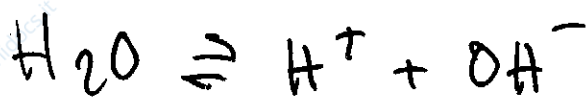
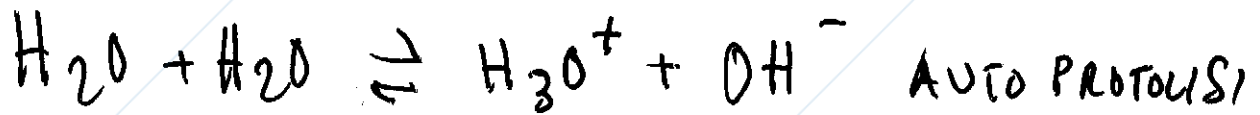
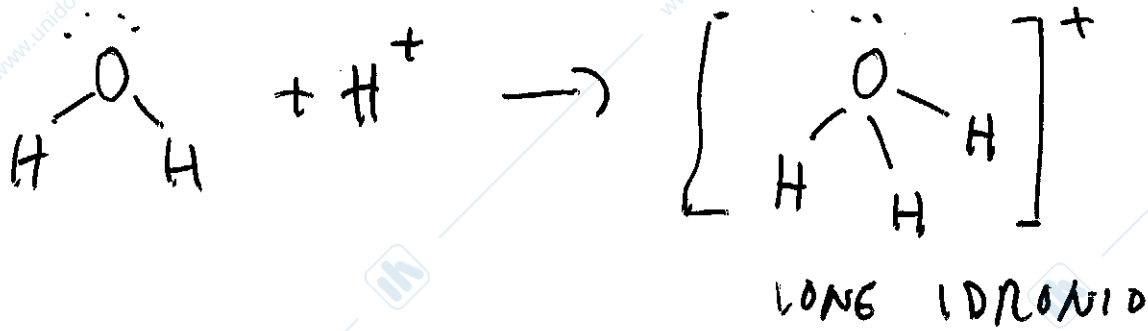


## EQUILIBRI ACIDO BASE

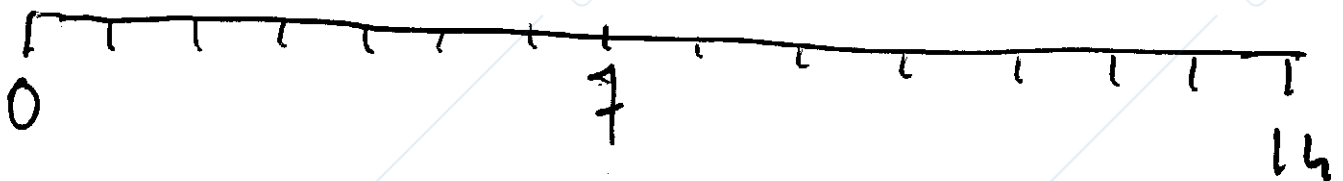
10



$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}$$

$$\text{pH} = -\log a_{\text{H}^+} = -\log \gamma_{\text{H}^+} [\text{H}^+] \approx -\log [\text{H}^+]$$



ACIDO: SOSTANZA CHE IN ACQUA  
FA AUMENTARE  $[\text{H}^+]$

NEGLI ANNI 20

BROENSTED &amp; LOWRY

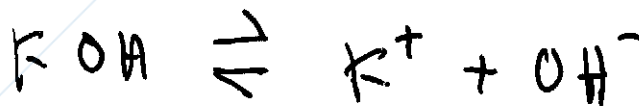
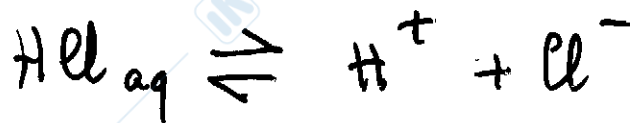
ACIDO: SOSTANZA CAPACE DI CEDERE PROTONI

BASE: " " DI ACCETTARE "

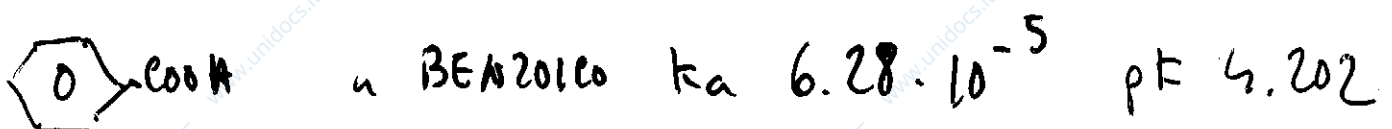
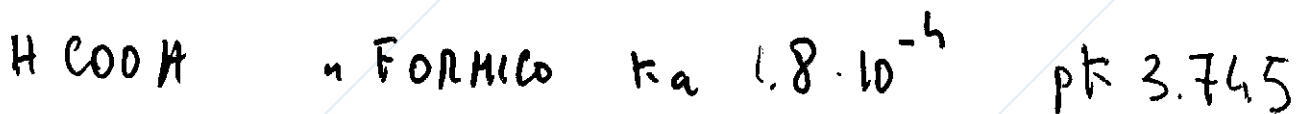
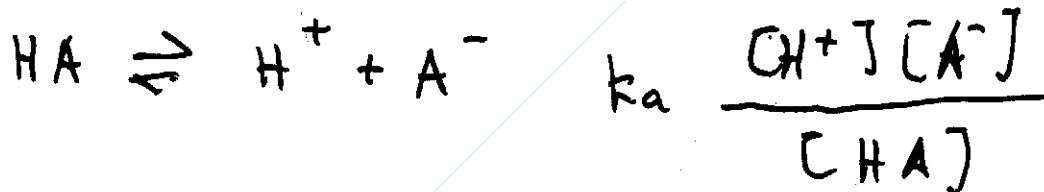
LEWIS

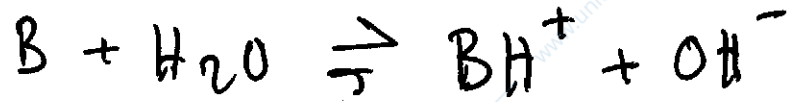
ACIDO: SOSTANZA CAPACE DI ACCETTARE COPPIA  $e^-$ 

BASE " " CEDERE "

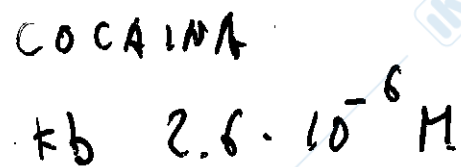
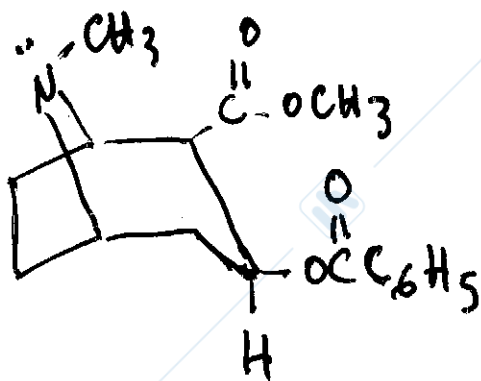
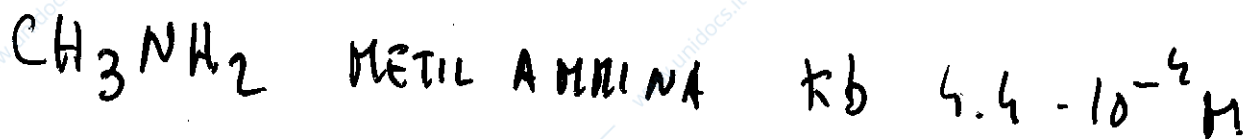
TEORIE EQUIVALENTI LEWIS GENERALI  
B. L. + SPECIFICO \* SOLUZIONI ACQUOSE.

} FORTI





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



ACIDO FORTE

$$[H^+] = C_a$$

12 BIS

$$pH = -\log C_a$$

HA 0.1 M

$$pH = 1$$

BASE FORTE

KOH 0.1 M

$$[OH^-] = 0.1 M$$

$$K_w = [H^+][OH^-]$$

$$[H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{0.1} = 10^{-13}$$

$$pH = 13$$

ANALOGAMENTE PER KOH  $10^{-5} M$   $pH = 9$ IN GENERALE  $pH + pOH = 14$  ( $pK_w$ )SE KOH =  $1 \cdot 10^{-8} M$  IL CALCOLO FORNISCE  $pH = 6$ CHE E' IMPOSSIBILE

NEI CASI PRECEDENTI  $[OH^-]$  DERIVANTE DALLA  
DISSOCIAZIONE DELL'ACQUA ERA TRASCURABILE  
IN QUESTO CASO  $[OH^-]$  E' CONFRONTABILE  
CON  $[OH^-]$  PROVENIENTE DA KOH PER CUI

$$\begin{cases} [H^+][OH^-] = K_w \\ [H^+] + [K^+] = [OH^-] \\ [K^+] = 1 \cdot 10^{-8} M \end{cases} \quad \begin{array}{l} \text{bilancio carica} \\ \text{" massa} \end{array}$$

$$\rightarrow [H^+] + 1 \cdot 10^{-8} = \frac{K_w}{[H^+]}$$

$$[H^+]^2 + (1 \cdot 10^{-8})[H^+] - K_w = 0$$

$$[H^+] = \frac{-1 \cdot 10^{-8} \pm \sqrt{(1 \cdot 10^{-8})^2 - 4(-1 \cdot 10^{-14})}}{2}$$

$$= \frac{-10^{-8} \pm \sqrt{1 \cdot 10^{-16} + 4 \cdot 10^{-14}}}{2}$$

$$= \frac{-10^{-8} \pm \sqrt{10^{-14}(4 + 1 \cdot 10^{-2})}}{2}$$

$$= \frac{-10^{-8} \pm 10^{-7} \sqrt{4.01}}{2} =$$

$$= \frac{-10^{-8} \pm 2 \cdot 10^{-7}}{2} = \frac{-10^{-8} \pm 20 \cdot 10^{-8}}{2}$$

$$= \frac{19}{2} \cdot 10^{-8} = 9.5 \cdot 10^{-8} \quad (\text{SI SCARTA SOLUZIONE NEGATIVA})$$

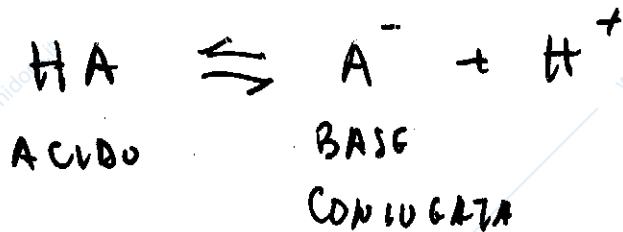
$$pH = 8 - \log 9.5 = 8 - 0.98 = 7.02$$

$K_w$  NON È TRASCURABILE SE LA CONCENTRAZIONE DELL'ACIDO O DELLA BASE È FRA  $10^{-6}$  e  $10^{-8}$

PER CONCENTRAZIONI INFERIORI  $pH = 7$

## ACIDO DEBOLE

13



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

$$pK_a = -\log K_a$$

es. acido FORMICO  $HCOOH$ 

$$K_a 1.8 \cdot 10^{-4}$$

$$pK_a = 4 - \log 1.8 = 3.745$$



$$K_b = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]}$$

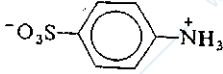
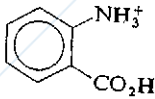
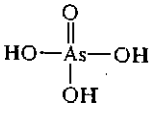
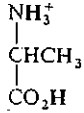
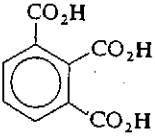
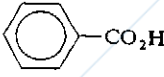
$$K_a \frac{[OH^-]}{[OH^-]} = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \frac{[OH^-]}{[OH^-]} = \frac{K_w}{K_b}$$

$$K_a K_b = K_w$$

$$pK_w = 14$$

$pK$  DIMINUISCE ALL'AUMENTARE  
DELLA FORZA

## G / Costanti di dissociazione acida

Nome	Struttura <sup>(1)</sup>	pK <sub>a</sub> <sup>(2)</sup>	K <sub>a</sub>
Acido acetico (acido etanoico)	CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> H	4,757	1,75 · 10 <sup>-5</sup>
Acido 4-amminobenzenosolfonico (acido solfanilico)		3,232	5,86 · 10 <sup>-4</sup>
Acido 2-amminobenzoico (acido antranilico)		2,08 (CO <sub>2</sub> H) 4,96 (NH <sub>3</sub> )	8,3 · 10 <sup>-3</sup> 1,10 · 10 <sup>-5</sup>
Acido arsenico (arseniato di idrogeno)		2,24 6,96 11,50	5,8 · 10 <sup>-3</sup> 1,10 · 10 <sup>-7</sup> 3,2 · 10 <sup>-12</sup>
Acido arsenioso (arsenito di idrogeno)	As(OH) <sub>3</sub>	9,29	5,1 · 10 <sup>-10</sup>
Acido aspartico		1,990 (α-CO <sub>2</sub> H) 3,900 (β-CO <sub>2</sub> H) 10,002 (NH <sub>3</sub> )	1,02 · 10 <sup>-2</sup> 1,26 · 10 <sup>-4</sup> 9,95 · 10 <sup>-11</sup>
Acido benzen-1,2,3-tricarbossilico (acido emimellitico)		2,88 4,75 7,13	1,32 · 10 <sup>-3</sup> 1,78 · 10 <sup>-5</sup> 7,4 · 10 <sup>-8</sup>
Acido benzoico		4,202	6,28 · 10 <sup>-5</sup>
Acido borico (borato di idrogeno)	B(OH) <sub>3</sub>	9,236 (12,74)(20°) (13,80)(20°)	5,81 · 10 <sup>-10</sup> 1,82 · 10 <sup>-13</sup> 1,58 · 10 <sup>-14</sup>
Acido bromoacetico	BrCH <sub>2</sub> CO <sub>2</sub> H	2,902	1,25 · 10 <sup>-3</sup>

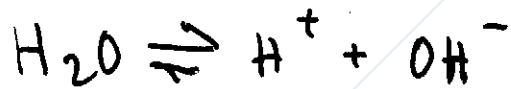
(<sup>1</sup>) Ogni acido è scritto nella sua forma protonata. I protoni acidi sono indicati in neretto.

(<sup>2</sup>) Se non diversamente specificato, i valori di pK<sub>a</sub> sono dati a 25°C e forza ionica zero. I valori indicati tra parentesi sono considerati meno affidabili. I dati sono tratti da A.E. MARTELL e R.M. SMITH, *Critical Stability Constants* (New York: Plenum Press, 1974).

## 712 Appendici

Nome	Struttura	pK <sub>a</sub>	K <sub>a</sub>
Acido solforoso (solfito di idrogeno)		1,91 7,18	$1,23 \cdot 10^{-2}$ $6,6 \cdot 10^{-8}$
Acido succinico (acido butandioico)	<chem>HO2CCH2CH2CO2H</chem>	4,207 5,636	$6,21 \cdot 10^{-5}$ $2,31 \cdot 10^{-6}$
Acido tiosolforico (tiosolfato di idrogeno)		0,6 1,6	0,3 $3 \cdot 10^{-2}$
Acido tricloroacetico	<chem>Cl3CCO2H</chem>	0,66 ( $\mu = 0,1$ )	0,22
Acqua(?)	<chem>H2O</chem>	15,739	$1,82 \cdot 10^{-16}$
Alanina		2,348 (CO <sub>2</sub> H) 9,867 (NH <sub>3</sub> <sup>+</sup> )	$4,49 \cdot 10^{-3}$ $1,36 \cdot 10^{-10}$
Amminobenzene (anilina)		4,601	$2,51 \cdot 10^{-5}$
2-Amminoetanolo (etanolammina)	<chem>HOCH2CH2NH3+</chem>	9,498	$3,18 \cdot 10^{-10}$
2-Amminoetantiolo (2-mercaptoetilammina)	<chem>HSCH2CH2NH3+</chem>	8,21 (SH) ( $\mu = 0,1$ ) 10,71 (NH <sub>3</sub> <sup>+</sup> ) ( $\mu = 0,1$ )	$6,2 \cdot 10^{-9}$ $1,95 \cdot 10^{-11}$
2-Amminofenolo		4,78 (NH <sub>3</sub> ) (20°) 9,97 (OH) (20°)	$1,66 \cdot 10^{-5}$ $1,05 \cdot 10^{-10}$
Ammoniaca	<chem>NH4+</chem>	9,244	$5,70 \cdot 10^{-10}$
Arginina		1,823 (CO <sub>2</sub> H) 8,991 (NH <sub>3</sub> <sup>+</sup> ) (12,48) (NH <sub>2</sub> )	$1,50 \cdot 10^{-2}$ $1,02 \cdot 10^{-9}$ $3,3 \cdot 10^{-13}$
Asparagina		2,14 (CO <sub>2</sub> H) ( $\mu = 0,1$ ) 8,72 (NH <sub>3</sub> <sup>+</sup> ) ( $\mu = 0,1$ )	$7,2 \cdot 10^{-3}$ $1,9 \cdot 10^{-9}$
Aziridina (dimetilenimmina)		8,04	$9,1 \cdot 10^{-9}$
Benzilammina		9,35	$4,5 \cdot 10^{-10}$
2,2'-Dipiridina		4,35	$4,5 \cdot 10^{-5}$
Butano-2,3-dione diossima (dimetilgliossima)		10,66 12,0	$2,2 \cdot 10^{-11}$ $1 \cdot 10^{-12}$

ACIDO DEBOLE HA A CONCENTRAZIONE MOLARE  $C_a$   
E COSTANTE ACIDA  $K_a$  CALCOLO DEL pH



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

$$K_w = [H^+][OH^-]$$

$$[H^+] = [A^-] + [OH^-]$$

$$C_a = [HA] + [A^-]$$

4 equazioni  
in 4 incognite

RISOLUBILE  
ESATTAMENTE  
CON UNA  
EQUAZIONE DI 3° GRADO

SOLUZIONE APPROSSIMATA

IN SOLUZIONE ACIDA  $[H^+] \gg [OH^-]$

PER CUI  $[H^+] \approx [A^-]$

BILANCIO CARICA

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{C_a - [A^-]} = \frac{[H^+]^2}{C_a - [H^+]}$$

$$[H^+]^2 + K_a [H^+] - C_a K_a = 0 \quad \text{II GRADO}$$

$$[H^+] = \frac{-K_a \pm \sqrt{K_a^2 + 4C_a K_a}}{2}$$

SE  $K_a = 10^{-5}$  e  $C_a = 0,1$  ad esempio.

$$[H^+] = \sqrt{C_a K_a}$$

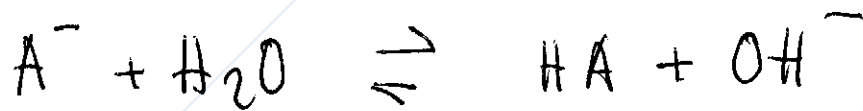
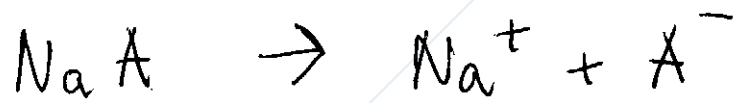
$$pH = -\frac{1}{2} \log C_a K_a$$

VALIDA PER ACIDI NON DEBOLISSIMI  
E NON TROPPO DILUITI

ANALOGAMENTE BASE DEBOLI

$$[OH^-] = \sqrt{C_b K_b}$$

## SALE DI UN ACIDO DEBOLE



$$K = K_b (\text{oki}) = \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} \frac{[\text{H}^+]}{[\text{H}^+]} =$$

$$= \frac{K_w}{K_a}$$

DOVE  $K_a =$  COSTANTE DI DISSOCIAZIONE  
DELL'ACIDO DEBOLE HA

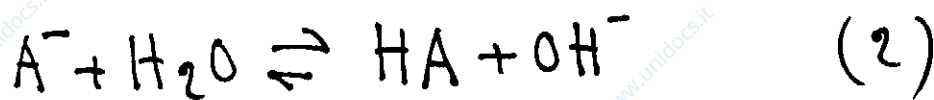
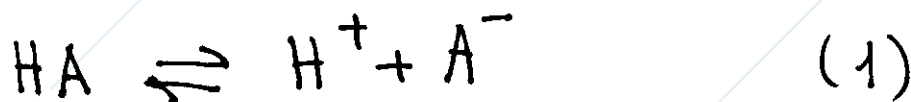
UNA SOLUZIONE DI NaA È UNA  
SOLUZIONE DELLA BASE CONIUGATA PER  
LA QUALE

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{C_b K_b} = \sqrt{C_{\text{SALE}} \frac{K_w}{K_a}}$$

# SOLUZIONI TAMPONE

ACIDO DEBOLE E SUA BASE CONIUGATA  
(SALE)

CONTEMPORANEAMENTE PRESENTI  
IN CONCENTRAZIONI CONFRONTABILI



IN (1) HA SCOMPARE PER DARE  $A^-$

IN (2)  $A^-$  SCOMPARE PER DARE HA

I DUE EQUILIBRI SI REPRIMONO A VICENDA

PER CUI IN UNA SOLUZIONE CON

HA PRENTE<sup>SE</sup> ALLA CONC  $C_a$  mol/l

NaA " " " "  $C_s$  mol/l

POSSIAMO DIRE CHE

$$[A^-] \approx C_s \quad \text{e} \quad [HA] \approx C_a$$

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \approx [H^+] \frac{C_s}{C_a}$$

$$[H^+] = K_a \frac{C_a}{C_s}$$

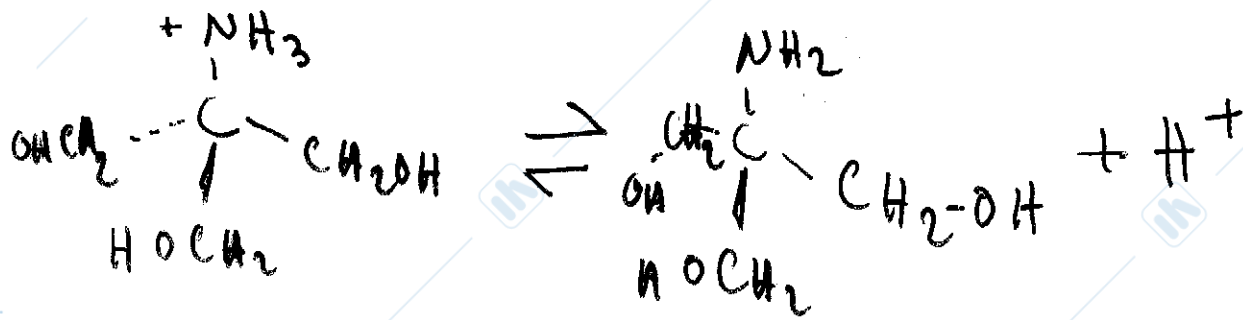
$$pH = pK_a + \log \frac{C_s}{C_a}$$

SE  $C_a = C_s$   $pH = pK_a$

HENDERSON HASSELBALCH

TAMPONE "TRIS"

TRIS (IDROSSIMETIL) AMMINO METANO



$$pK_a = 8.075$$

 $\text{BH}^+\text{Cl}$  (TRIS-CLORIDRATO)  $pH$  157.597

 $\text{BH}$ 
 $pH$  121.135

1 l di soluzione sciogliendo 12.43 g di TRIS  
+ 4.67 g di TRIS CLORIDRATO

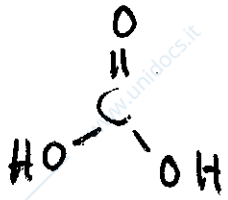
$$[\text{B}] = \frac{12.43}{121.135} = 0.1026 \text{ M}$$

$$[\text{BH}^+] = \frac{4.67}{157.597} = 0.0296 \text{ M}$$

$$[\text{H}^+] = K_a \frac{[\text{BH}^+]}{[\text{B}]}$$

$$pH = pK_a - \log \frac{[\text{BH}^+]}{[\text{B}]} = 8.61$$

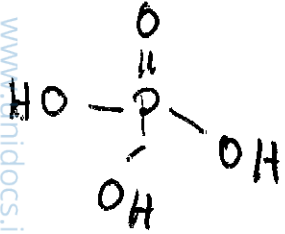
# ACIDI POLIPROTICI



acido CARBONICO  
 $\text{H}_2\text{CO}_3$

$K_1 4.45 \cdot 10^{-7}$      $\text{p}K_1 6.35$

$K_2 4.69 \cdot 10^{-11}$      $\text{p}K_2 10.33$

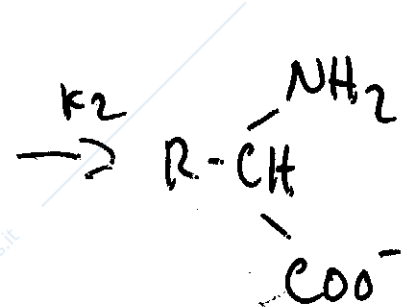
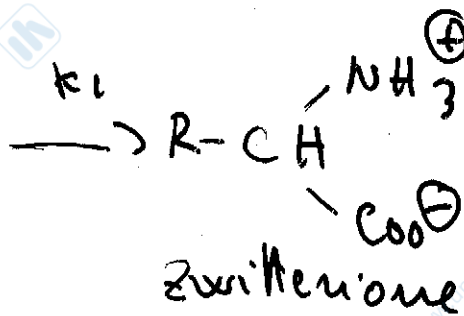
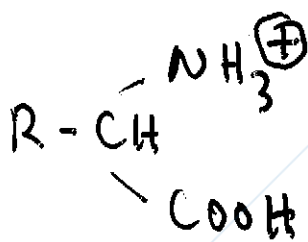
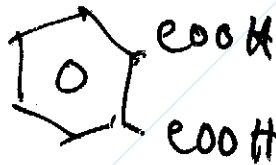
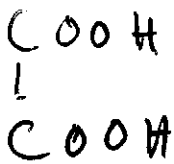


acido orto fosforico  
 $\text{H}_3\text{PO}_4$

$K_1 7.11 \cdot 10^{-3}$      $\text{p}K_1 2.15$

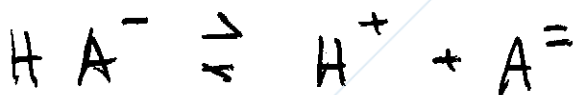
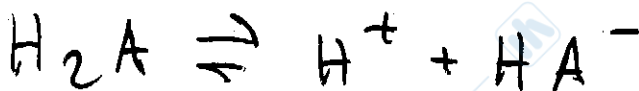
$K_2 6.32 \cdot 10^{-8}$      $\text{p}K_2 7.12$

$K_3 7.1 \cdot 10^{-13}$      $\text{p}K_3 12.15$



amminoacidi  $\rightarrow$  group. ammonico + carbonilico

IN GENERALE



$$K_1 = \frac{[H^+][HA^-]}{[H_2A]}$$

$$K_2 = \frac{[H^+][A^{2-}]}{[HA^-]}$$

$$K_w = [H^+][OH^-]$$

$$C_a = [H_2A] + [HA^-] + [A^{2-}] \quad \text{bilancio MASSA}$$

$$[H^+] = [OH^-] + [HA^-] + 2[A^{2-}] \quad \text{bilancio CARICA}$$

SISTEMA DI 5 EQUAZIONI IN 5 INCOGNITE  
DI SOLUZIONE NON BANALE

APPROSSIMAZIONI POSSIBILI

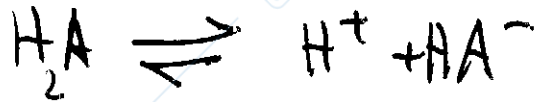
SI TRASCURA LA DISSOCIAZIONE DI  $H_2O$   
SE L'ACIDO NON È TROPPO DILUITO

IN SOLUZIONE ACIDA  $[H^+] \gg [OH^-]$   
CHE È TRASCURABILE NEL BILANCIO DI ~~MASSA~~  
CARICA

$H_2A$  È DEBOLE E GENERA POCO  $HA^-$  CHE È  
DEBOLISSIMO PER CUI ANCHE  $[A^{2-}]$  È TRASCU-  
RABILE NEL BILANCIO DI CARICA

CHE DIVENTA  $[H^+] = [HA^-]$

OVVERO CI SIAMO RIPORTATI NEL CASO DELL'ACIDO DEBOLE MONOPROTICO



$$K_1 = \frac{[H^+][HA^-]}{[H_2A]}$$

TRASCURANDO AI FINI DEL CALCOLO DEL PH LA SECONDA DISSOCIAZIONE

$$K_1 = \frac{[H^+][H^+]}{C_a - [H^+]} = \frac{[H^+]^2}{C_a - [H^+]}$$

SI PUO' RISOLVERE L'EQUAZIONE DI II GRADO TRASCURANDO LA SOLUZIONE NEGATIVA

0 TRASCURANDO  $[H^+]$  RISPETTO A  $C_a$

$$[H^+] \sqrt{K_1 C_a}$$

E SATTAMENTE COME NEL CASO DELL'ACIDO MONOPROTICO

SOSTITUENDO  $[H^+] = [HA^-]$  NELLA  $K_2$

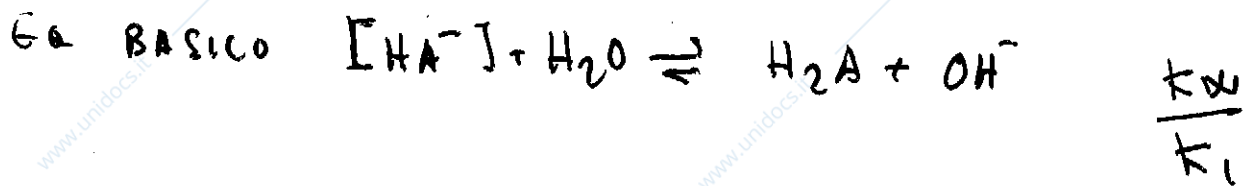
SI OTTIENE

$$[A^{2-}] \approx K_2$$

FORMA INTERMEDIA  $HA^-$

(BICARBONATO O CARBONATI ACIDO  
DI SODIO  $NaHCO_3 \rightarrow Na^+ + HCO_3^-$ )

E' ANFOTERO



E' POSSIBILE DIMOSTRARE CHE

$$[H^+] = \sqrt{\frac{K_1 K_2 [HA^-] + K_1 K_w}{K_1 + [HA^-]}}$$

poiché  $HA^-$  è contemporaneamente ACIDO  
DEBOLE E BASE DEBOLE I DUE EQUILIBRI  
SI OPPONGONO E  $[HA^-] \approx C$

PER CUI

$$[H^+] = \sqrt{\frac{K_1 K_2 C + K_1 K_w}{K_1 + C}}$$

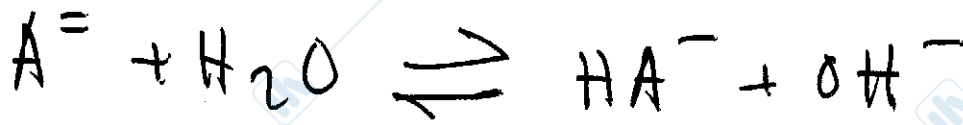
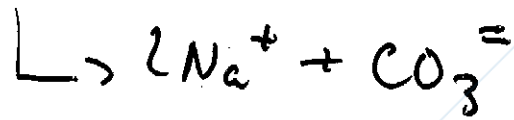
$$\approx \sqrt{K_1 K_2}$$

NEL CASO DI  $NaHCO_3$  O. I. H

$$[H^+] = \sqrt{4.45 \cdot 10^{-7} \cdot 4.69 \cdot 10^{-11}} = 4.6 \cdot 10^{-9}$$

$$pH = 8.3$$

$\text{Na}_2\text{CO}_3$  CARBONATO DI SODIO



E' UNA BASE  
BIPROTICA

$$K_b = \frac{K_w}{K_2} = \frac{10^{-14}}{4.69 \cdot 10^{-11}} = 2.1 \cdot 10^{-4}$$

PER LA QUALE SI POSSONO FARE  
TUTTE LE CONSIDERAZIONI FATTE  
PER L'ACIDO PER CUI

SI CONSIDERA UNA BASE  
MONOPROTICA

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{C_b K_b}$$

CHE PER  $\text{CO}_3^{2-}$  E':  
0.1M

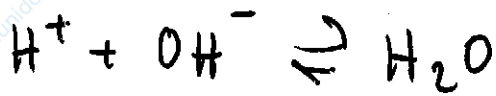
$$[\text{OH}^-] = \sqrt{0.1 \cdot \frac{10^{-14}}{4.69 \cdot 10^{-11}}} = \sqrt{0.1 \cdot 2.1 \cdot 10^{-4}}$$

$$= \sqrt{0.21} \cdot 10^{-2} = 4.5 \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{4.5 \cdot 10^{-3}} = 2.2 \cdot 10^{-12}$$

$$\text{pH} = 12 - \log 2.2 = 11.7$$

## TITOLAZIONI ACIDO-BASE



$$K = \frac{[H_2O]}{[H^+][OH^-]} = \frac{1}{K_w} = 10^{14}$$

ESEMPIO 50 ml KOH 0.02M titolati con HBr 0.1M  
ACIDO FORTE  
+ BASE FORTE

PUNTO EQUIVALENTE 10 ml (1 m.mole)

**REGIONE 1** PRIMA DEL PUNTO EQUIVALENTE  
IL PH E' DETERMINATO DA  $[OH^-]$  DERIVANTE  
DALLA DISSOCIAZIONE DI KOH

$$[OH^-] = \frac{1 - 0.1V}{50 + V}$$

dove V è il volume aggiunto di HBr  
1 = m.mole di KOH = 50 · 0.02

**REGIONE 2** AL PUNTO EQUIVALENTE IL PH  
E' DETERMINATO DALLA DISSOCIAZIONE  
DELL'ACQUA ( $K_w$ )

**REGIONE 3** DOPO IL PUNTO EQUIVALENTE  
IL PH E' DETERMINATO DA  
 $[H^+]$  IN ECCESSO

$$[H^+] = \frac{(V - 10) \cdot 0.1}{50 + V}$$

Tabella 12.1

Calcolo della curva di titolazione per 50,00 mL di KOH 0,020 00 M trattati con HBr 0,100 0 M

	mL di HBr aggiunti ( $V_a$ )	Concentrazione di $\text{OH}^-$ (M) non reagito	Concentrazione di $\text{H}^+$ (M) in eccesso	pH
Regione 1	0,00	0,020 0		12,30
	1,00	0,017 6		12,24
	2,00	0,015 4		12,18
	3,00	0,013 2		12,12
	4,00	0,011 1		12,04
	5,00	0,009 09		11,95
	6,00	0,007 14		11,85
	7,00	0,005 26		11,72
	8,00	0,003 45		11,53
	9,00	0,001 69		11,22
	9,50	0,000 840		10,92
Regione 2	9,90	0,000 167		10,22
	9,99	0,000 016 6		9,22
Regione 3	10,00	—	—	7,00
	10,01		0,000 016 7	4,78
	10,10		0,000 166	3,78
	10,50		0,000 826	3,08
	11,00		0,001 64	2,79
	12,00		0,003 23	2,49
	13,00		0,004 76	2,32
	14,00		0,006 25	2,20
15,00		0,007 69	2,11	
16,00		0,009 09	2,04	

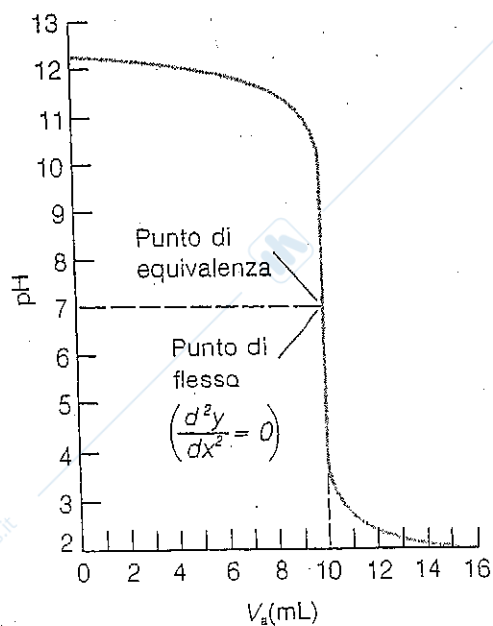


Figura 12.2

Curva di titolazione calcolata per la reazione di 50,00 mL di KOH 0,020 00 M con HBr 0,100 0 M. Il punto di equivalenza è anche un punto di flesso.

# TITOLAZIONE DI UN ACIDO DEBOLE HA CON UNA BASE FORTE

ESEMPIO 50 ml HES 0.02M (ACIDO 2-(N-MORFOLINO)ETANSOLFONICO)  
pKa = 6.15

CON NaOH 0.1M



$$K = \frac{[A^-]}{[HA][OH^-]} \cdot \frac{[H^+]}{[H^+]} = \frac{K_a}{K_w} = \frac{7.08 \cdot 10^{-7}}{10^{-14}} = 7.08 \cdot 10^7$$

- 2) PRIMA DEL PUNTO EQUIVALENTE  
E' PRESENTE A<sup>-</sup> CON HA  
E' UNA SOLUZIONE TAMPONE  
 $[H^+] = K_a \frac{C_a}{C_s}$
- 1) ALL' INIZIO SOLUZIONE DI ACIDO DEBOLE  
HA  
 $[H^+] = \sqrt{C_a K_a}$
- 3) AL PUNTO EQUIVALENTE  
TUTTO HA E' DIVENTATO A<sup>-</sup>  
CHE E' LA BASE CONIUGATA CON  $K_b = \frac{K_w}{K_a}$
- 4) DOPO IL PUNTO EQUIVALENTE  
[OH<sup>-</sup>] E' PIU' FORTE DI A<sup>-</sup> E DETERMINA  
IL PH [OH<sup>-</sup>] = ECCESSO RISPETTO ALL'ACIDO

Calcolo della curva di titolazione per 50,00 mL di MES 0,020 00 M trattati con NaOH 0,100 0 M

26

	mL di base aggiunta ( $V_b$ )	pH
Regione 1	0,00	3,93
	0,50	4,87
	1,00	5,20
	2,00	5,55
	3,00	5,78
Regione 2	4,00	5,97
	5,00	6,15
	6,00	6,33
	7,00	6,52
	8,00	6,75
	9,00	7,10
	9,50	7,43
Regione 3	9,90	8,15
	10,00	9,18
	10,10	10,22
	10,50	10,91
Regione 4	11,00	11,21
	12,00	11,50
	13,00	11,67
	14,00	11,79
	15,00	11,88
	16,00	11,95

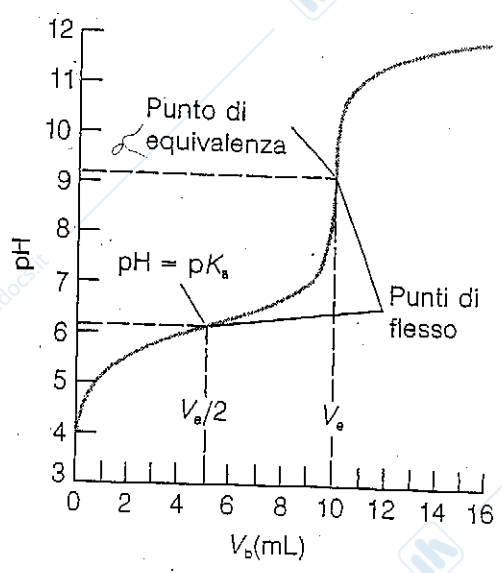
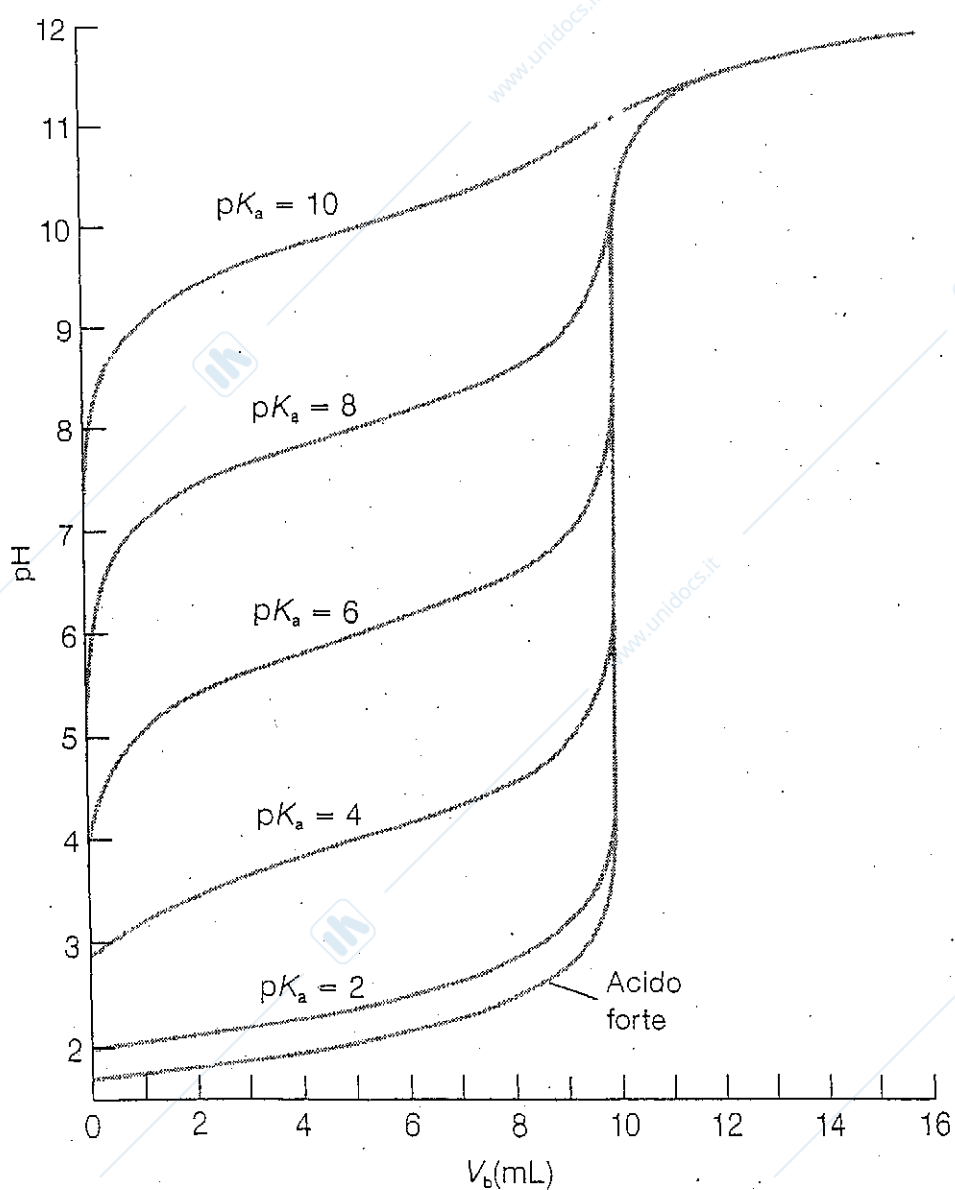


Figura 12.3

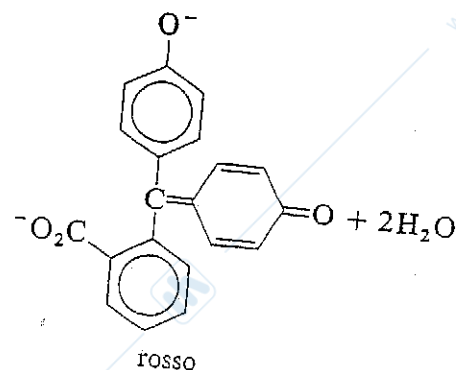
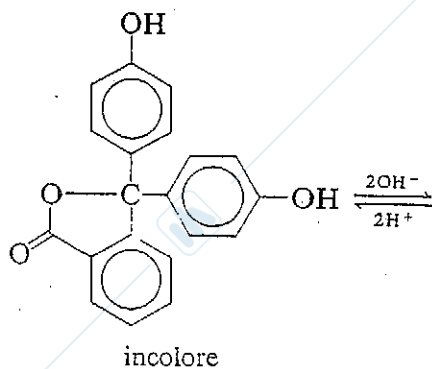
Curva di titolazione calcolata per la reazione di 50,00 mL di MES 0,020 00 M con NaOH 0,100 0 M.

**Figura 12.4**

Curve calcolate che rappresentano la titolazione di 50,0 mL di HA 0,020 0 M con NaOH 0,100 M. Al diminuire della forza dell'acido, la variazione di pendenza al punto di equivalenza diventa meno brusca.

Uno degli indicatori di più vasto impiego è la fenolftaleina, generalmente utilizzata per il suo viraggio incolore  $\leftrightarrow$  rosa a pH 8,0-9,6.

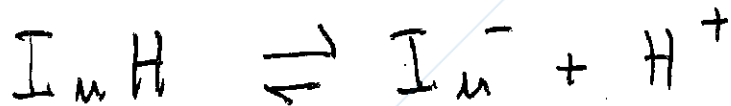
28



Indicatore	Intervallo di viraggio (pH)	Colore acido	Colore base	Preparazione
Metilvioletto	0,0-1,6	Giallo	Blu	0,05% in H <sub>2</sub> O
Rosso cresolo	0,2-1,8	Rosso	Giallo	0,1 g in 26,2 mL di NaOH 0,0 Aggiungere ~ 225 mL di H <sub>2</sub> O
Blu timolo	1,2-2,8	Rosso	Giallo	0,1 g in 21,5 mL di NaOH 0,0 Aggiungere ~ 225 mL di H <sub>2</sub> O
Porpora cresolo	1,2-2,8	Rosso	Giallo	0,1 g in 26,2 mL di NaOH 0,0 Aggiungere ~ 225 mL di H <sub>2</sub> O
Eritrosina bisodica	2,2-3,6	Arancione	Rosso	0,1% in H <sub>2</sub> O
Metilarancio	3,1-4,4	Rosso	Arancione	0,01% in H <sub>2</sub> O
Rosso Congo	3,0-5,0	Violetto	Rosso	0,1% in H <sub>2</sub> O
Etilarancio	3,4-4,8	Rosso	Giallo	0,1% in H <sub>2</sub> O
Verde bromocresolo	3,8-5,4	Giallo	Blu	0,1 g in 14,3 mL di NaOH 0,0 Aggiungere ~ 225 mL di H <sub>2</sub> O
Rosso metile	4,8-6,0	Rosso	Giallo	0,02 g in 60 mL di etanolo. Aggiungere 40 mL di H <sub>2</sub> O.
Rosso clorofenolo	4,8-6,4	Giallo	Rosso	0,1 g in 23,6 mL di NaOH 0,0 Aggiungere ~ 225 mL di H <sub>2</sub> O
Porpora bromocresolo	5,2-6,8	Giallo	Porpora	0,1 g in 18,5 mL di NaOH 0,0 Aggiungere ~ 225 mL di H <sub>2</sub> O
p-Nitrofenolo	5,6-7,6	Incolore	Giallo	0,1% in H <sub>2</sub> O
Tornasole	5,0-8,0	Rosso	Blu	0,1% in H <sub>2</sub> O
Blu bromotimolo	6,0-7,6	Giallo	Blu	0,1 g in 16 mL di NaOH 0,01 Aggiungere ~ 225 mL di H <sub>2</sub> O
Rosso fenolo	6,4-8,0	Giallo	Rosso	0,1 g in 28,2 mL di NaOH 0,0 Aggiungere ~ 225 mL di H <sub>2</sub> O
Rosso neutro	6,8-8,0	Rosso	Arancione	0,01 g in 50 mL di etanolo. Aggiungere 50 mL di H <sub>2</sub> O
Rosso cresolo	7,2-8,8	Giallo	Rosso	Come sopra.
α-Naftolftaleina	7,3-8,7	Giallo	Blu	0,1 g in 50 mL di etanolo. Aggiungere 50 mL di H <sub>2</sub> O
Porpora cresolo	7,6-9,2	Giallo	Porpora	Come sopra.
Blu timolo	8,0-9,6	Giallo	Blu	Come sopra.
Fenolftaleina	8,0-9,6	Incolore	Rosso	0,05 g in 50 mL di etanolo. Aggiungere 50 mL di H <sub>2</sub> O
Timolftaleina	8,3-10,5	Incolore	Blu	0,04 g in 50 mL di etanolo. Aggiungere 50 mL di H <sub>2</sub> O
Giallo di alizarina	10,1-12,0	Giallo	Arancione-rosso	0,01% in H <sub>2</sub> O
Nitrammina	10,8-13,0	Incolore	Arancione-marrone	0,1 g in 70 mL di etanolo. Aggiungere 30 mL di H <sub>2</sub> O
Tropeolina O	11,1-12,7	Giallo	Arancione	0,1% in H <sub>2</sub> O

# INDICATORI ACIDO BASE

28A



$$K_i = \frac{[I_n^-][H^+]}{[HI_n]}$$

$$[H^+] = K_i \frac{[HI_n]}{[I_n^-]}$$

$$pH = pK_i - \log \frac{[HI_n]}{[I_n^-]}$$

IL NOSTRO OCCHIO DISTINGUE IL COLORE DI UNA SPECIE QUANDO LA SUA CONCENTRAZIONE E' DIECI VOLTE PIU' ALTA DELL'ALTRA

COLORE 1  
(NON DISSOCIATO)

$$pH = pK_i - \log \frac{10}{1} = pK_i - 1$$

COLORE 2  
(DISSOCIATO)

$$pH = pK_i - \log \frac{1}{10} = pK_i + 1$$

INTERVALLO DI VIRAGGIO  $\Delta pH \approx pK_a \pm 1$

LA SCELTA DELL'INDICATORE È  
FONDAMENTALE AI FINI DELLA POSSIBILITÀ  
DI EFFETTUARE CON SUCCESSO UNA  
TITOLAZIONE ACIDO BASE

ACIDO DEBOLE - BASE FORTE  $\Rightarrow$  VIRAGGIO A  $\text{pH} > 7$

BASE DEBOLE - ACIDO FORTE  $\Rightarrow$  "  $\wedge$   $\text{pH} < 7$

ACIDO O BASE FORTE "  $\text{pH} \approx 7$