

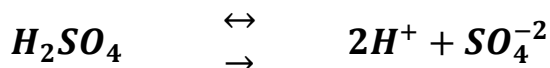
ACIDOS Y BASES

DEFINICIÓN DE ÁCIDO

Ácido es toda sustancia que en disolución acuosa da lugar a iones  $H^+$ .



Los ejemplos típicos son los conocidos y típicos ácidos “fuertes” clorhídrico, sulfúrico y nítrico.



**Hagamos algunas consideraciones fundamentales:**

En estas dos reacciones se muestran varias cosas con las flechas:

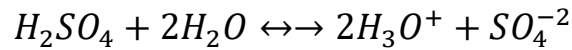
**Primero:** se trata de un equilibrio químico que tiene lugar en la disolución acuosa, de ahí la doble flecha. Se ha de cumplir, por ejemplo, para el ácido sulfúrico:

$$K_c = \frac{[H^+]^2[SO_4^{-2}]}{[H_2SO_4]}$$

**Segundo:** en estos dos casos, **la constante es tan grande que podemos considerar que la reacción está totalmente desplazada hacia la derecha, de ahí la segunda flecha inferior que indica hacia la derecha.** En general y por ello, a estos ácidos y a todos los ácidos cuya constante sea “muy” grande les llamaremos **ácidos fuertes**, y como se ve dan lugar a muchos iones  $H^+$  hidronio en disolución.

**Tercero:** La forma de reflejar la disociación de un ácido utilizada hasta aquí, y que seguiremos utilizando, está admitida por comodidad de

escritura, pero se ha de advertir que la reacción que mejor concuerda con la realidad es, para el caso del ácido sulfúrico como ejemplo:



Siendo entonces la constante del equilibrio:

$$K'_c = \frac{[H_3O^+]^2[SO_4^{-2}]}{[H_2O]^2[H_2SO_4]}$$

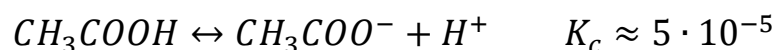
**Dado que nuestras disoluciones son muy diluidas en general la concentración del agua la suponemos constante**, coincidiendo con la expresión que habíamos dado más arriba al principio

$$K_c = \frac{[H^+]^2[SO_4^{-2}]}{[H_2SO_4]}$$

Y que es la que se utiliza por comodidad. El ion  $H_3O^+$  queda representado por el símbolo  $H^+$  **y así se acepta**.

**Sin embargo, hay otros muchos ácidos cuya constante es pequeña o muy pequeña, del orden de  $10^{-3}$  e inferiores, como por ejemplo el ácido acético, típico en muchos ejemplos.** A estos ácidos los llamaremos débiles, **tanto más débiles cuanto menor sea su constante**, lo mismo que los ácidos fuertes, que son tanto más fuertes cuanto mayor es su constante. De hecho, **en los ácidos muy fuertes consideramos que se disocian totalmente** y que, por lo tanto, su constante valdría infinita matemáticamente.

El ácido acético se disocia según:



Cumpléndose entonces:

$$5 \cdot 10^{-5} = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]}$$

Como ejemplo, calculemos la molaridad del ion hidronio cuando se parte de una concentración 0,1 M de ácido acético:



Moles iniciales/litro	<b>0.1</b>	<b>0</b>	<b>0</b>
Moles finales/litro	<b>0.1-x</b>	<b>x</b>	<b>x</b>

Que sustituyendo en la ley nos lleva a:

$$5 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,1 - x} = \frac{x^2}{0,1 - x}$$

Ecuación de segundo grado que nos permite conocer “equis” y las concentraciones en el equilibrio. Pero en este caso, y por ser la constante muy pequeña, “x” ha de ser muy pequeño y el error que cometemos al despreciarlo **COMO SUMANDO** es también pequeño y con ello nos evitamos resolver la ecuación de segundo grado. Diremos, por lo tanto:

$$5 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,1 - x} \approx \frac{x^2}{0,1} \rightarrow x^2 = 5 \cdot 10^{-6} \rightarrow$$

$$x = 10^{-3} \sqrt{5} M = [CH_3COO^-] = [H^+]$$

En este mismo problema a la cantidad “x” se le suele poner en función de la concentración inicial y lo que se llama grado de disociación  $\alpha$ :

$$x = c\alpha = 0,1\alpha$$

Utilizando este dato, el problema sería:

	$CH_3COOH$	$\leftrightarrow$	$CH_3COO^-$	+	$H^+$
Moles iniciales/litro	0,1		0		0
Moles finales/litro	0,1 - 0,1 $\alpha$		0,1 $\alpha$		0,1 $\alpha$

$$5 \cdot 10^{-5} = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]} \rightarrow 5 \cdot 10^{-5} = \frac{0,1^2 \alpha^2}{0,1(1 - \alpha)} \rightarrow$$

$$1 - \alpha \cong 1 \rightarrow 5 \cdot 10^{-5} = \frac{0,1^2 \alpha^2}{0,1} \rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{5 \cdot 10^{-5}}{0,1}} \rightarrow \alpha = 10^{-2} \sqrt{5}$$

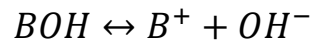
De donde

$$[CH_3COO^-] = [H^+] = c\alpha = 0,1 \cdot 10^{-2} \sqrt{5} = 10^{-3} \sqrt{5}$$

## DEFINICIÓN DE BASE

---

Una base es cualquier sustancia que en disolución acuosa da lugar a iones  $OH^-$



Así, son bases típicas las que conocemos por formulación, los hidróxidos:



Siendo, como en cualquier equilibrio en disolución acuosa, el valor de su constante:

$$K_b = \frac{[Na^+][OH^-]}{[NaOH]}$$

Que en este caso es muy grande y nos permite decir que este tipo de bases,  $NaOH$ ,  $KOH$ ,  $Ca(OH)_2$  ... se disocian totalmente.

Sin embargo, como en los ácidos, hay bases cuya constante es menor o muy pequeña. El ejemplo típico con el que se suele trabajar es el amoníaco:



Cuya constante

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} \cong 5 \cdot 10^{-5}$$

Donde no se tiene en cuenta la concentración del agua por suponerse constante.

La concentración de los hidroxilos  $OH^-$  de una disolución de amoníaco conocida su concentración y su constante o grado de disociación, se calcula como en el caso de los ácidos. Sea una disolución de amoníaco  $0,1M$ , entonces:



Molaridad inicial      **0.1**                      **0**      **0**

Molaridad final       $0,1 - 0,1\alpha$                $0,1\alpha$        $0,1\alpha$

Que sustituyendo en la ley del equilibrio nos queda

$$5 \cdot 10^{-5} = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} \rightarrow 5 \cdot 10^{-5} = \frac{0,1^2 \alpha^2}{0,1(1 - \alpha)} \rightarrow$$

$$1 - \alpha \cong 1 \rightarrow 5 \cdot 10^{-5} = \frac{0,1^2 \alpha^2}{0,1} \rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{5 \cdot 10^{-5}}{0,1}} \rightarrow \alpha = 10^{-2} \sqrt{5}$$

De donde la concentración de los iones es ya conocida.

## ÁCIDOS Y BASES CONJUGADAS

---

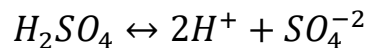
Cuando un ácido se disocia en  $A^-$  y el grupo  $H^+$ , el ion  $A^-$  se denomina base conjugada del ácido  $AH$  pues como se ve en la reacción



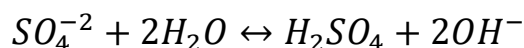
Puede dar lugar al ion  $OH^-$ .

**Se sabe que la fuerza de una base conjugada a un ácido es inversa a la del ácido.** Si un ácido es muy fuerte su base conjugada será muy débil (de hecho, las bases conjugadas de los ácidos muy fuertes, sulfúrico, nítrico...no se consideran como tales ya que la constante de la reacción

anterior podríamos decir que es nula, inversa de la del ácido fuerte del que proviene que podemos considerar infinita). En el caso del ácido sulfúrico:



De constante “infinita” por tratarse de un ácido muy fuerte, su base conjugada es el ion  $SO_4^{-2}$  que podría dar lugar a

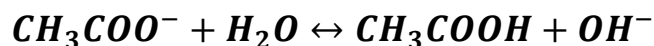


Pero con una constante tan pequeña que despreciamos esta reacción.

Sin embargo, cuidado cuando el ácido es débil o muy débil como en el caso del ácido acético:

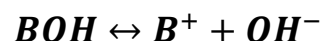


Donde su base conjugada  $CH_3COO^-$  da lugar a la reacción



**Cuya constante ya no se puede despreciar y calcularemos más adelante, en los problemas resueltos de ácidos y bases en el capítulo de sales y sus hidrólisis. La reacción anterior la deberemos tener en cuenta en las disoluciones de sales del ácido acético.**

**Lo mismo podemos decir de la disociación de una base:**



El ion  $B^+$  se puede considerar como el ácido conjugado a la base  $BOH$  y cuya fuerza, como en el caso de los ácidos, es inversa a la de la base de la que proviene. Así, por ejemplo, en el caso de bases muy fuertes como el  $NaOH$



Siendo el ion  $Na^+$  su ácido conjugado

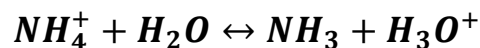


Un ácido muy débil pues proviene de una base muy fuerte. De hecho, es tan débil que la reacción anterior no se tiene en cuenta pues su constante tiende a cero, que es lo mismo que decir que la reacción no se produce.

Pero cuidado cuando la base sea débil como el amoníaco:



El ion  $NH_4^+$  es un ácido pues da lugar a la reacción:

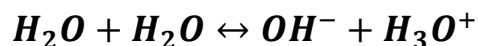


Siendo ya la constante de esta reacción no despreciable pues proviene de una base débil y, por lo tanto, su ácido conjugado es “relativamente” fuerte. **La reacción anterior la deberemos tener en cuenta en la disolución de sales de amonio (como la reacción de la base “fuerte” acetato, que proviene del ácido acético, la deberemos tener en cuenta en la disolución de las sales de este ácido como ya se ha dicho)**

## PRODUCTO IONICO DEL AGUA

---

En el agua tiene lugar la reacción



Donde la primera molécula de agua se ha comportado como ácido (le ha cedido a la segunda un ion hidrógeno positivo) y la segunda se ha comportado como base por captarlo. A la derecha están el ácido y la base conjugados a las dos moléculas de agua de la izquierda. La reacción anterior en el equilibrio tiene una constante:

$$K_c = \frac{[OH^-][H_3O^+]}{[H_2O]^2}$$

Y como ya hemos dicho otras veces, considerando la concentración del agua constante y pasándola al otro lado, tenemos la constante de esta reacción muy importante. Su valor es el que se indica.

$$K_w = [OH^-][H_3O^+] = 10^{-14}$$

Dado que este equilibrio tiene lugar siempre en cualquier disolución acuosa, en el agua pura la concentración de ambos será la misma (cuando se produce uno de ellos le acompaña siempre el otro) y, por lo tanto:

$$[OH^-] = [H_3O^+] = 10^{-7}$$

Por no trabajar con número tan pequeños, **se define el pH como:**

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

En el agua pura

$$pH = -\log 10^{-7} = 7$$

Igualmente, se define el **pOH** como

$$pOH = -\log[OH^-]$$

Que en el agua pura

$$pOH = -\log 10^{-7} = 7$$

Cumpléndose entre ellos para cualquier disolución

$$pH + pOH = 14$$

Dado que la función  $Y=-\ln x$  es decreciente, a mayor concentración de iones  $H^+$  menor el valor del pH. Si en agua pura el pH vale siete, en las disoluciones ácidas (con mayor número de iones  $H^+$ ) el pH será menor que siete. En las disoluciones básicas el pH será mayor de siete, ya que su suma es siempre **14**.