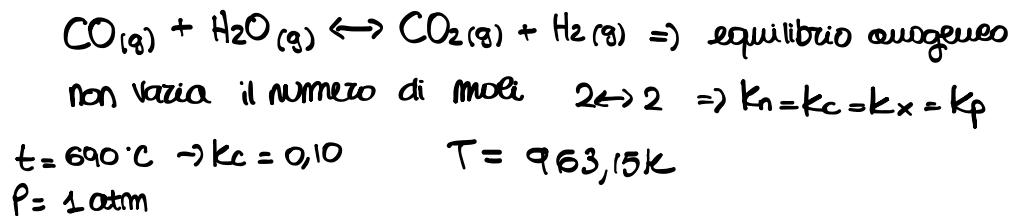


$$n_{\text{tot}} = 3 \times 0,24 = 0,72$$

$$P_T = n_{\text{tot}} \frac{RT}{V} = \frac{0,72 \cdot 0,082 \cdot 500}{22} = 1,34 \text{ atm}$$

ESERCIZIO:



Sapendo che all'inizio abbiamo una mole di CO è una mole di H₂O, calcolare le frazioni molari delle specie presenti all'equilibrio e il volume in litri occupato dalla miscela gassosa.

	CO	H ₂ O	\rightleftharpoons	CO ₂	H ₂	moli tot
inizio	1	1		/	/	
eq.	1-x	1-x		x	x	2

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{2 \cdot 0,082 \cdot 963,15}{1} = 157,95 \text{ litri}$$

$$K_c = 0,10 = K_n = \frac{x \cdot x}{(1-x)(1-x)} \Rightarrow \sqrt{0,10} = \frac{x}{1-x} \Rightarrow x = 0,24$$

$$X_{\text{CO}_2} = X_{\text{H}_2} = \frac{0,24}{2} = 0,12$$

$$X_{\text{CO}} = X_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{1-x}{2} = \frac{1-0,24}{2} = 0,38$$

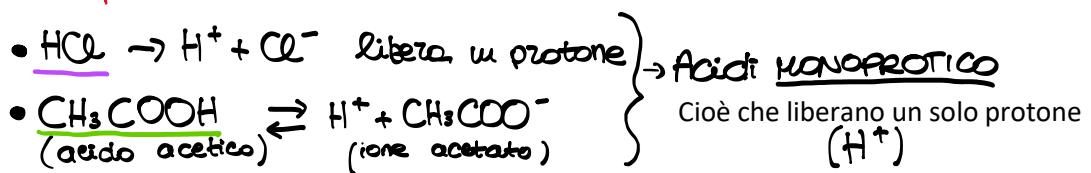
EQUILIBRI IONICI IN SOLUZIONE ACQUOSA

Definizioni di **acido** e **base** secondo ARRHENIUS:

Viene definito acido una specie chimica che in soluzione acquosa è in grado di liberare ioni H⁺, mentre

viene definita base una specie chimica che in soluzione acquosa è in grado di cedere ioni OH⁻.

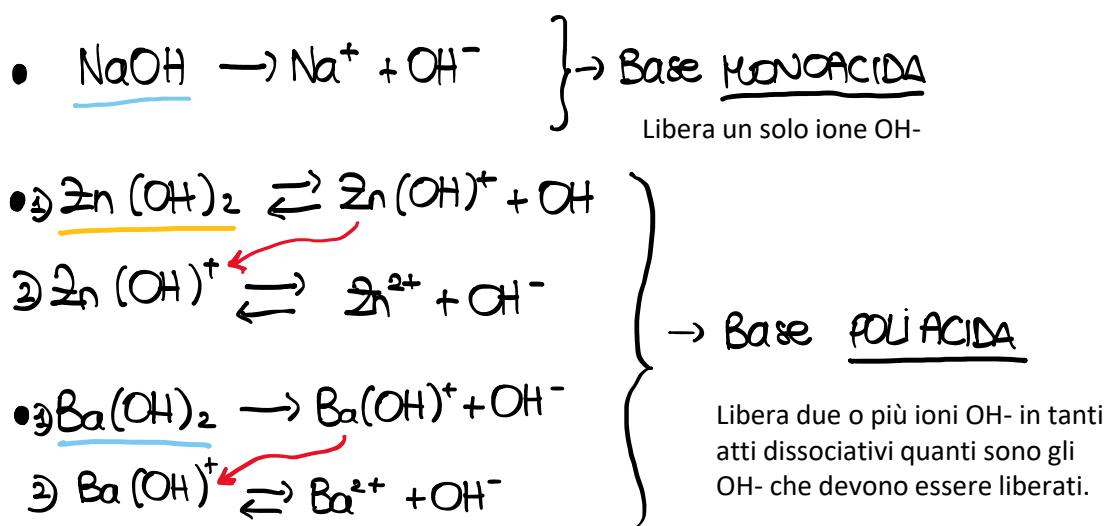
Esempi di Acidi :



- **ACIDI FORTI** → quando si dissocia completamente messo in acqua
- **ACIDI DEBOLI** → acido che raggiunge una condizione di equilibrio, avendo un acido acetico in parte nella sua forma dissociata e in parte nella sua forma indissociata $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$

Per quanto riguarda gli acidi poliprotici bisogna guardare il primo atto dissociativo, se nella prima dissociazione si comporta da acido forte lo definiamo acido forte, se nella prima dissociazione si comporta da acido debole lo definiamo acido debole.

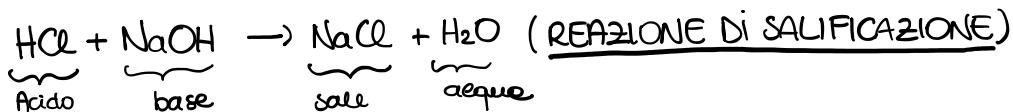
Esempi di Basi :



- **BASE FORTE** → si dissocia completamente
- **BASE DEBOLE** → si dissocia parzialmente

- Dalla reazione tra un acido e una base avviene una reazione di SALIFICAZIONE cioè si formano un sale

più acqua:



Definizione di **acido** e **base** secondo BRONSTED E LOWRY:

(Sarà la definizione a cui faremo riferimento noi)

Praticamente ci si accorge che nella definizione data da Arrhenius c'erano delle specie chimiche che pur non rientrando nella definizione o base avevano tutte le caratteristiche dell'acido o della base.

Partono da una considerazione sullo ione H^+ , cioè la specie H^+ è una specie che ha una capacità di sopravvivenza limitata (cioè da sola non può stare) quando essa si genera cerca immediatamente di associarsi ad un'altra specie chimica.

H^+ forte potere polarizzante

Quando siamo in acqua lo ione H^+ cerca di associarsi all'acqua formando H_3O^+ (ione idronio).

Definizioni:

- **Acido** è una specie chimica in grado di cedere ioni H^+ ad un'altra specie chimica in grado di accettarli.

↳ cedere H^+

- **Base** è una specie chimica in grado di accettare ioni H^+ da un'altra specie chimica in grado di cederli.

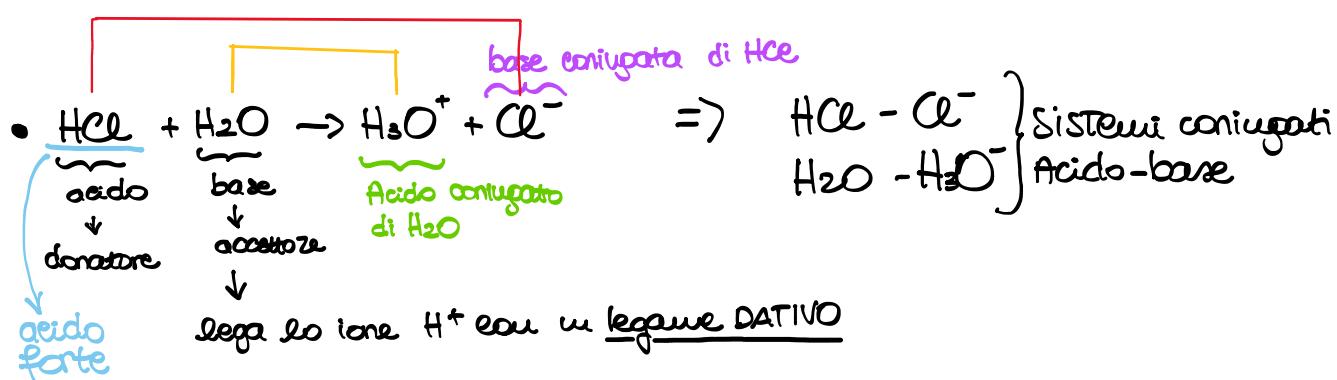
↳ accettare H^+

Quindi non può esistere l'acido se contemporaneamente non esiste la base e viceversa.

Una sostanza è acido se è presente un'altra sostanza che si comporta da base e viceversa (non esiste l'acido o la base da sola). → SISTEMA ACIDO-BASE

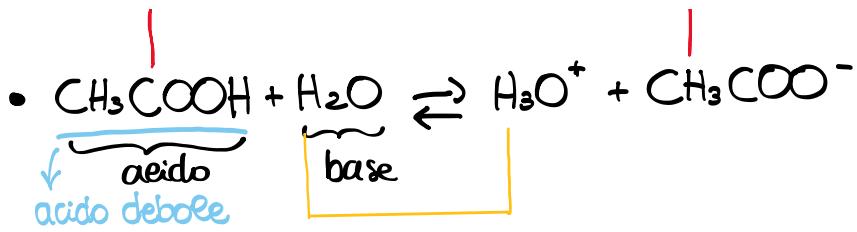
Questo ci fa capire che la stessa specie chimica con partner di reazione diversi può avere comportamenti diversi.

Esmpio:



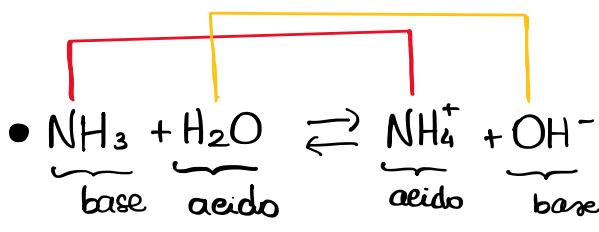
SISTEMA CONIUGATO: sistema fatto da 2 specie che differiscono per un singolo protone





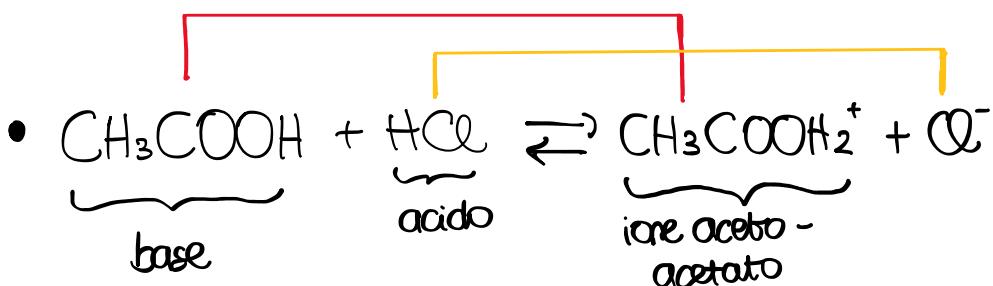
Tanto più forte è l'acido tanto più debole è la base coniugata e viceversa.

Questa regola è importante in quanto ci permette di capire come mai la reazione di dissociazione di HCl non torna indietro: HCl acido forte quindi la sua base coniugata Cl- sarà debole, quindi se è debole non c'è la farà ad accettare un protone da H₃O⁺ è la reazione non torna indietro, invece la reazione di CH₃COOH è un acido debole quindi la sua base coniugata CH₃COO⁻ sarà forte e quindi riesce ad accettare un protone da H₃O⁺ è la reazione torna indietro.



Secondo Arrhenius l'ammoniaca non sarebbe stata base, ma con BRONSTED e LOWRY si dimostra che lo è perché quando la metto in acqua accetta un protone dall'acqua e si forma lo ione ammonio

Come vediamo l'acqua si comporta sia da base che da acido, ovvero ha il comportamento tipico degli elettroliti anfoteri.

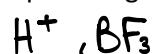


Anche l'acido acetico si comporta in maniera diversa in base alla reazione, se immerso in acqua si comporta da acido, se immerso in acido cloridrico si comporta da base e accetta il protone.

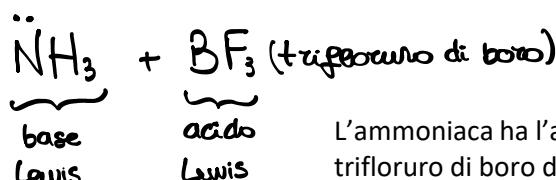
Questa è la dimostrazione del fatto che non esiste l'acido in modo assoluto, ma c'è l'acido in quanto contemporaneamente c'è la base.

Definizione di **acido** e **base** secondo LEWIS:

Si definisce **acido** una specie in grado di accettare uno o più doppietti elettronici.



Si definisce **base** una specie in grado di cedere uno o più doppietti elettronici.



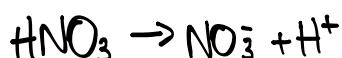
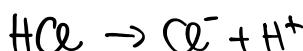
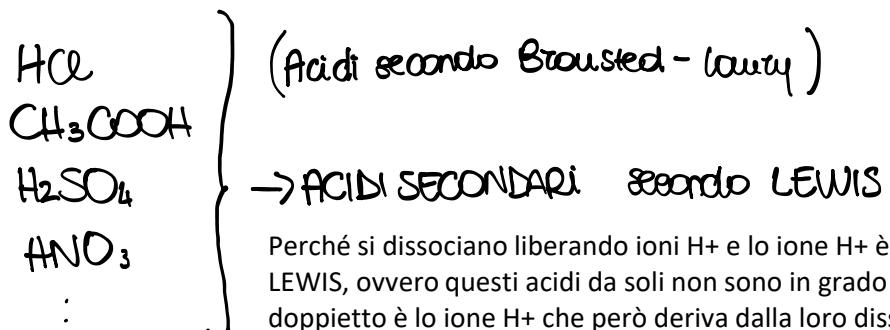
L'ammoniaca ha l'azoto che dispone di un doppietto elettronico non condiviso, il trifloruro di boro dispone di un orbitale vuoto, quindi l'azoto funge da donatore e il boro da accettore e così si forma il legame dativo.

il boro da accettare e così si forma il legame dativo.

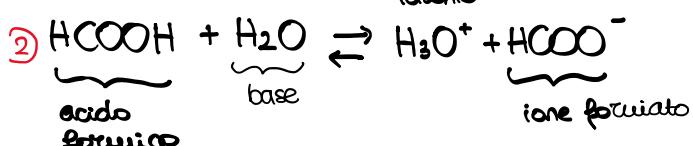
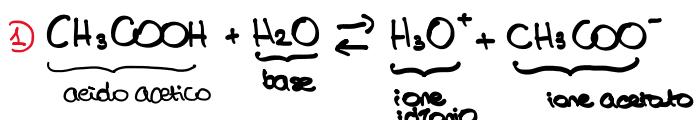


NH_3 → base secondo Brønsted-Lowry (accetta il protone)
 → base secondo Lewis (cede il doppietto)

Le due cose concordano perché posso cedere un doppietto perché ho la capacità di accettare il protone.



FORZA DI UN ACIDO O DI UNA BASE: K_a e K_b



$$K_1 = \frac{\text{[H}_3\text{O}^+ \cdot \text{CH}_3\text{COO}^-]}{\text{[CH}_3\text{COOH} \cdot \text{H}_2\text{O}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = K_{a1}$$

concentrazioni riferite all'equilibrio

$$K_2 = \frac{\text{[H}_3\text{O}^+ \cdot \text{HCOO}^-}{\text{[HCOOH]}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] [\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]} = K_{a2}$$

K_a = costante di dissociazione acida
 (l'acqua è un liquido puro)
 (che ha attività unitaria)

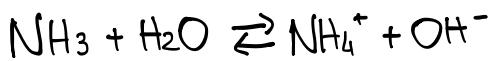
$$t = 25^\circ\text{C} \quad K_{a1} = 1,8 \cdot 10^{-5}, \quad K_{a2} = 1,8 \cdot 10^{-4}$$

(acido acetico) (acido formico)

$K_{a2} > K_{a1} \Rightarrow$ Acido formico è più forte
dell'acido acetico

Sa cosa si fa con le basi:

Sa cosa si fa con le basi:



$$K_{\text{eq}} = \frac{a_{\text{NH}_4^+} \cdot a_{\text{OH}^-}}{a_{\text{NH}_3} \cdot a_{\text{H}_2\text{O}}}$$

K_b = costante di dissociazione basica

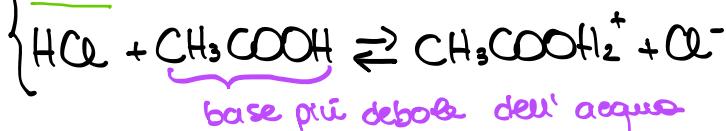
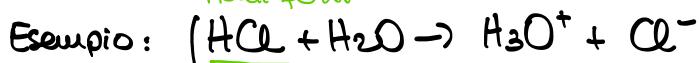
$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3] [\text{H}_2\text{O}]}$$

Se l'acido o la base si dissociano completamente: EFFETTO LIVELLANTE DELL'ACQUA



Cioè in acqua, quelli che sono acidi forti, vengono livellati nel senso che si dissociano completamente e quindi non posso dire chi è più forte e chi è più debole.

Acidi forti



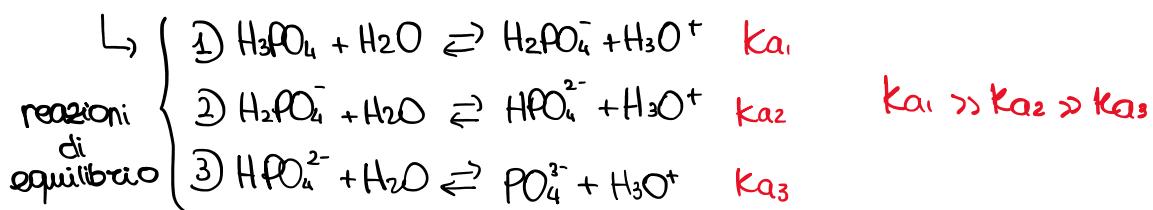
acido coniugato
ione acetato-acetato → più forte di H_3O^+

la reazione tornerà indietro

Per poter dire che è più forte tra HCl e HNO₃ devo scegliere una base più debole dell'acqua perché così questa base avrà un acido coniugato più forte di H_3O^+ e la reazione tornerà indietro e avrà un equilibrio, quindi posso calcolare le costanti di equilibrio e dire chi è più forte e chi è più debole.

ACIDI POLIPROTICI: acidi dalla cui dissociazione derivano più protoni.

H_3PO_4 acido fosforico → può cedere 3 protoni → TRIPROTICO



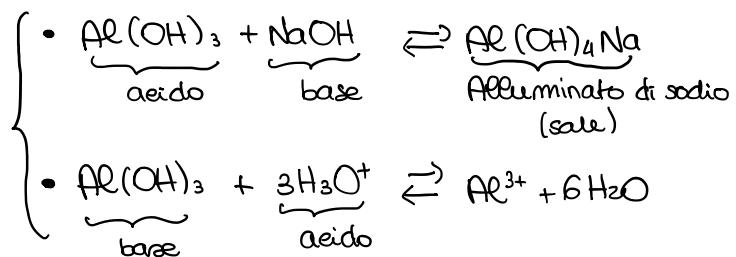
Se genericamente viene richiesta la K_a dell'acido fosforico ad esempio, bisogna ricavare la $K_{\text{a}1}$ (a meno che non venga specificato).

ELETTROLITI ANFOTERI:

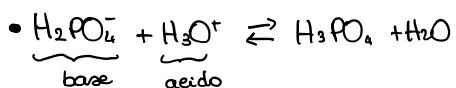
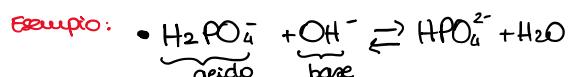
Specie anfotera: specie che ha la capacità di comportarsi da acido in presenza di una base e da base in

presenza di un acido.

Esempio: $\text{Al}(\text{OH})_3$ idrossido di alluminio

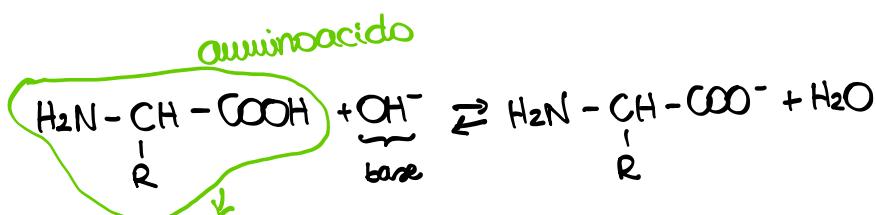


Una sotto categoria delle specie anfotere sono le **specie anfiprotiche** ovvero specie in grado di cedere protoni o acquistare protoni (es. acqua)

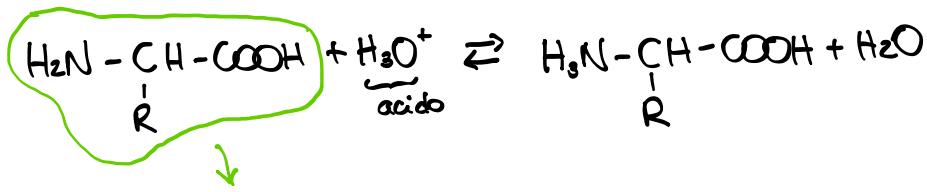


Le specie anfiprotiche sono sicuramente anfotere, mentre le specie anfotere non è detto che siano anfiprotiche.

AMINOACIDI: sono specie anfotere e nello specifico specie anfiprotiche.

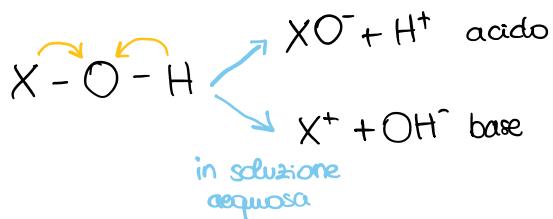


Cede un protone e si comporta da acido.



Accetta il protone e si comporta da base

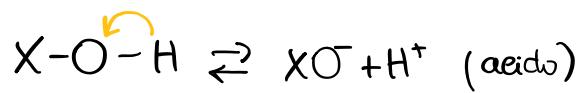
Spieghiamo il comportamento delle specie anfotere:



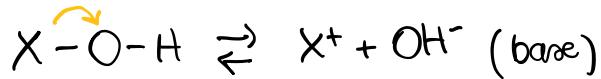
La x (a parte nel caso del fluoro che è più elettronegativo dell'ossigeno) è sempre meno elettronegativo dell'ossigeno, quindi sia x che H sono meno elettronegativi di O, quindi O attira verso di se gli elettroni di

legame, in soluzione aquosa può avere due comportamenti ovvero può rilasciare H+ è quindi comportarsi da acido, può rilasciare un OH- e quindi comportarsi da base

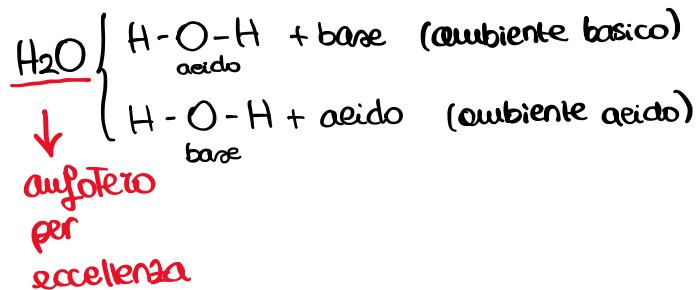
- Se x è più elettronegativo di H l'ossigeno attira su di se gli elettroni del legame OH



- Se x è meno elettronegativo di H l'ossigeno attira su di se gli elettroni del legame XO



Se X ha più o meno la stessa elettronegatività di H ci possono essere due tipi di comportamento:

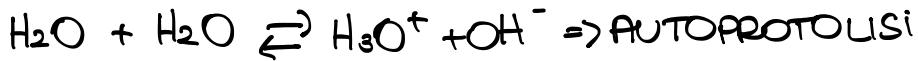


Lezione 17. 24-11-21

venerdì 10 dicembre 2021 15:33

PRODOTTO IONICO DELL'ACQUA:

Ricordando le proprietà anfiprotiche dell'acqua possiamo scrivere per la specie H₂O l'equilibrio di dissociazione detto anche autoprotolisi:



dove $K_w = \frac{\alpha_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot \alpha_{\text{OH}^-}}{\alpha_{\text{H}_2\text{O}}^2} \Rightarrow K_w = \alpha_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot \alpha_{\text{OH}^-}$

**PRODOTTO IONICO
DELL'ACQUA**

- Calcoliamo K_w (termodinamicamente)

$$\Delta G^\circ = [\Delta G^\circ_{\text{f}, \text{H}_3\text{O}^+} + \Delta G^\circ_{\text{f}, \text{OH}^-}] - 2 \Delta G^\circ_{\text{f}, \text{H}_2\text{O}} = 79900 \text{ J}$$

ricordando $\Delta G^\circ = -RT \ln K$

$$79900 = -8,314 \cdot 298,15 \cdot \ln K_w$$

$$\Rightarrow K_w = 1 \cdot 10^{-14} = 10^{-14}$$

Dalla dissociazione dell'acqua abbiamo ottenuto ioni H₃O⁺ e OH⁻ e questi sono in numero uguale ovvero:

$$\alpha_{\text{H}_3\text{O}^+} = \alpha_{\text{OH}^-} = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}$$

$$\Rightarrow K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$$

IL pH, GRADO DI ACIDITÀ DI SOLUZIONI ACQUOSE:

In base ai valori di K_w e di $\alpha_{\text{H}_3\text{O}^+}$ di una soluzione acquosa, si stabilisce il seguente criterio per decidere del carattere acido neutro o basico della soluzione stessa (a 25 C)

- se $\alpha_{\text{H}_3\text{O}^+} > 10^{-7}$ la soluzione si dice acida → eccesso di ioni H₃O⁺
- se $\alpha_{\text{H}_3\text{O}^+} = 10^{-7}$ la soluzione si dice neutra → ioni H₃O⁺ e OH⁻ sono in ugual numero
- se $\alpha_{\text{H}_3\text{O}^+} < 10^{-7}$ la soluzione si dice basica → eccesso di ioni OH⁻

$$\text{pH} = \log\left(\frac{1}{\alpha_{\text{H}_3\text{O}^+}}\right) = -\log(\alpha_{\text{H}_3\text{O}^+})$$

se la concentrazione dello ione H₃O⁺ nella soluzione è $< 10^{-7}$
si può porre $\alpha_{\text{H}_3\text{O}^+} = [\text{H}_3\text{O}^+]$

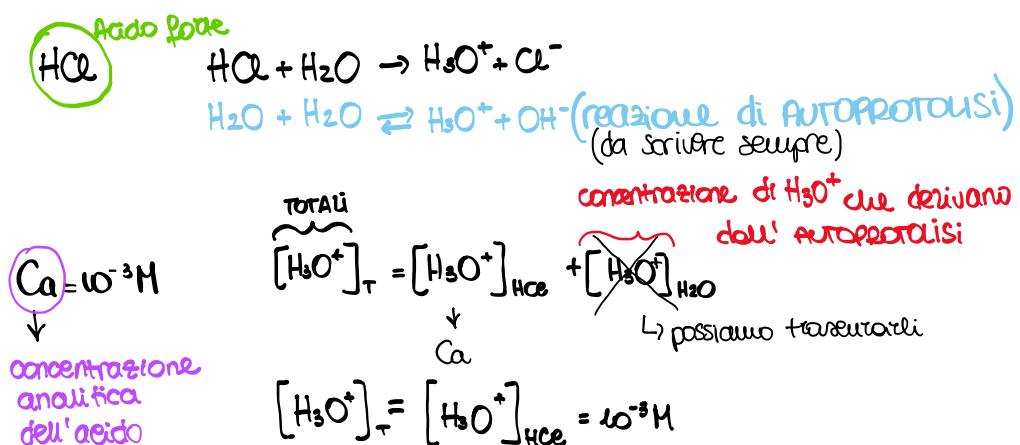
$$\Rightarrow \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

Le condizioni di acidità, neutralità o basicità di una soluzione acquosa in funzione della $a\text{H}_3\text{O}^+$ se espresse in termini di pH diventano:

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{ACIDITÀ} \quad \text{pH} < 7 \quad (a\text{H}_3\text{O}^+ > 10^{-7}, a\text{OH}^- < 10^{-7}) \\ \text{NEUTRALITÀ} \quad \text{pH} = 7 \quad (a\text{H}_3\text{O}^+ = a\text{OH}^- = 10^{-7}) \\ \text{BASICITÀ} \quad \text{pH} > 7 \quad (a\text{H}_3\text{O}^+ < 10^{-7}, a\text{OH}^- > 10^{-7}) \end{array} \right.$$

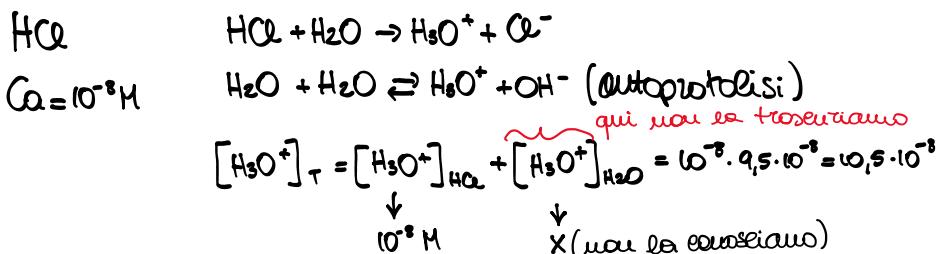
$$\text{pK}_w = \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

CALCOLO DEL pH DI UNA SOLUZIONE DI ACIDO FORTE DILUITA:



$$\text{pH} = -\log 10^{-3} = 3$$

CALCOLO DEL pH DI UNA SOLUZIONE DI ACIDO FORTE DILUITISSIMA:



$$[\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$X = 9,5 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

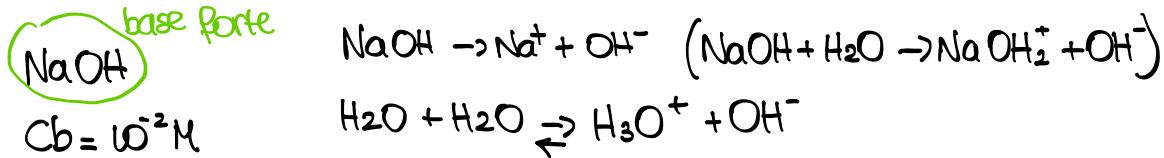
$$(10^{-8} + X)(X) = 10^{-14}$$

$$\text{pH} = -\log 9,5 \cdot 10^{-8} = 6,98$$

CALCOLO DEL pH DI UNA SOLUZIONE DI BASE FORTE DILUITA:



CALCOLO DEL PH DI UNA SOLUZIONE DI BASE FORTE DILUITA:



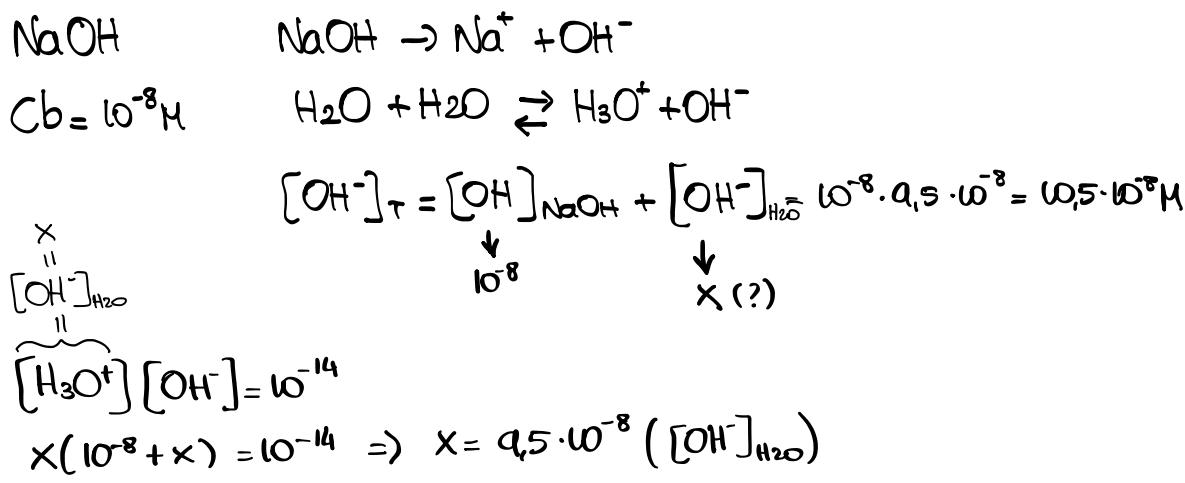
$$[\text{OH}^-]_T = [\text{OH}^-]_{\text{NaOH}} + \cancel{[\text{OH}^-]_{\text{H}_2\text{O}}} = 10^{-2}$$

\downarrow
 C_b

$$\text{pOH} = -\log 10^{-2} = 2$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 12$$

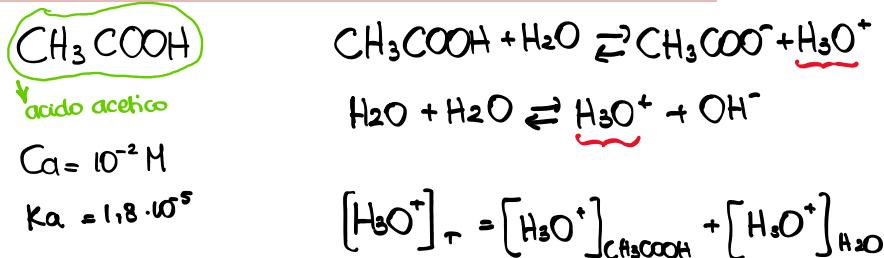
CALCOLO DEL PH DI UNA SOLUZIONE DI BASE FORTE DILUITISSIMA:



$$\text{pOH} = -\log 0,5 \cdot 10^{-8} = 6,98$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 6,98 = 7,02$$

CALCOLO DEL PH DI UNA SOLUZIONE DI ACIDO DEBOLE DILUITA:



L'acido debole dà vita ad un equilibrio di dissociazione

\downarrow

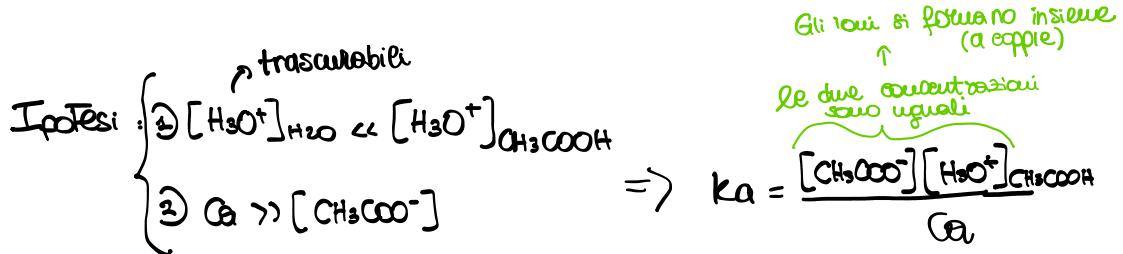
Dobbiamo conoscere $K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$ = $1,8 \cdot 10^{-5}$

concentrazione all'equilibrio

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

concentrazione iniziale parte dissociata

Si fanno queste ipotesi per semplificare i calcoli, successivamente queste ipotesi andranno verificate
(Se non risultassero verificate si torna indietro e si fanno altre ipotesi)



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{\text{Ca}} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \text{Ca}} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-2}} = 4,24 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log 4,24 \cdot 10^{-4} = 3,37$$

• Verifichiamo le ipotesi:

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{① } [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{10^{-14}}{4,24 \cdot 10^{-4}} = 2,3 \cdot 10^{-11} \text{ M} \\ \quad \downarrow \\ \quad \text{derivano esclusivamente dall'acqua} \\ \quad \downarrow \\ \quad \text{solo} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{H}_2\text{O}} = 10^{-14} \\ \quad 2,3 \cdot 10^{-11} \ll 4,24 \cdot 10^{-4} \text{ OK!} \\ \\ \text{② } \text{Ca} \gg [\text{CH}_3\text{COO}^-] \\ \quad " \quad " \\ \quad 10^{-2} \text{ M} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 4,24 \cdot 10^{-4} \text{ M OK!} \end{array} \right.$$

↓
Verificate entrambe le ipotesi \Rightarrow risultato corretto!

ESERCIZIO:

10 mg di NH_3 (base debole) $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$

1. sciolti in

10 mg di NH_3 (base debole) $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$

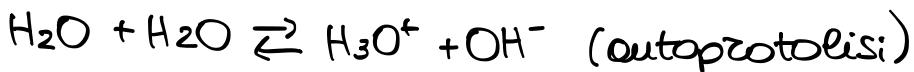
↓ sciolti in

250 mL di H_2O , pH soluzione ottenuta?

$$10 \text{ mg} = 0,010 \text{ g} \Rightarrow \frac{0,010}{\text{PM}(\text{NH}_3)} = 0,59 \cdot 10^{-3} \text{ mole di NH}_3$$

$\frac{11}{17}$

$$0,59 \cdot 10^{-3} : 250 = x : 1000 \Rightarrow x = 2,36 \cdot 10^{-3} \text{ M (Cb)}$$



troviamo prima il pOH

$$[\text{OH}^-]_T = [\text{OH}^-]_{\text{NH}_3} + [\text{OH}^-]_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] [\text{OH}^-]_T}{[\text{NH}_3]}$$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] [\text{OH}^-]_T}{C_b - [\text{NH}_4^+]}$$

Ipotesi:

$$\left\{ \begin{array}{l} \textcircled{1} \quad [\text{OH}^-]_{\text{H}_2\text{O}} \ll [\text{OH}^-]_{\text{base}} \\ \textcircled{2} \quad C_b \gg [\text{NH}_4^+] \end{array} \right.$$

$$\Rightarrow K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] [\text{OH}^-]_s}{C_b} = \frac{[\text{OH}^-]}{C_b} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \sqrt{K_b C_b} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 2,36 \cdot 10^{-3}} = 2,06 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log 2,06 \cdot 10^{-4} = 3,68$$

$$\text{pH} = 14 - 3,68 = 10,32$$

• Verifica ipotesi:

① $[\text{OH}^-]_{\text{H}_2\text{O}} \ll [\text{OH}^-]_s$

$$\frac{2,06 \cdot 10^{-4}}{\Gamma_{\text{H}_2\text{O}} \cdot 10^{-7} \Gamma_{\text{OH}^-} \cdot 10^{-14}} = \frac{2,06 \cdot 10^{-4}}{10^{-7} \cdot 10^{-14}} = 2,06 \cdot 10^3 > 10^2$$

$$\underbrace{[\text{H}_3\text{O}^+]}_{\text{solo dall'acqua}} \underbrace{[\text{OH}^-]}_{2,06 \cdot 10^{-4}} = 10^{-14} \quad [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{OH}^-]_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$[\text{OH}^-]_{\text{H}_2\text{O}} \cdot 2,06 \cdot 10^{-4} = 10^{-14} \Rightarrow [\text{OH}^-]_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{10^{-14}}{2,06 \cdot 10^{-4}} = \frac{10^{-10}}{2,06} \ll 2,06 \cdot 10^{-4}$$

OK!

② $C_b \gg [\text{NH}_4^+]$
 $\downarrow 2,36 \cdot 10^{-3} \text{M}$ \Rightarrow questa ipotesi non è verificata!

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{C_b - [\text{NH}_4^+]} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{1,8 \cdot 10^{-5} - [\text{OH}^-]}$$

$$1,8 \cdot 10^{-5} (C_b - [\text{OH}^-]) = [\text{OH}^-]^2$$

$$1,8 \cdot 10^{-5} (2,36 \cdot 10^{-3} - x) = x^2 \Rightarrow x = 1,97 \times 10^{-4} \text{ M} ([\text{OH}^-])$$

$$\text{pOH} = -\log 1,97 \cdot 10^{-4} = 3,71$$

$$\text{pH} = 14 - 3,71 = 10,29$$

ESERCIZIO: acidi forti

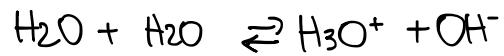
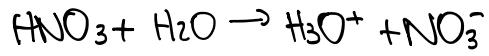
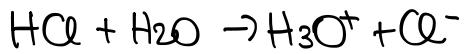
1 litro di HCl 10^{-2} M mescolato con

1 litro di HNO₃ $4 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

Calcolare il pH della nuova soluzione?

Soluzione finale $\Rightarrow V = 2 \text{ litri} \rightarrow$ le concentrazioni si dimezzano

$$\left\{ \begin{array}{l} C_a(\text{HCl}) = \frac{10^{-2}}{2} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ M} \\ C_a(\text{HNO}_3) = \frac{4 \cdot 10^{-3}}{2} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ M} \end{array} \right.$$



$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{tot}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HCl}} + [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HNO}_3} + \cancel{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{H}_2\text{O}}} = 7 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$
$$\downarrow \quad \quad \quad \downarrow$$
$$5 \cdot 10^{-3} \text{ M} \quad \quad \quad 2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log 7 \cdot 10^{-3} = 2,15$$

Lezione 18. 30-11-21

venerdì 10 dicembre 2021 11:29

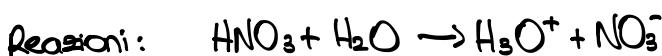
ESERCIZIO:

Calcolare il pH della soluzione ottenuta mescolando un acido forte con un acido debole:

1 l soluzione 10^{-4} mol di HNO_3 **acido forte**
 0,15 g CH_3COOH ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) **acido debole**
 pH?

$$0,15 \text{ g} = \frac{0,15}{\rho \text{ m}(\text{CH}_3\text{COOH})} = \frac{0,15}{60} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol di CH}_3\text{COOH}$$

$$\begin{cases} C_a(\text{HNO}_3) = 10^{-4} \text{ M} \\ C_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ M} \end{cases}$$



$$[\text{H}_3\text{O}^+]_T = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HNO}_3} + [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{CH}_3\text{COOH}}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{(10^{-4} + X)X}{C_a(\text{CH}_3\text{COOH}) - X} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$\Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(10^{-4} + X)X}{2,5 \cdot 10^{-3} - X} \Rightarrow X = 1,61 \cdot 10^{-4} \text{ M } ([\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{CH}_3\text{COOH}})$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_T = 10^{-4} + 1,61 \cdot 10^{-4} = 2,61 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log 2,61 \cdot 10^{-4} = 3,58$$

ESERCIZIO:

Calcolare il pH della soluzione ottenuta mescolando volumi uguali dello stesso acido forte HCl .

1) $V_1 \text{ HCl } \text{pH} = 2$

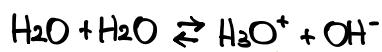
$$V_1 = V_2 = V$$

2) $V_2 \text{ HCl } \text{pH} = 3$

$$\text{pH} = 2 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_1 = 10^{-2} \text{ M}, \quad C_a = 10^{-2} \text{ M}$$



$$[\text{H}_3\text{O}^+]_1 = [\text{H}_3\text{O}^+]_2$$



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{H}_2\text{O}} \quad \text{trascurabile}$$

$$\text{pH} = 3 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_2 = 10^{-3}, C_{\text{ac}} = 10^{-3} \text{ M}$$

$$C_{\text{acT}} V_{\text{T}} = C_{\text{ac1}} V_1 + C_{\text{ac2}} V_2$$

$$C_{\text{acT}} = \frac{C_{\text{ac1}} V_1 + C_{\text{ac2}} V_2}{V_{\text{T}}} = \frac{C_{\text{ac1}} V + C_{\text{ac2}} V}{2V} = \frac{10^{-2} + 10^{-3}}{2} = 5,5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{T}} = C_{\text{acT}} = 5,5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log 5,5 \cdot 10^{-3} = 2,26$$

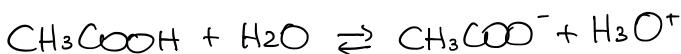
ESERCIZIO:

Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando volumi uguali di due soluzioni dello stesso acido debole CH_3COOH ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$)

$$\textcircled{1} \quad V_1 \quad \text{pH} = 2$$

$$V_1 = V_2 = V$$

$$\textcircled{2} \quad V_2 \quad \text{pH} = 2,5$$



Qui non possiamo ricavare la concentrazione (Ca) direttamente dal pH.

$$\textcircled{1} \quad \text{pH} = 2 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} \text{ M}$$

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{C_{\text{ac1}}}$$

$$\text{ipotesi: } \begin{cases} \textcircled{a} \quad [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{H}_2\text{O}} \ll [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{CH}_3\text{COOH}} \\ \textcircled{b} \quad C_{\text{ac}} \gg [\text{CH}_3\text{COO}^-] \end{cases}$$

$$C_{\text{ac1}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{K_a} = \frac{(10^{-2})^2}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,56 \text{ M}$$

verifica ipotesi:

$$\left\{ \begin{array}{l} \textcircled{a} \quad [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{10^{-14}}{\cancel{10^{-2}} \quad [\text{H}_3\text{O}^+]} = 10^{-12} \ll 10^{-2} \quad \text{OK!} \quad [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{H}_2\text{O}} [\text{OH}^-]_{\text{H}_2\text{O}} = 10^{-14} \\ \textcircled{b} \quad C_{\text{ac}} = 5,56 \text{ M} \\ [\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} \text{ M} \end{array} \right.$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} \text{ M}$$

$\alpha \gg [\text{CH}_3\text{COO}^-]$ OK!

$$\textcircled{2} \quad \text{pH} = 2,5 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_2 = 3,16 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$C_{\alpha_2} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_2^2}{K_a} = \frac{(3,16 \cdot 10^{-3})^2}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 0,55 \text{ M}$$

Le ipotesi sono le stesse

Verifica ipotesi:

a) $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{10^{-14}}{3,16 \cdot 10^{-3}} = \frac{10^{-11}}{3,16} \ll 3,16 \cdot 10^{-3}$ OK!

b) $C_{\alpha_2} = 0,55 \text{ M}$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]_2 = 3,16 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$\alpha \gg [\text{CH}_3\text{COO}^-]$ OK!

$$C_{\alpha_T} V_T = C_{\alpha_1} V_1 + C_{\alpha_2} V_2$$

$$C_{\alpha_T} 2V = C_{\alpha_1} V + C_{\alpha_2} V$$

$$C_{\alpha_T} = \frac{C_{\alpha_1} + C_{\alpha_2}}{2} = \frac{5,56 + 0,65}{2} = 3,055 \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_T = \sqrt{K_a C_{\alpha_T}} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 3,055} = 7,41 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

IPOTESI: $\left\{ \begin{array}{l} [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{H}_2\text{O}} \ll [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{CH}_3\text{COOH}} \\ C_{\alpha_T} \gg [\text{CH}_3\text{COO}^-]_T \end{array} \right.$

$$\text{pH} = -\log 7,41 \cdot 10^{-3} \text{ M} = 2,13$$

Verifica ipotesi:

Verifica ipotesi:

$$\textcircled{1} \quad [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{10^{-14}}{7,41 \cdot 10^{-3}} = \frac{10^{-14}}{7,41} \ll 7,41 \cdot 10^{-3} \quad \underline{\text{OK!}}$$

$$\textcircled{2} \quad C_{\text{tot}} = 3,055 \text{ M} \quad [\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 7,41 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$
$$C_{\text{tot}} \gg [\text{CH}_3\text{COO}^-] \quad \underline{\text{OK!}}$$

ESERCIZIO:

Calcolare il valore di PH che si avrebbe in ciascuno dei seguenti casi:

a) Aggiungere 10 ml di CH_3COOH 0,1 M a 100 ml di H_2O

b) Aggiungere 10 ml di CH_3COOH 0,1 M a 100 ml di HCl 10^{-4} M
e sono 0,1 moli in un litro



$$(K_a = 1,8 \cdot 10^{-5})$$

a) $V_{\text{f}} = 110 \text{ ml}$

$$\frac{0,1}{\cancel{0,1} \text{ M}} : \frac{1000}{\cancel{1} \text{ litro}} = \frac{x}{\cancel{10} \text{ ml}} \Rightarrow x = 10^{-3} \text{ moli di CH}_3\text{COOH}$$

$$\frac{10^{-3}}{V_f} : \frac{110}{\cancel{1000}} = 4 : 1000 \Rightarrow 4 = 9,09 \cdot 10^{-3} (C_{\text{aCH}_3\text{COOH}})$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \cdot C_{\text{a}}} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 9,09 \cdot 10^{-3}} = 4,045 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log 4,045 \cdot 10^{-4} = 3,39$$

$$\text{IPOTESI} = \begin{cases} [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{H}_2\text{O}} \ll [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{CH}_3\text{COOH}} \\ C_{\text{a}} \gg [\text{CH}_3\text{COO}^-] \end{cases}$$

Verifica ipotesi:

$$\left\{ \begin{array}{l} \textcircled{1} \quad [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{10^{-14}}{4,045 \cdot 10^{-4}} = \frac{10^{-10}}{4,045} \ll 4,045 \cdot 10^{-4} \quad \text{OK!} \\ \textcircled{2} \quad C_{\text{a}} = 9,09 \cdot 10^{-3} \text{ M} \quad [\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 4,045 \cdot 10^{-4} \text{ M} \\ C_{\text{a}} \gg [\text{CH}_3\text{COO}^-] \quad \text{NON è verificata!} \end{array} \right.$$

\Rightarrow Dobbiamo ricavare gli $[\text{H}_3\text{O}^+]$:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{C_a - [\text{H}_3\text{O}^+]} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{9,09 \cdot 10^{-3} - x}$$

$$\Rightarrow x = 11,85 \cdot 10^{-5} \text{ M } ([\text{H}_3\text{O}^+])$$

$$\text{pH} = -\log 11,85 \cdot 10^{-5} = 3,93$$

6) 10 ml di CH_3COOH 0,1 M
100 ml di HCl 10^{-4} M

$$V_{\text{finale}} = 110 \text{ ml}$$

$$\left. \begin{array}{l} 10^{-3} \text{ mol di CH}_3\text{COOH in 10 ml} \\ C_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 9,09 \cdot 10^{-3} \text{ M} \end{array} \right\} \text{calcolati precedentemente}$$

$$10^{-4} : 1000 = x : 100 \Rightarrow x = 10^{-5} \text{ mol di HCl in 100 ml}$$

$$10^{-5} : 110 = y : 1000 \Rightarrow y = 0,9 \cdot 10^{-5} \text{ M} = C_{\text{HCl}}$$

$$\begin{aligned} & \text{C}_{\text{HCl}} \quad \quad \quad x \\ & " \quad \quad \quad " \\ & \text{C}_{\text{CH}_3\text{COOH}} \quad \quad \quad x \\ & \xrightarrow{\quad \quad \quad \quad \quad} [\text{H}_3\text{O}^+]_T = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HCl}} + [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{CH}_3\text{COOH}} \\ & K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_T [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{C_{\text{CH}_3\text{COOH}} - [\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{(0,9 \cdot 10^{-5} + x) x}{9,09 \cdot 10^{-3} - x} \end{aligned}$$

facciamo riferimento
all'equilibrio del componente
1- H_3O^+

quando si raggiunge
all'equilibrio del componente
debole

$$1,8 \cdot 10^{-5} (9,9 \cdot 10^{-3} - x) = 9,9 \cdot 10^{-5} x + x^2$$

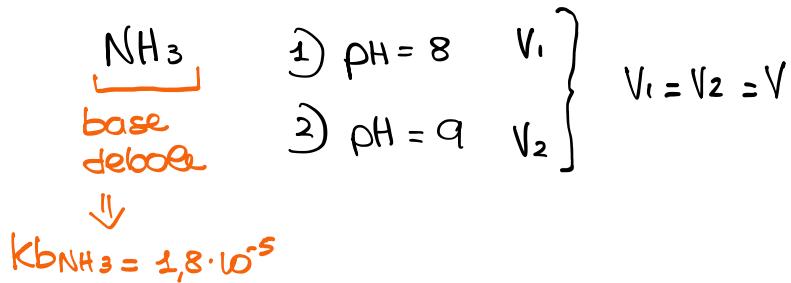
$$x = 37,18 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_r = 9,9 \cdot 10^{-5} + 37,18 \cdot 10^{-5} = 4,63 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log 4,63 \cdot 10^{-4} = 3,33$$

ESERCIZIO:

Calcolare il PH della soluzione ottenuta mescolando volumi uguali di due soluzioni di ammoniaca



$$\text{1) pH} = 8 \Rightarrow \text{pOH} = 14 - 8 = 6 \Rightarrow [\text{OH}^-]_1 = 10^{-6} \text{ M}$$

$$\text{2) pH} = 9 \Rightarrow \text{pOH} = 14 - 9 = 5 \Rightarrow [\text{OH}^-]_2 = 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{(ipotesi:} \quad \left. \begin{array}{l} \text{1) } [\text{OH}^-]_{\text{H}_2\text{O}} \ll [\text{OH}^-]_{\text{NH}_3} \\ \text{2) C}_b \gg [\text{NH}_4^+] \end{array} \right\}$$

$$\textcircled{1} \quad C_b = \frac{[\text{OH}^-]_1^2}{K_b} = \frac{(10^{-6})^2}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,56 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

verifica ipotesi:

$$\textcircled{1} \quad [\text{OH}^-]_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{10^{-14}}{10^{-6}} = 10^{-8} \ll 10^{-6} \quad \text{OK!}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} ① [\text{OH}^-]_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{10^{-14}}{10^{-5}} = 10^{-9} \ll 10^{-5} \quad \text{OK!} \\ ② C_b = 5,56 \cdot 10^{-8} \text{ M} \\ [\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-6} \text{ M} \\ 5,56 \cdot 10^{-8} \gg 10^{-6} \Rightarrow \underline{\text{Non è}} \text{ verificata} \\ (\text{Perché non ci sono due ordini di grandezza pieni tra i due valori}) \end{array} \right.$$

$$\begin{aligned} K_b &= \frac{[\text{OH}^-]^2}{C_b - [\text{OH}^-]} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(10^{-6})^2}{C_{b1} - 10^{-6}} \\ &\Rightarrow C_{b1} = 1,05 \cdot 10^{-6} \text{ M} \end{aligned}$$

$$② C_{b2} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{K_b} = \frac{(10^{-5})^2}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,56 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

verifica ipotesi:

$$\left\{ \begin{array}{l} ① [\text{OH}^-]_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{10^{-14}}{10^{-5}} = 10^{-9} \text{ M} \ll 10^{-5} \quad \text{OK!} \\ ② C_b = 5,56 \cdot 10^{-6} \quad [\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-5} \\ 5,56 \cdot 10^{-6} \gg 10^{-5} \Rightarrow \underline{\text{Non}} \text{ verificata} \end{array} \right.$$

$$\begin{aligned} K_b &= \frac{[\text{OH}^-]^2}{C_{b2} - [\text{OH}^-]} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(10^{-5})^2}{C_{b2} - 10^{-5}} \\ &\Rightarrow C_{b2} = 1,56 \cdot 10^{-5} \text{ M} \end{aligned}$$

$$C_b \cancel{V} = C_{b1} \cancel{V}_1 + C_{b2} \cancel{V}_2 \quad (V_1 = V_2 = V)$$

$$C_{b\tau} V = C_{b1} V_1 + C_{b2} V_2 \quad (V_1 = V_2 = V)$$

$$C_{b\tau} = \frac{C_{b1} + C_{b2}}{2} = \frac{1,05 \cdot 10^{-6} + 1,56 \cdot 10^{-5}}{2} = 8,23 \cdot 10^{-6} M$$

$$\text{K}_b = \frac{[\text{OH}^-]_\tau^2}{\frac{C_{b\tau} - [\text{OH}^-]_\tau}{1,8 \cdot 10^{-5}}} = \frac{x^2}{8,23 \cdot 10^{-6} - x}$$

(Lo calcoliamo direttamente così
perché la seconda ipotesi non è
verificata)

$$\Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} (8,23 \cdot 10^{-6} - x) = x^2 \Rightarrow x = 6,15 \cdot 10^{-6} M \quad ([\text{OH}^-])$$

$$\text{pOH} = -\log 6,15 \cdot 10^{-6} = 5,21$$

$$\text{pH} = 14 - 5,21 = 8,79$$

IDROLISI SALINA

Solvilisi: Questo termine indica l'interazione tra un solvente e un soluto

Se il solvente è l'acqua allora abbiamo:

Idrolisi: Questo termine indica l'interazione fra l'acqua non soluto

Se il solvente è l'acqua e il soluto è il sale allora si parla di idrolisi salina

Idrolisi salina: questo termine indica l'interazione fra l'acqua e un sale

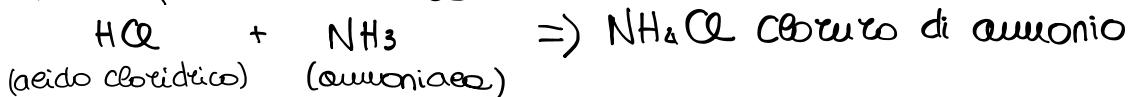
I **Salì** sono degli elettroliti forti cioè quando li mettiamo in acqua si dissociano completamente dando vita a degli ioni, ioni positivi e ioni negativi (Poiché abbiamo detto che il sale è ottenuto da una reazione tra un acido e una base).

I sali possono essere divisi in quattro categorie per descrivere il modo in cui si comportano rispetto a questo fenomeno dell'idrolisi salina.

Ci sono sali che hanno una solubilità molto alta quindi una gran parte di essi si dissocia completamente (Ad esempio il cloruro di sodio), ci sono altri sali che hanno una solubilità più bassa quindi la parte di sale che si dissocia completamente è piccola, comunque in entrambi i casi c'è una parte di sale che si dissocia completamente quindi in acqua sono elettroliti forti.

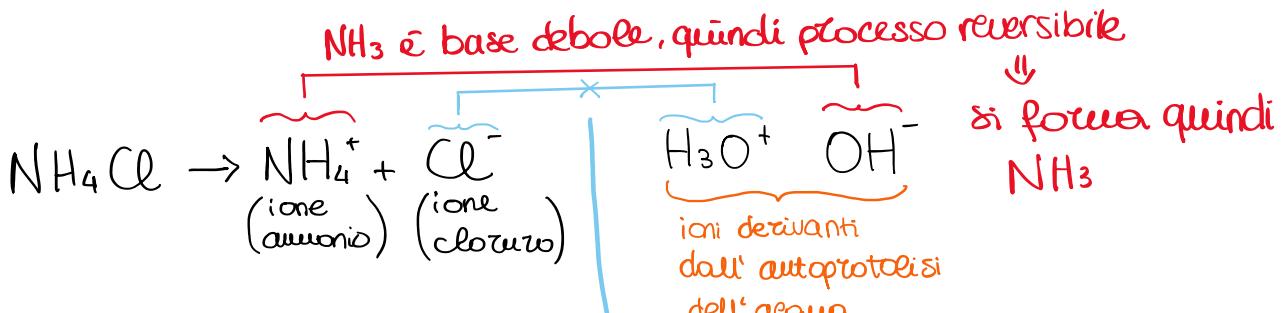
1^a CATEGORIA:

Acido forte + base debole



sale:

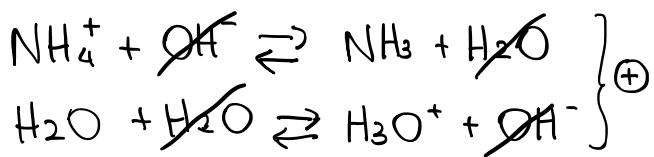
• esempio:



(ammonio) (cloruro) ↓
ioni derivanti
dall'autoprotolisi
dell'acqua

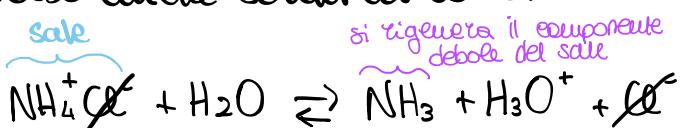
reazione ele non
può avvenire perché
HCl è completamente
dissociato
(irreversibile)

Non reagiscono tra di loro
poiché altrimenti si formerebbe
l'acido cloridico HCl



↓
perché si producono
ioni H_3O^+

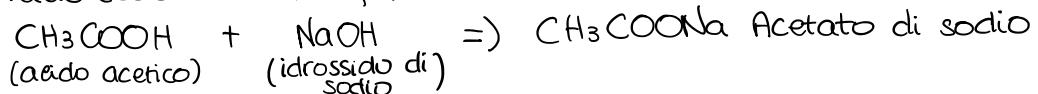
posso anche scriverla come:



Cl^- = ione spettatore

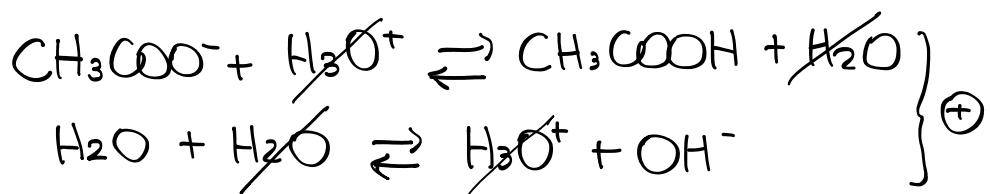
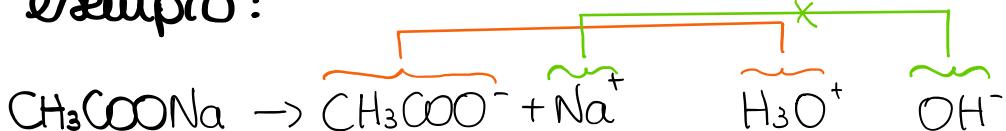
2ª CATEGORIA:

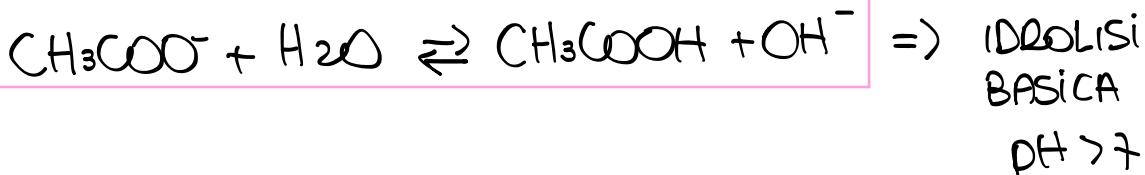
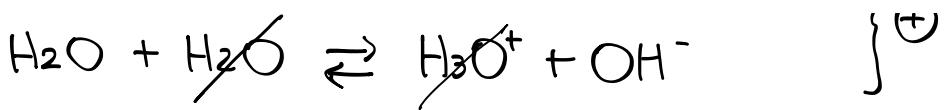
Acido debole + base forte



non possono reagire perché si
rigenererebbe la base forte,
essa è completamente dissociata
quindi non può tornare indietro

• esempio:

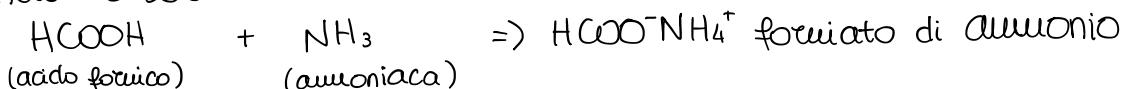




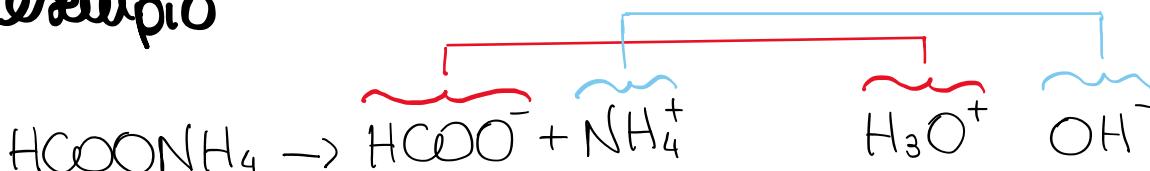
Na^+ = ione spettatore

3^a CATEGORIA:

Acido debole + base debole

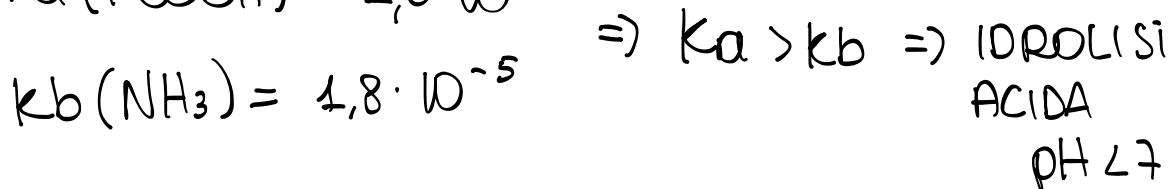


• esempio



Siccome sono entrambi deboli controlliamo K_a e K_b

$$K_a(\text{HCOOH}) = 1,8 \cdot 10^{-4}$$

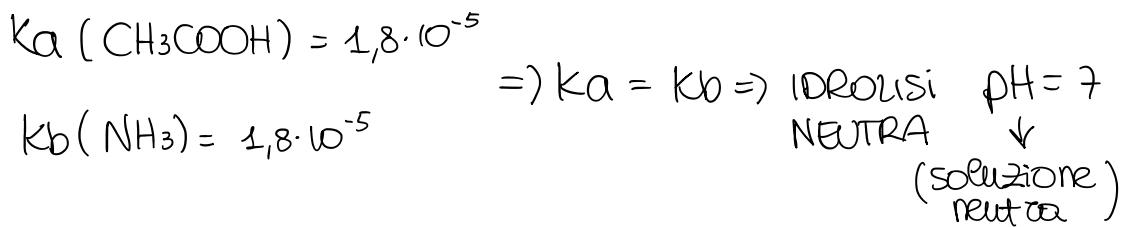
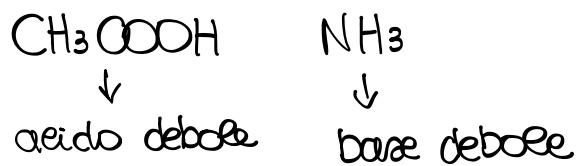


vado nella
1^a CATEGORIA

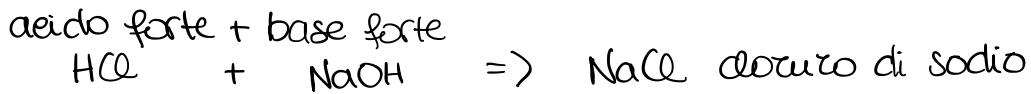
• esempio



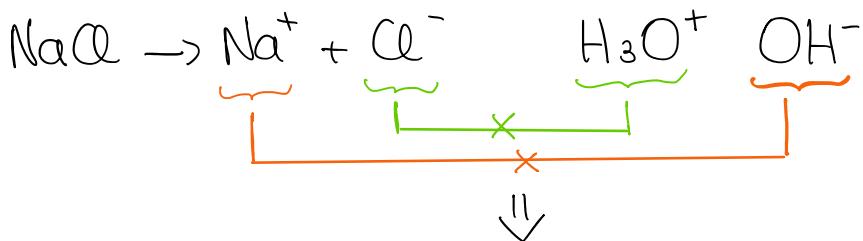
deriva da:



4^a CATEGORIA



• esempio



NON C'E'
 IDROLISI
 $\text{pH} = 7$

(soltuzione neutra)

\Leftarrow Non possono reagire perché
 si riformerebbero HCl
 e NaOH che sono
 completamente dissociati

COSTANTE DI IDROLISI:

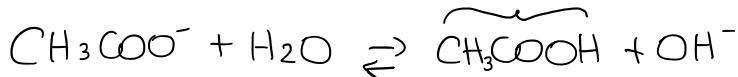
(K_i)

- CH_3COONa (acetato di sodio)



IDROLISI BASICA

si rigenera il componente debole del sale



K_w (prodotto ionico dell'acqua)

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

moltiplicavo per $[\text{H}_3\text{O}^+]$
 $\frac{1}{K_a}$

$$= K_w \frac{1}{K_a} = \frac{K_w}{K_a}$$

È stato visto che l'equilibrio di idrolisi è molto spostato verso i reagenti, cioè la parte che va incontro idrolisi è molto piccola

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] \approx \text{Concentrazione sale} = C_s$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] \approx [\text{OH}^-] \quad (\text{Trascurando gli OH}^- \text{ dell'acqua})$$

$$K_i = \frac{[\text{OH}^-]}{C_s} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \sqrt{K_i C_s} \Rightarrow [\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_w}{K_a} C_s}$$

- NH_4Cl (cloruro di ammonio)



IDROLISI ACIDA

$$K_i = \frac{K_w}{K_b}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^-] = \sqrt{K_i C_s} = \sqrt{\frac{K_w}{K_b} C_s}$$

- $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ (acetato di ammonio)



IDROLISI NEUTRA

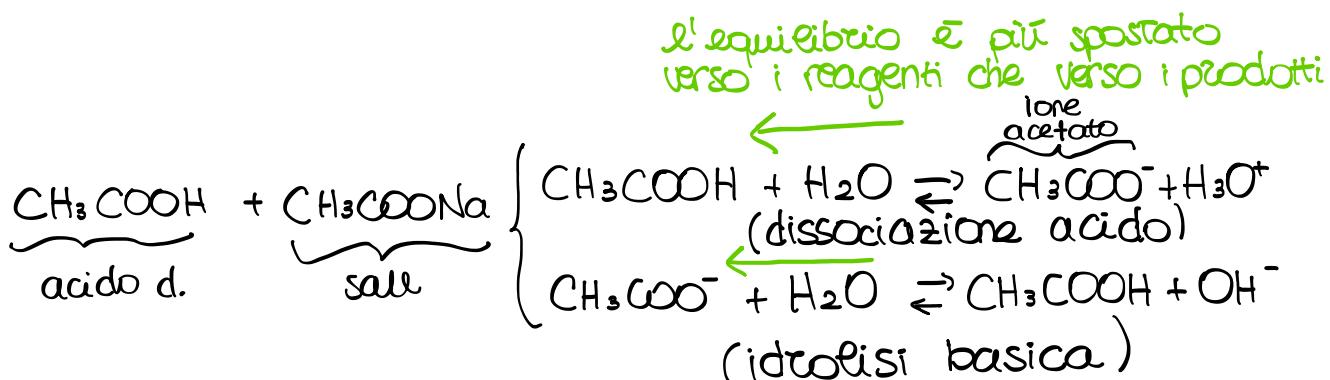
$$K_i = \frac{K_w}{K_a K_b}$$

SOLUZIONI TAMPONE:

Sono soluzioni che ci danno la possibilità di mantenere inalterato il valore del PH nonostante l'aggiunta di piccole quantità di acido o base.

- Una particolare tipologia di soluzione tampone è quella costituita da acido debole + sale derivato dallo stesso acido debole + una base forte.

ACIDO DEBOLE + SALE ad + BASE FORTE



per la dissociazione dell'acido

$$\bullet K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} , \quad K_i = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

per l'idrolisi

Le due formule sono molto simili tra loro quindi possiamo utilizzarne una per rappresentare l'equilibrio $\rightarrow K_a$

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

la parte dissociata solitamente
 è piccola

$$[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{eq}} = C_a - [\text{CH}_3\text{COO}^-] \approx C_a$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{eq}} = \text{Ca} - \overbrace{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}^{\sim} \approx \text{Ca}$$

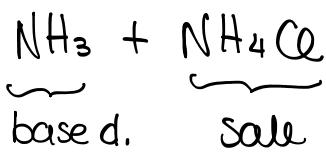
$$[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{eq}} = \text{Cs} - [\text{CH}_3\text{COOH}] \approx \text{Cs}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \text{Ka} \frac{\text{Ca}}{\text{Cs}}$$

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{\text{Cs}}{\text{Ca}}$$

- Un'altra particolare tipologia di soluzione tampone è quella costituita da base debole + sale derivato dalla stessa base debole + acido forte

BASE DEBOLE + SALE b.d. + ACIDO FORTE



$$[\text{OH}^-] = \text{Kb} \frac{\text{Cb}}{\text{Cs}}$$

$$\text{pOH} = \text{pKb} + \log \frac{\text{Cs}}{\text{Cb}}$$

EQUAZIONI DI HENDERSON - HESSELBALCH

Massimo potere tamponante $\rightarrow \begin{cases} \text{Ca} = \text{Cs} & [\text{H}_3\text{O}^+] = \text{Ka} \\ \text{Cb} = \text{Cs} & [\text{OH}^-] = \text{Kb} \end{cases}$

Se volessi produrre una soluzione che abbia il massimo potere tamponante la preparo mettendo l'acido o il sale con le stesse concentrazioni.

La soluzione tampone funziona se: $\begin{cases} 0,1 \leq \frac{\text{Ca}}{\text{Cs}} \leq 10 & \text{reazione} \\ 0,1 \leq \frac{\text{Cb}}{\text{Cs}} \leq 10 & \text{reazione} \end{cases} \quad (\text{Ac. d. + sale})$

La soluzione tampone funziona fino a quando la quantità di acido o di base che aggiungo è compresa fra 1/50-1/100 delle quantità di acido e sale o base e sale che sono presenti.

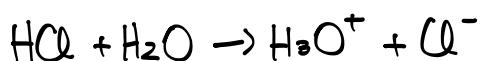
Esempio Soluzione tampone:

Aggiungiamo 10^{-3} mol di HCl a:

1) 1 litro H₂O pura

2) 1 litro di soluzione:
 { $\begin{array}{l} \text{CH}_3\text{COOH} \\ \text{CH}_3\text{COONa} \end{array}$ }
 \underbrace{\hspace{1cm}}_{\text{acido debole}} \quad 0,1 \text{M (Ca)}
 \underbrace{\hspace{1cm}}_{\text{Sale}} \quad 0,1 \text{M (Cs)}

1) H₂O pura ha pH = 7



$$\downarrow 10^{-3} \text{M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} \text{M} \Rightarrow \text{pH}_f = 3$$

$$\Delta \text{pH} = \text{pH}_i - \text{pH}_f = 4 \Rightarrow \Delta \text{pH} = 4$$

$$2) [\text{H}_3\text{O}^+]_i = K_a \frac{C_a}{C_s} = 1,8 \cdot 10^{-5} \frac{0,1}{0,1} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$\Rightarrow \text{pH}_i = -\log 1,8 \cdot 10^{-5} = 4,745$$

Aggiungiamo

$$10^{-3} \text{ mol di HCl} = 10^{-3} \text{ mol H}_3\text{O}^+$$



per il principio di Le Chatelier
l'equilibrio si sposta nella
direzione in cui gli H₃O⁺