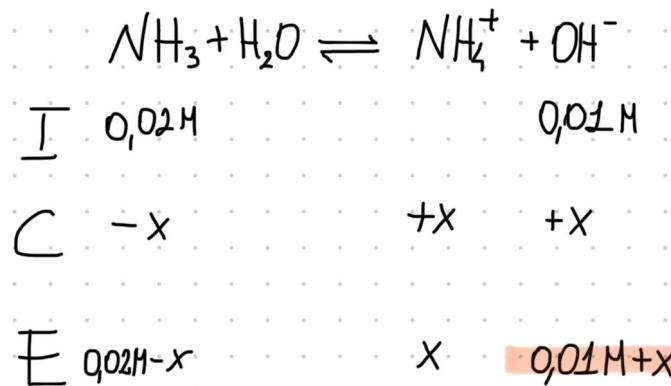


Se all'inizio abbiamo 0,01 M di NaOH, tutto l'NaOH indissociato sarà consumato.



NH₃, nella soluzione acquosa, porta una **reazione di ionizzazione** perché è una base debole. Porta alla formazione di NH₄⁺ e OH⁻.

All'inizio abbiamo una certa quantità di NH₃ ma anche di ioni OH⁻, pari a 0,01 M, proveniente dalla dissociazione di NaOH , base forte nella soluzione.

Il fatto che sia già presente una certa quantità di prodotto in questa reazione di ionizzazione, fa sì che per il principio di Le Chatelier la **reazione sia fortemente spostata verso la formazione dei reagenti**, ciò perché tenderà a consumare l'eccesso di prodotti presenti all'inizio per riportarsi in un nuovo equilibrio di ionizzazione consumando l'eccesso di reagenti e portando alla formazione di nuovi reagenti.

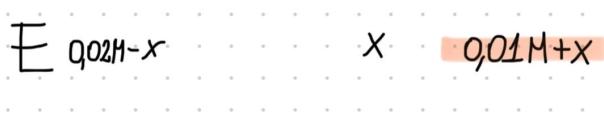
Anche in questo caso abbiamo una certa variazione:



Una certa quantità di NH₃ verrà consumata, perciò abbiamo -x, per produrre NH₄⁺ e OH⁻, rispettivamente +x e +x.

Ma -x è una variazione molto piccola, anche perchè siamo in presenza di una base debole ma è ridotta ulteriormente per la presenza di una certa quantità di prodotti provenienti dalla base forte.

Successivamente avremo:



La concentrazione degli OH- effettivamente sarebbe:

$$[\text{OH}^-] = 0,01 + x$$

|
= 0,01

Trascurabile

Ma la x è trascurabile per il principio di Le Chatelier, perché siamo in presenza di una base debole e perché è già presente nella soluzione una certa quantità di OH-.

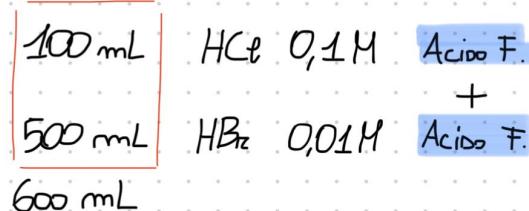
$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,01 = 2$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2 = 12$$

ESERCIZIO

Calcola il pH di una soluzione ottenuta mescolando 100 ml di una soluzione di HCl 0,1 M e 500 ml di una soluzione di HBr 0,01 M.

Si tratta di una miscela di acidi forti, quindi la concentrazione di H_3O^+ è dovuta ad entrambi.



Bisogna ricalcolare le concentrazioni di HCl e HBr in 600 ml di soluzione. Le concentrazioni sono cambiate perché sono state diluite.

$$C_i \cdot V_i = C_f \cdot V_f$$

$$\text{HCl } 0,1 \cdot 0,1 = x \cdot 0,6$$

$$x = \frac{0,1 \cdot 0,1}{0,6} = 0,016$$

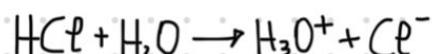
$$\text{HBr } 0,01 \cdot 0,5 = x \cdot 0,6$$

$$x = \frac{0,01 \cdot 0,5}{0,6} = 0,008$$

600 mL

HCl 0,016 M

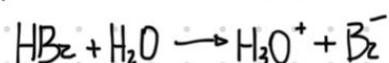
HBr 0,008



I 0,016

F /

0,016



I 0,008

F /

0,008

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,016 + 0,008 = 0,024 \text{ M}$$

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

$$= -\log 0,024$$

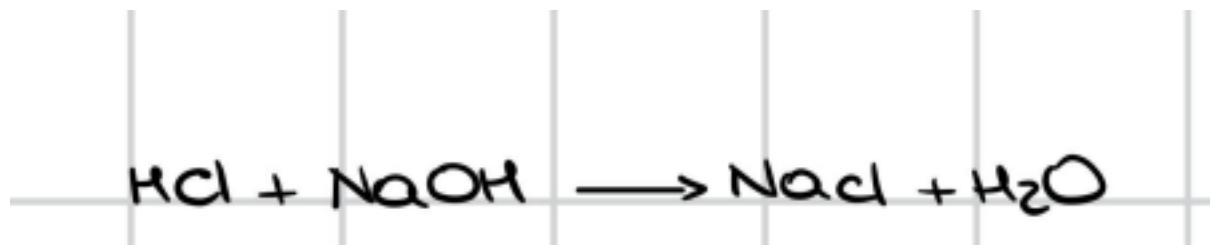
$$= 1,62$$

(seconda parte)

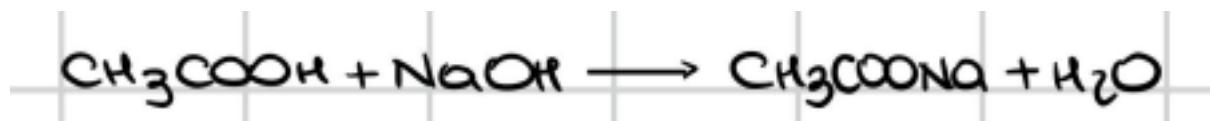
REAZIONE DI NEUTRALIZZAZIONE DI UN ACIDO CON UNA BASE

Vediamo cosa succede se invece di mescolare un acido con un acido o una base con una base, mescoliamo un acido e una base.

Quello che avviene è una **reazione** che chiamiamo **dì neutralizzazione**.



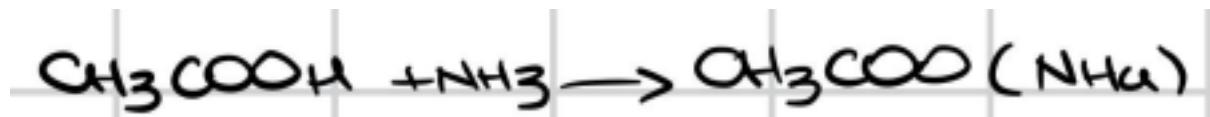
Abbiamo un acido forte e una base forte che vengono mescolati, abbiamo la formazione del sale **NaCl**, formato dall'anione Cl- proveniente da HCl e il catione Na+ proveniente da NaOH e **acqua** derivanti da H+ e OH-



Possiamo avere anche un **acido debole che reagisce con una base forte** che porta alla formazione del sale proveniente da CH₃COO- proveniente da CH₃COOH e Na+ proveniente da NaOH; l'acqua che rimane da H+ e OH- dell'acido e della base.

Sono tutte reazioni che hanno un'unica freccia direzionata verso la formazione di prodotti, non abbiamo un equilibrio di ionizzazione ma delle reazioni che vanno a completamento. Le reazioni di ionizzazione sono delle reazioni che vanno sempre a completamento, non trattiamo equilibri nelle reazioni di neutralizzazione.

Possiamo mescolare un acido forte con una base debole, acido cloridrico e ammoniaca, che porta alla formazione di un sale NH₄Cl, quindi NH₄ che è l'acido coniugato di nh₃ che si va a pescare l'H+ da HCl e diventa NH₄+ e il Cl- proveniente dalla dissociazione di HCl porta alla formazione del sale.



Se mescoliamo un acido debole con una base debole allo stesso modo abbiamo la formazione di un sale.

Vediamo sempre il caso dell'acido acetico, acido debole, e della base debole NH₃; l'NH₃ acquista uno ione H+ dall'acido acetico e si trasforma in NH₄+ che insieme all'anione CH₃COO- forma il sale CH₃COO(NH₄), l'acetato di ammonio

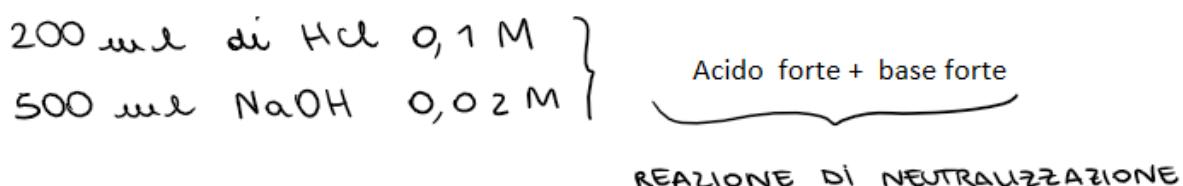
In tutte le reazioni di mescolamento di un acido e di una base abbiamo la formazione di un **sale**; il sale, può anche esso avere un carattere acido, basico o neutro, per cui in questo motivo in queste reazioni di neutralizzazione doviamo fare attenzione anche alla tipologia di sale che si viene a produrre e capire se questo contribuisce o meno al Ph della nostra soluzione.

Sono delle reazioni che vanno a completamento indipendentemente dalla forza degli acidi e delle basi.

Il ph dipenderà dalle specie rimaste in soluzione, quindi dipenderà dalla **stechiometria** (avere sempre delle reazioni correttamente bilanciate) della reazione e dal **sale** che si sarà formato.

Dobbiamo capire, nota la quantità di un reagente o di un prodotto, qual è il reagente limitante e qual è quello in eccesso perché quello in eccesso contribuirà all'acidità o alla basicità della mia soluzione.

Il sale che viene prodotto, se è un sale neutro non contribuirà; se si tratta di un sale acido o basico contribuirà;



$$500 \text{ ml} + 200 \text{ ml} = 700 \text{ ml di soluzione finale}$$

Possiamo ragionare con il numero di moli invece che con la concentrazione perché il numero di particelle in una soluzione rimane lo stesso, mentre varia la concentrazione.

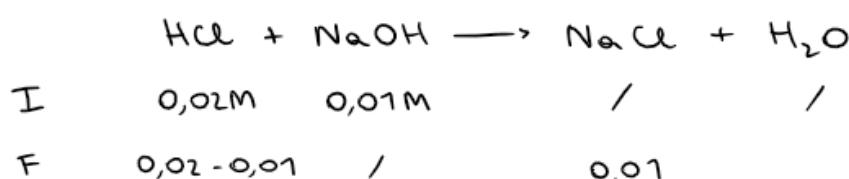
$$\text{mole di HCl} = M \cdot V = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,2 \text{ L} = 0,02 \text{ mole}$$

$$\text{mole di NaOH} = M \cdot V = 0,02 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,5 \text{ L} = 0,01 \text{ mole}$$

HCl reagisce completamente con NaOH per formare NaCl + H₂O

HCl reagisce completamente con NaOH per formare il sale NaCl + H₂O. È una reazione che va a completamento, quindi con un inizio e una fine. È una reazione di neutralizzazione, e ragionando con la stechiometria si può vedere qual è il reagente limitante, quale quello in eccesso, e quali specie rimangono una volta conclusa la reazione.

La reazione è bilanciata.



Il reagente limitante, che si consuma completamente e limita la reazione è l'NaOH. Siamo in un rapporto 1:1, quindi una mole di HCl consuma una mole di NaOH, ma HCl è il doppio di HCl. L'NaOH in questa reazione si consuma tutto, e di HCl ne rimane 0,02-0,01, dove 0,01 è la quantità di NaOH consumato.

Il reagente limitante determina anche la quantità di prodotto con un rapporto stechiometrico 1:1, quindi 0,01 moli di NaOH producono 0,01 moli di NaCl.

Si chiama reazione di neutralizzazione perché l'H⁺ di HCl e l'OH⁻ di NaOH si uniscono nella formazione di acqua che è una specie neutra.

Qui avviene una neutralizzazione parziale, perché l'agente limitante da disponibilità di una certa quantità di OH⁻ che neutralizzano solo una parziale quantità di H⁺ di HCl.

Nella nostra soluzione finale abbiamo HCl 0,01 moli e NaCl 0,01 moli.

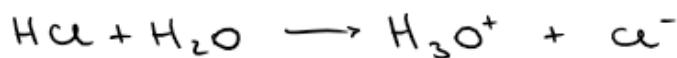
HCl è un acido forte. NaCl è un sale proveniente da una base forte e un acido forte, quindi è un sale neutro: Na⁺ è un acido inefficace, Cl⁻ è la base di un acido forte, quindi NaCl è un sale neutro.

L'HCl in soluzione acquosa porta alla formazione di ioni H₃O⁺ e Cl⁻.

Dobbiamo capire la concentrazione di ioni H₃O⁺ per calcolare il ph, quindi possiamo passare dalle moli alla concentrazione molare

0,01 mol di HCl in una soluz di 700 ml

$$M_{HCl} = \frac{0,01 \text{ mol}}{0,7 \text{ L}} = 0,014$$



$$I \quad 0,014 \qquad \qquad \backslash \qquad \qquad [H_3O^+] = 0,014$$

$$F \quad \backslash \qquad \qquad 0,014 \qquad \qquad PH = -\log 0,014 = 1,85$$

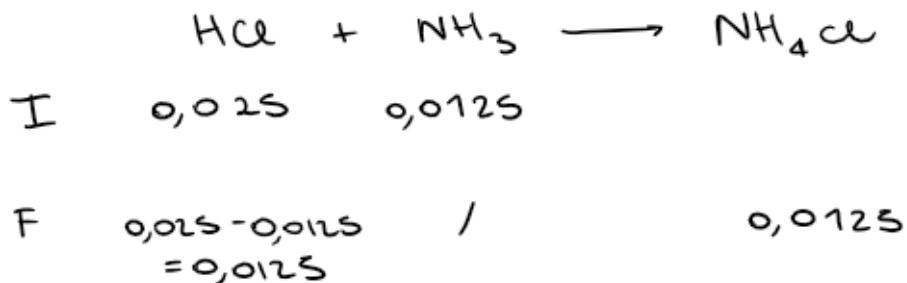
Cosa succede nel caso in cui il sale che si viene a produrre assume un comportamento acido e come contribuisce nel PH finale della soluzione

$$50 \text{ ml } HCl \text{ 0,5M} \rightarrow 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,05\text{L} = 0,025 \text{ mol}$$

$$25 \text{ ml } NH_3 \text{ 0,5M} \rightarrow 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,025\text{L} = 0,0125 \text{ mol}$$

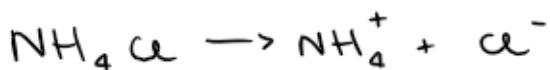
$$K_b \text{ } NH_3 = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

REAZIONE DI NEUTRALIZZAZIONE A COMPLETAMENTO



HCl 0,0125 mol → acido forte

NH_4^+ 0,0125 mol → sale di un acido forte

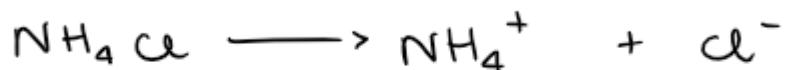


Cl^- è una base inefficace, base coniugata di un acido forte
 NH_4^+ è l'acido coniugato di una base debole, quindi è un acido debole.

soluzione di 75 ml

$$M_{\text{HCl}} = \frac{0,0125 \text{ mol}}{0,075 \text{ L}} = 0,16 \text{ M}$$

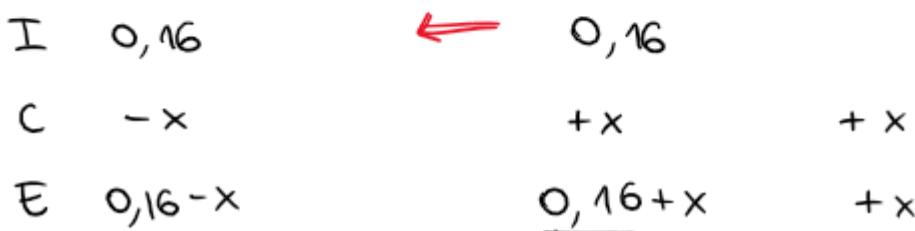
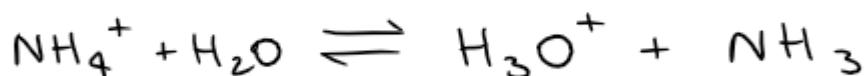
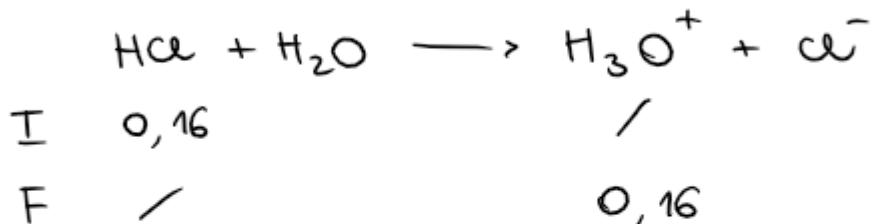
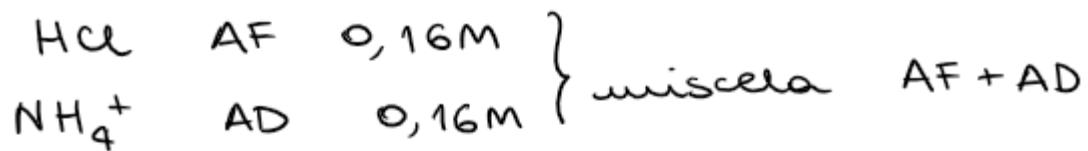
$$M_{\text{NH}_4\text{Cl}} = 0,16 \text{ M}$$



I	0,16	Acido
F	/	0,16

Quindi il sale NH_4Cl ha un comportamento acido debole

Ho una soluzione di 75 ml con HCl acido forte di 0,16 M e NH_4^+ acido debole di 0,16 M



l'equilibrio è fortemente spostato verso la formazione di reagenti. La x è trascurabile, quindi la concentrazione di H_3O^+ , che sarebbe $0,16 + x$, si può scrivere direttamente come 0,16

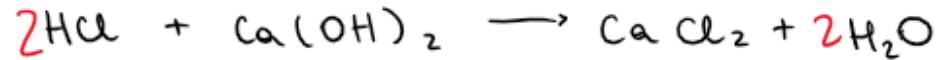
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,16 + x \approx 0,16 \quad \text{pH} = -\log 0,16 = 0,8$$

Vediamo un caso in cui il rapporto stechiometrico non è 1:1

Prendiamo un acido e una base forte

$$100 \text{ mL HCl } 0,2\text{M} \Rightarrow 0,2 \cdot 0,1 = 0,02 \text{ mol}$$

$$80 \text{ mL Ca(OH)}_2 \quad 0,1\text{M} \Rightarrow 0,1 \cdot 0,08 = 0,008 \text{ mol}$$



$$\begin{array}{ll} \text{I} & 0,02 \quad 0,008 \end{array}$$

$$\begin{array}{ll} \text{F} & 0,02 - 0,016 \quad \backslash \quad 0,008 \quad 2 \cdot 0,008 \\ & = 0,004 \end{array}$$

Ca(OH)_2 è l'agente limitante. Ogni mole di Ca(OH)_2 consuma due mol di HCl, quindi 0,008 mol di Ca(OH)_2 consumano 0,016 mol di HCl

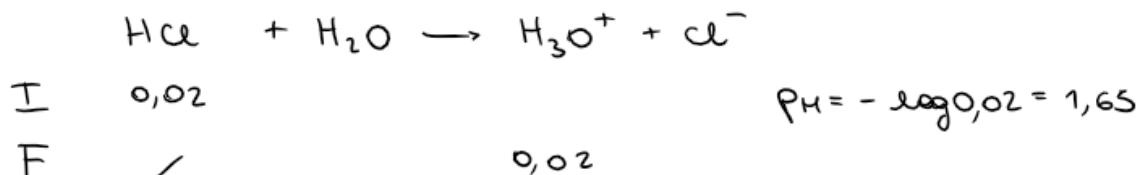
Il rapporto stechiometrico di CaCl_2 rispetto al reagente limitante è 1:1, quindi 0,008 mol di Ca(OH)_2 producono 0,008 mol di CaCl_2

Rimangono HCl 0,004 mol e CaCl₂ 0,008 mol

CaCl₂ è un sale che viene da una base forte (Ca(OH)₂) e un acido forte (HCl). Si tratta quindi di un sale neutro.

L'HCl che avanza si trova disperso in 180 mL di soluzione.

$$M_{\text{HCl}} = \frac{m}{V} = \frac{0,004 \text{ mol}}{0,18 \text{ L}} = 0,02 \text{ M}$$



SOLUZIONI TAMPONE

Una soluzione tampone è una soluzione costituita da un **acido debole e dalla sua base coniugata, che quindi a sua volta sarà una base debole**; la base coniugata di un acido debole è una base debole;

Oppure potrebbe essere costituita da una base debole e dal suo acido coniugato che a sua volta sarà un acido debole

Entrambe acido e base coniugata/base e acido coniugato devono essere presenti in concentrazioni simili.

L'**effetto** di una soluzione tampone è quello di **mantenere il ph di una soluzione relativamente invariato** (delle piccole variazioni avvengono ma non sono predominanti) al seguito di aggiunte di acidi o basi forti alla nostra soluzione tamponante.

La nostra soluzione tampone avrà un certo ph, se noi aggiungiamo una piccola quantità di acido forte, il ph della nostra soluzione rimarrà praticamente invariato; mentre noi sappiamo che aggiungendo anche una piccola quantità di un acido forte in una soluzione di acqua neutra il nostro ph cambia notevolmente.

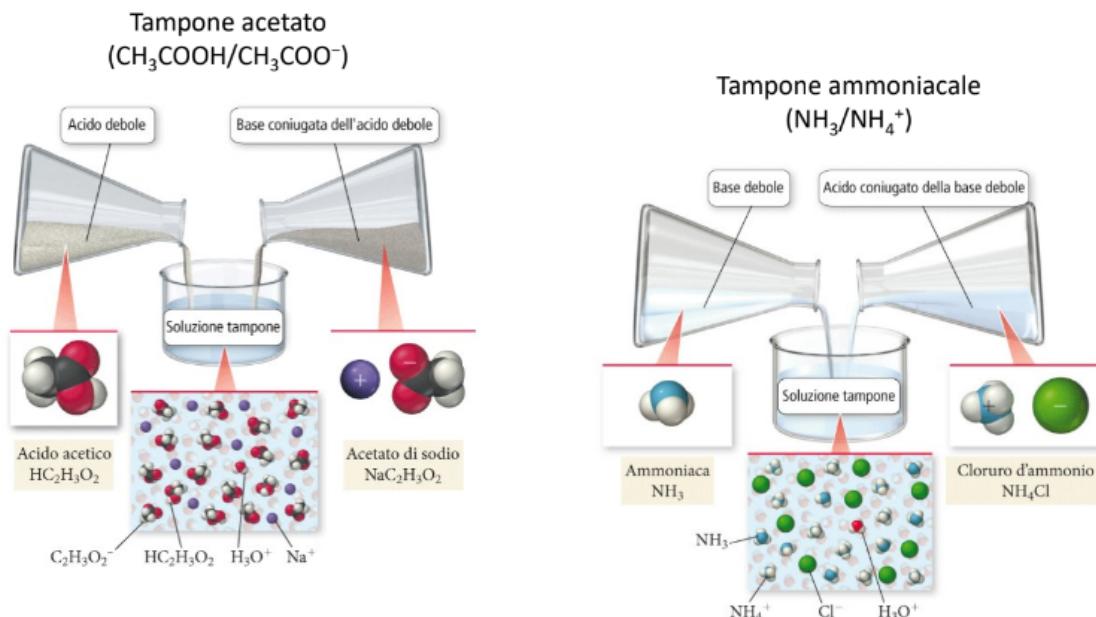
(immaginate aggiungere uno 0,01 M di acido cloridrico all'acqua mi porta il PH da 7 a 2)

Aggiungendo la stessa quantità ad una soluzione tampone a Ph 6, il PH della mia soluzione non si abbasserà mai così drasticamente; si abbasserà di poco.

Il tampone è una soluzione utilissima soprattutto negli ambienti biologici; il sangue stesso è una soluzione tampone, in grado di mantenere inalterato il suo ph a seguito dell'aggiunta di acidi e basi forti in modesta quantità.

Vediamo 2 esempi di soluzione tampone

Esempi di soluzioni tampone



1. Abbiamo una soluzione costituita da un acido debole e dalla sua base coniugata, l'acetato. Se noi uniamo questo acido debole e una soluzione della base coniugata in concentrazione simile, otteniamo una soluzione tampone;

la base coniugata la possiamo avere preparando una soluzione di acetato di sodio. Sciogliendo il sale in soluzione, otteniamo il CH_3COO^- che è la base coniugata di CH_3COOH , quindi se uniamo la soluzione di acido acetico e di acetato di sodio in uguale o simile concentrazione quello che otteniamo è una soluzione tampone all'interno della quale avremo della base coniugata CH_3COO^- , dell'acido indissociato CH_3COOH perché è un acido debole, quindi parzialmente dissociato in soluzione

Quella quantità che si riesce a dissociare mi porta alla formazione di ione H_3O^+ e Na^+ deriva dalla dissociazione del sale acetato di sodio.

Nella mia soluzione quindi sono presenti contemporaneamente in concentrazione simile l'acetato, quindi la base coniugata, e l'acido acetico cioè il mio acido debole. L' H_3O^+ sarà colui che mi determinerà il PH di questa soluzione.

Vediamo ora un tampone costituito da una base debole e dal suo acido coniugato, esempio l'ammoniaca e il suo acido coniugato NH_4^+ per cui noi possiamo creare una soluzione tampone ammoniacale aggiungendo in ugual concentrazione o simile una soluzione di ammoniaca e una soluzione di un sale dell'acido coniugato di NH_4^+ ad esempio NH_4Cl

NH_4Cl , ammonio cloruro, in soluzione acquosa si presenterà come NH_4^+ e Cl^- . Aggiungendo queste due soluzioni in concentrazione simile, otteniamo una soluzione tampone costituita dalla base debole NH_3 che si presenterà in parte indissociata, avremo dell' NH_4^+ proveniente dall'acido coniugato della base debole aggiunto come sotto forma di

cloruro di ammonio, del Cl⁻ derivante dal sale cloruro di ammonio e degli ioni H₃O⁺ in soluzione che mi contribuiranno al PH.

Questo è un modo per preparare una soluzione tampone, mescolando l'acido debole con un sale della base coniugata o la base debole con un sale dell'acido coniugato in concentrazioni confrontabili.

Un altro modo per riuscire ad avere un acido debole e un sale della sua base coniugata all'interno della stessa soluzione, **è una reazione di neutralizzazione**.

Possiamo sfruttare queste reazioni per avere una soluzione tampone.

Come facciamo ?

Abbiamo il nostro acido debole, l'acido acetico, se noi aggiungiamo una certa quantità di base forte in difetto, quindi come reagente limitante, noi andremo a fare una parziale neutralizzazione del mio acido debole; da questa reazione mi risulterà un sale dato dalla base coniugata del mio acido debole e dall'acido inefficace della mia base forte; invece di andare ad aggiungere CH₃COONa noi lo andiamo a produrre aggiungendo una certa quantità di NaOH che è la base forte in difetto, in modo tale che venga consumata tutta e nella mia reazione una volta terminata, mi rimanga solo la quantità in eccesso di CH₃COOH e la quantità di sale che mi si sarà prodotto dalla reazione di neutralizzazione dell'NaOH con l'acido debole.



Allo stesso modo per preparare un tampone ammoniacale, a questo punto abbiamo una base debole che noi possiamo parzialmente neutralizzare aggiungendo una certa quantità di HCl stechiometricamente in difetto che quindi si consuma completamente nella reazione di neutralizzazione per produrre una certa quantità di sale cloruro di ammonio, una certa quantità che deve essere paragonabile alla quantità di NH₃ che mi rimane alla fine della neutralizzazione, quindi quell'eccesso che noi abbiamo aggiunto rispetto alla quantità di HCl presente.



Abbiamo delle soluzioni tampone acide

Tampone CH₃COOH/CH₃COO⁻

pK_a = 4,78 ✓ pH = 4,78 ± 1 → 3,78 < pH < 5,78

Tampone HF/F⁻

pK_a = 3,18 ✗ pH = 3,18 ± 1 → 2,18 < pH < 4,18

Soluzioni tampone neutre

Didrogeno fosfato/idrogeno fosfato, che poteva avere più ionizzazioni, con una Pka di 7,2 quindi con Ph neutro

Tampone $\text{H}_2\text{PO}_4^- / \text{HPO}_4^{2-}$

$\text{pK}_a = 7,20$

Altre soluzioni tamponi possono avere un ph basico

come

HBrO/BrO^- o $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ che hanno invece delle pka attorno all'8/9

Per cui queste sono diverse soluzioni tampone che si possono ottenere

Tampone $\text{HBrO} / \text{BrO}^-$

$\text{pK}_a = 8,70$

Tampone $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$

$\text{pK}_a = 9,26$ (per NH_4^+)