

Lezione 14a. Acidi Forti, Basi Forti



Soluzioni acquose di acidi forti e basi forti e determinazione del pH: esempi illustrativi

Acidi Forti



Gli ioni H_3O^+ che derivano dall'acido **HA** perturbano l'equilibrio



$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] \quad (1)$$

Inoltre, per l'elettroneutralità della soluzione (la concentrazione di carica positiva deve essere uguale alla concentrazione di carica negativa) si può scrivere la seguente **equazione di bilancio di carica**:

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

Essendo l'acido forte: $[\text{A}^-] = \text{Ca}$

dove **Ca** = concentrazione dell'acido HA

Quindi: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] + \text{Ca} \quad (2)$ Sostituendo in (1):

Acidi Forti

$$K_w = ([OH^-] + Ca) [OH^-] \quad (3)$$

Introducendo x = concentrazione di OH^- :

$$K_w = (x + Ca) x$$

a) Acidi forti concentrati

In soluzioni di acidi forti concentrati x , cioè $[OH^-]$, è molto piccola (\ll di 10^{-7} M), quindi è trascurabile rispetto a Ca :

$$([OH^-] + Ca) \cong Ca$$

Dalla relazione (2) $[H_3O^+] = [OH^-] + Ca$, quindi $[H_3O^+] = Ca$

e, dalla relazione (1)

$$[OH^-] = K_w / [H_3O^+]$$

Ciò equivale a dire che per acidi forti concentrati, il contributo di $[H_3O^+]$ derivante dall'autoprotolisi dell'acqua è trascurabile rispetto alla concentrazione di H_3O^+ derivante dall'acido forte

Acidi Forti

b) Acidi forti molto diluiti

In soluzioni di acidi forti molto diluiti ($C_a < 10^{-8}$), x , cioè $[OH^-]$, è \gg di C_a , quindi C_a è trascurabile rispetto a $[OH^-]$:

$$([OH^-] + C_a) \cong [OH^-]$$

Dalla relazione (3)

$$K_w = ([OH^-])^2 \Rightarrow [OH^-] \cong \sqrt{K_w}$$

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 1.00 \cdot 10^{-7} \text{ M a } 25^\circ \text{ C}$$

Ciò equivale a dire che per acidi forti molto diluiti, l'acido non contribuisce ad elevare $[H_3O^+]$, quindi la concentrazione di H_3O^+ sarà pressoché uguale a quella dell'acqua pura

Acidi Forti

c) Acidi forti diluiti

In soluzioni di acidi forti diluiti ($10^{-8} < Ca < 10^{-6}$), x , cioè $[OH^-] \cong Ca$, quindi Ca ed $[OH^-]$ non sono trascurabili l'uno rispetto all'altra.

$$K_w = (x + Ca) x$$

Risolvendo l'equazione:

$$K_w \cong x^2 + Ca x; \quad x^2 + Ca x - K_w = 0$$

In questo caso l'acido e l'autoprotolisi dell'acqua danno un contributo paragonabile alla concentrazione di H_3O^+ .

Attenzione: in soluzioni acquose di acidi, per quanto l'acido possa essere diluito, il pH non sarà mai > 7 . Bisogna considerare il contributo derivante dall'autoprotolisi dell'acqua

<i>Ca(M)</i>	<i>pH</i>
1	0
10^{-1}	1.000
10^{-3}	3.000
10^{-5}	5.000
$0.99 \cdot 10^{-6}$	6.000
$4.8 \cdot 10^{-7}$	6.300
$1.5 \cdot 10^{-7}$	6.699
$0.83 \cdot 10^{-7}$	6.824
$1.9 \cdot 10^{-8}$	6.958
$9.9 \cdot 10^{-9}$	6.980
$4.0 \cdot 10^{-9}$	6.992
$2.0 \cdot 10^{-9}$	6.996
0	7.000

Acidi Forti

Diluizione e pH

Acidi concentrati

$Ca \geq 10^{-6} M, [H_3O^+] = Ca$

Acidi diluiti

$10^{-8} M < Ca < 10^{-6} M$

Acidi molto diluiti

$Ca \leq 10^{-8} M, [H_3O^+] \cong 10^{-7}$

Basi Forti

La reazione seguente avviene in modo **quantitativo**



Gli ioni OH^- che derivano dalla base BOH perturbano l'equilibrio



$$K_w = [H_3O^+] [OH^-] \quad (1)$$

Inoltre, per l'elettroneutralità della soluzione (la concentrazione di carica positiva deve essere uguale alla concentrazione di carica negativa) si può scrivere la seguente equazione di bilancio di carica:

$$[OH^-] = [H_3O^+] + [BH^+]$$

Essendo la base forte: $[BH^+] = C_b$ (C_b = concentrazione della base B)

$$\text{Quindi: } [OH^-] = [H_3O^+] + C_b \quad (2) \quad \text{Sostituendo in (1):}$$

Basi Forti

$$K_w = [H_3O^+] ([H_3O^+] + C_b) \quad (3)$$

Introducendo x = concentrazione di H_3O^+ :

$$K_w = (x + C_b) x$$

a) Basi forti concentrate

In soluzioni di basi forti concentrate x , cioè $[H_3O^+]$, è molto piccola (\ll di 10^{-7} M), quindi è trascurabile rispetto a C_b :

$$([H_3O^+] + C_b) \cong C_b$$

Dalla relazione (2) $[OH^-] = [H_3O^+] + C_b$, quindi $[OH^-] = C_b$

e, dalla relazione (1)

$$[H_3O^+] = K_w / [OH^-]$$

Ciò equivale a dire che per basi forti concentrate, il contributo di $[OH^-]$ derivante dall'autoprotolisi dell'acqua è trascurabile rispetto alla concentrazione di OH^- derivante dalla base forte

Basi Forti

b) Basi forti molto diluite

In soluzioni di basi forti molto diluite ($C_b < 10^{-8}$), x , cioè $[H_3O^+]$, è \gg di C_b , quindi C_b è trascurabile rispetto a $[H_3O^+]$:

$$([H_3O^+] + C_b) \cong [H_3O^+]$$

Dalla relazione (3)

$$K_w = ([H_3O^+])^2 \quad \Rightarrow \quad [H_3O^+] \cong \sqrt{K_w}$$

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 1.00 \times 10^{-7} \text{ M a } 25^\circ \text{ C}$$

Ciò equivale a dire che per basi forti molto diluite, la base non contribuisce ad elevare $[OH^-]$, quindi la concentrazione di OH^- sarà pressoché uguale a quella dell'acqua pura

Basi Forti

c) Basi forti diluite

In soluzioni di basi forti diluite ($10^{-8} < C_b < 10^{-6}$), x , cioè $[H_3O^+] \cong C_b$, quindi C_b ed $[H_3O^+]$ non sono trascurabili l'uno rispetto all'altra.

$$K_w = (x + C_b) x$$

Risolvendo l'equazione:

$$K_w \cong x^2 + C_b x; \quad x^2 + C_b x - K_w = 0$$

In questo caso la base e l'autoprotolisi dell'acqua danno un contributo paragonabile alla concentrazione di OH^- .

Attenzione: in soluzioni acquose di basi, per quanto la base possa essere diluita, il pH non sarà mai < 7 . Bisogna considerare il contributo derivante dall'autoprotolisi dell'acqua

Acidi Forti

Calcolare la concentrazione di H_3O^+ ed il pH di una soluzione 0.0100 M di HNO_3



Acido forte concentrato

$$[H_3O^+] = Ca$$

$$[H_3O^+] = 0.0100 \text{ M}$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (1.00 \times 10^{-2}) = 2.00$$

Calcolare la concentrazione degli ioni H_3O^+ e OH^- in una soluzione a $pH = 2.8$

$$pH = -\log_{10}[H_3O^+]$$

$$2.8 = -\log [H_3O^+]; \quad [H_3O^+] = 10^{-2.8}$$

$$[H_3O^+] = 10^{0.2} \cdot 10^{-3} = 1.6 \cdot 10^{-3} M$$

$$pOH = 14.0 - pH$$

$$pOH = 14.0 - 2.8; \quad pOH = 11.2$$

$$pOH = -\log [OH^-]$$

$$11.2 = -\log [OH^-]; \quad [OH^-] = 10^{-11.2}$$

$$[OH^-] = 10^{-0.2} \cdot 10^{-11} = 0.63 \cdot 10^{-11} M$$

Basi Forti

Calcolare la concentrazione di H_3O^+ ed il pH di una soluzione 0.0050 M di NaOH



Base forte concentrata

$$[OH^-] = C_b = 0.0050 \text{ M}$$

$$[H_3O^+] = K_w / [OH^-] = (1.0 \times 10^{-14}) / (5.0 \times 10^{-3}) = 2.0 \times 10^{-12}$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 2.0 \times 10^{-12} = 11.70$$

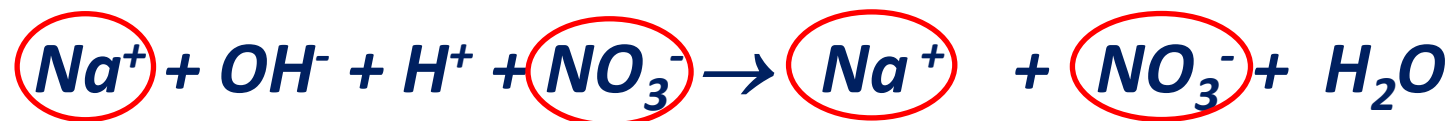
Oppure:

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log 5.0 \times 10^{-3} = 2.30$$

$$pH = 14 - pOH = 14.0 - 2.30 = 11.70$$

Mescolamento Acidi Forti - Basi forti

Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 1.00 L di una soluzione di HNO_3 0.0100 M con 2.00 L di una soluzione di NaOH 0.00500 M



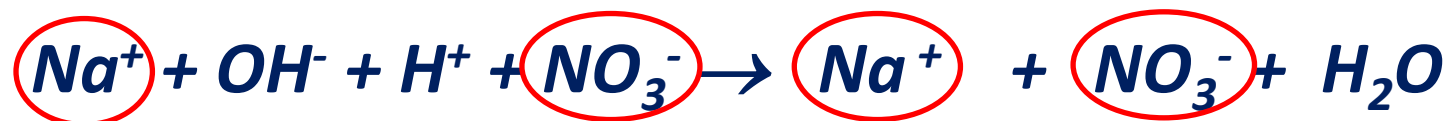
$$n \text{ moli } \text{OH}^- = V_{\text{NaOH}} \times M_{\text{NaOH}} = 2.00 \text{ L} \times 0.00500 \text{ M} = 0.0100 \text{ moli}$$

$$n \text{ moli } \text{H}^+ = V_{\text{HNO}_3} \times M_{\text{HNO}_3} = 1.00 \text{ L} \times 0.0100 \text{ M} = 0.0100 \text{ moli}$$

$$\text{pH} = 7$$

Mescolamento Acidi Forti - Basi forti

Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 1.00 L di una soluzione di HNO_3 0.0100 M con 1.00 L di una soluzione di NaOH 0.00500 M



$$n \text{ moli } \text{OH}^- = V_{\text{NaOH}} \times M_{\text{NaOH}} = 1.00 \text{ L} \times 0.00500 \text{ M} = 0.00500 \text{ moli}$$

$$n \text{ moli } \text{H}^+ = V_{\text{HNO}_3} \times M_{\text{HNO}_3} = 1.00 \text{ L} \times 0.0100 \text{ M} = 0.0100 \text{ moli (eccesso)}$$

$$n \text{ moli } \text{H}^+_{(\text{eccesso})} = 0.0100 \text{ moli} - 0.00500 \text{ moli} = 0.00500 \text{ moli}$$

$$\text{Volume Totale} = 2.00 \text{ L}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0.00500 \text{ mol}/2.00\text{L} = 0.00250$$

$$\text{pH} = -\log 0.00250 = 2.60$$

Calcolare quanti mL di HCl 0.100 M si devono aggiungere a 200 mL di KOH 0.00500 M per portare il pH a 10.00



$$[\text{OH}^-] = [\text{KOH}] = 0.00500\text{M}$$

$$\text{pOH } 2.30$$

$$\text{pH} = 11.70$$



$$n_{\text{KOH}} = 0.00500\text{mmol/mL} \cdot 200\text{mL} = 1.00\text{mmol} (1.00 \cdot 10^{-3} \text{ mol})$$

$$n_{\text{HCl}} = 0.100\text{mmol/mL} \cdot V\text{mL} = V \cdot 0.100 \text{ mmol}$$

Dopo che è avvenuta la reazione di neutralizzazione tra KOH e HCl resteranno

$$n_{\text{KOH}} = n_{\text{KOH}}^i - n_{\text{HCl}}^{\text{agg}} = 1.0 \text{ mmol} - 0.100 \text{ mL} \cdot V \text{ (mmol/mL)}$$

Il volume finale sarà (200 + V)mL

$$[\text{OH}^-] = \frac{n_{\text{KOH}}}{V_f} = \frac{1.00 - 0.100 V}{200 + V}$$

pH = 10.00, quindi pOH = 14.00 - pH = 4.00

$$[\text{OH}^-] = 1.00 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$1.00 \cdot 10^{-4} = \frac{(1.00 - 0.100 V) \text{ mmol}}{(200 + V)} = M = \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$1.00 \cdot 10^{-4} (200 + V) = 1.00 - 0.100 V$$

$$2.00 \cdot 10^{-2} + 1.00 \cdot 10^{-4} V = 1.00 - 0.100 V$$

$$V(1.00 \cdot 10^{-4} + 0.100) = 1.00 - 2.00 \cdot 10^{-2}$$

$$V = \frac{1.00 - 2.00 \cdot 10^{-2}}{10^{-4} + 0.100} = 9.8 \text{ mL}$$