



UNIVERSITAT
POLITÈCNICA
DE VALÈNCIA

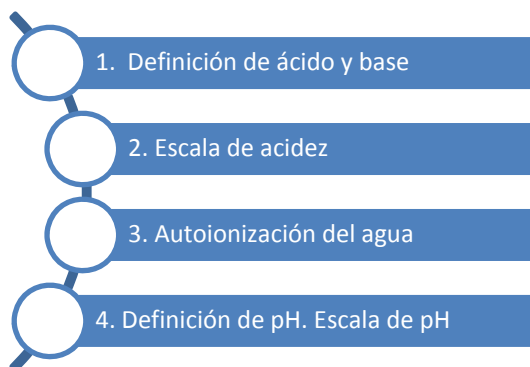
Aspectos fundamentales sobre ácidos y bases

Apellidos, nombre	Atienza Boronat, Julia (matien@qim.upv.es) Herrero Villén, M ^a Asunción (maherrero@qim.upv.es) Morais Ezquerro, Sergi B. (smorais@qim.upv.es) Noguera Murray, Patricia (pnoguera@qim.upv.es) Tortajada Genaro, Luis A. (luitorge@qim.upv.es)
Departamento	Departamento de Química
Centro	ETSIAMN (Universitat Politècnica de València)



1 Resumen de las ideas clave

En este objeto de aprendizaje, estudiarás conceptos básicos sobre los ácidos y las bases. El esquema a seguir es el siguiente:



2 Introducción

¿Qué es la lluvia ácida? ¿Por qué la saliva es neutra? ¿Por qué el zumo de naranja es ácido? Como ves, los conceptos de acidez y basicidad forman parte de nuestra vida cotidiana, y gran parte de los procesos químicos y biológicos son reacciones ácido-base en disolución acuosa. Debido a ello, vamos a estudiar el comportamiento de ácidos y bases para que así podamos responder a preguntas como: ¿Qué diferencia hay entre un ácido y una base? ¿Qué parámetro evalúa la acidez? o ¿A qué se debe la diferencia entre los distintos ácidos o bases?

3 Objetivos

El objetivo principal de este artículo es introducir los conceptos básicos que te permitirán comprender los equilibrios ácido-base en disolución acuosa. Este objetivo general se desglosa en los siguientes objetivos particulares:

- Definir qué es un ácido y una base según la teoría de Brønsted-Lowry
- Distinguir un ácido fuerte de un ácido débil, así como una base fuerte de una base débil
- Expresar la constante de disociación para cualquier ácido o base débil en medio acuoso
- Definir pH y pOH
- Relacionar la escala de pH con la concentración de protones en disolución.



4 Desarrollo

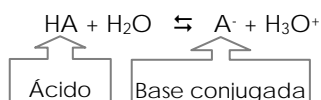
Teniendo claro que los ácidos y las bases forman parte de nuestra vida cotidiana, vas a profundizar en su estudio, para así poder contestar a las distintas preguntas planteadas en la Introducción.

La estructura de este apartado es:

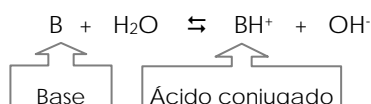
- Definición de ácido y base según la teoría de Brønsted-Lowry
- Fuerza de ácidos y bases
- Autoionización del agua. Producto iónico del agua
- pH, pOH y escala de pH

4.1 Definición de ácido y base según la Teoría de Brønsted-Lowry

La teoría más utilizada cuando se trabaja con ácidos y bases en disolución acuosa, es la que en 1937 propusieron por separado los investigadores Brønsted y Lowry. En ella, un **ácido** es una sustancia que cede protones, originando su base conjugada. Los protones, H^+ , en disolución acuosa están hidratados, formando iones hidronio, H_3O^+ .

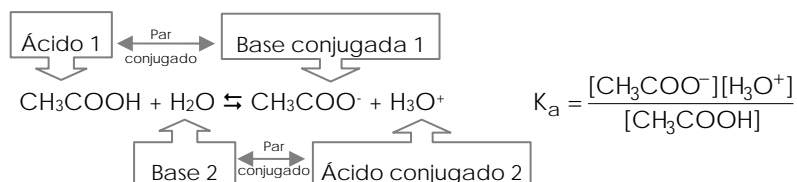


Una **base** es una sustancia que los acepta, originando su ácido conjugado.



Al sistema formado por un ácido y su base conjugada (o viceversa) se le denomina **par conjugado**.

Veamos que ocurre con el ácido acético en disolución acuosa. En la siguiente reacción, el ácido acético cede un protón a una base (el agua) que lo acepta para generar el ión acetato (CH_3COO^- , base conjugada) y protones (H^+ , ácido conjugado).

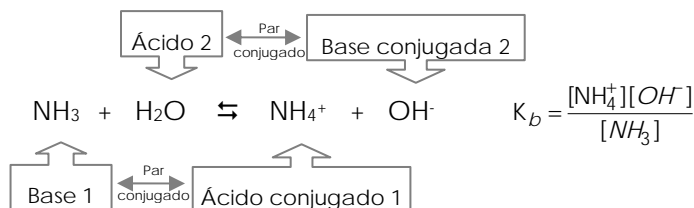


En el equilibrio anterior hay dos pares conjugados: $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ y $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_3\text{O}^+$.



La constante del equilibrio del proceso anterior, donde el ácido acético se comporta como un ácido, se denomina **constante de acidez** (K_a). El valor de la misma es un indicador de la fuerza del ácido.

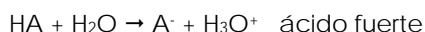
La teoría de Brønsted y Lowry también justifica el comportamiento básico del amoníaco en disolución acuosa. En este caso, el amoníaco se comporta como base al aceptar un protón del agua (que actúa como ácido).



En este equilibrio tendremos dos pares conjugados: $\text{NH}_3/\text{NH}_4^+$ y $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$; el primero es una base con su ácido conjugado y el segundo un ácido con su base conjugada. Al comportarse el amoníaco como una base, la constante de equilibrio se denomina **constante de basicidad** (K_b) y es un indicador de la fuerza de la base.

4.2 Fuerza de ácidos y bases

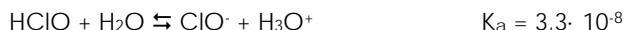
Un criterio para clasificar los ácidos (o las bases) es en función del valor de su constante de equilibrio, a mayor K_a (o K_b) más fuerte será un ácido (o base). Sin embargo, existen algunos ácidos (o bases) que en disolución acuosa diluida están totalmente disociados, en cuyo caso no presentan ningún equilibrio, por lo que no tienen constante de equilibrio. Estos ácidos reciben el nombre de **ácidos o bases fuertes** para diferenciarlos de los que presentan equilibrio, que se les denomina débiles.



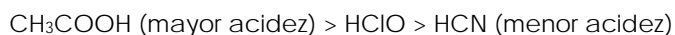
Actividad: Escribe las reacciones de equilibrio en disolución acuosa para los siguientes ácidos y ordénalos en función de su acidez: CH_3COOH ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$), HCN ($K_a = 6,2 \cdot 10^{-10}$), HClO ($K_a = 3,3 \cdot 10^{-8}$).

Solución:

Reacciones de equilibrio:



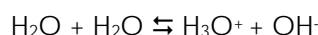
Atendiendo a los valores de K_a , el orden de acidez es el siguiente:





4.3 Autoionización del agua. Producto de iónico del agua

Como has visto en el apartado 4.1, el agua puede actuar como ácido o como base en función del compuesto con el que reacciona. A este tipo de sustancias se les denomina **anfóteras**. Como consecuencia de su naturaleza anfótera, el agua experimenta una ligera autoionización según el equilibrio siguiente:



Algunas moléculas de agua ceden protones y otras aceptan protones. Por cada molécula de H_2O que actúa como ácido, otra actúa como base, formándose protones hidratados (o iones hidronio, H_3O^+) e iones hidroxilo (OH^-).

Cuando en el laboratorio se realizan medidas de conductividad eléctrica al agua pura a 25 °C, se obtiene que las concentraciones de H_3O^+ y OH^- son idénticas e iguales a 10^{-7} M. A la reacción de autoionización del agua le corresponde una constante de equilibrio, denominada constante del **producto iónico del agua**:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \quad (\text{a } 25 \text{ }^\circ\text{C})$$

Como ves, la autoionización del agua contribuye a la concentración de H_3O^+ y de OH^- en disolución, pero este hecho únicamente se debe considerar en disoluciones muy diluidas o en disoluciones de ácidos o bases muy débiles.

Si un ácido o una base disuelto en agua aporta una concentración de H_3O^+ o de OH^- igual o mayor a 10^{-6} M, la contribución de los protones o los hidroxilos procedentes de la autoionización del agua es despreciable.

4.4 pH, pOH y escala de pH

La acidez del medio está relacionada con la concentración de protones; tanto ésta como la concentración de hidroxilos en disolución acuosa suelen ser bajas, por lo que se introduce el **concepto de pH**, que se define como el **logaritmo (en base 10) de la concentración de H_3O^+ cambiado de signo**:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

Análogamente, el **pOH** se obtiene como el **logaritmo (en base 10) de la concentración de OH^- cambiado de signo**:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

Ejemplos: A una disolución con una concentración de H_3O^+ de 0,003 M le corresponde el siguiente valor de pH:

$$\text{pH} = -\log(0,003) = 2,52$$

También se puede realizar el cálculo inverso, es decir, calcular la concentración de H_3O^+ a partir del pH ($[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$).

Así, una disolución de HCl con pH = 3,5 tiene una concentración de protones:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,5} = 3,16 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$



Por otra parte, y tal como has visto en el apartado 4.3, la constante del producto iónico del agua es $K_w = [H_3O^+][OH^-] = 10^{-14}$. Si aplicamos logaritmos a dicha expresión y hacemos un cambio de signo, se obtiene la siguiente **relación entre pH y pOH**:

$$pH + pOH = 14$$

Una disolución neutra tiene la misma concentración de protones e hidroxilos, y por tanto, su pH es 7 a 25 °C. Esto permite clasificar las disoluciones acuosas en tres intervalos:

	Disolución	Ejemplos de la vida cotidiana
Ácida	$[H_3O^+] > 10^{-7} M \rightarrow pH < 7$	Zumos de frutas cítricas
Neutra	$[H_3O^+] = 10^{-7} M \rightarrow pH = 7$	Saliva
Básica	$[H_3O^+] < 10^{-7} M \rightarrow pH > 7$	Amoniaco y lejía (productos de limpieza)

Actividad: Aplica los conocimientos adquiridos para completar la siguiente tabla y clasifica las disoluciones como ácidas o básicas

pH	pOH	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$	Ácida/Básica
4,00				
		0,007 M		
	9,50			
			0,075 M	

Solución: Para resolver este ejercicio es necesario realizar logaritmos (para el cálculo de pH o pOH), antilogaritmos (para el cálculo de $[H_3O^+]$ o $[OH^-]$) y saber que la suma de pH y pOH debe ser igual a 14.

pH	pOH	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$	Ácida/Básica
4,00	10,00	$10^{-4} M$	$10^{-10} M$	Ácida
2,15	11,85	0,007 M	$1,42 \cdot 10^{-12} M$	Ácida
4,50	9,50	$3,16 \cdot 10^{-5} M$	$3,16 \cdot 10^{-10} M$	Ácida
12,88	1,12	$1,33 \cdot 10^{-13} M$	0,075 M	Básica



UNIVERSITAT
POLITÈCNICA
DE VALÈNCIA

5 Cierre

Con este artículo docente, has aprendido los siguientes conceptos:

- Qué es un ácido, una base y un par conjugado
- Cómo se establecen los equilibrios de disociación de los ácidos y las bases
- Qué es la autoionización del agua
- Cómo se define el pH y el pOH, y cómo calcularlos

6 Bibliografía

6.1 Libros:

[1] Chang, R.: "Química" 10ª edición, Ed. McGraw-Hill, México, 2010, pág. 660-665.

[2] Petrucci, R.H.; Herring, F.G.; Madura, J.D.; Bissonette, C.: "Química General" 10ª edición, Ed. Pearson Educación, Madrid, 2011, pág. 698-705.