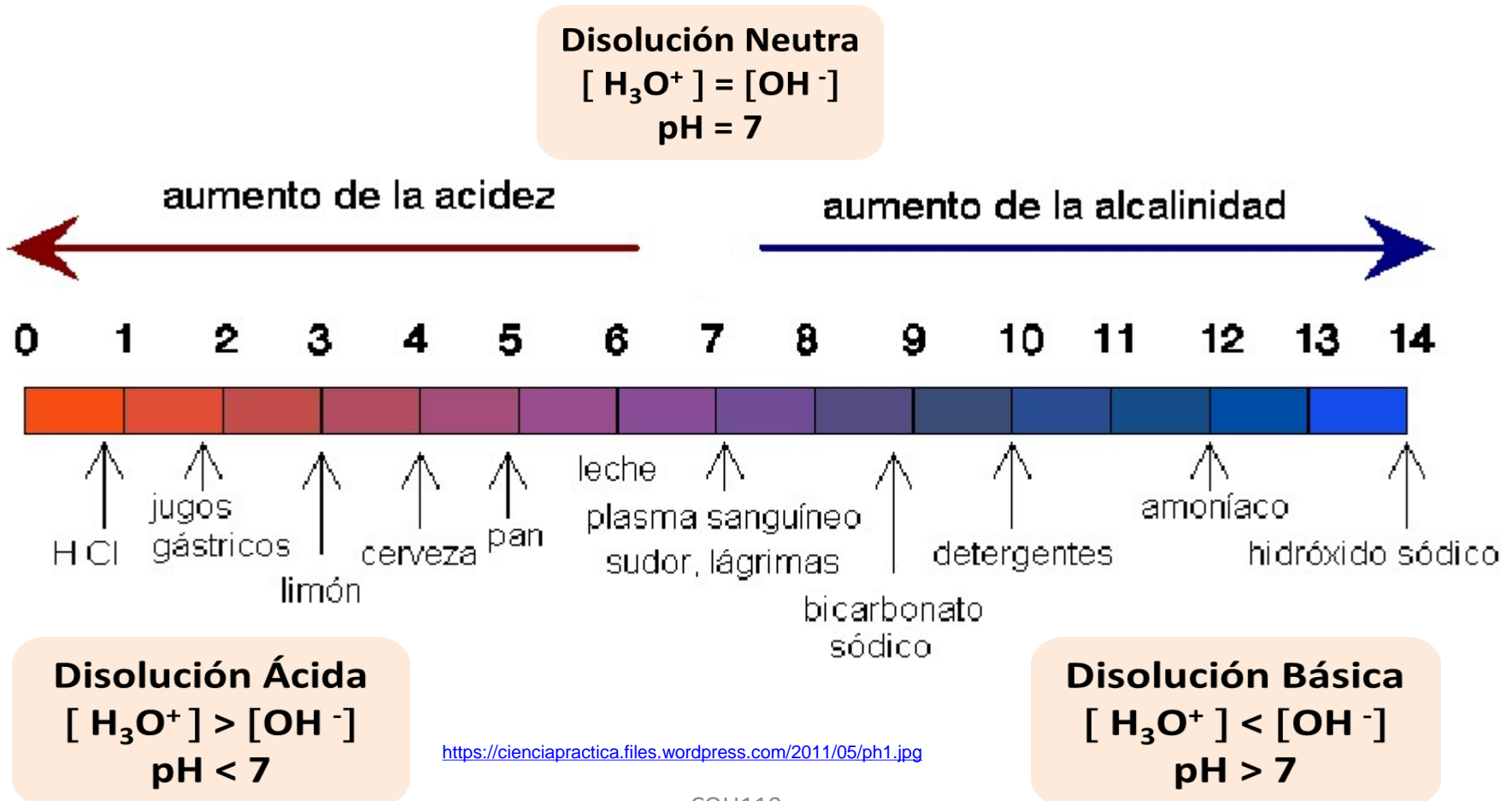
$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

Debido a que el pH solo es una manera de expresar las concentraciones de  $\text{H}^+$ , las disoluciones ácidas y básicas a  $25^\circ \text{C}$  se indican por sus valores de pH como:

Disoluciones ácidas	$[\text{H}^+] > 1 \times 10^{-7} \text{ M}$	$\text{pH} < 7$
Disoluciones básicas	$[\text{H}^+] < 1 \times 10^{-7} \text{ M}$	$\text{pH} > 7$
Disoluciones neutras	$[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$	$\text{pH} = 7$

## ESCALA DE pH

La **acidez** de una solución se mide por la concentración de **protones o iones hidronio**. Esta concentración abarca el rango de 1 Molar en una disolución muy ácida hasta concentraciones  $1 \times 10^{-14}$  Molar en disoluciones muy básicas.



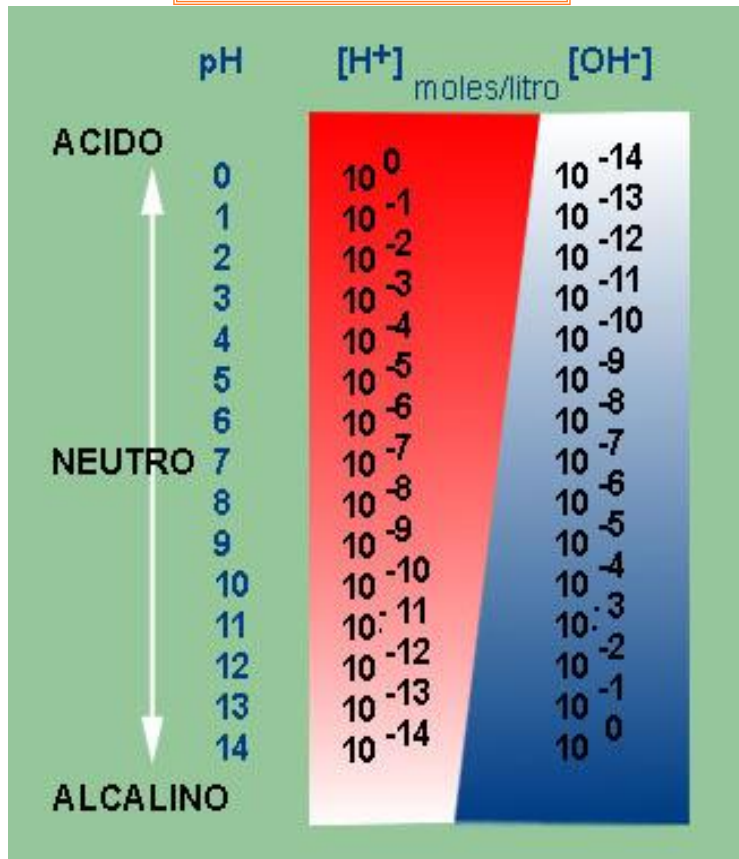
<https://cienciapractica.files.wordpress.com/2011/05/ph1.jpg>



Para evitar el uso de números tan pequeños, se convierten estos valores a escala logarítmica, denominada pH (ver tabla).

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

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$



## El pH en los alimentos



- 3** Agua carbonatada, Refrescos, bebidas energéticas
- 4** Palomas de maíz, pastel de queso, mantequilla, pasas, pasteles, pasta, cerdo, cerveza, vino, té negro, pepinillos, chocolates, nueces tostadas, vinagre, bajos en grasa, light, Nutrasweet.
- 5** La mayoría del agua purificada, agua destilada, café, jugo de frutas endulzado, pistaches, carne de res, pan blanco, cacahuates, nueces, trigo.
- 6** Jugos de fruta, la mayoría de los granos, Huevos, pescado, té, frijoles cocidos, espinacas cocidas, leche de soya, coco, habas, ciruelas, arroz integral, cebada, cocoa, avena, hígado, ostras, salmón

- 7 pH Neutro**  
Agua de grifo, la mayoría de las aguas de manantial, agua de mar, agua de río.
- 8** Manzanas, almendras, tomates, uvas, maíz, hongos, toronja, nabo, oliva, soja, duraznos, pimiento, rábano, piña, cerezas, arroz, albaricoque, fresas, platano.
- 9** Aguacate, té verde, lechuga, apio, chícharos, patatas dulces, berenjenas, judías verdes, remolacha, peras, uvas, arándanos, kiwi, mandarinas, melones, higos, dátiles, mangos, papayas.
- 10** Espinaca, brócoli, alcachofa, coles de bruselas, repollo, coliflor, zanahorias, pepinos, limones, limas, algas, espárragos, col, rábano, col rizada, cebolla.

<https://bibliotecadeinvestigaciones.files.wordpress.com/2011/02/escala-del-ph-elph.jpg>

<http://www.gimim.com/files/blog/50/5/escala-de-ph-uhi7gyqxb6.jpg>



Si la  $[H_3O^+] = 0,25 \text{ M}$ . Determinar el pH:

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+]$$

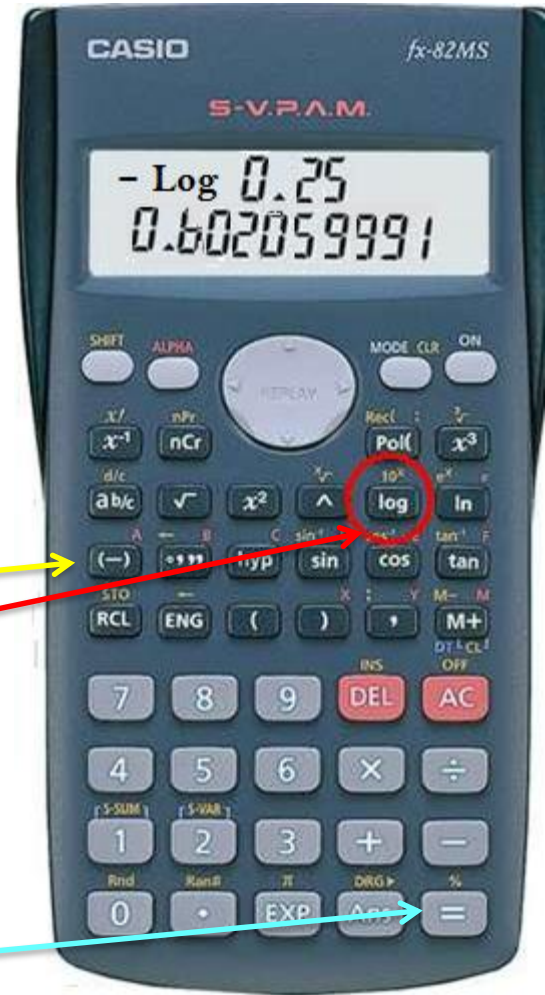
Este cálculo se puede hacer directamente en la calculadora científica, ya que el logaritmo está en base 10.

1° (-)

2° Log

3° 0,25

4° = 0,602059991 = 0,6



## ¿Cual es la $[H_3O^+]$ , si el pH = 2,5?

Este cálculo también se puede hacer directamente en la calculadora científica, ya que se debe utilizar la función inversa del logaritmo .

1° shift

2° Log

3° (-)

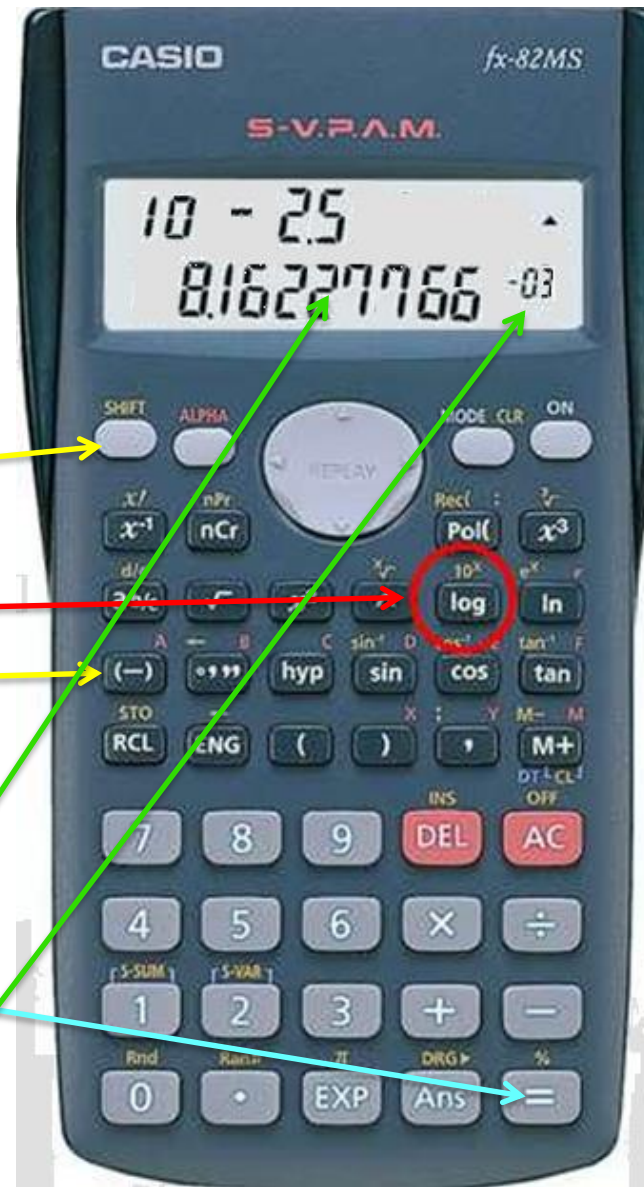
4° 2,5

5° =

de donde si pH = 2,5

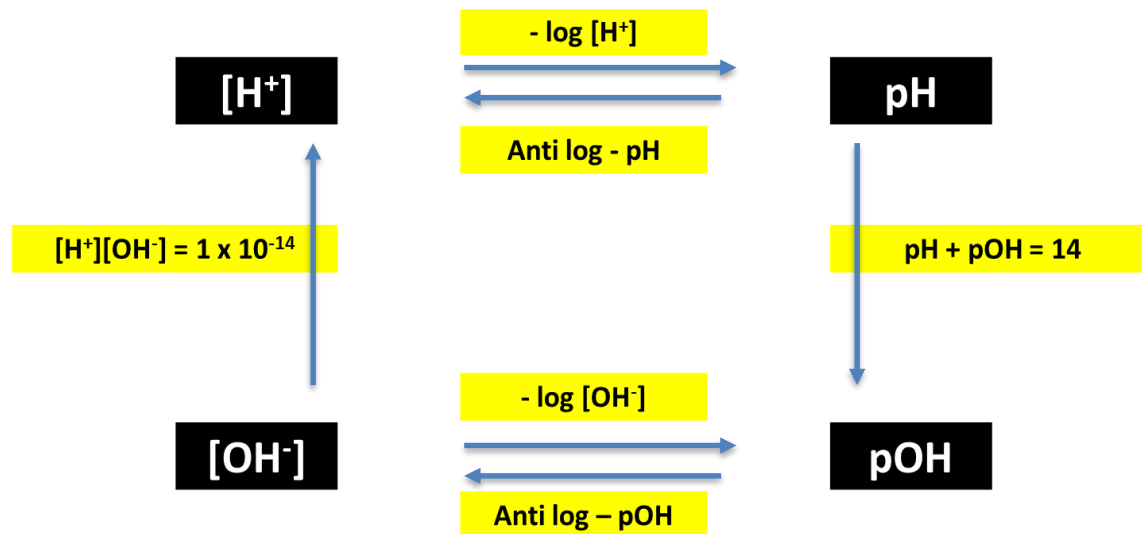
$$[H_3O^+] = \text{antilog -pH} = 10^{-\text{pH}}$$

$$= \text{Shift log (-) } 2,5 = 8,16 \times 10^{-3}$$



Complete la siguiente tabla e indique si las especies son ácidas o básicas.

	pH	pOH	[H <sup>+</sup> ]	[OH <sup>-</sup> ]
Bebidas carbonatadas	2,5			
Jugo de tomate		9,9		
Yema de huevo			2,5*10 <sup>-6</sup>	
Leche de cabra		7,4		
Saliva de perro				6,3*10 <sup>-7</sup>
Blanqueador casero	12,8			



## Contenidos de la clase

- Interpretación y expresión de la constante de equilibrio.
- Concepto de fuerzas de ácidos.
- Cálculos de pH, pOH en ácidos y bases fuertes.

## Bibliografía asociada a la Clase

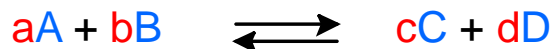
1. Atkins Jones, Principios de Química, Quinta Edición, Editorial Medica Panamericana, 2012.
2. Brown Theodore L. y otros, Química La Ciencia Central, Novena Edición, Pearson Educación, 2007.
3. Phillips John, Química Conceptos y Aplicaciones, Editorial Mc Graw Hill Interamericana, 2007.

## **Resultado de aprendizaje**

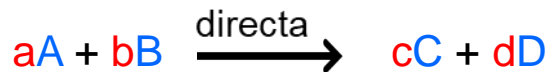
Clasificar diferentes sustancias a partir de sus propiedades ácido base, mediante ejercicios aplicados a procesos de medio ambiente y la salud.



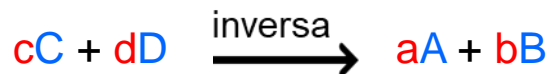
- ❖ Una reacción química ha alcanzado el equilibrio cuando las concentraciones de todos los reactivos y productos permanecen constantes, a una cierta temperatura.
- ❖ Las velocidades de las reacciones directa e inversa son iguales al alcanzar el estado de equilibrio.



- ❖ En una situación de Equilibrio químico, los reactivos **A** y **B** se transforman en los productos **C** y **D**, y estos a su vez reaccionan entre sí y forman nuevamente **A** y **B**.
- ❖ La primera de las reacciones se considera como la *reacción directa* o hacia la derecha.



- ❖ La segunda es la *reacción inversa* o hacia la izquierda.

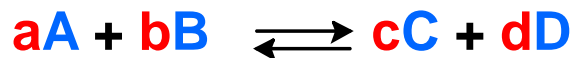


El Equilibrio es dinámico y no estático.



# Constante de Equilibrio

Esta constante expresa la relación entre las concentraciones de los productos y reactivos de una reacción química cuando esta se encuentra en equilibrio.



Expresión de  $K_c$

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Donde  $a$ ,  $b$ ,  $c$  y  $d$  son coeficientes estequiométricos de las especies que participan en la reacción  $A$ ,  $B$ ,  $C$  y  $D$ .

**ATENCIÓN:** Sólo se incluyen las especies gaseosas y/o en disolución acuosa. Las especies en estado sólido o líquido tienen concentración constante y por tanto ya están consideradas en la constante de equilibrio.

La magnitud  $K_c$ , informa la proporción entre reactivos y productos en el equilibrio químico, así cuando:

- ✓  $K_c > 1$ , la mayoría de los reactivos se han convertido en productos. **Hay más productos que reactivos.**
- ✓  $K_c \gg 1$ , prácticamente **sólo existen productos.**
- ✓  $K_c < 1$ , la mayoría de los reactivos quedan sin reaccionar, formándose solo pequeñas cantidades de productos. **Hay más reactivos que productos.**



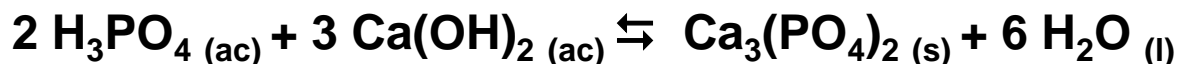
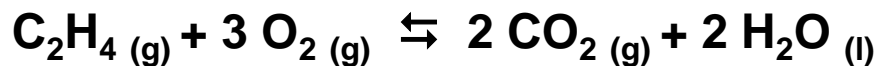
$K_c \gg 1$  equilibrio desplazado a los Productos

$R \rightarrow P$  La  $[R]$  es baja y la  $[P]$  es alta

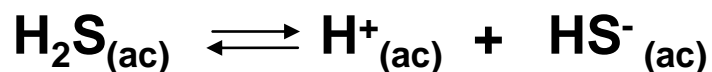
$K_c < 1$  equilibrio desplazado a los Reactivos

$R \leftarrow P$  La  $[R]$  es alta y la  $[P]$  es baja

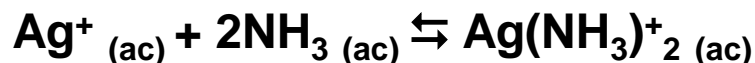
1. Para las siguientes reacciones escriba la expresión de su constante de equilibrio.



2. Para las siguientes reacciones. Indique si el equilibrio esta desplazado hacia la izquierda o derecha.

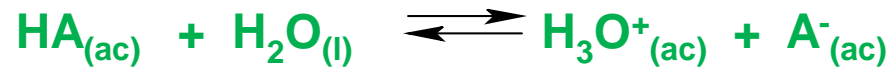


$$K_c = \frac{[\text{H}^+][\text{HS}^-]}{[\text{H}_2\text{S}]} = 9,5 \times 10^{-8}$$



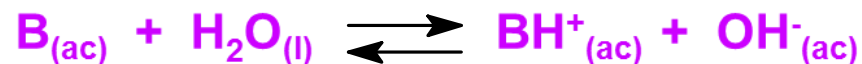
$$K_c = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]}{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2} = 1 \cdot 10^8$$

Los ácidos y las bases se clasifican en **fuertes y débiles** la fuerza se mide con la **mayor o menor** tendencia a **ceder** protones en el caso de los **ácidos**, o **aceptar** un protón en caso de las **bases**, la **medida cuantitativa** para determinar esto es la **constante de equilibrio** de su reacción con agua, para **ácidos**  $K_a$  y para las **bases**  $K_b$ .



La  $K_a$  recibe el nombre de **constante de acidez**.

$$K_a = \frac{[H_3O^+] [Base Conjugada]}{[Ácido]}$$



La constante de equilibrio de una base es  $K_b$  que recibe el nombre de **constante de basicidad o alcalinidad**.

$$K_b = \frac{[OH^-] [Ácido Conjugado]}{[Base]}$$

## ¿Cuál de los ácidos es más débil?

Nombre/ Fórmula	Ka	pKa
Acido Acético, <b>CH<sub>3</sub>COOH</b>	$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,74
Acido cianhídrico, <b>HCN</b>	$4,9 \cdot 10^{-10}$	9,30
Acido Fluorhídrico, <b>HF</b>	$6,8 \cdot 10^{-4}$	3,17
Acido Perclórico, <b>HClO<sub>4</sub></b>	Ka >>1	No tiene

**A mayor fuerza** de un ácido: **mayor será K<sub>a</sub>**.

Caso extremo: ácido fuerte (ejemplo: HCl, HBr, HI, HNO<sub>3</sub>, HClO<sub>4</sub> y H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> al perder el primer protón), para estos ácido K<sub>a</sub>>>1, lo que indica que se encuentran totalmente disociados, 100% de disociación.

De la misma manera que el pH se define como  $-\log [H^+]$  se puede expresar el **pKa** de un ácido como  $-\log K_a$ , su valor es **inversamente proporcional a la fuerza del ácido**.

**El pKa es el pH** en el cual, existe un equilibrio entre los reactantes moléculas no ionizadas y los productos las especies ionizadas.

**A mayor valor de Ka, menor es el valor del pKa y más ácida será la especie.**



## ¿Cuál de las bases es más débil?

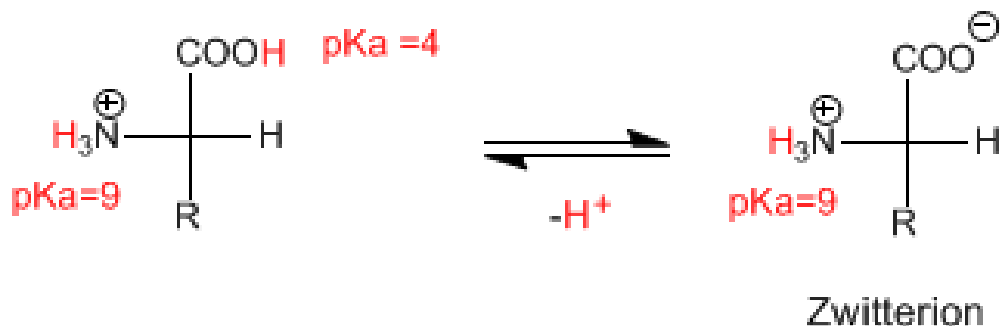
Nombre/Fórmula	K <sub>b</sub>	pK <sub>b</sub>
Amoniaco, <b>NH<sub>3</sub></b>	1,8*10 <sup>-5</sup>	4,74
Anilina, <b>C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>NH<sub>2</sub></b>	4,3*10 <sup>-10</sup>	9,36
Metil amina, <b>CH<sub>3</sub>NH<sub>2</sub></b>	4,7*10 <sup>-4</sup>	3,33
Hidróxido de sodio, <b>NaOH</b>	K <sub>b</sub> > 1	No tiene

Para la base el **pK<sub>b</sub>** se expresa como  $-\log K_b$ , y su valor es **inversamente proporcional a la fuerza de la base.**

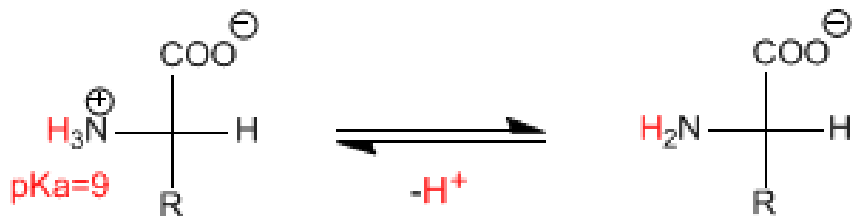
**Mayor fuerza** de una base: **mayor será K<sub>b</sub> y menor su valor de pK<sub>b</sub>**

Una importante característica de los aminoácidos es que en una misma molécula están presentes grupos ácidos y básicos. Por tanto, en medio ácido se comportan como bases, y en medio básico se comportan como ácidos.

Los grupos ácidos y básicos pueden neutralizarse mutuamente, constituyendo una sal neutra interna, a la que se le denomina **zwitterión**.



A pH muy ácidos, tanto el grupo amino como el grupo ácido se encuentran protonados. Al subir el pH se desprotona el grupo más ácido (de menor pKa) formándose una especie neutra llamada Zwitterión.

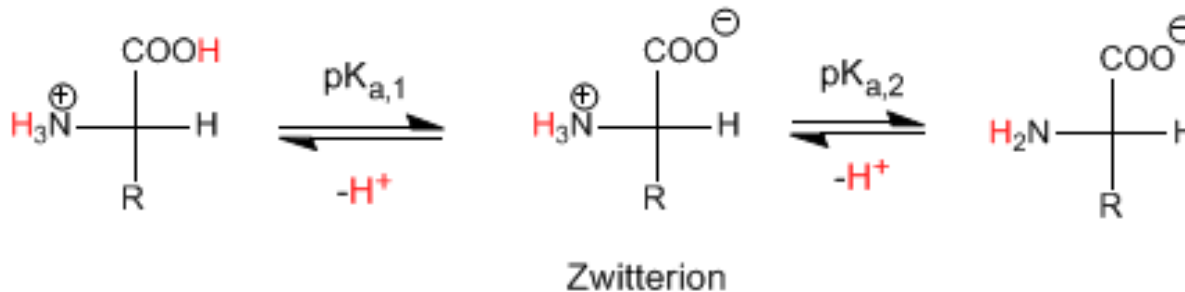


Zwitterion

Cuando el aminoácido se encuentra en medios básicos pierde el protón del grupo amino, dando lugar a la especie desprotonada.

<http://www.quimicaorganica.org/images/stories/organica-avanzada/productos-naturales/aminoacidos-peptidos/punto-isoelectrico/punto-isoelectrico-02.png>

El pH isoelectrico o punto isoelectrico, es cuando la concentración del **Zwitterión** es completa (el aminoácido presenta carga neta cero), es decir, cuando la concentración de las especies protonadas y desprotonadas se iguala.



$$PI = \frac{(pk_1 + pka_2)}{2}$$



$$PI = \frac{(4 + 9)}{2} = 6,5$$

<http://www.quimicaorganica.org/images/stories/organica-avanzada/productos-naturales/aminoacidos-peptidos/punto-isoelectrico/punto-isoelectrico-02.png>

**MATERIAL ACADÉMICO PROPIEDAD DE UDLA  
ELABORADO POR EQUIPO QUÍMICA CQU110**

**Actualizado por: Paola Gallegos.**

**LÍDER ACADÉMICO: Paola Gallegos.**