

Alcune informazioni sulla forza degli acidi in funzione della loro struttura e della stabilità degli ioni che si formano in soluzione.

- a) Negli acidi ossigenati dello stesso elemento centrale in genere, la forza acida aumenta con l'aumentare del numero di atomi di ossigeno non legati ad atomi di idrogeno; essi, infatti, possono delocalizzare la carica negativa che rimane in seguito al rilascio del protone (possibilità di scrivere più formula di risonanza – questo è anche il caso dell'acido nitrico)
- b) Negli idracidi, la forza acida dipende in maniera inversa all'elettronegatività ed in maniera diretta dalle dimensioni dell'anione che si forma. Così per gli acidi alogenidrici la forza degli acidi segue il seguente andamento ($\text{HF} < \text{HCl} < \text{HBr} < \text{HI}$), similmente avviene per gli idracidi del sesto gruppo ($\text{H}_2\text{O} < \text{H}_2\text{S} < \text{H}_2\text{Se} < \text{H}_2\text{Te}$).
- c) Gli acidi monocarbossilici possono delocalizzare la carica verso l'altro atomo di ossigeno del gruppo carbossilico e pertanto risultano molto più acidi rispetto ai semplici gruppi alcolici. Se gli idrogeni legati all'atomo di carbonio C2 vengono sostituiti dal un elemento elettronegativo (es. fluoro, cloro), la forza dell'acido aumenta all'aumentare del numero di atomi di idrogeno sostituiti perchè in tal caso aumenta la possibilità di delocalizzare la carica verso questi sostituenti.
- d) L'influenza dell'elemento molto elettronegativo legato come sostituente alla catena laterale di una acido organico diminuisce all'aumentare della distanza rispetto al gruppo carbossilico (vedi il pKa dell'acido n-butanoico o butirrico con il cloro legato ad atomi di carbonio a distanza variabile).

		pKa	Ka (\approx)	NOME
a)	HClO	7.53	2.95×10^{-8}	ac. ipocloroso
	HClO ₂	1.96	1.1×10^{-2}	ac. cloroso
	HClO ₃	-1	10	ac. clorico
	HClO ₄	forte	forte	ac. Perclorico
	HNO ₂	3.29	5.6×10^{-4}	ac. nitroso
	HNO ₃	-1.39	25	ac nitrico

	H ₂ SO ₃	1.9	1.3×10 ⁻²	ac. solforoso (1a diss.)
	H ₂ SO ₄	-3	forte	ac. solforico (1a diss.)
	HSO ₃ ⁻	7.0	1.0×10 ⁻⁷	ac. solforoso (2a diss.)
	HSO ₄ ⁻	1.9	1.3×10 ⁻²	ac. solforico (2a diss.)
b)	HIO	11.0	1×10 ⁻¹¹	ac. ipiodoso
	HBrO	8.7	2×10 ⁻⁹	ac. ipobromoso
	HClO	7.53	3×10 ⁻⁸	ac. ipocloroso
	H ₃ AsO ₄ (primo protone)	2.22	6.0×10 ⁻³	ac. arsenico
	H ₃ PO ₄ (primo protone)	2.12	7.5×10 ⁻³	ac. fosforico
c)	CH ₃ COOH	4.74	1.8×10 ⁻⁵	ac. acetico
	CH ₂ ClCOOH	2.85	1.41×10 ⁻³	ac. monocloroacetico
	CHCl ₂ COOH	1.19	0.0513	ac. dicloroacetico
	CCl ₃ COOH	0.65	0.22	ac. tricloroacetico
d)	CH ₃ CH ₂ CH ₂ COOH	4.83	1.49×10 ⁻⁵	ac. butanoico
	CH ₂ ClCH ₂ CH ₂ COOH	4.52	2.69×10 ⁻⁵	ac. 4-clorobutanoico
	CH ₃ CHClCH ₂ COOH	4.05	8.9×10 ⁻⁵	ac. 3-clorobutanoico
	CH ₃ CH ₂ CHClCOOH	2.86	1.38×10 ⁻³	ac. 2-clorobutanoico

Dal punto di vista termodinamico possiamo dire, in generale, che un acido è tanto più forte quanto più stabile è la sua base coniugata. In questo senso la forza degli acidi dipende anche da come il solvente interagisce con le specie prodotte dal trasferimento protonico. Pertanto la forza relativa di acidi e basi deve essere riferita allo stesso solvente.



Il ΔG° della reazione sarà

$$\Delta G^\circ = \Delta G_f^\circ \text{H}^+_{(\text{solv.})} + \Delta G_f^\circ \text{A}^-_{(\text{solv.})} - \Delta G_f^\circ \text{HA}_{(\text{solv.})}$$

da cui

$$K_{eq} = e^{-\Delta G^\circ/RT}$$