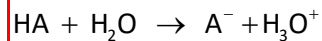


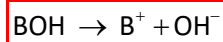
ÁCIDO BASE

Ácido base según Arrhenius

Ácido es toda sustancia que contiene hidrógeno en su molécula, y que en disolución acuosa producen iones H^+ .



Base es toda sustancia que contiene el grupo hidroxilo en su molécula, y que en disolución acuosa produce iones.

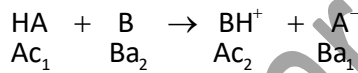


Ácido según Brønsted y Lowry

Ácido: sustancia que, en disolución, es capaz de ceder protones (no es necesario que la disolución sea acuosa). Al perder el protón se convierte en la base conjugada del ácido.

Base: sustancia que, en disolución, es capaz de aceptar protones (no es necesario que la disolución sea acuosa). Al aceptar el protón, se convierte en el ácido conjugado de la base.

Una reacción ácido – base se puede escribir:



Las sustancias que pueden actuar como ácidos o como bases se conocen como anfipróticas o anfóteras.

Llamamos par conjugado a las parejas: ácido – base conjugada: AH/A^-
base – ácido conjugado: B/BH^+

Fuerza relativa de los componentes de estos pares:

- Si el ácido del par es fuerte, su base conjugada es débil y viceversa.
- Si la base del par es fuerte, su ácido conjugado es débil y viceversa.

Ácido base según Lewis

Ácido es toda sustancia capaz de aceptar parejas de electrones ajenos en enlace coordinado. Por tanto, los ácidos de Lewis, no es necesario que estén en disolución acuosa ni que tengan protones.

Ejemplos: $AlCl_3$, BF_3 , etc.

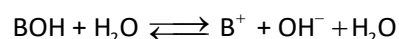
Base es toda sustancia capaz de ceder parejas de electrones en enlace coordinado. No es necesario que tenga grupos OH^- , ni que esté en disolución acuosa. Ejemplo: NH_3 .

Equilibrio de un ácido:



$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[AH]}$$

Equilibrio de una base:



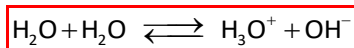
$$K_b = \frac{[B^+] \cdot [OH^-]}{[BOH]}$$

Fuerza relativa de ácidos y bases:

ÁCIDO	AUMENTA LA ACIDEZ	EN GENERAL SON
HX	Al bajar en el grupo	Fuertes
H ₂ X	Al bajar en el grupo	Débiles
H _n X _p O _m	♣ Al aumentar la diferencia m-n: 0 1 2 3 ♣ A igual m-n el que mayor m ♣ A igual m-n e igual m el que X esté más arriba en la tabla periódica.	Muy débiles Débiles Fuertes Muy fuertes
Orgánicos		Muy débiles

BASE	AUMENTA LA BASICIDAD	EN GENERAL SON
MeOH	Al bajar en el grupo	Fuertes
Me(OH) ₂	Al bajar en el grupo	Débiles
Me(OH) _m Con m>2		Muy débiles

Equilibrio iónico del agua:



$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

$$K_a \cdot K_b = 1 \cdot 10^{-14}$$

K_w se conoce como producto iónico del agua.

Escala de pH:

$$\text{pH} = -\log_{10} [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pOH} = -\log_{10} [\text{OH}^-]$$

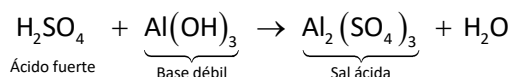
$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

- Si pH < 7, la disolución es ÁCIDA.
- Si pH = 7, la disolución es NEUTRA.
- Si pH > 7, la disolución será BÁSICA.

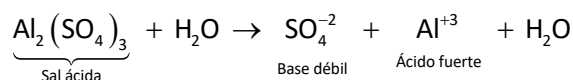
Hidrólisis de una sal de ácido fuerte y base débil

Si tenemos una sal que se formó a partir de un ácido fuerte y una base débil, la hidrólisis de la sal dará un pH ácido.

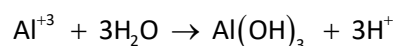
Ejemplo: La formación de la sal será:



Cuando pongamos la sal en agua sufrirá la hidrólisis:



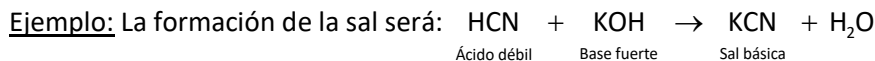
Esta vez se formará un ácido fuerte que sí reaccionará con el agua de la forma:



El medio se quedará por tanto ácido, **pH < 7**, lo cual era evidente pues se trataba de una sal ácida.

Hidrólisis de una sal de ácido débil y base fuerte

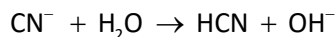
Si tenemos una sal que se formó a partir de un ácido débil y de una base fuerte, la hidrólisis de la sal dará un pH básico.



Cuando pongamos la sal en agua sufrirá la hidrólisis:



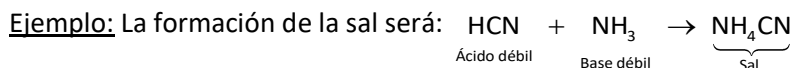
Esta vez se formará una base fuerte que sí reaccionará con el agua de la forma:



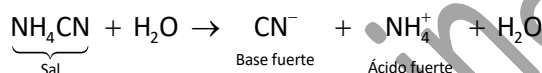
El medio se quedará por tanto básico, **pH > 7**, lo cual era evidente pues se trataba de una sal básica.

Hidrólisis de una sal de ácido débil y base débil

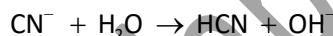
Si tenemos una sal que se formó a partir de un ácido débil y de una base débil la hidrólisis de la sal dará un pH básico, ácido o neutro.



Cuando pongamos la sal en agua sufrirá la hidrólisis:



Esta vez se formará una base y un ácido fuerte que reaccionarán con el agua de la forma:



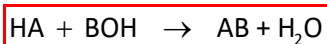
En el medio se quedarán tanto iones hidronio como hidroxilo y, por tanto, el **pH dependerá de la fortaleza del ácido y de la base.**

Hidrólisis de una sal de ácido fuerte y base fuerte

Si tenemos una sal que se formó a partir de un ácido fuerte y de una base fuerte, no se produce la hidrólisis de la sal y dará un pH neutro.

Neutralización:

Una neutralización es una reacción entre un ácido y una base para dar la correspondiente sal y agua:



Para que se produzca la neutralización se debe agotar todo el ácido y toda la base, es decir el número de equivalentes puestos en juego del ácido debe ser los mismos que los de la base:

$$n_{\text{eq}}^{\circ} \text{Ácido} = n_{\text{eq}}^{\circ} \text{Base}$$

Recordaremos cómo calcular el número de equivalentes:

- Si la sustancia es sólida:

$$n_{\text{eq}}^{\circ} \text{ equivalentes} = \frac{\text{gr}}{P_{\text{eq}}}$$

$$P_{\text{eq}} = \frac{M_m}{\text{valencia}}$$

- Si la sustancia es líquida o gaseosa:

$$n_{\text{eq}}^{\circ} \text{ equivalentes} = \text{Vol} \cdot N = \text{Vol} \cdot M \cdot \text{val}$$