

Gli Acidi e le Basi

Nell'acqua distillata la $[H_3O^+] = [OH^-]$ quindi $\frac{[H_3O^+]}{[OH^-]} = 1$

Esistono soluti elettroliti che modificano questo rapporto;

-Gli elettroliti, che aggiunti all'acqua, rendono il rapporto **maggiore di 1 si dicono Acidi**

- Gli elettroliti, che aggiunti all'acqua, rendono il rapporto **minore di 1 si dicono Basi**

Come gli elettroliti si differenziano in Forti e Deboli, per la loro proprietà di dissociarsi completamente o parzialmente in ioni, così gli Acidi e le Basi sono distinti in forti e deboli.

Si definisce **elettrolita forte** quel soluto che sciolto in acqua **si dissocia completamente in ioni** (Anioni e Cationi)

Il K_{eq} è grandissimo

Si definisce **elettrolita debole** quel soluto che sciolto in acqua **si dissocia parzialmente in ioni** (Anioni e Cationi)

Il K_{eq} è piccolo

Acidi e Basi – definizione 1

Definizione di Arrenius

Si definisce **Acido** quel soluto che sciolto in acqua fa aumentare la $[H^+]$ della soluzione

Esempi:

- 1) $HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$ HCl è l'acido cloridrico
- 2) $HNO_3 \longrightarrow H^+ + NO_3^-$ HNO_3 è l'acido nitrico
- 3) $H_2SO_4 \longrightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$ H_2SO_4 è l'acido solforico
- 4) $CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$ CH_3COOH è l'acido acetico

Si definisce **Base** quel soluto che sciolto in acqua fa aumentare la $[OH^-]$ della soluzione

Esempi:

- 1) $NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$ $NaOH$ è una base
- 2) $Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca^{2+} + 2 OH^-$ Tutti gli idrossidi sono delle basi
- 3) $NH_{3(g)}$ è una base, fa aumentare la $[OH^-]$ della soluzione pur non contenendo in se il gruppo OH^-



Acidi e Basi – definizione 2

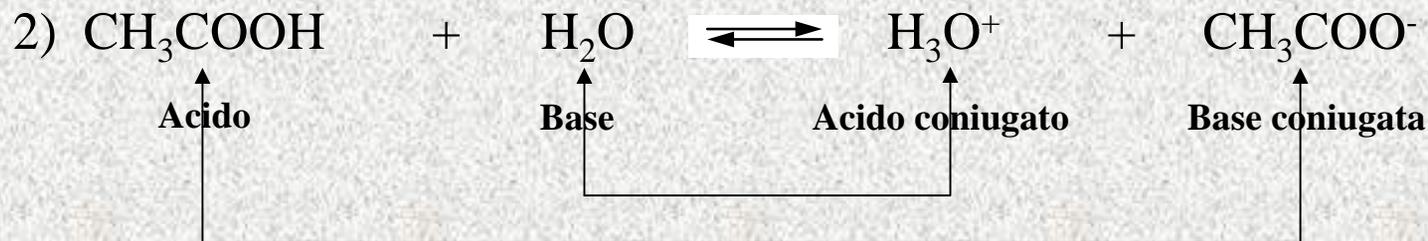
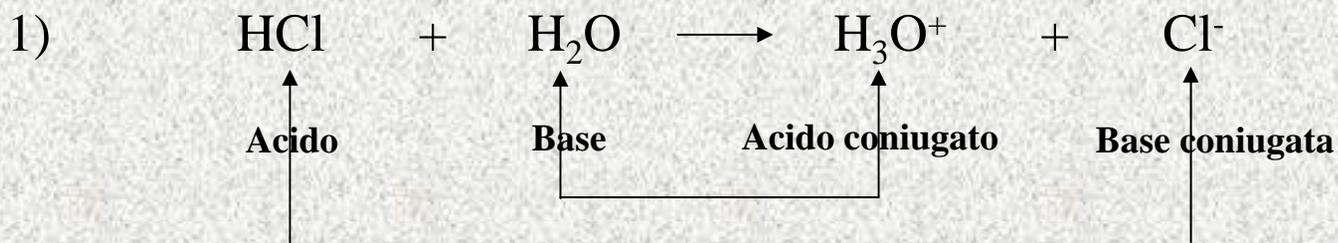
Definizione di Brönsted

La definizione di Brönsted si basa sul trasferimento protonico da una specie chimica ad un'altra infatti si definisce

Acido quel soluto in grado di cedere uno o più protoni ad una **Base** e

Base quel soluto in grado di acquistare uno o più protoni che vengono forniti da un acido

Con Brönsted si introduce il concetto di reazione acido base

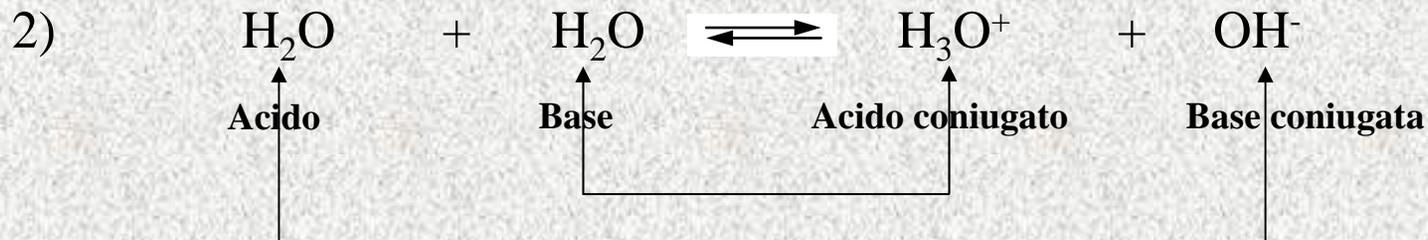
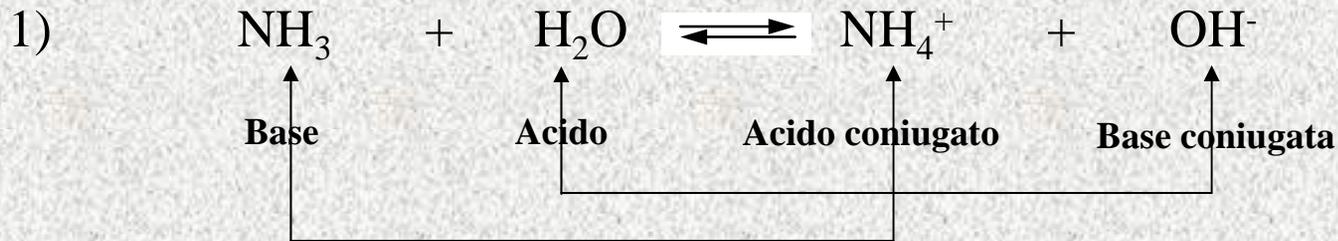


Acidi e Basi – definizione 2

Definizione di Brönsted

Acido quel soluto in grado di cedere uno o più protoni ad una **Base** e

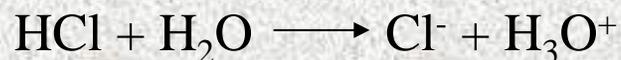
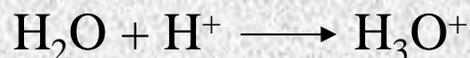
Base quel soluto in grado di acquistare uno o più protoni che vengono forniti da un acido



Vediamo altri esempi



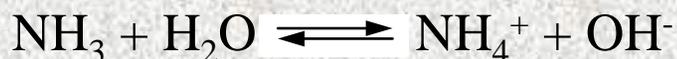
Esempio 1)



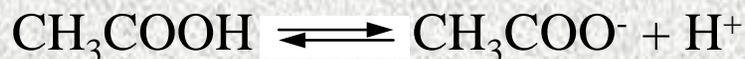
Esempio 2)



Esempio 3)



Esempio 4)



Considerazione 1

Come si può vedere in questi esempi il solvente H_2O partecipa alle reazioni acido – base talvolta comportandosi da base (con gli acidi) e altre volte comportandosi da acido (con le basi)

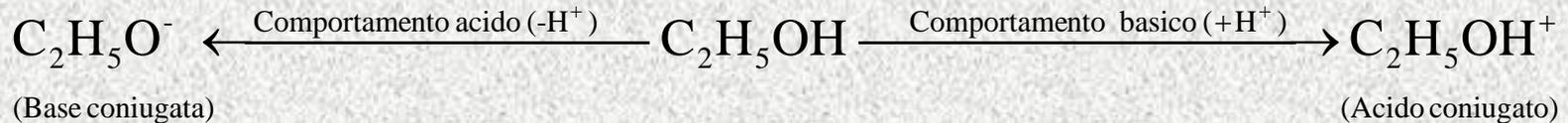
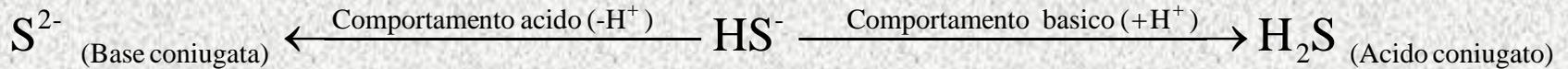
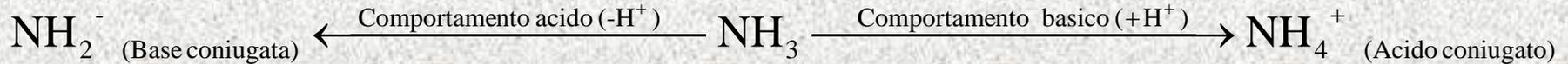
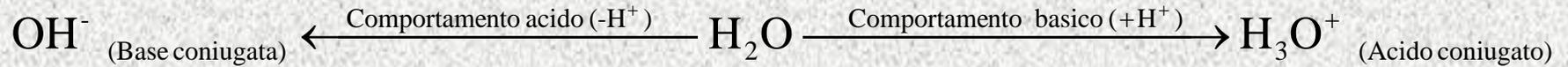
Considerazione 2

Nelle reazioni Acido Base c'è una competizione tra le basi presenti in soluzione a prendersi il protone fornito dall'acido. La specie chimica che si aggiudica questa “gara” sarà la base più forte. Così tra due acidi il più forte è quello che cede più facilmente il protone alla base.

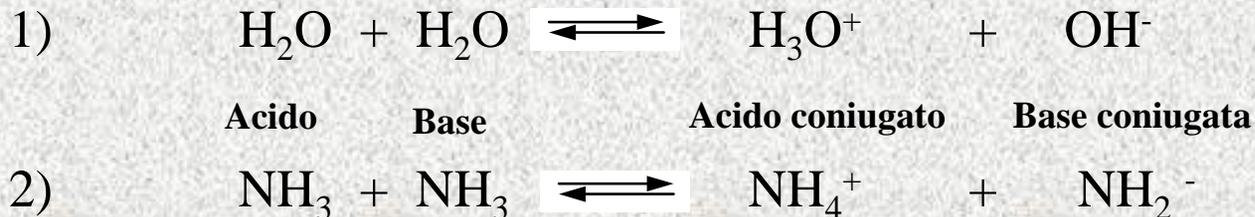
Dalla prima considerazione si definiscono specie **Anfiprotiche o Anfoliti** (dette anche Elettroliti Anfoteri) quelle specie chimiche in grado di comportarsi:

da **acido** in presenza di una base più forte rispetto al suo comportamento come base

da **base** in presenza di un acido più forte rispetto al suo comportamento come acido



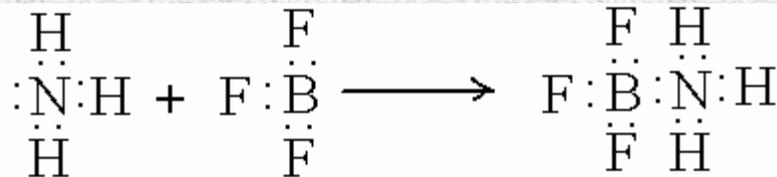
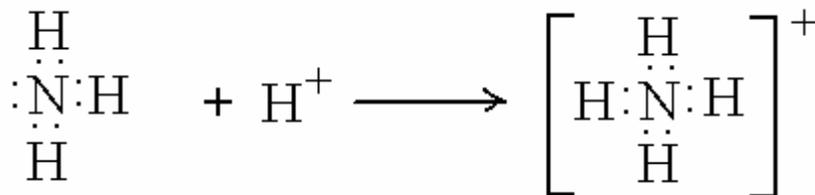
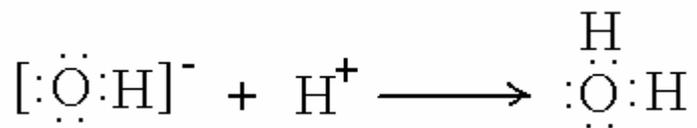
Reazioni di Autoprotolisi



Acidi e Basi – definizione 3

Definizione di Lewis

Si definisce **Base di Lewis** la specie chimica in grado di cedere un “lone paire” ad un'altra specie chimica in grado di accettarlo che chiameremo **Acido di Lewis**

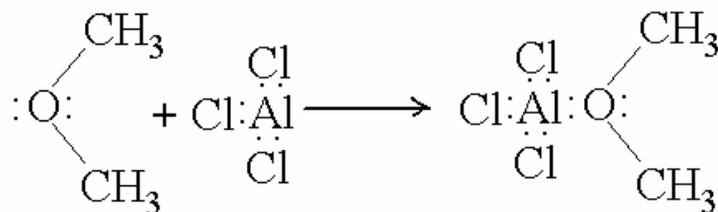
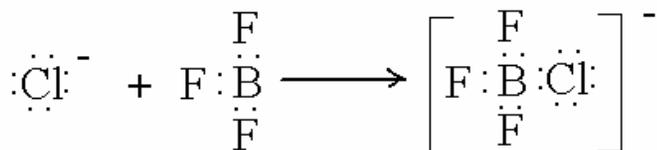
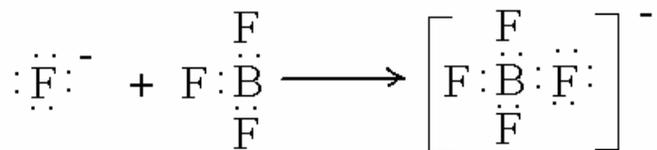


Base

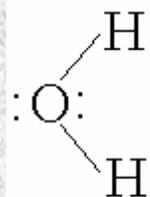
Acido

Complesso di coordinazione o
addotto

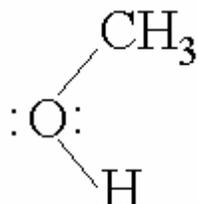
Altri esempi di reazione acido - base di Lewis



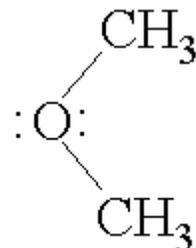
Sono basi di Lewis:



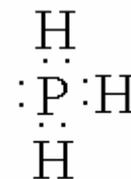
Acqua



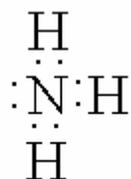
Metanolo



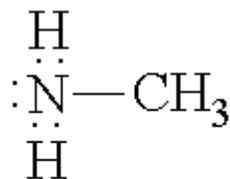
Dimetil etere



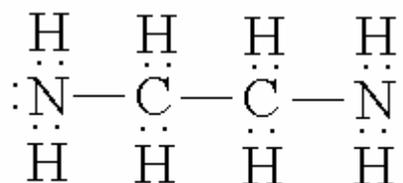
Fosfina



Ammoniaca



Metil ammina



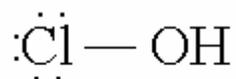
Etilen diammina

TABELLA

Costanti di ionizzazione di acidi in soluzione acquosa, a 25 °C.

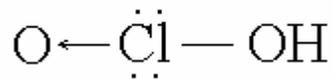
	K_a	pK_a
$\text{CCl}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CCl}_3\text{COO}^-$	$2 \cdot 10^{-1}$	0,70
$\text{HOOC}-\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HOOC}-\text{COO}^-$	$5,6 \cdot 10^{-2}$	1,25
$\text{CHCl}_2\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CHCl}_2\text{COO}^-$	$5 \cdot 10^{-2}$	1,30
$\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_3^-$	$1,7 \cdot 10^{-2}$	1,77
$\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	$1,26 \cdot 10^{-2}$	1,90
$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$	$7,5 \cdot 10^{-3}$	2,12
$\text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{AsO}_4^-$	$6,0 \cdot 10^{-3}$	2,22
$\text{CH}_2\text{ClCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_2\text{ClCOO}^-$	$1,36 \cdot 10^{-3}$	2,87
$\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{F}^-$	$6,75 \cdot 10^{-4}$	3,17
$\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_2^-$	$5,1 \cdot 10^{-4}$	3,29
$\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HCOO}^-$	$1,77 \cdot 10^{-4}$	3,75
$\text{HOOC}-\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + ^-\text{OOC}-\text{COO}^-$	$6,4 \cdot 10^{-5}$	4,19
$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$	$6,3 \cdot 10^{-5}$	4,20
$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	$2,4 \cdot 10^{-5}$	4,62
$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$	$1,75 \cdot 10^{-5}$	4,76
$\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HCO}_3^-$	$4,5 \cdot 10^{-7}$	6,35
$\text{H}_2\text{AsO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HASO}_4^{2-}$	$1,05 \cdot 10^{-7}$	6,98
$\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HS}^-$	$1,0 \cdot 10^{-7}$	7,00
$\text{HSO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_3^{2-}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,21
$\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,21
$\text{HClO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{ClO}^-$	$2,95 \cdot 10^{-8}$	7,53
$\text{H}_3\text{BO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{B(OH)}_4^-$	$5,8 \cdot 10^{-10}$	9,24
$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NH}_3$	$5,6 \cdot 10^{-10}$	9,25
$\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CN}^-$	$4,8 \cdot 10^{-10}$	9,32
$(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + (\text{CH}_3)_3\text{N}$	$1,23 \cdot 10^{-10}$	9,91
$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$	$1,02 \cdot 10^{-10}$	9,99
$\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	$5,6 \cdot 10^{-11}$	10,25
$\text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{NH}_2$	$1,9 \cdot 10^{-11}$	10,72
$\text{HASO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{AsO}_4^{3-}$	$2,95 \cdot 10^{-12}$	11,53
$\text{HIO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{IO}^-$	$5 \cdot 10^{-12}$	12,3
$\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	$4,8 \cdot 10^{-12}$	12,32
$\text{HS}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{S}^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-14}$	14,0

Fattori strutturali che influenzano la forza di un acido



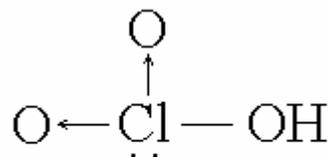
Ac. Ipcoloroso

$$K_a = 3.7 \cdot 10^{-8}$$

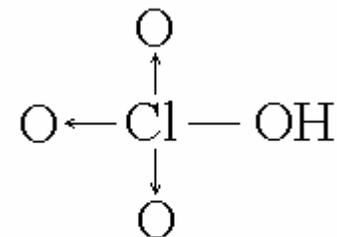


Ac. Cloroso

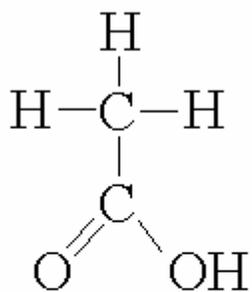
$$K_a = 1.1 \cdot 10^{-2}$$



Ac. Clorico

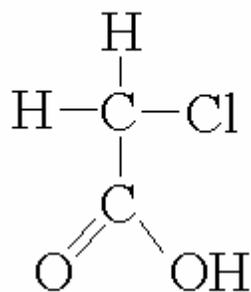


Ac. Perclorico



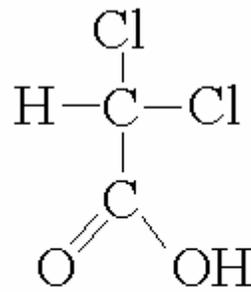
Ac. Acetico

$$K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$$



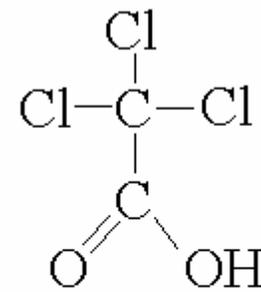
Ac. mono-cloro Acetico

$$K_a = 1.4 \cdot 10^{-3}$$



Ac. di-cloro Acetico

$$K_a = 5.0 \cdot 10^{-2}$$



Ac. Tri-cloro Acetico

$$K_a = 2.0 \cdot 10^{-1}$$