

## Costanti di dissociazione acida e basica

La **forza di un acido** dipende dalla **capacità di cedere protoni** (ioni idrogeno), ossia dalla capacità di ionizzarsi. Gli acidi forti si dissociano completamente, per cui la reazione di **ionizzazione** può essere rappresentata da una semplice equazione con una sola freccia, che indica che tutto l'acido si ionizza liberando protoni. Per esempio:



Una mole di HCl libera una mole di ioni idrogeno.

Gli **acidi deboli**, invece, si ionizzano solo parzialmente e la reazione è in equilibrio con la **reazione inversa**, nella quale la base coniugata si lega allo ione idrogeno per riformare l'acido indissociato. La reazione viene indicata con una doppia freccia, e l'equilibrio è spostato verso sinistra (forma indissociata dell'acido) tanto più quanto più l'acido è debole:



(dove HA è un generico acido in forma indissociata e A<sup>-</sup> la sua base coniugata)

La costante di equilibrio di questa reazione è:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Questa costante è detta **costante di dissociazione acida** (**K<sub>a</sub>**). Più basso è il valore di questa e più prevarrà la reazione inversa e quindi minore sarà la concentrazione di ioni idrogeno liberati e più debole sarà l'acido: la costante di dissociazione acida è un indice della forza di un acido debole (vedi la tabella alla pagina seguente).

Se calcoliamo la costante di dissociazione acida di un acido forte, essendo l'acido quasi totalmente dissociato otterremo un valore molto elevato (molto maggiore di 1), mentre gli acidi deboli hanno una K<sub>a</sub> molto inferiore a 1 (da 10<sup>-2</sup> a 10<sup>-13</sup>). La K<sub>a</sub> dell'acqua è il prodotto ionico dell'acqua (K<sub>w</sub>) e ha un valore molto basso (1 × 10<sup>-14</sup>).

Anche per le basi si può definire una costante di dissociazione basica (**K<sub>b</sub>**), analoga alla **K<sub>a</sub>**:



$$K_b = \frac{[\text{HB}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

### Forza relativa degli acidi e delle basi e costanti di dissociazione acida

ACIDI FORTI	Nome dell'acido	Formula dell'acido	Formula della base	
	Acido iodidrico	HI	$H^+ + I^-$	
	Acido bromidrico	HBr	$H^+ + Br^-$	
	Acido perclorico	$HClO_4$	$H^+ + ClO_4^-$	
	Acido cloridrico	HCl	$H^+ + Cl^-$	
	Acido solforico	$H_2SO_4$	$H^+ + ClO_4^-$	
	Acido clorico	$HClO_3$	$H^+ + ClO_3^-$	
	Acido nitrico	$HNO_3$	$H^+ + NO_3^-$	

  

ACIDI DEBOLI	Nome dell'acido	Formula dell'acido	Formula della base	$K_a$
	Acido ossalico	$H_2C_2O_4 \rightleftharpoons$	$H^+ + HC_2O_4^-$	$5,4 \times 10^{-2}$
	Acido solforoso	$H_2SO_3 \rightleftharpoons$	$H^+ + HSO_3^-$	$1,3 \times 10^{-2}$
	Ione idrogenosolfato	$HSO_4^- \rightleftharpoons$	$H^+ + SO_4^{2-}$	$1,1 \times 10^{-2}$
	Acido fosforico	$H_3PO_4 \rightleftharpoons$	$H^+ + H_2PO_4^-$	$7,1 \times 10^{-3}$
	Acido nitroso	$HNO_2 \rightleftharpoons$	$H^+ + NO_2^-$	$7,2 \times 10^{-4}$
	Acido fluoridrico	$HF \rightleftharpoons$	$H^+ + F^-$	$6,6 \times 10^{-4}$
	Acido formico (metanoico)	$HCOOH \rightleftharpoons$	$H^+ + HCOO^-$	$1,8 \times 10^{-4}$
	Acido benzoico	$C_6H_5COOH \rightleftharpoons$	$H^+ + C_6H_5COO^-$	$6,3 \times 10^{-5}$
	Ione idrogenoossalato	$HC_2O_4^- \rightleftharpoons$	$H^+ + C_2O_4^{2-}$	$5,3 \times 10^{-5}$
	Acido acetico (etanoico)	$CH_3COOH \rightleftharpoons$	$H^+ + CH_3COO^-$	$1,8 \times 10^{-5}$
	Acido propionico (propanoico)	$CH_3CH_2COOH \rightleftharpoons$	$H^+ + CH_3CH_2COO^-$	$1,3 \times 10^{-5}$
	Acido carbonico	$H_2CO_3 \rightleftharpoons$	$H^+ + HCO_3^-$	$4,4 \times 10^{-7}$
	Acido solfidrico	$H_2S \rightleftharpoons$	$H^+ + HS^-$	$1,0 \times 10^{-7}$
	Ione diidrogenofosfato	$H_2PO_4^- \rightleftharpoons$	$H^+ + HPO_4^{2-}$	$6,3 \times 10^{-8}$
	Ione idrogenosolfito	$HSO_3^- \rightleftharpoons$	$H^+ + SO_3^{2-}$	$6,2 \times 10^{-8}$
	Acido ipocloroso	$HClO \rightleftharpoons$	$H^+ + ClO^-$	$2,9 \times 10^{-8}$
	Acido cianidrico	$HCN \rightleftharpoons$	$H^+ + CN^-$	$6,2 \times 10^{-10}$
	Acido borico	$H_3BO_3 \rightleftharpoons$	$H^+ + H_2BO_3^-$	$5,8 \times 10^{-10}$
	Ione ammonio	$NH_4^+ \rightleftharpoons$	$H^+ + NH_3$	$5,7 \times 10^{-10}$
Ione idrogenocarbonato	$HCO_3^- \rightleftharpoons$	$H^+ + CO_3^{2-}$	$4,7 \times 10^{-11}$	
Ione monoidrogenofosfato	$HPO_4^{2-} \rightleftharpoons$	$H^+ + PO_4^{3-}$	$4,2 \times 10^{-13}$	
Acqua	$H_2O \rightleftharpoons$	$H^+ + OH^-$	$1,0 \times 10^{-14}$	