

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

In acqua pura $[H_3O^+]$ e $[OH^-]$ sono molto piccole e $[H_2O]$ si ricava dalla densità, cioè è 56M ed è da ritenersi costante.

$$[H_3O^+][OH^-] = \underbrace{[H_2O]^2}_{\text{cost.}} \cdot K_c = K_w$$

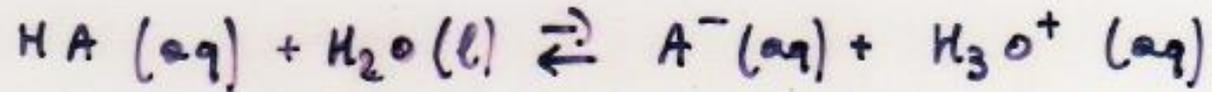
Prodotto ionico dell'acqua

A $25^\circ C$

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1.0 \cdot 10^{-14} (M^2)$$

In acqua pura $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ (una quantità infinitesima...)

Supponiamo di sciogliere in H_2O un acido generico HA:



Definiamo K_c :

$$K_c = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA][H_2O]}$$

e supponiamo di essere in condizioni diluite, per cui $[H_2O]$ è costante

$$\frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} = K_c [H_2O] = K_a$$

**COSTANTE di IONIZZAZIONE
ACIDA**

pKa e FORZA degli ACIDI

	<i>Acido</i>			
	<i>HClO</i>	<i>HClO₂</i>	<i>HClO₃</i>	<i>HClO₄</i>
Numero di ossidazione	+1	+3	+5	+7
pK _a	7,53	2,0	Forte	Forte

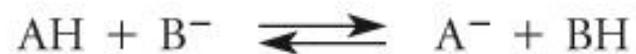
	<i>Acido</i>			
	<i>H₃AsO₄</i>	<i>H₃PO₄</i>	<i>HIO₄</i>	<i>HClO₄</i>
Elettronegatività	2,0	2,1	2,5	3,0
pK _a	2,30	2,12	1,64	Forte

$$pK_a = -\text{Log } K_a$$

Più forte è l'acido più K_a è elevata.

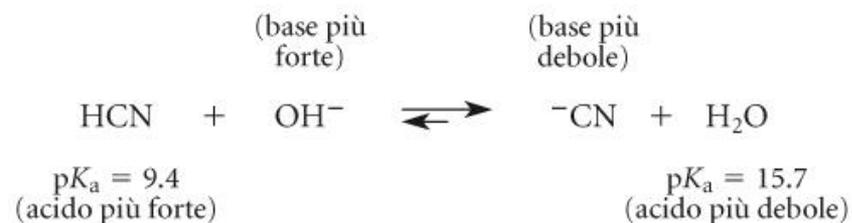
Se $0 < K_a < 1$ all'aumentare di K_a il $\text{Log } K_a$ diviene sempre meno negativo, il cologaritmo sempre meno positivo. In definitiva un acido è più debole se ha pKa più elevato!!!

Per acidi forti ($K_a > 1$) il pKa è negativo, e tanto più negativo più forte è l'acido!!

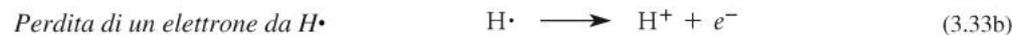
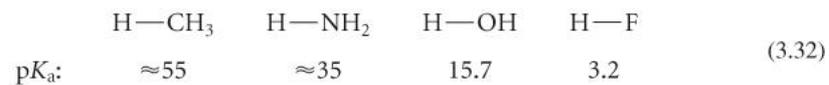


$$\log K_{\text{eq}} = \text{p}K_{\text{BH}} - \text{p}K_{\text{AH}}$$

$$K_{\text{eq}} = 10^{(\text{p}K_{\text{BH}} - \text{p}K_{\text{AH}})}$$



EFFETTO ELEMENTO



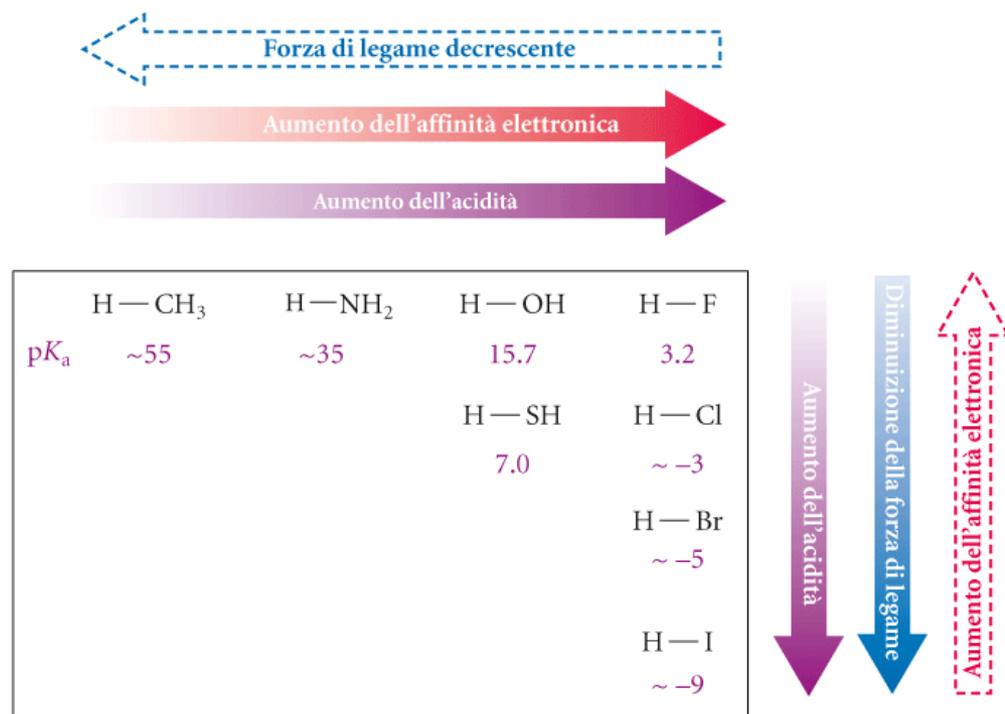
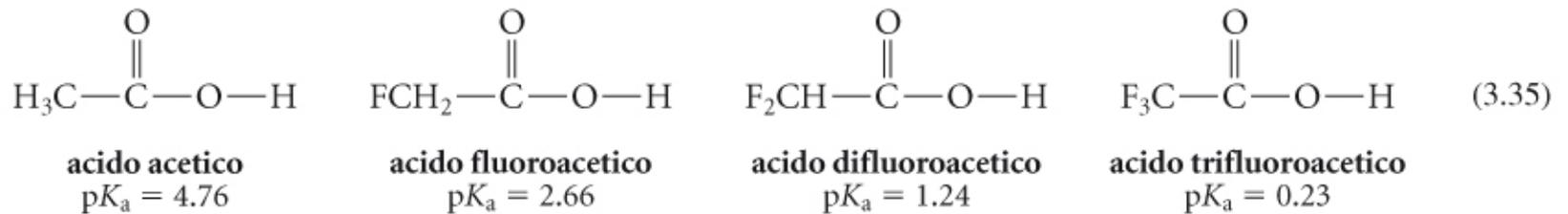
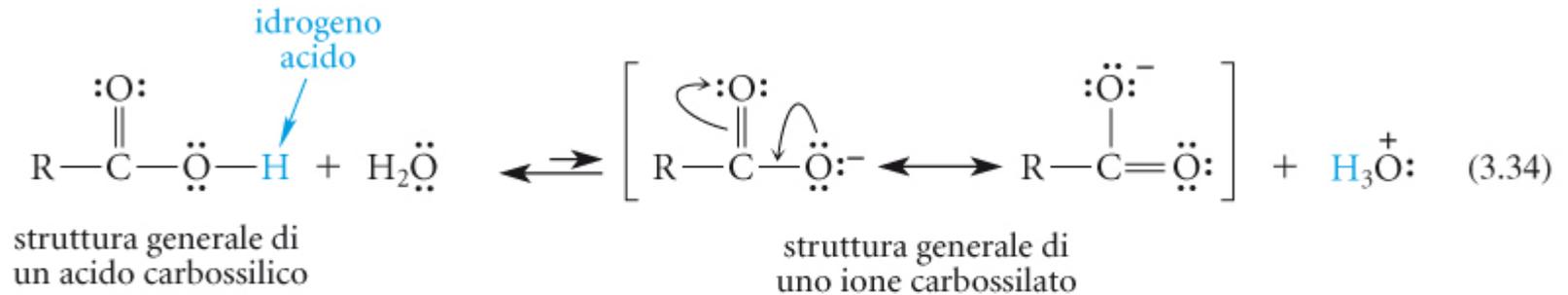
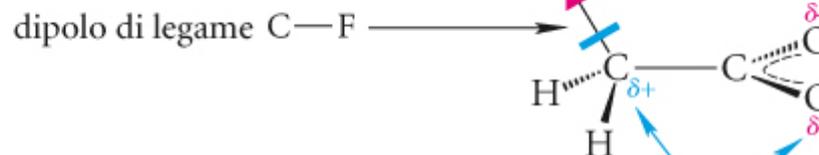
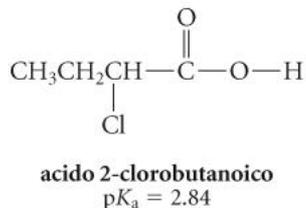
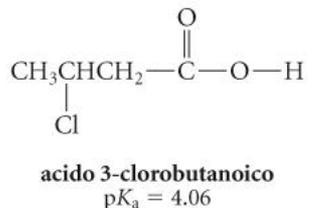
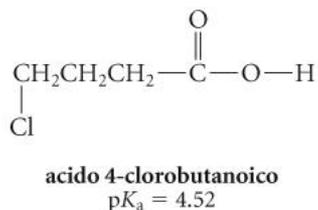
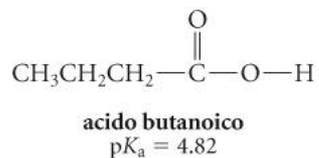


Figura 3.1 Fattori che influenzano l'acidità di Brønsted. Le acidità di alcuni acidi H—A di Brønsted sono determinate dalla posizione dell'elemento A nella tavola periodica. Le frecce di colore porpora indicano l'andamento dell'acidità lungo i periodi e i gruppi della tavola periodica. Le frecce piene indicano i più importanti fattori in ogni andamento e le frecce tratteggiate mostrano i fattori meno significativi.

EFFETTO INDUTTIVO o POLARE



! ACIDO PIU' FORTE QUANTO PIU' E' STABILE LA SUA BASE CONIUGATA !



interazione repulsiva
 tra cariche dello stesso segno
 destabilizza lo ione
 (maggior distanza, minore importanza)

interazione attrattiva
 tra cariche di segno opposto
 stabilizza lo ione
 (minor distanza, maggior importanza)

(3.39)