

Acidi e basi

Tutor: Alessandro Marchetti



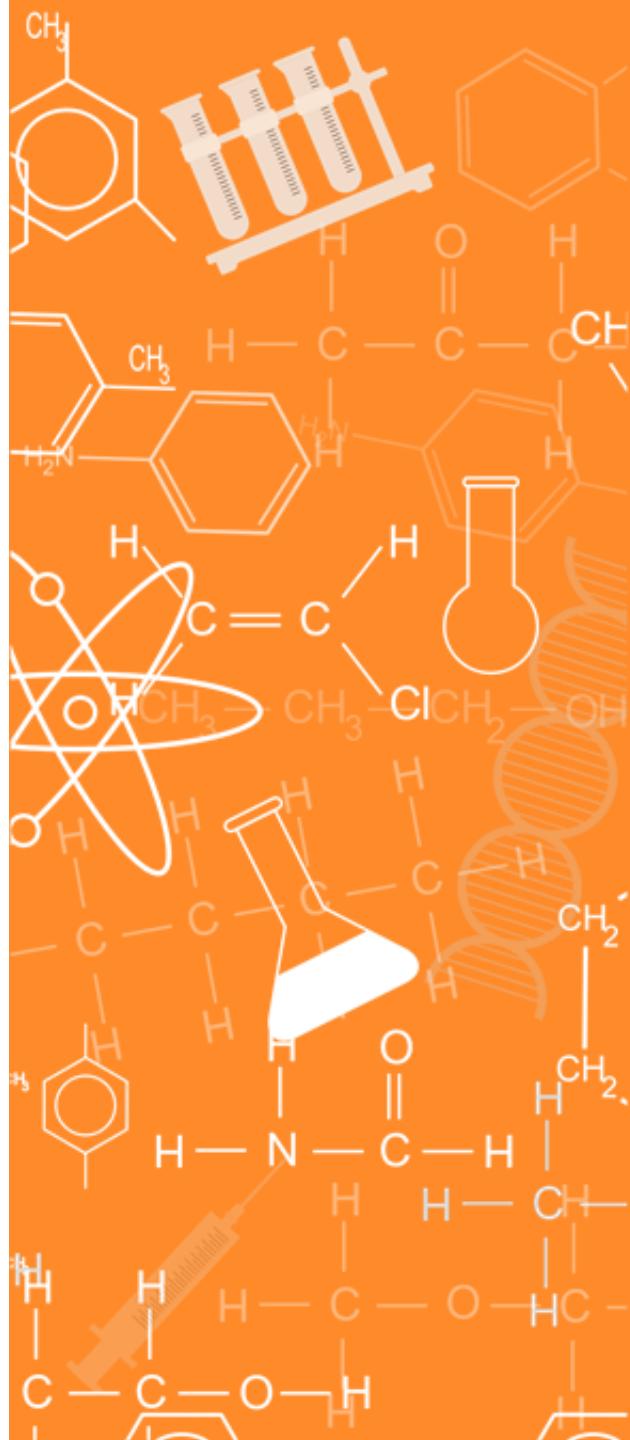
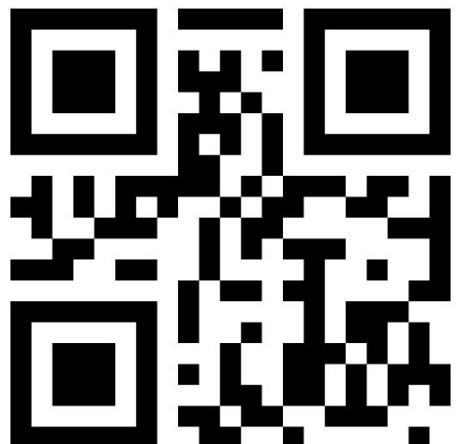
REGISTRAZIONE

Per registrare la tua presenza al tutorato:

- Vai sul sito www.tutorapp.polimi.it
e inserisci il mio codice persona

10488783

- Oppure scansiona il QR Code



Acidi e basi



RIPASSO TEORICO

Ossigeno: Dal francese *oxygène*, composto del greco *oksýs* «acido» e di un derivato di *gennáō* «genero», per la credenza erronea che tale elemento generasse tutti gli acidi.

Arrhenius (solvente H_2O):

Acido: sostanza che può donare un H^+ quando si dissocia in acqua

Base: sostanza che può donare un OH^- quando si dissocia in acqua

Brønsted e Lowry (solvente qualsiasi):

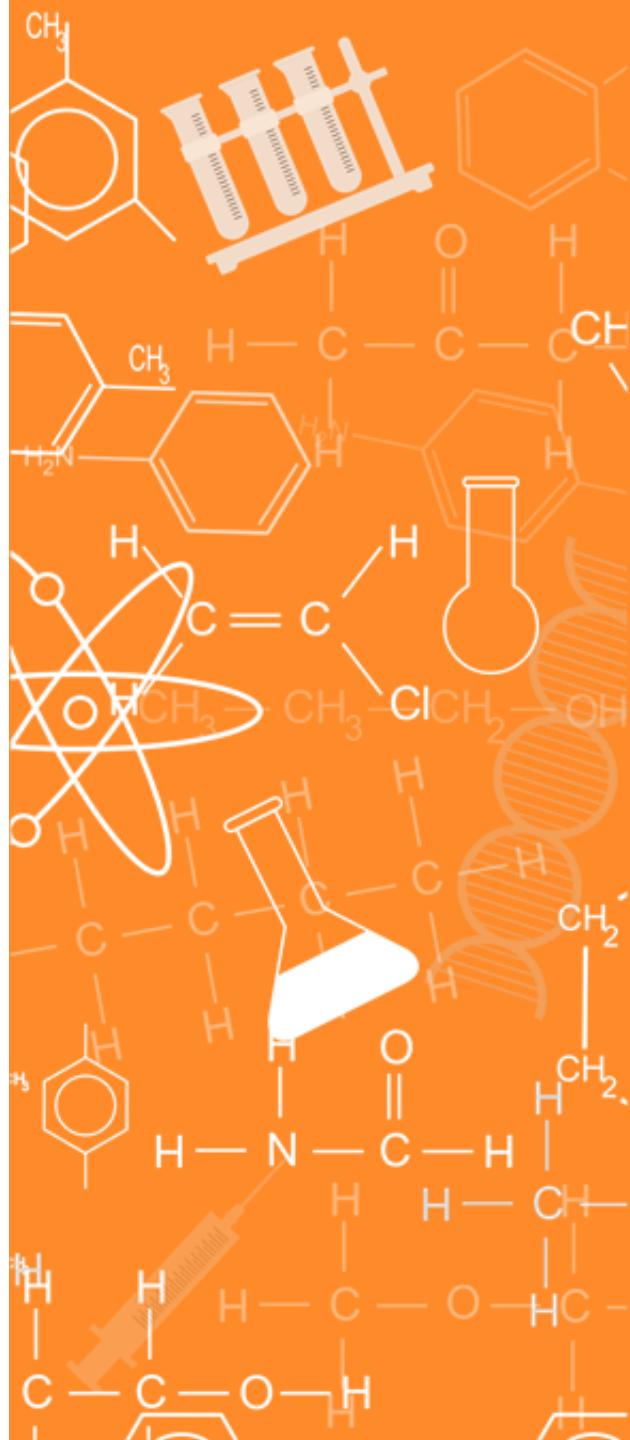
Acido: sostanza che può donare un H^+

Base: sostanza che può accettare un H^+

Lewis:

Acido: sostanza che può ricevere un doppietto elettronico

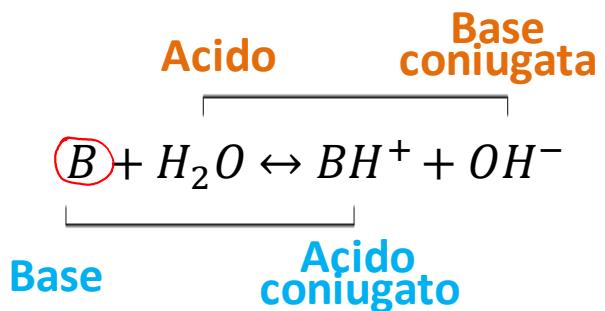
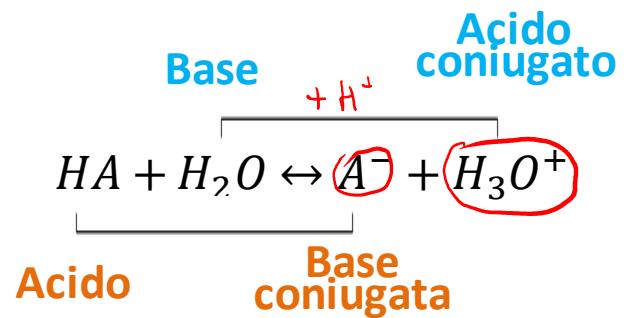
Base: sostanza che può donare un doppietto elettronico



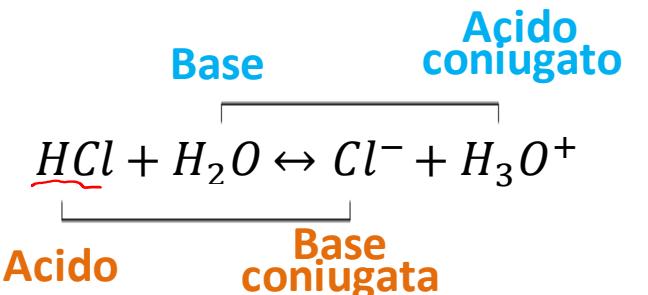
RIPASSO TEORICO

Un composto si comporta da acido o fa base a seconda del partner con cui interagisce

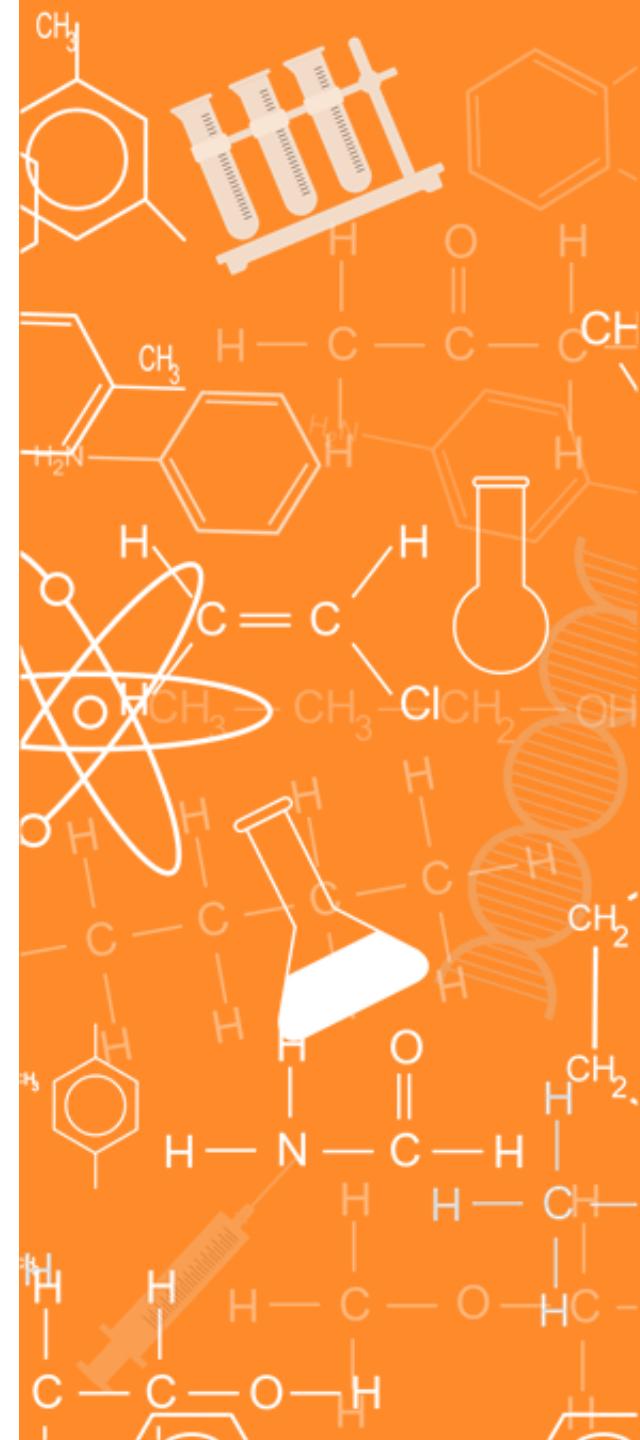
Formula generale



Esempio



Specie che si comportano sia da base che da acido (ES: H_2O) sono dette **anfiprotiche** o **anfotere**



RIPASSO TEORICO

Acidi e basi sono detti **forti** quando sono completamente dissociate in soluzione aquosa. **La reazione di dissociazione NON è un equilibrio.**



List di acidi forti

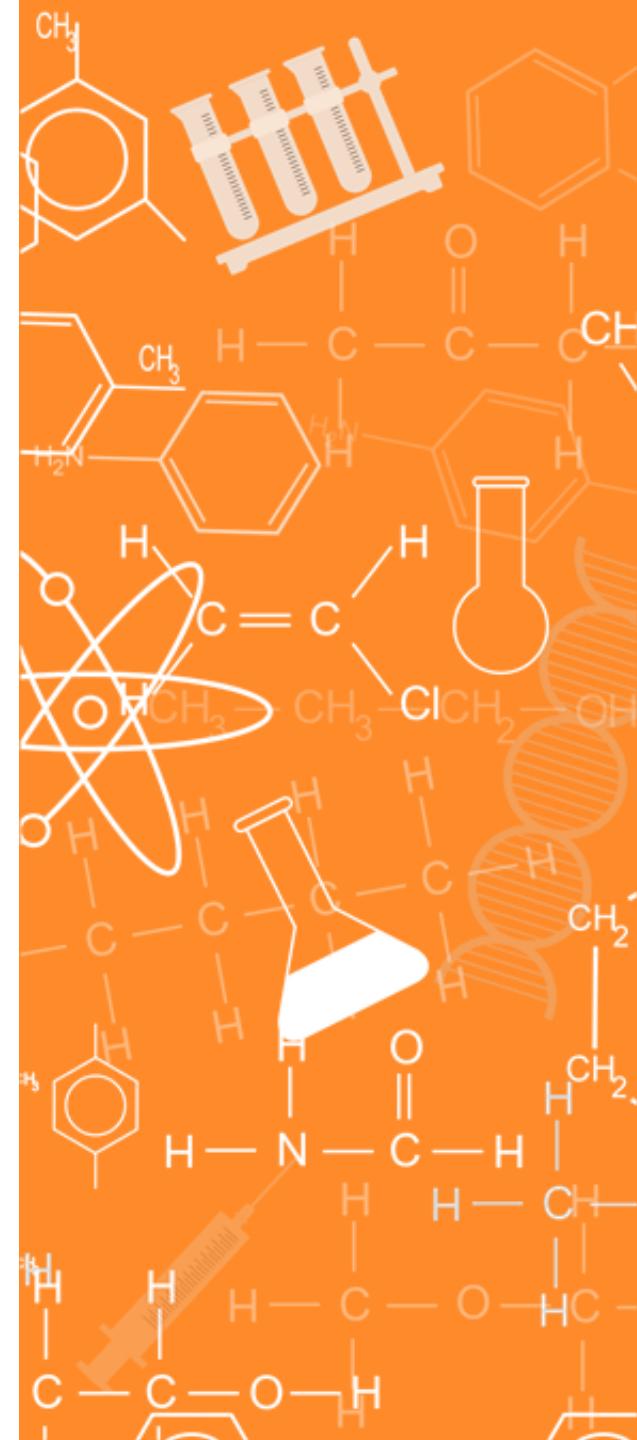


List di basi forti

- Idrossidi di metalli alcalini e alcalini terrosi (ES: Ca(OH)_2)
- Ossidi metallici (ES: CaO)



O^{2-} BASE FORTE



RIPASSO TEORICO

Acidi e basi sono detti **deboli** quando sono parzialmente dissociate in soluzione acquosa. **La reazione di dissociazione è un equilibrio**, portando alla formazione di una miscela di molecole e ioni coniugati.

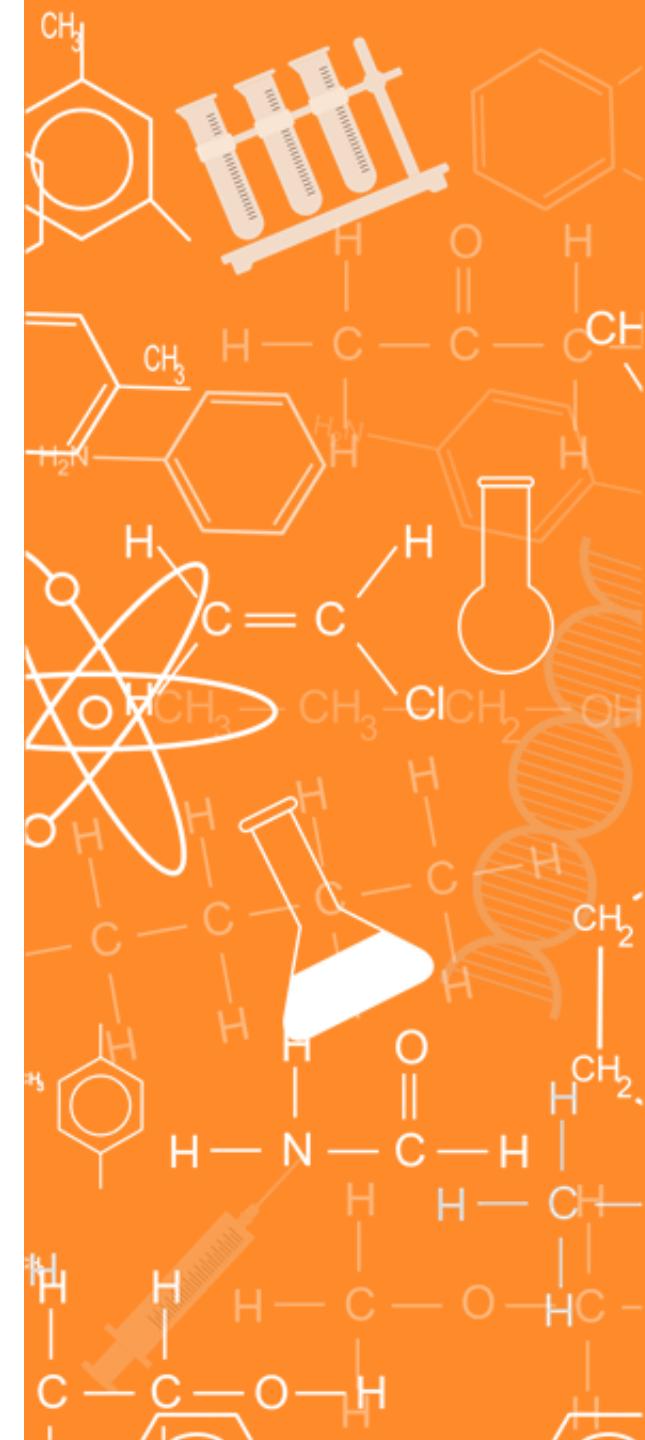
Acido $HA + H_2O \leftrightarrow A^- + H_3O^+$

debole $H_3PO_4 + H_2O \leftrightarrow H_2PO_4^- + H_3O^+$

Base $B + H_2O \leftrightarrow BH^+ + OH^-$

debole $NH_3 + H_2O \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$

	ACIDO	BASE	
100% ionizzato in H ₂ O	HCl	Cl ⁻	
Forte	H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	
	HNO ₃	NO ₃ ⁻	
	H ₃ O ⁺ (aq)	H ₂ O	Trascurabile
	HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	
	H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻	
	HF	F ⁻	
	HC ₂ H ₃ O ₂	C ₂ H ₃ O ₂ ⁻	
	H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻	
	H ₂ S	HS ⁻	
	H ₂ PO ₄ ⁻	HPO ₄ ²⁻	
	NH ₄ ⁺	NH ₃	
	HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	
	HPO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻	
	H ₂ O	OH ⁻	
Forza acida crescente			Forza basica crescente
Debole			Debole
Trascuribile	OH ⁻	O ²⁻	
	H ₂	H ⁻	
	CH ₄	CH ₃ ⁻	Forte



RIPASSO TEORICO

Acidi e basi sono detti deboli quando **NON** sono completamente dissociate in soluzione acquosa. Si instaura un **equilibrio chimico** tra reagenti e prodotti.



$$K_{eq} = K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$$

Costante di dissociazione acida



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

Costante di dissociazione basica



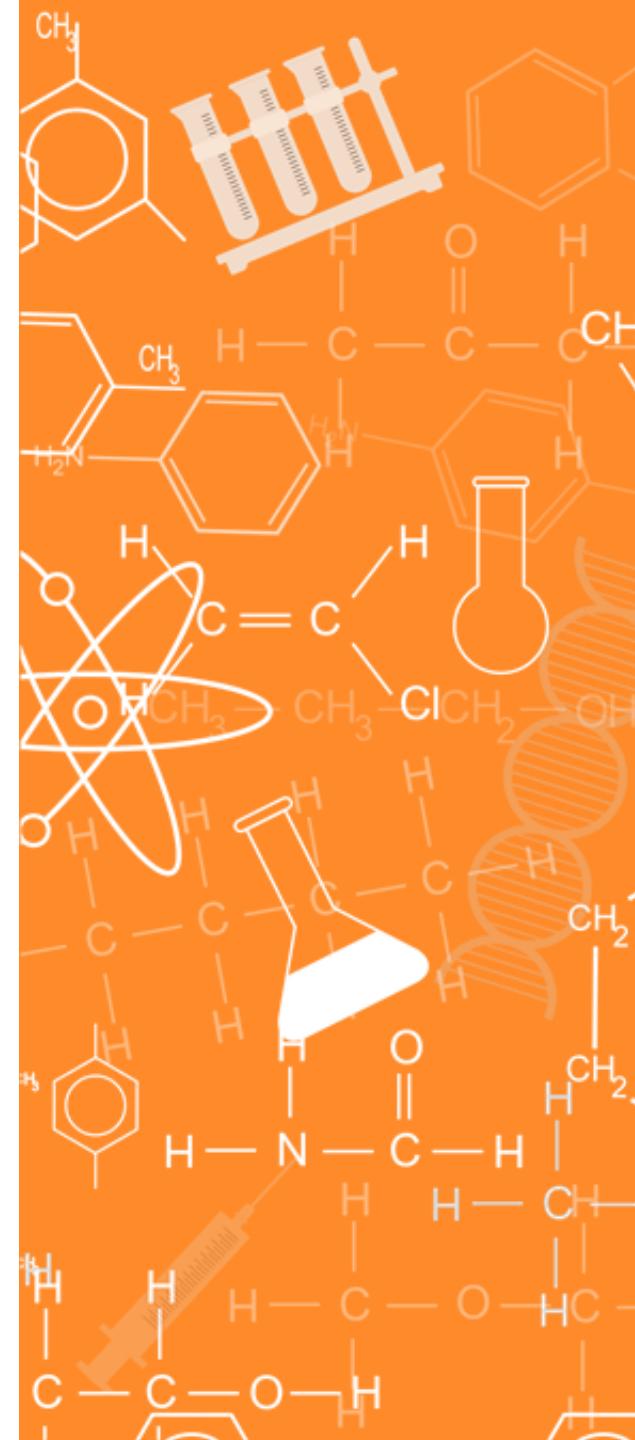
$$K_{eq} = K_b = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]}$$

**Costante di dissociazione basica
della base coniugata**



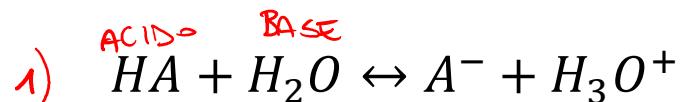
$$K_{eq} = K_a = \frac{[B][H_3O^+]}{[BH^+]}$$

**Costante di dissociazione acida
dell'acido coniugato**

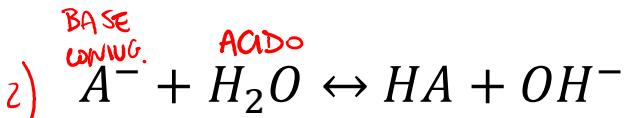


RIPASSO TEORICO

L'acqua è una specie **anfotera**, che si può comportare sia come acido che come base di Brønsted:

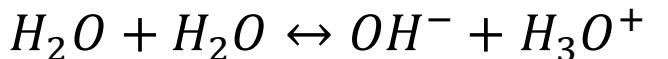


$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$$



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

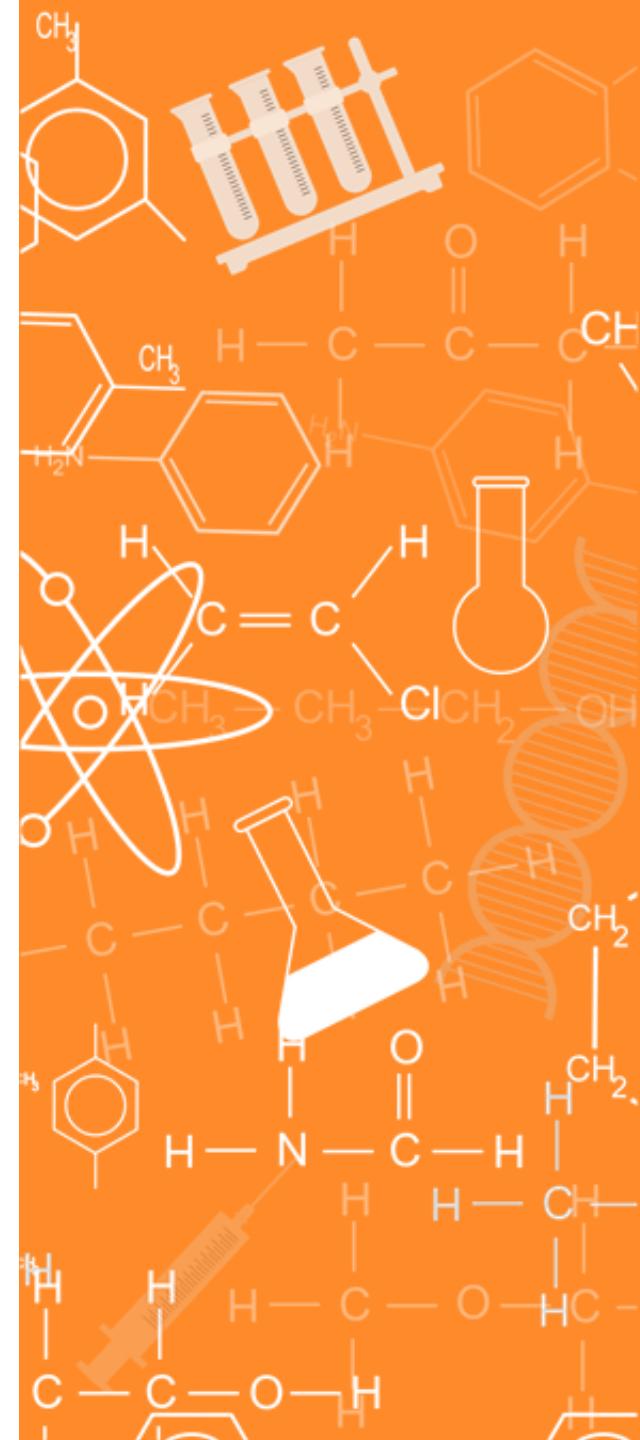
Sommendo le due reazioni si ottiene:



$$K_{eq} = K_a \cdot K_b = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} \cdot \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]} = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = K_w$$

K_w è il **prodotto ionico dell'acqua**, ovvero la costante di **autoprotolisi** di H_2O :

$$K_{eq} = K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = \underline{10^{-14} \text{ per } T = 25^\circ C}$$



RIPASSO TEORICO

pH e pOH

In acqua pura ($T = 25^\circ\text{C}$), la concentrazione di $[H_3O^+]$ e $[OH^-]$ è pari a:

$$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14} \longrightarrow [H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ M}$$

$-\log_{10}(10^{-14}) = 14$ \rightarrow \rightarrow

Applicando l'operatore p al prodotto ionico dell'acqua:

$$p = -\log_{10} n$$

$$pK_w = pH + pOH = 14$$

$$pH = pK_w - pOH$$

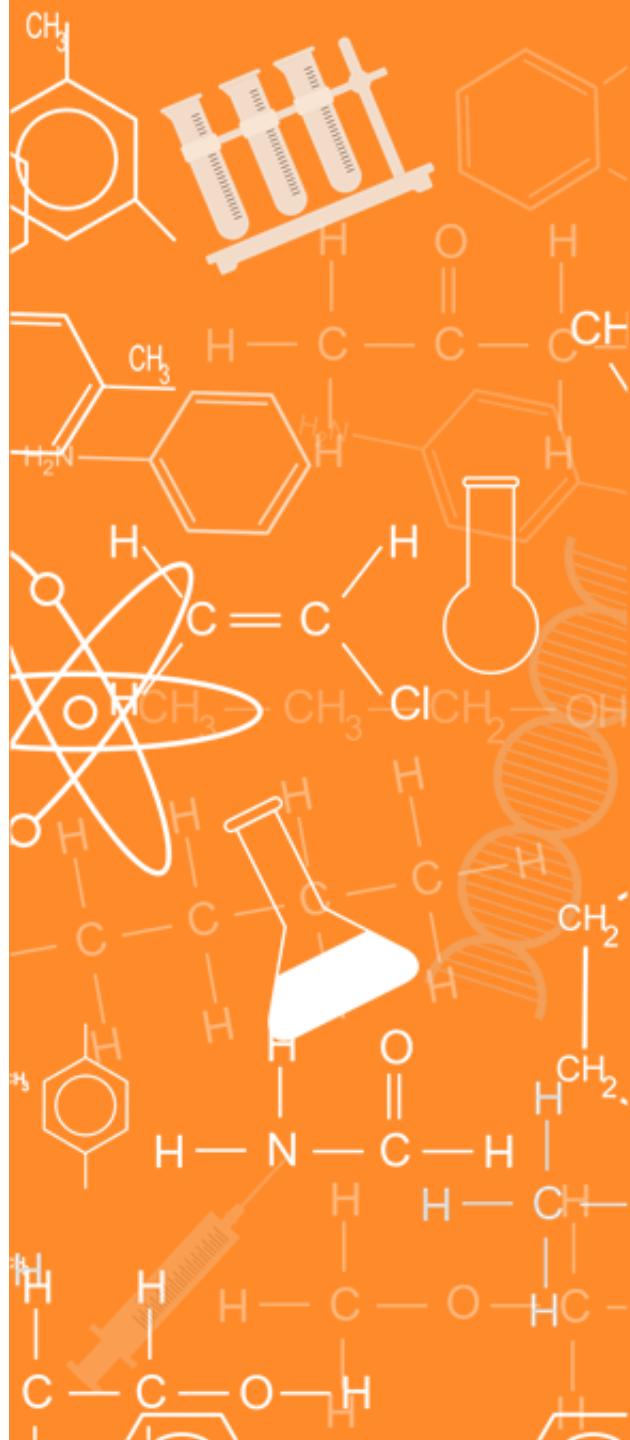
$$pOH = pK_w + pH$$

$$pH = -\log_{10}[H_3O^+] = 7 \quad \text{per } H_2O \text{ a } T = 25^\circ\text{C}$$
$$pOH = -\log_{10}[OH^-] = 7$$

Soluzione **acida**: $[H_3O^+] > 10^{-7} \text{ M} \longrightarrow pH < 7$

Soluzione **neutra**: $[H_3O^+] = 10^{-7} \text{ M} \longrightarrow pH = 7$

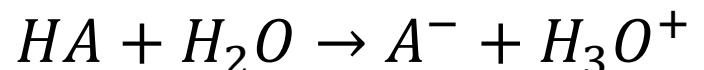
Soluzione **basica**: $[H_3O^+] < 10^{-7} \text{ M} \longrightarrow pH > 7$



RIPASSO TEORICO

pH e pOH di acidi e basi forti

Acido forte



**Reazione completa,
NO equilibrio**

$$[H_3O^+] = [HA]$$

$$\begin{aligned} pH &= -\log_{10}[H_3O^+] = \\ &= -\log_{10}[HA] \end{aligned}$$

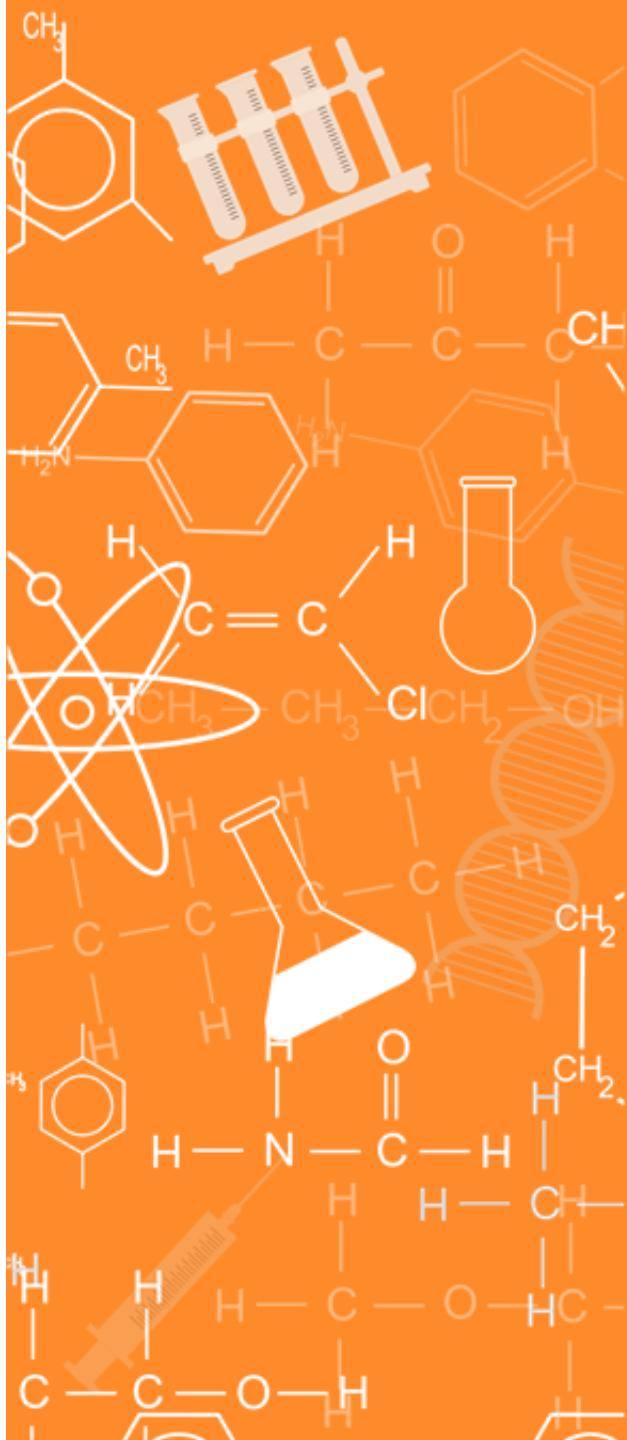
Base forte



$$[OH^-] = [B]$$

$$\begin{aligned} pOH &= -\log_{10}[OH^-] = \\ &= -\log_{10}[B] \end{aligned}$$

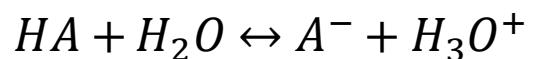
Dato che la dissociazione di acidi e basi forti avviene in maniera completa, tutte le molte di acido/base reagiscono a dare ioni H_3O^+ o OH^-



RIPASSO TEORICO

pH e pOH di acidi e basi deboli

Acido debole



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

Se l'acido è abbastanza concentrato:
 $[HA] \approx C_{a,0}$
 $[A^-] = [H_3O^+]$

$$K_a \approx \frac{[H_3O^+]^2}{C_{a,0}}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{K_a \cdot C_{a,0}}$$

VERIFICA:
 $[H_3O^+] \leq 5\% \cdot C_{a,0}$

Base debole



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

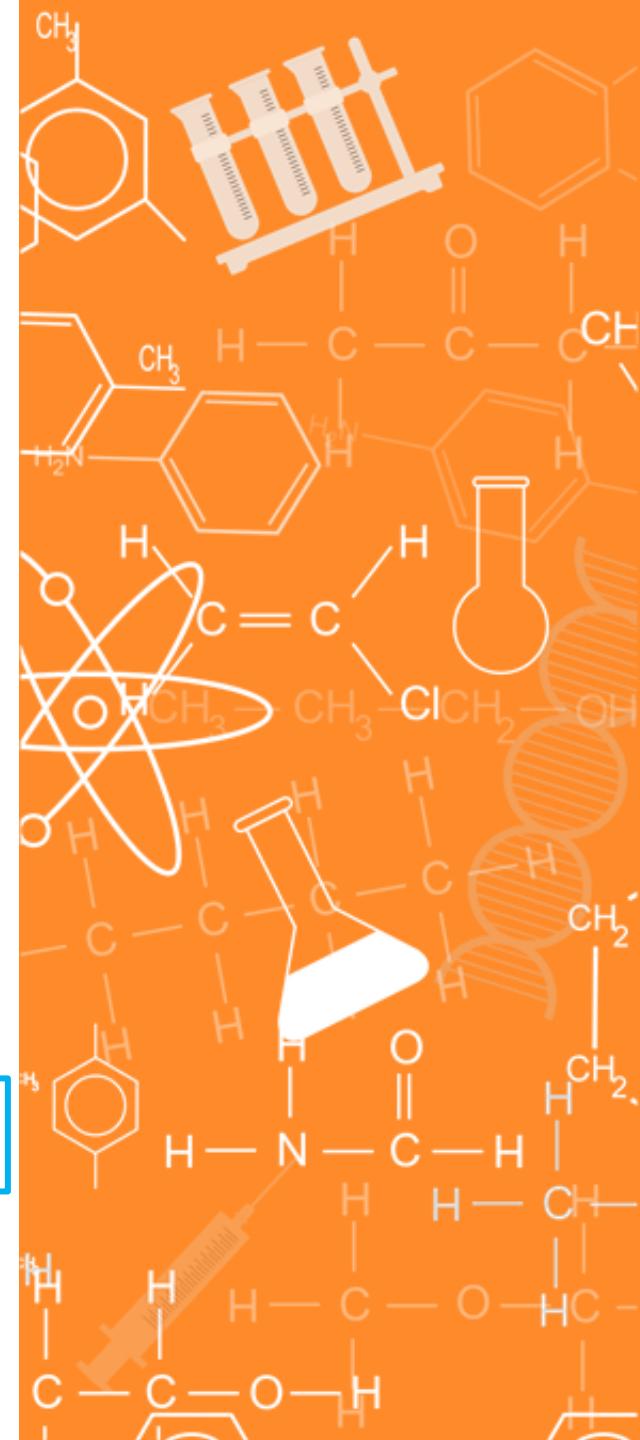
Se la base è abbastanza concentrata:
 $[B] \approx C_{b,0}$
 $[BH^+] = [OH^-]$

$$K_b \approx \frac{[OH^-]^2}{C_{b,0}}$$

$$[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot C_{b,0}}$$

VERIFICA:
 $[OH^-] \leq 5\% \cdot C_{b,0}$

Se la verifica non è rispetta, bisogna considerare l'equilibrio

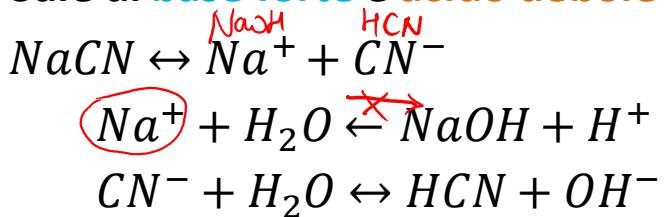


RIPASSO TEORICO

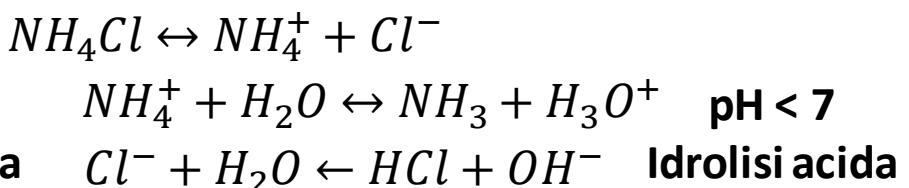
Idrolisi dei sali

I sali sono solidi ionici che, in soluzione, si comportano come elettroliti forti. Si dissociano nei loro ioni che vengono solvatati. **Alcuni di questi ioni possono reagire con H_2O , producendo H_3O^+ e OH^- e variando il pH della soluzione.**

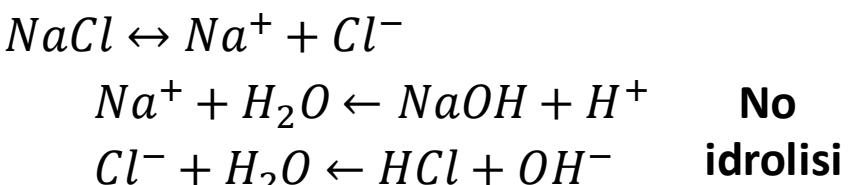
Sale di base forte e acido debole



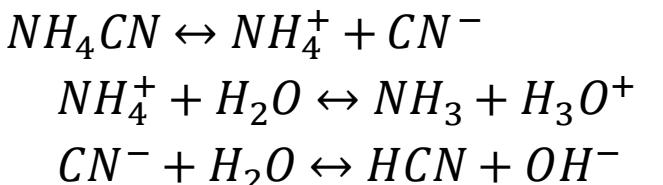
Sale di base debole e acido forte



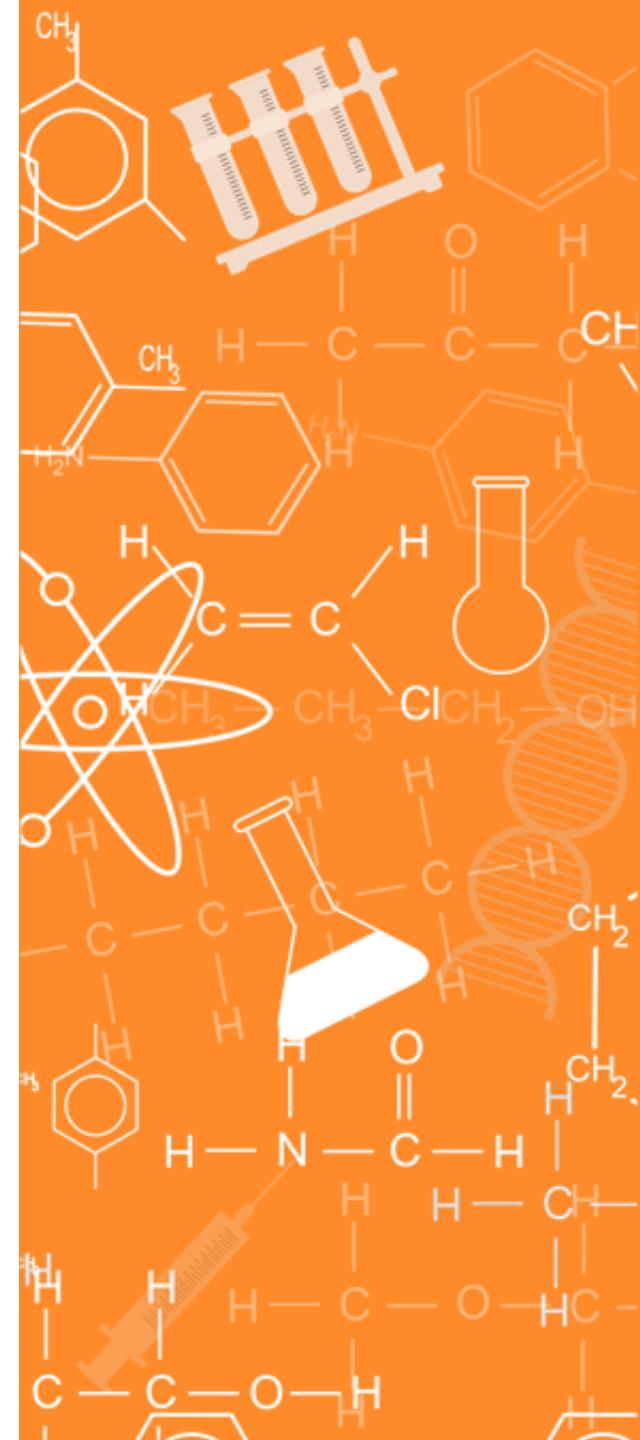
Sale di base forte e acido forte



Sale di base debole e acido debole



pH dipende da K_a e K_b



RIPASSO TEORICO

Acido debole + base forte / acido forte + base debole

3 casi possibili:

1) $n_{\text{specie forte}} > n_{\text{specie debole}}$

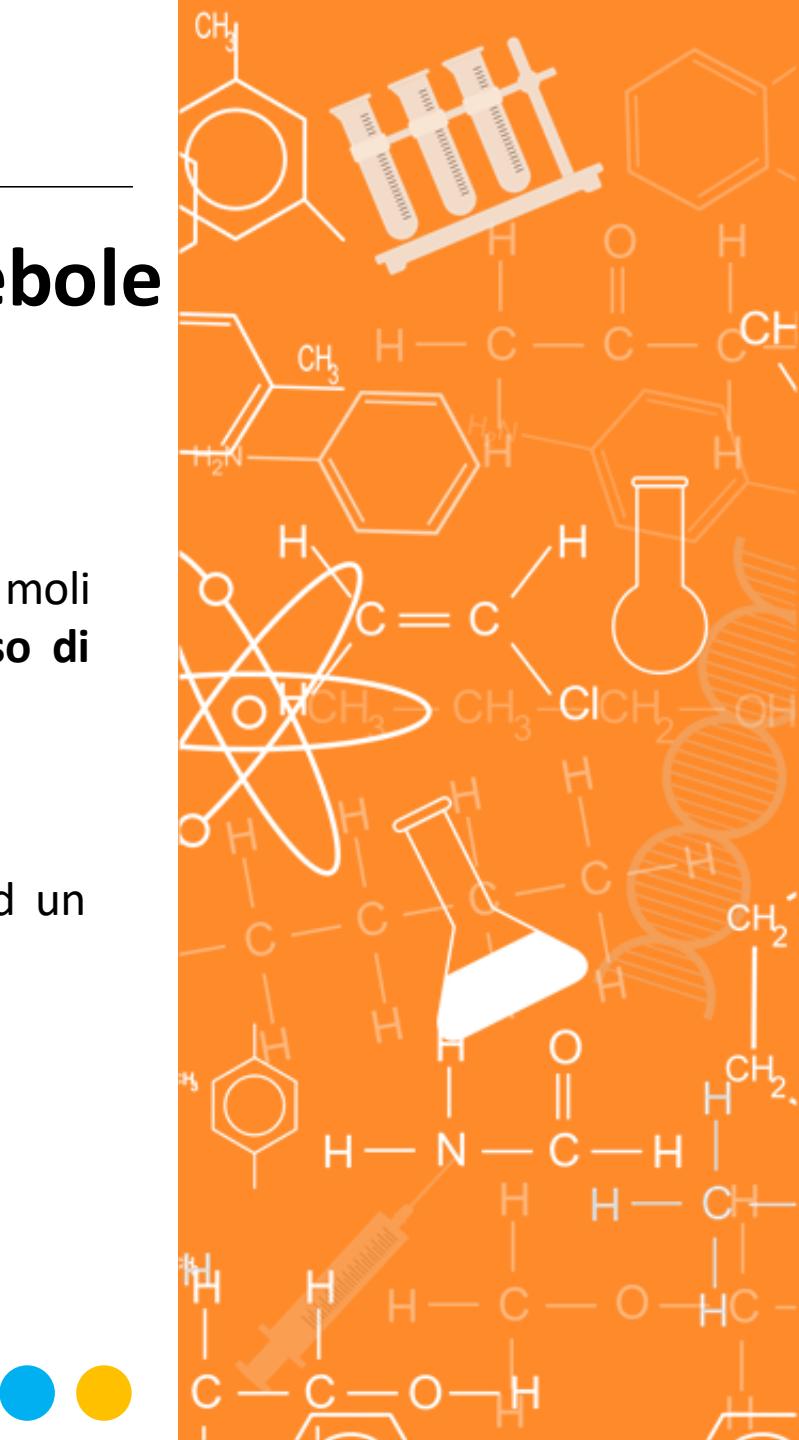
La specie forte neutralizza quella debole fino al suo completo consumo. Le moli rimanenti di specie forte permettono di **calcolare $[H_3O^+]$ come nel caso di specie forte da sola**

2) $n_{\text{specie forte}} = n_{\text{specie debole}}$

Le due specie reagiscono formando un sale che, a sua volta, dà luogo ad un **equilibrio di idrolisi**

3) $n_{\text{specie forte}} < n_{\text{specie debole}}$

Si ottiene una **soluzione tampone**



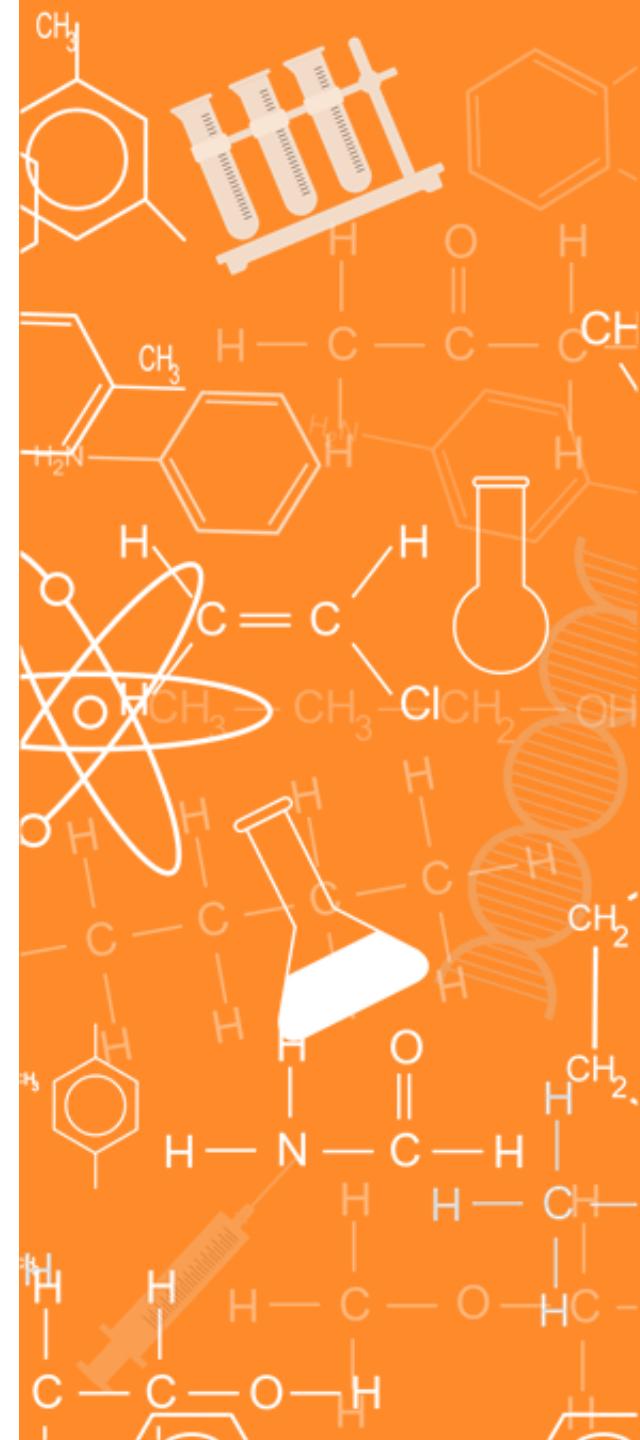
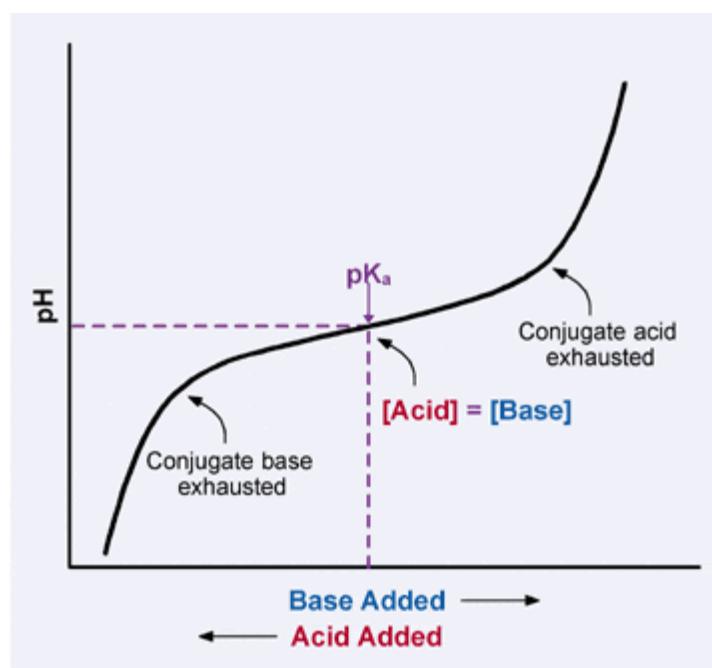
RIPASSO TEORICO

Soluzioni tampone

Una soluzione tampone è una soluzione in grado di mitigare variazioni di pH causate dall'aggiunto di un acido o di una base.

Si ottengono quando si hanno soluzioni di:

- **Acido debole e la sua base coniugata** sotto forma di sale molto solubile
- **Base debole e il suo acido coniugato** sotto forma di sale molto solubile



RIPASSO TEORICO

Soluzione tampone acida

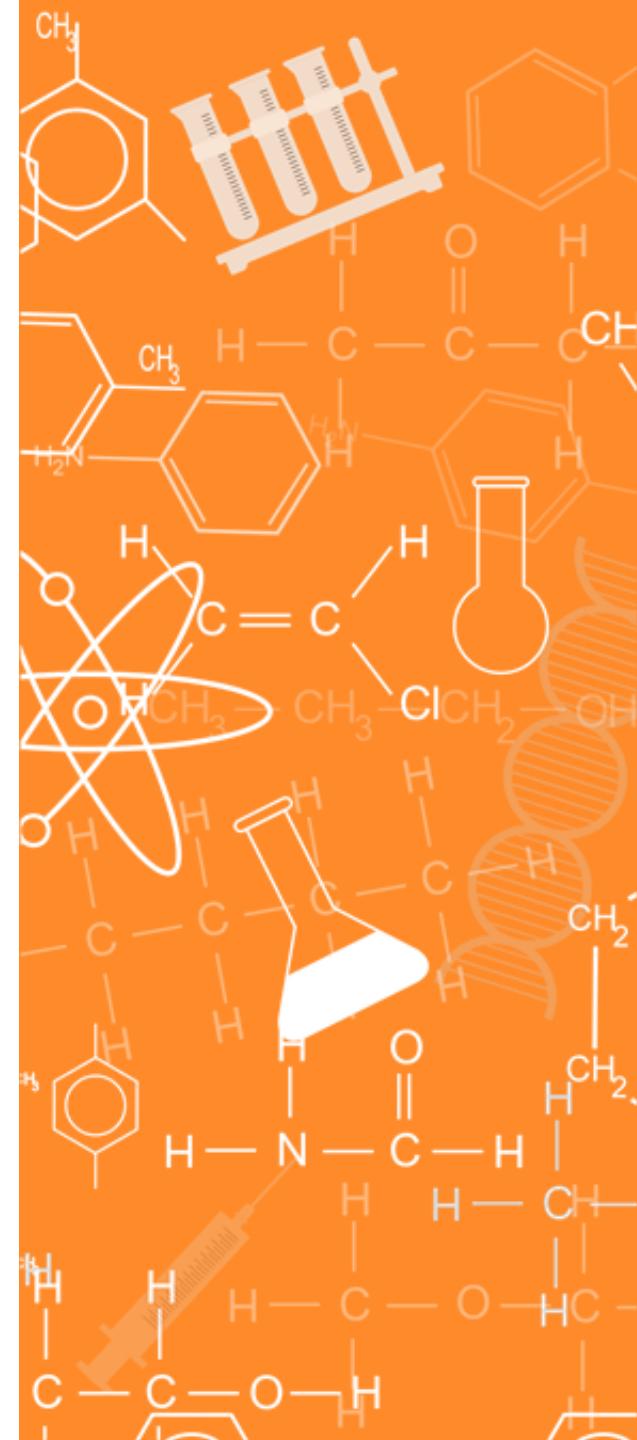
Acido acetico (CH_3COOH - acido debole) + acetato di sodio (CH_3COONa - sale di acido acetico e idrossido di sodio, una base forte)

REAZIONI

- 1) $\text{CH}_3\text{COONa} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+$
- 2) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
- 3) $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$

EQUILIBRIO

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \xrightarrow{\substack{\text{eq.} \\ \text{APPROSSIMAZ.}}} C_{\text{sale},0} \approx C_{a,0}$$
$$K_a = \frac{C_{\text{sale},0}[\text{H}_3\text{O}^+]}{C_{a,0}}$$
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{C_{a,0}}{C_{\text{sale},0}}$$



RIPASSO TEORICO

Soluzione tampone **basica**

Ammoniaca (NH_3 - base debole) + cloruro di ammonio (NH_4Cl - sale di ammoniaca e acido cloridrico, un acido forte)

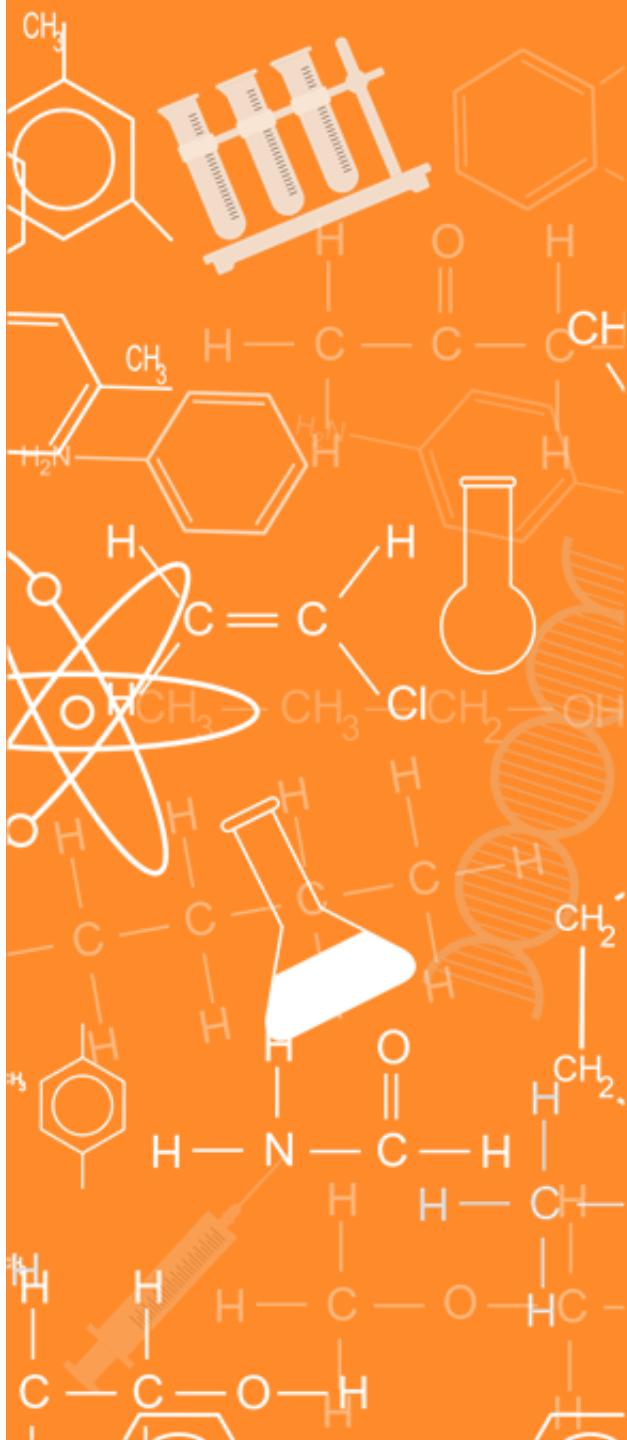
REAZIONI

- 1)** $NH_4Cl \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$
 - 2)** $NH_3 + H_2O \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$
 - 3)** $NH_4^+ + H_2O \leftrightarrow NH_3 + H_3O^+$

EQUILIBRIO

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} \xrightarrow{\begin{array}{l} [NH_4^+] \cong C_{sale,0} \\ [NH_3] \cong C_{b,0} \end{array}} K_b = \frac{C_{sale,0}[OH^-]}{C_{b,0}}$$

$$[OH^-] = K_b \frac{C_{b,0}}{C_{sale,0}}$$



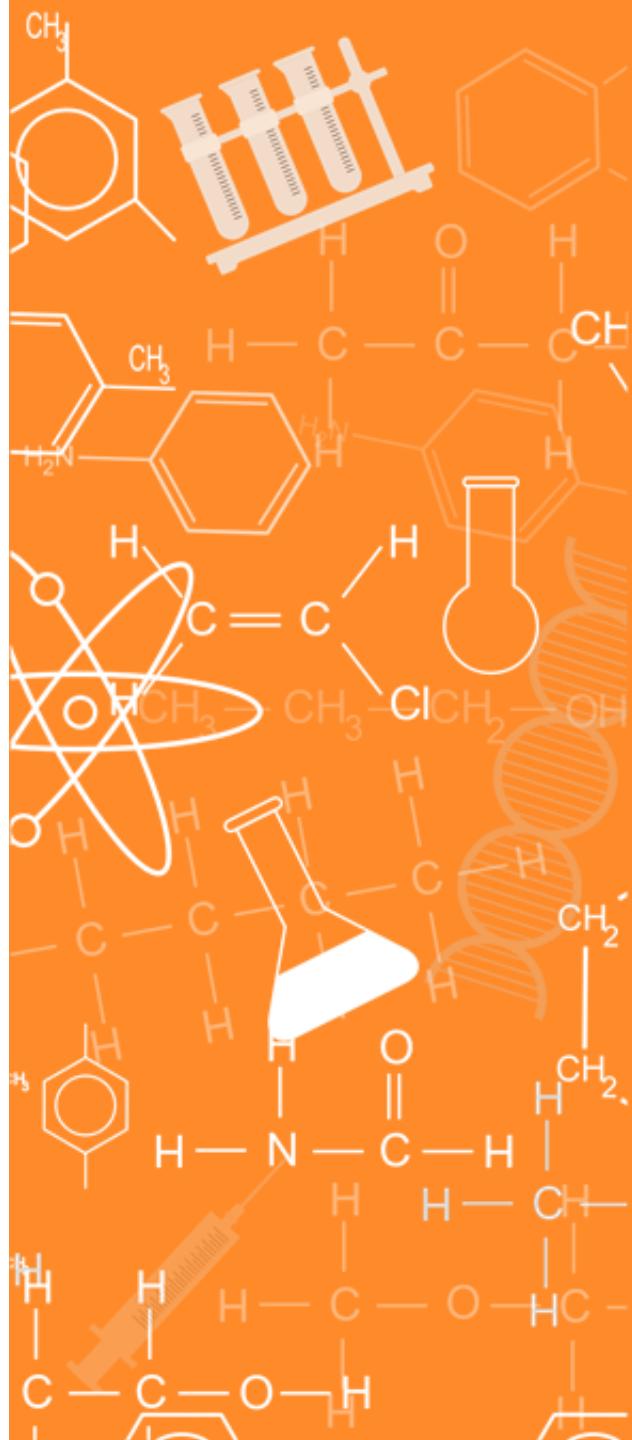
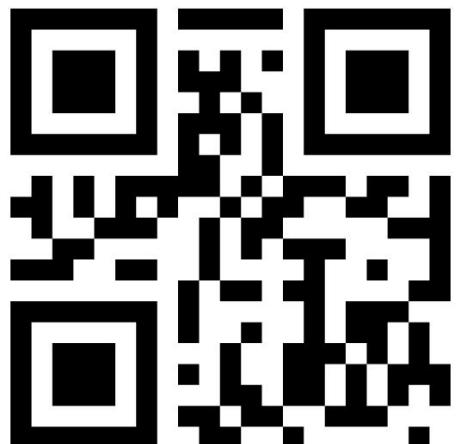
REGISTRAZIONE

Per registrare la tua presenza al tutorato:

- Vai sul sito www.tutorapp.polimi.it
e inserisci il mio codice persona

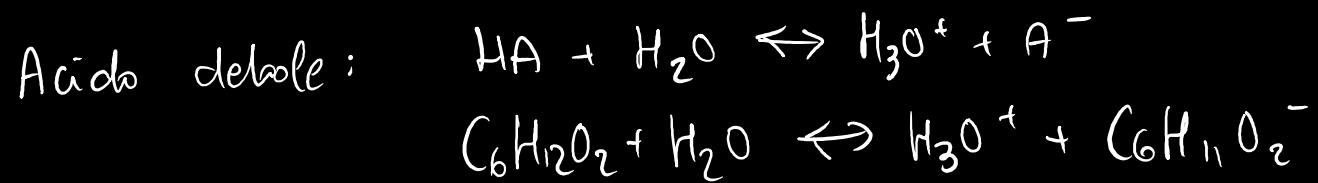
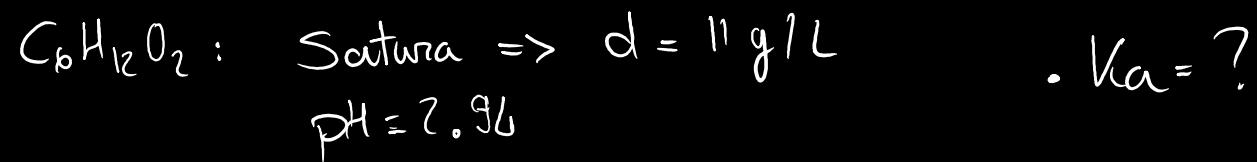
10488783

- Oppure scansiona il QR Code



ESERCIZI

1. L'acido esanoico ($C_6H_{12}O_2$), presente in piccole quantità negli oli di cocco e di palma, viene usato nella fabbricazione di essenze artificiali. Una soluzione acquosa satura dell'acido ha una concentrazione di 11 g/L e ha $pH = 2.94$. Qual è la K_a dell'acido?



$$K_a = \frac{[H_3O^+][C_6H_{11}O_2^-]}{[C_6H_{12}O_2]}$$

	$C_6H_{12}O_2$	H_2O	$C_6H_{11}O_2^-$	H_3O^+
iniz	a	ECC	/	/
Eq	$a - x$	ECC	x	x

$$\Rightarrow K_a = \frac{x \cdot x}{a - x} = \frac{[H_3O^+]^2}{[C_6H_{12}O_2]}$$

ESERCIZI

$$\text{pH} = -\log_{10} [\text{H}_3\text{O}^+] = 2.94 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2.94} = 1.15 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$d = 11 \frac{\text{g/L}}{[\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_2] \frac{\text{mol}}{\text{L}}} \quad \leftarrow \frac{\text{mol}}{\text{g}} = \frac{1}{MM}$$

↓

$$MM_a = MM_C \cdot 6 + MM_H \cdot 12 + MM_O \cdot 2 = 12 \cdot 6 + 1 \cdot 12 + 16 \cdot 2 = 116 \text{ g/mol}$$

$$[\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_2] = \frac{d}{MM_a} = \frac{11 \frac{\text{g/L}}{\text{mol}}}{116 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0.095 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$\Rightarrow K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_2]} = \frac{(1.15 \cdot 10^{-3})^2}{0.095} = 1.39 \cdot 10^{-5}$$

ESERCIZI

2. Calcolare la molarità di una soluzione di HCl avente lo stesso pH di una soluzione $\underline{0.1}^3$ M di un acido monoprotico debole la cui costante di dissociazione acida K_a è a pari a $5.6 \cdot 10^{-3}$

H_A : debole
monoprotico
 $K_a = 5.6 \cdot 10^{-3}$
 $C_A = 3\text{ M}$

• $[HCl] = ?$

H_A : Monoprotico \Rightarrow 1 dissociazione (H^+)
Debole \Rightarrow Equilibrio



$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[H_A]} = \frac{x \cdot x}{C_A - x}$$

$$HCl : pH_{HCl} = pH_{HA}$$

$H_2SO_4 \rightarrow$ diprotico
1 mol \rightarrow 2 mol H_3O^+

ESERCIZI

HIPOTESI: Dissociazione di HA avviene poco

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x \ll Ca \rightarrow x < 5\%Ca$$

$$Ca - x \approx Ca$$

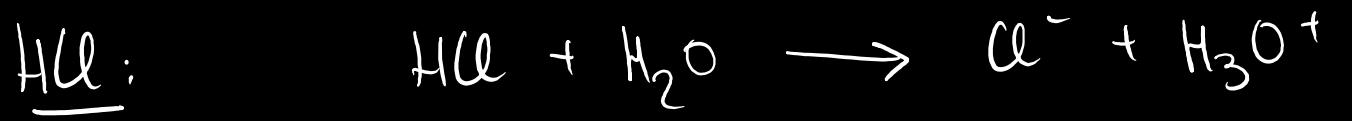
$$\Rightarrow K_a = \frac{x \cdot x}{Ca - x} \underset{\substack{\uparrow \\ \text{IPOTESI}}}{\approx} \frac{x \cdot x}{Ca} \Rightarrow x^2 = K_a \cdot Ca$$
$$x = \sqrt{K_a \cdot Ca} = \sqrt{5.6 \cdot 10^{-3} \cdot 3} = 0.13 \text{ M} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

VERIFICA IPOTESI: $x < 5\%Ca$

$$\left. \begin{array}{l} x = 0.13 \\ 5\%Ca = \frac{5}{100} \cdot 3 = 0.15 \end{array} \right\} \checkmark$$

$$\Rightarrow \text{pH}_{\text{HA}} = -\log_{10} [\text{H}_3\text{O}^+] = \text{pH}_{\text{HCl}} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HCl}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HA}}$$

ESERCIZI



$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HCl}} = [\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HA}} = 0.13 \text{ M}$$

$$\Rightarrow [\text{HCl}] = 0.13 \text{ M}$$

ESERCIZI

3. Si consideri una soluzione acquosa di acido acetico (CH_3COOH) al 5.7% in massa. Che massa di questa soluzione dovrebbe essere diluita con acqua per preparare 750 mL di una soluzione avente $\text{pH} = 4.52$ all'equilibrio? ($K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$)

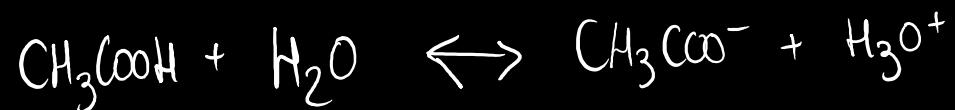
$$\text{CH}_3\text{COOH} : K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{Soluz : \% m}_{\text{CH}_3\text{COOH}} = \% \text{ma} = 5.7\%$$

$$V = 750 \text{ mL}$$

$$\text{pH} = 4.52$$

- $m_{\text{soluz}} = ?$



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{x^2}{C_a - x} \underset{\uparrow}{\approx} \frac{x^2}{C_a}$$

(POTESI)
 $x < 57.C_a$

ESERCIZI

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] \rightarrow \text{pH} = 4.52 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4.52} = 3.02 \cdot 10^{-5} \text{ M} = x$$

$$\Rightarrow K_a \approx \frac{x^2}{C_a} \Rightarrow C_a = \frac{x^2}{K_a} = \frac{(3.02 \cdot 10^{-5})^2}{1.8 \cdot 10^{-5}} = 5.07 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

VERIFICA: $x < 5\% C_a$

$$x = 3.02 \cdot 10^{-5}$$
$$5\% C_a = \frac{5}{100} \cdot 5.07 \cdot 10^{-5} = 2.53 \cdot 10^{-6} \quad \left. \right\} x < 5\% C_a \quad \times$$

EQUILIBRIO:

$$K_a = \frac{x^2}{C_a - x} \Rightarrow C_a - x = \frac{x^2}{K_a} \Rightarrow C_a = \frac{x^2}{K_a} + x$$

$$C_a = \frac{(3.02 \cdot 10^{-5})^2}{1.8 \cdot 10^{-5}} + 3.02 \cdot 10^{-5} = 8.09 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

ESERCIZI

acido in soluzione : $n_a = C_a \cdot V = 8.09 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0.75 \text{ L} = 6.07 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$



$$M_{\text{Ma}} = 12 \cdot 1 + 1 \cdot 3 + 12 \cdot 1 + 16 \cdot 2 + 1 \cdot 1 = 60 \text{ g/mol}$$

$$m_a = n_a \cdot M_{\text{Ma}} = 3.64 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

Soluzione :



$$100\% = 94.3\% + 5.7\%$$

$$M_{\text{sol}} : 100\% = m_a : 5.7\%$$

$$\Rightarrow M_{\text{sol}} = m_a \cdot \frac{100\%}{5.7\%} = 0.064 \text{ g}$$

ESERCIZI

4. Quale delle seguenti soluzioni acquose di diversi sali risulterà più basica?

- a. 0.10 M NaNO_3 ($K_a \text{ HNO}_3 = 28$)
- b. 0.10 M CH_3COONa ($K_a \text{ CH}_3\text{COOH} = 1.8 \cdot 10^{-5}$)
- c. 0.10 M NaNO_2 ($K_a \text{ HNO}_2 = 5.1 \cdot 10^{-4}$)
- d. 0.10 M NaOCl ($K_a \text{ HClO} = 2.9 \cdot 10^{-8}$)
- e. 0.10 M NaF ($K_a \text{ HF} = 6.6 \cdot 10^{-4}$)

Ioholisi basica \Rightarrow + ' bonito con K_a minore

(d)

Piú basica = $[\text{OH}^-]$ maggiore

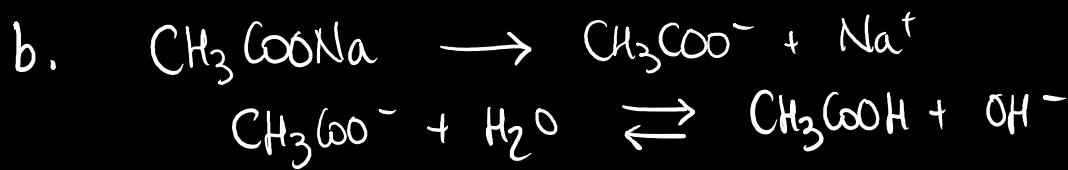
$$K_w = [\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]}$$

Piú basica = $[\text{OH}^-]$ maggiore = $[\text{H}_3\text{O}^+]$ minore



pH = 7
neutra

ESERCIZI

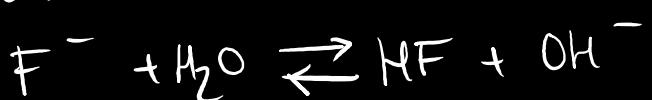
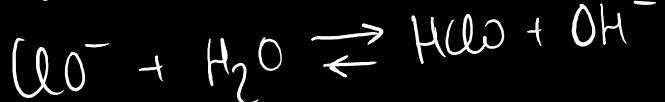
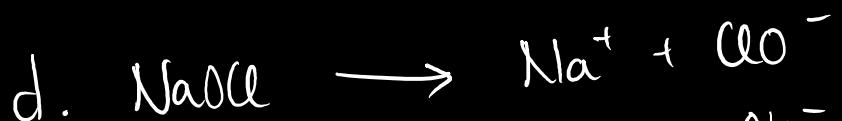


$$K_b \uparrow \Rightarrow [\text{OH}^-]$$

$$K_w = K_a \cdot K_b \Rightarrow K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

$$\Rightarrow K_a \downarrow \Rightarrow K_b \uparrow \Rightarrow [\text{OH}^-] \uparrow$$

Basico \uparrow



ESERCIZI

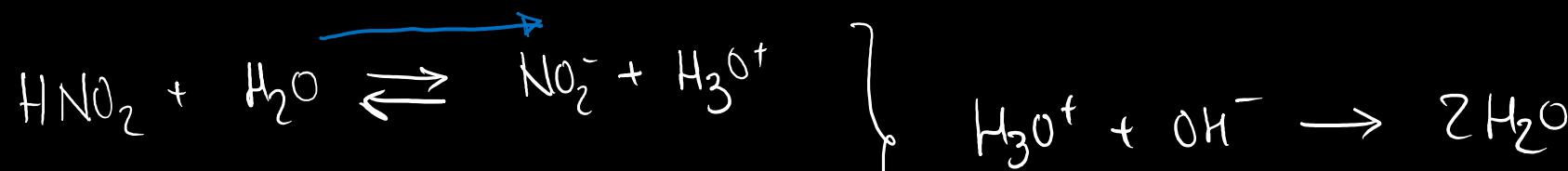
5. 5 mL di una soluzione di HNO_2 ($K_a = 7 \cdot 10^{-4}$) vengono titolati con 20 mL di NaOH 0.04 M. Calcolare la concentrazione della soluzione di HNO_2 .

$$\text{HNO}_2 : V_a = 5 \text{ mL}$$
$$K_a = 7 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{NaOH} : V_b = 20 \text{ mL}$$
$$[\text{NaOH}] = 0,04 \text{ M}$$

$$\bullet [\text{HNO}_2] = ?$$

Titolazione \rightarrow neutralizzazione : $n_{\text{H}_3\text{O}^+} = n_{\text{OH}^-} \rightarrow \text{pH} = 7$



$$n_{\text{OH}^-} = n_{\text{NaOH}} = [\text{NaOH}] \cdot V_b = 0,04 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 20 \text{ mL} = 0,04 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,02 \text{ L} = 8 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

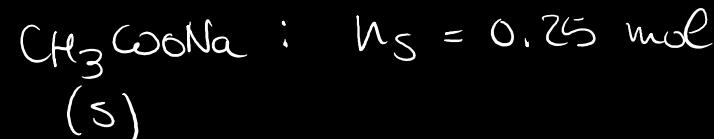
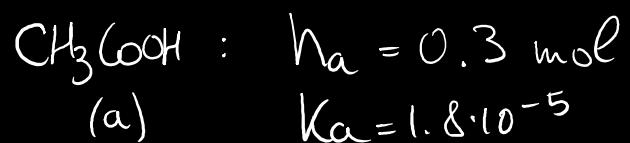
$$n_{\text{H}_3\text{O}^+} = n_{\text{OH}^-} = 8 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n_{\text{HNO}_2} = n_{\text{H}_3\text{O}^+} \Rightarrow [\text{HNO}_2] = \frac{n_{\text{HNO}_2}}{V_a} = \frac{8 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{0,005 \text{ L}} = 0,16 \text{ M}$$

ESERCIZI

6. Si consideri 1.0 L di soluzione contenente 0.30 mol di CH_3COOH ($K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$ mol/L) e 0.25 mol di CH_3COONa . Calcolare il pH prima e dopo l'aggiunta di 400 mL di soluzione 0.20 M di NaOH.

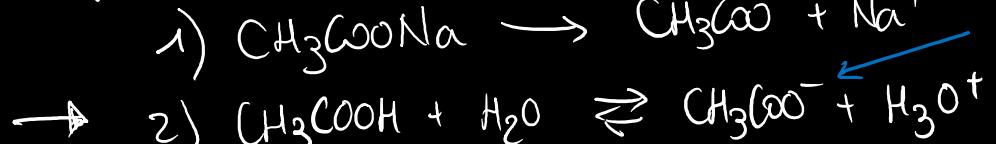
$$V = 1 \text{ L}$$



$$\text{NaOH} : V_b = 400 \text{ mL}$$

$$[\text{NaOH}] = 0.2 \text{ M}$$

pH prima e dopo NaOH



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$\xrightarrow{\begin{array}{l} [\text{CH}_3\text{COOH}] \approx (\text{a}) \\ [\text{CH}_3\text{COO}^-] \approx (\text{s}) \end{array}} K_a = \frac{C_s \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{(\text{a})}$$

	CH_3COOH	H_2O	CH_3COO^-	H_3O^+
iniz.	0.3 mol	ECC	0.25 mol	/
Eq.	$0.3 - x \approx 0.3$		$0.25 + x \approx 0.25$	+ x

ESERCIZI

$$C_a = \frac{n_a}{V} = \frac{0.3 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0.3 \text{ M}$$

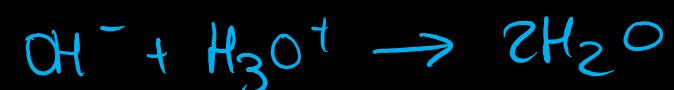
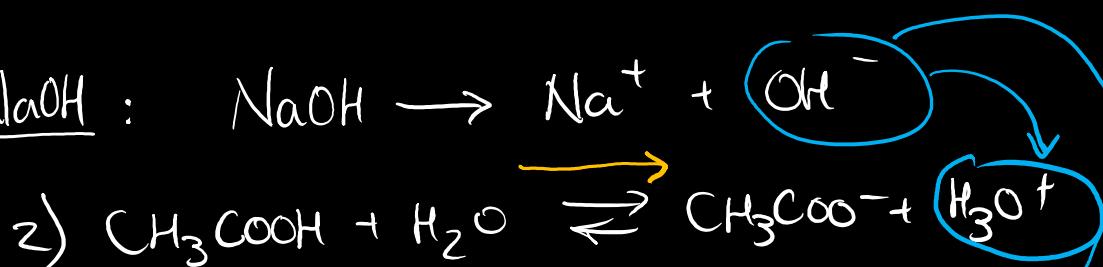
$$C_s = \frac{n_s}{V} = \frac{0.25 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0.25 \text{ M}$$

$$\Rightarrow [H_3O^+] = K_a \cdot \frac{C_a}{C_s} = 1.8 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{0.3}{0.25} = 2.16 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$\Rightarrow pH = -\log_{10} [H_3O^+] = -\log_{10} (2.16 \cdot 10^{-5}) = 4.67$$

$$n_{H_3O^+} = [H_3O^+] \cdot V = 2.16 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

Aggiunta NaOH:



ESERCIZI

$$n_{\text{NaOH}} = [\text{NaOH}] \cdot V_b = 0.2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0.4 \text{ L} = 0.08 \text{ mol}$$

$$n_{\text{OH}^-}^{\text{agg}} = n_{\text{NaOH}}$$

$$n_a' = n_a - n_{\text{OH}^-}^{\text{agg}} = 0.3 - 0.08 = 0.22 \text{ mol}$$

$$n_s' = n_s + n_{\text{OH}^-}^{\text{agg}} = 0.25 + 0.08 = 0.33 \text{ mol}$$

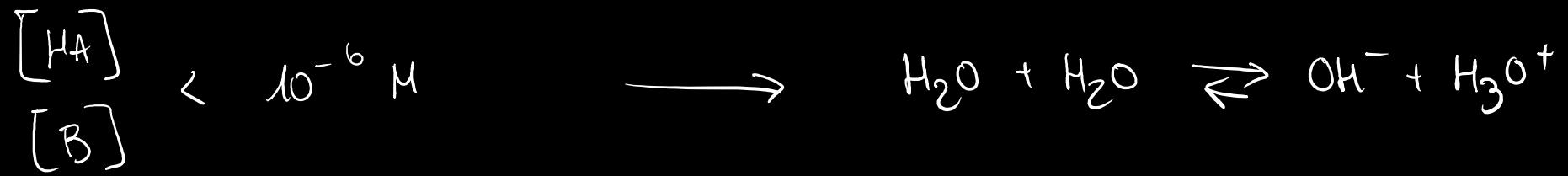
$$C_a' = \frac{n_a'}{V_{\text{tot}}} = \frac{n_a'}{\sqrt{V_a + V_b}} = \frac{0.22 \text{ mol}}{(1+0.4)\text{L}} = 0.157 \text{ M}$$

$$C_s' = \frac{n_s'}{V_{\text{tot}}} = \frac{0.33 \text{ mol}}{1.4 \text{ L}} = 0.236 \text{ M}$$

$$\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]' = K_a \cdot \frac{C_a'}{C_s'} = 1.8 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{0.157}{0.236} = 1.2 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH}' = -\log_{10} [\text{H}_3\text{O}^+]' = 4.92$$

ESERCIZI



ESERCIZI

7. In quale dei seguenti solventi sarà più solubile il composto CaCO_3 ? Perché?

- a. Acqua pura
- b. Soluzione di Na_2CO_3 0.1 M
- c. Soluzione di NaOH 0.1 M
- d. Soluzione di Na_2CO_3 0.01 M
- e. Soluzione di HBr 0.1 M

[e. perché è l'unica soluzione acida]

ESERCIZI

8. Calcolare il pH di una soluzione 0.34 M di NH_4NO_3 . $K_b(\text{NH}_3) = 1.75 \cdot 10^{-5}$

[pH = 5.86]

ESERCIZI

9. Stabilire qualitativamente quale sarà il pH delle soluzioni acquose in cui vengono disciolti i seguenti sali:

- a. KHCO_3
- b. MgF_2
- c. BeCl_2
- d. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

[a. $\text{pH} > 7$, b. $\text{pH} > 7$, c. $\text{pH} = 7$, d. $\text{pH} < 7$]

ESERCIZI

10. Individuare le affermazioni errate rispetto alle soluzioni tampone:

- a. Diluendo moderatamente una soluzione tampone acida, il suo pH aumenta.
- b. Si può preparare una soluzione tampone miscelando una soluzione di acido acetico e una soluzione di idrossido di sodio.
- c. Il pH di una soluzione tampone varia debolmente all'aggiunta di acidi e basi forti, in qualunque quantità.
- d. Aggiungendo NaOH ad un tampone acetato/acido acetico, aumenterà la concentrazione dell'acetato.
- e. Aggiungendo HCl ad un tampone acetato/acido acetico, aumenterà la concentrazione dell'acido acetico.

[a. e c.]

CONTATTI

Per dubbi, domande, chiarimenti e proposte di esercizi da risolvere nelle lezioni successive:



alessandro.marchetti@polimi.it



Alessandro Marchetti
(10488783)

