**Equilibrio en las disoluciones de ácidos débiles y bases débiles**

Como para cualquier otro [equilibrio químico](http://www.wikillerato.org/index.php?title=Equilibrio_qu%C3%ADmico&action=edit), la disociación (ionización) de un ácido débil y una base débil en agua es caracterizada por una ecuación de equilibrio. En este caso, la [constante de equilibrio](http://www.wikillerato.org/index.php?title=Constante_de_equilibrio&action=edit) para la reacción de disociación denotada  K_a  es llamada *constante de acidez* para los ácidos y  K_b *constante de basicidad* para las bases.

En general:

Para los ácidos débiles la ecuación de equilibrio es:

 HA (aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+  +  A^- (aq) 

Y la constante de acidez está definida por la relación:

K_a= \frac{[H_3O^+ [A]^-}{[HA]}

La concentración de  [H_2O] , es esencialmente constante en soluciones acuosas diluidas, ha sido incorporada en la constante de equilibrio  K_a  y por lo tanto es omitida en la constante de equilibrio. Una base débil como el amoniaco  NH_3 (aq)  acepta un protón del agua para dar el ácido conjugado de la base y iones  OH^- :

 NH_3 (aq) + H_2O (l)  \rightleftharpoons NH_4^+ (aq) + OH^- 

La reacción en el equilibrio de cualquier base (abreviadamente  B ) con el agua es caracterizada por una ecuación similar en forma a aquella para la disociación de un ácido débil. En este caso es llamada constante de basicidad  K_b 

 B(aq) + H_2O (l) \rightleftharpoons BH^+ (aq) + OH^- 

K_b=\frac{[BH]^+ [OH]^-}{[B]}} 

De nuevo la concentración del agua  H_2O  ha sido omitida de la ecuación y es incorporada a la constante  K_b .

La constantes  K_a  y K_b  indican la mayor o menor extensión de la disociación de ácidos y bases débiles. Cuanta más pequeña sea la constante más débil será el ácido o la base correspondiente.

**Relaciones entre la fuerza de los ácidos y su K de ionización en disolución acuosa: pKa y pKb**

Una manera útil de caracterizar la extensión de disociación (ionización) de un ácido débil o una base débil es aplicar (al igual que se hizo para el pH) la forma logarítmica a las constantes de acidez y de basicidad, definiéndose así el pK_a  y el  pK_b  como:

 pK_a = - log K_a 

 pK_b = - log K_b 

En este caso si utilizamos la expresión logarítmica pK, cuanta más alta sea esta más débil será el ácido o la base.