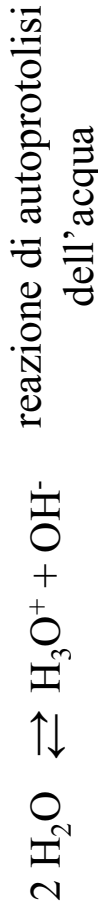


EQUILIBRIO CHIMICO IN SOLUZIONI ACQUOSE

Allo stato liquido una piccola parte delle molecole di acqua è “dissociata” in ioni H_3O^+ e OH^- secondo la reazione (schematica) :



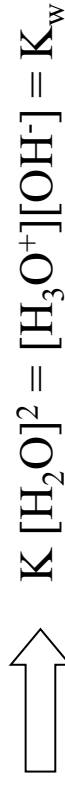
La legge d'azione di massa e il principio di Le Chatelier sono validi anche per gli equilibri che si stabiliscono in soluzioni acquose



l'espressione della costante di equilibrio per la dissociazione elettrolitica dell'acqua è data da:

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

In soluzioni acquose diluite la $[\text{H}_2\text{O}]$ è praticamente uguale a quella dell'acqua pura e non è influenzata dagli equilibri tra i soluti, può essere quindi considerata costante



$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = K_w \quad \text{prodotto ionico dell'acqua}$$

equilibrio chimico in
soluzione : acidi/basi
forti, acidi/basi deboli

1

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = K_w \quad \text{prodotto ionico dell'acqua}$$

$$\text{A } 25^\circ\text{C} \quad K_w = 1,00 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ l}^{-2}$$

L'acqua pura contiene cioè $1,00 \cdot 10^{-7} \text{ mol/l}$ di ioni H_3O^+ e $1,00 \cdot 10^{-7} \text{ mol/l}$ di ioni OH^- .

Il pH di una soluzione è definito come:

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

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

L'acqua pura ha pH 7

$\text{pH} < 7 \rightleftharpoons [\text{H}^+] > 10^{-7} \text{ mol/l} \rightleftharpoons$ soluzione acida

$\text{pH} > 7 \rightleftharpoons [\text{H}^+] < 10^{-7} \text{ mol/l} \rightleftharpoons$ soluzione alcalina

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

$$\rightleftharpoons -\log ([\text{H}^+][\text{OH}^-]) = -\log K_w$$

$$(-\log [\text{H}^+]) + (-\log [\text{OH}^-]) = -\log K_w$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = \text{p}K_w$$

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

equilibrio chimico in
soluzione : acidi/basi
forti, acidi/basi deboli

2

ESERCIZIO 1

La concentrazione di H^+ in una soluzione acquosa è $2,5 \cdot 10^{-2}$. Calcolare il pH e il pOH della soluzione.

$$pH = -\log [H^+] = -\log (2,5 \cdot 10^{-2}) = 1,6$$

$$pH + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - pH = 14 - 1,6 = 12,4$$

ESERCIZIO 2

Il pH di una soluzione acquosa è 3,5. Calcolare la concentrazione dello ione H^+ e quella dello ione OH^- .

$$pH = -\log [H^+] = 3,5$$

$$\log [H^+] = -3,5$$

$$[H^+] = 10^{-3,5} = 3,16 \cdot 10^{-4} M$$

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

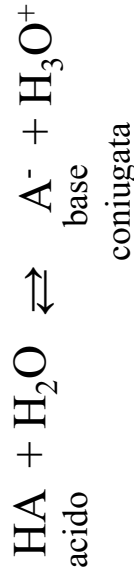
$$[OH^-] = K_w / [H^+] = 10^{-14} / 3,16 \cdot 10^{-4} = 0,316 \cdot 10^{-10} M$$

equilibrio chimico in
soluzione : acidi/basi
forti, acidi/basi deboli

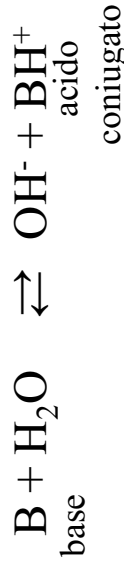
3

ACIDI E BASI IN SOLUZIONE ACQUOSA

Secondo il modello di Bronsted, un acido o una base in soluzione acquosa danno luogo ad una reazione acido-base con le molecole di solvente:



$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} \quad \text{costante acida}$$



$$K_b = \frac{[OH^-][BH^+]}{[B]} \quad \text{costante basica}$$

I valori di K_a e K_b sono una misura della “forza” di un acido e di una base rispettivamente:



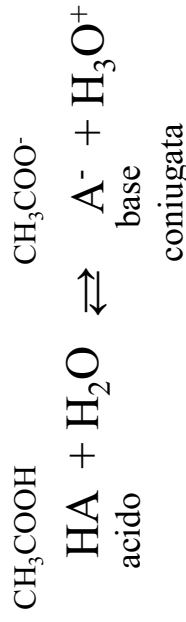
Acidi e basi forti reagiscono quantitativamente con acqua dando luogo alla formazione di ioni H^+ e OH^- rispettivamente. Usando la terminologia di Arrhenius, un acido/base forte si dissocia completamente in acqua dando luogo a ioni H^+/OH^- .

Acidi e basi deboli non reagiscono in modo quantitativo con acqua: all’equilibrio solo una parte dell’acido o della base saranno dissociati in ioni H^+ e OH^- .

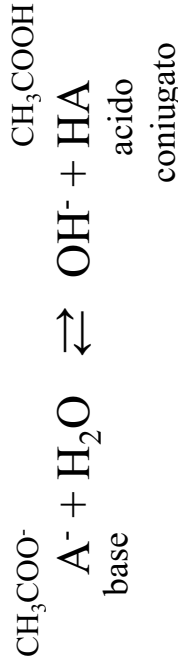
equilibrio chimico in
soluzione : acidi/basi
forti, acidi/basi deboli

4

COPPIE ACIDO-BASE CONIUGATE



$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} \quad \text{costante acida}$$



$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{HA}]}{[\text{A}^-]} \quad \text{costante basica}$$

Per una coppia coniugata acido-base, il prodotto

$$K_a \cdot K_b = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = K_w = 1,00 \cdot 10^{-14}$$

equilibrio chimico in
soluzione : acidi/basi
forti, acidi/basi deboli

5

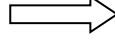
CALCOLO DEL pH DI SOLUZIONI ACQUOSE DI ACIDI E DI BASI FORTI

ESERCIZIO 3

Si calcoli il pH di una soluzione 0,1 M di HNO_3 .
 K_a per l'acido nitrico è 20 mol/l.



$$K_a \gg 1 \quad \rightleftharpoons \quad \text{ACIDO FORTE}$$



la rex è completamente spostata a destra
(HNO_3 è completamente dissociato)

$$\rightleftharpoons \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HNO}_3]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,1 \text{ M}$$

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

$$\text{pH} = -\log 0,1$$

$$\text{pH} = 1$$

equilibrio chimico in
soluzione : acidi/basi
forti, acidi/basi deboli

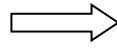
6

ESERCIZIO 4

Si calcoli il pH di una soluzione 0,01 M di HCl.



HCl E' UN ACIDO FORTE



la rex è completamente spostata a destra
(HCl E' COMPLETAMENTE DISSOCIATO)

$$\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,01 \text{ M} = 1 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

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

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

$$\text{pH} = 2$$

equilibrio chimico in
soluzione : acidi/basi
forti, acidi/basi deboli

7

ESERCIZIO 5

Calcolare il pH di una soluzione $5,36 \cdot 10^{-2}$ M di
KOH



$$\Rightarrow [\text{OH}^-] = [\text{KOH}] = 5,36 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 5,36 \cdot 10^{-2} \\ = 1,27$$

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

$$\text{pH} = 14 - 1,27 = 12,73$$

equilibrio chimico in
soluzione : acidi/basi
forti, acidi/basi deboli

8

ESERCIZIO 6

Calcolare il pH di una soluzione $5,0 \cdot 10^{-3}$ M di Ca(OH)_2



$$\begin{aligned} \Rightarrow [\text{OH}^-] &= 2 [\text{Ca(OH)}_2] = 2 \cdot 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ M} \\ &= 1 \cdot 10^{-2} \text{ M} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{pOH} &= -\log [\text{OH}^-] = -\log 10^{-2} \\ &= 2 \end{aligned}$$

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

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

equilibrio chimico in
soluzione : acidi/basi
forti, acidi/basi deboli

9

ESERCIZIO 7

1,31 g di HClO_4 sono sciolti in 250 cm^3 di acqua.
Calcolare il pH della soluzione.

$$K_a \gg 1$$

$$n_{\text{HClO}_4} = \frac{1,31 \text{ g}}{100,45 \text{ g/mol}} = 0,013 \text{ mol}$$

$$\begin{aligned} V &= 250 \text{ cm}^3 = 0,25 \text{ dm}^3 = 0,25 \text{ l} \\ [\text{HClO}_4] &= 0,013 \text{ mol} / 0,25 \text{ l} = 0,052 \text{ M} \end{aligned}$$



HClO_4 E' UN ACIDO FORTE ($K_a \gg 1$)



la rex è completamente spostata a destra
(HClO_4 E' COMPLETAMENTE DISSOCIATO)

$$\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HClO}_4] = 0,052 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,052 = 1,28$$

equilibrio chimico in
soluzione : acidi/basi
forti, acidi/basi deboli

10

ESERCIZIO 8

0,0322 g di $\text{Ca}(\text{OH})_2$ sono sciolti in tanta acqua da avere 2,50 dm³ di soluzione. Calcolare il pH della soluzione.

$$n_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = \frac{0,0322 \text{ g}}{74,09 \text{ g/mol}} = 4,35 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$V = 2,5 \text{ dm}^3 = 2,5 \text{ l}$$

$$[\text{Ca}(\text{OH})_2] = 4,35 \cdot 10^{-4} \text{ mol} / 2,5 \text{ l} = 1,74 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$



$$\Rightarrow [\text{OH}^-] = 2 [\text{Ca}(\text{OH})_2] = 2 (1,74 \cdot 10^{-4}) = 3,48 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 3,48 \cdot 10^{-4} = 3,46$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 3,46 = 10,54$$

equilibrio chimico in
soluzione : acidi/basi
forti, acidi/basi deboli

11

ESERCIZIO 9

A 0,15 l di una soluzione 0,0455 M di NaOH sono aggiunti 0,15 l di una soluzione 0,0302 M di HCl. Calcolare il pH della soluzione finale.



$$n_{\text{NaOH}} = 0,0455 \text{ mol/l} \cdot 0,15 \text{ l} = 0,00682 \text{ mol}$$

$$n_{\text{HCl}} = 0,0302 \text{ mol/l} \cdot 0,15 \text{ l} = 0,00453 \text{ mol}$$

$$n_{\text{OH}^-} = n_{\text{NaOH}} = 0,00682 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}^+} = n_{\text{HCl}} = 0,00453 \text{ mol}$$



$$K = \frac{1}{[\text{H}^+][\text{OH}^-]} = 1 / K_w = 10^{14} \quad \text{la reazione è quantitativa}$$

$$\Rightarrow 0,00453 \text{ moli di H}^+ \text{ reagiscono con } 0,00453 \text{ moli di OH}^- \text{ . Resta un eccesso di } 0,00682 - 0,00453 = 0,00229 \text{ moli di OH}^- \text{ .}$$

equilibrio chimico in
soluzione : acidi/basi
forti, acidi/basi deboli

12

$$\Leftrightarrow \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = n_{\text{OH}^-} / V$$

$$V = 0,15 \text{ l} + 0,15 \text{ l} = 0,3 \text{ l}$$

$$\Leftrightarrow [\text{OH}^-] = 0,00229 \text{ mol} / 0,3 \text{ l} = 0,00763 \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,00763 \\ = 2,12$$

$$\text{pH} = 14 - 2,12 = 11,88$$

La reazione tra un acido forte e una base forte (reazione di neutralizzazione) è una reazione QUANTITATIVA che porta alla formazione di un sale e di acqua:



equilibrio chimico in
soluzione : acidi/basi
forti, acidi/basi deboli

13

ESERCIZIO 10

A 25 cm³ di una soluzione 0,0105 M di HClO₄ sono aggiunti 15 cm³ di una soluzione 0,11 M di NaOH. Calcolare il pH della soluzione risultante

$$n_{\text{HClO}_4} = 0,0105 \text{ mol/l} \cdot 0,025 \text{ l} = 2,62 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$



$$n_{\text{H}^+} = n_{\text{HClO}_4} = 2,62 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n_{\text{NaOH}} = 0,11 \text{ mol/l} \cdot 0,015 \text{ l} = 0,00165 \text{ mol}$$



$$n_{\text{OH}^-} = n_{\text{NaOH}} = 0,00165 \text{ mol}$$



equilibrio chimico in
soluzione : acidi/basi
forti, acidi/basi deboli

14

⇨ $2,62 \cdot 10^{-4}$ moli di H^+ sono neutralizzate da $2,62 \cdot 10^{-4}$ moli di OH^- . Resta un eccesso di $0,00165 - 2,62 \cdot 10^{-4} = 0,00139$ moli di OH^- .

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

$$[OH^-] = n_{OH^-} / V$$

$$V = 0,025 \text{ l} + 0,015 \text{ l} = 0,04 \text{ l}$$

$$\Rightarrow [OH^-] = 0,00139 \text{ mol} / 0,04 \text{ l} = 0,0347 \text{ M}$$

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log 0,0347 = 1,46$$

$$pH = 14 - 1,46 = 12,54$$

equilibrio chimico in
soluzione : acidi/basi
forti, acidi/basi deboli

15

ESERCIZIO 11

0,5 g di KOH e 0,5 g di NaOH sono sciolti in acqua e la soluzione è portata a 1 l. Calcolare il pH della soluzione. Qual è il valore di pH se si aggiungono 0,2 l di una soluzione di HCl 0,15 M?

$$n_{KOH} = 0,5 \text{ g} / 56,11 \text{ (g/mol)} \text{ l} = 0,0089 \text{ mol}$$

$$n_{NaOH} = 0,5 \text{ g} / 40 \text{ (g/mol)} \text{ l} = 0,0125 \text{ mol}$$



$$n_{OH^-} = n_{NaOH} + n_{KOH} = 0,0214 \text{ mol}$$

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

$$[OH^-] = n_{OH^-} / V = 0,0214 \text{ mol} / 1 \text{ l} = 0,0214 \text{ M}$$

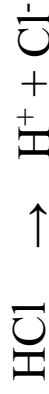
$$\Rightarrow pOH = -\log [OH^-] = -\log 0,0214 = 1,67$$

$$pH = 14 - 1,67 = 12,33$$

equilibrio chimico in
soluzione : acidi/basi
forti, acidi/basi deboli

16

$$n_{\text{HCl}} = 0,15 \text{ mol/l} \cdot 0,2 \text{ l} = 0,03 \text{ mol}$$



$$n_{\text{H}^+} = n_{\text{HCl}} = 0,03 \text{ mol}$$



\rightleftharpoons 0,0214 moli di OH^- sono neutralizzate da 0,0214 moli di H^+ . Resta un eccesso di 0,03 - 0,0214 = 0,0086 moli di H^+ .

$$[\text{H}^+] = n_{\text{H}^+} / V$$

$$V = 1 \text{ l} + 0,2 \text{ l} = 1,2 \text{ l}$$

$$\rightleftharpoons [\text{H}^+] = 0,0086 \text{ mol} / 1,2 \text{ l} = 0,00717 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 0,00717 = 2,14$$

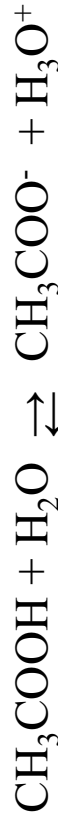
equilibrio chimico in
soluzione : acidi/basi
forti, acidi/basi deboli

17

CALCOLO DEL pH DI SOLUZIONI ACQUOSE DI ACIDI/BASI DEBOLI

ESERCIZIO 12

Calcolare il pH di una soluzione 0,1 M di CH_3COOH . $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$



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

Indicando con x la concentrazione molare di H^+ all'equilibrio si ha:

All'equilibrio:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = x \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,1 \text{ M} - x = 0,1 \text{ M}$$

Questa
approssimazione è
valida per $K_a < 10^{-4}$ e
per concentrazioni di
acido $> 0,01 \text{ M}$

$$K_a = \frac{x \cdot x}{0,1} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

equilibrio chimico in
soluzione : acidi/basi
forti, acidi/basi deboli

18

$$\frac{x^2}{0,1} = 1,8 \cdot 10^{-5} \quad \rightleftharpoons \quad x = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$$

All'equilibrio:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = x = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,1 \text{ M} - x = 0,1 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (1,34 \cdot 10^{-3}) = 2,87$$

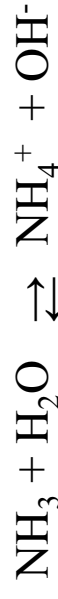
equilibrio chimico in
soluzione : acidi/basi
forti, acidi/basi deboli

19

ESERCIZIO 13

Calcolare il pH di una soluzione 0,55 M di NH_3

$$K_b = 1,85 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$$



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = 1,85 \cdot 10^{-5}$$

Indicando con x la concentrazione molare di OH^- all'equilibrio si ha:

All'equilibrio:

$$[\text{OH}^-] = x$$

$$[\text{NH}_4^+] = x$$

$$[\text{NH}_3] = 0,55 \text{ M} - x = 0,55 \text{ M}$$

$$K_b = \frac{x \cdot x}{0,55} = 1,85 \cdot 10^{-5}$$

equilibrio chimico in
soluzione : acidi/basi
forti, acidi/basi deboli

20

$$\frac{x^2}{0,55} = 1,85 \cdot 10^{-5} \quad \rightleftharpoons \quad x = 3,19 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$$

All'equilibrio:

$$[\text{OH}^-] = x = 3,19 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{NH}_4^+] = x = 3,19 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{NH}_3] = 0,55 \text{ M} - x = 0,55 \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (3,19 \cdot 10^{-3}) = 2,5$$

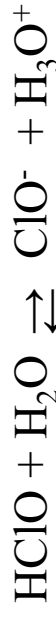
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,5 = 11,5$$

equilibrio chimico in
soluzione : acidi/basi
forti, acidi/basi deboli

21

ESERCIZIO 14

Calcolare il pH di una soluzione 0,55 M di HClO.
 $K_a = 3,2 \cdot 10^{-8} \text{ mol/l}$



$$K_a = \frac{[\text{ClO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}]} = 3,2 \cdot 10^{-8}$$

Indicando con x la concentrazione molare di H⁺
all'equilibrio si ha:

$$K_a = \frac{x \cdot x}{0,55} = 3,2 \cdot 10^{-8}$$

$$\frac{x^2}{0,55} = 3,2 \cdot 10^{-8} \quad \rightleftharpoons \quad x = 1,33 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$$

All'equilibrio $[\text{H}^+] = 1,33 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

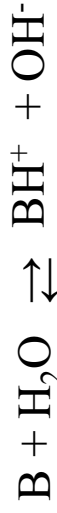
$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (1,33 \cdot 10^{-4}) = 3,88$$

equilibrio chimico in
soluzione : acidi/basi
forti, acidi/basi deboli

22

ESERCIZIO 15

Il pH di una soluzione acquosa di una base debole è 10,5. $K_b = 7,8 \cdot 10^{-7}$ mol/l. Calcolare la concentrazione della base in soluzione.



$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} = 7,8 \cdot 10^{-7}$$

$$\begin{aligned} \text{pH} = 10,5 & \implies \text{pOH} = 14 - 10,5 = 3,5 \\ & -\log [OH^-] = 3,5 \\ [OH^-] &= 10^{-3,5} = 3,16 \cdot 10^{-4} \text{ M} \end{aligned}$$

dalla stechiometria della reazione

$$[OH^-] = [BH^+] = 3,16 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$\implies K_b = \frac{(3,16 \cdot 10^{-4})^2}{[B]} = 7,8 \cdot 10^{-7}$$

$$\implies [B] = \frac{(3,16 \cdot 10^{-4})^2}{7,8 \cdot 10^{-7}} = 0,13 \text{ M}$$

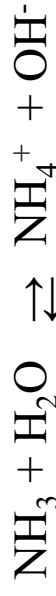
equilibrio chimico in
soluzione : acidi/basi
forti, acidi/basi deboli

23

ESERCIZIO 16

Calcolare il pH di una soluzione 0,6 M di NH_4^+ .

$$K_b(NH_3) = 1,85 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$$



$$K_b = 1,85 \cdot 10^{-5}$$



$$K_a = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]}$$

$$K_a = k_w/k_b = 10^{-14}/1,85 \cdot 10^{-5} = 5,4 \cdot 10^{-10}$$

Indicando con x la concentrazione molare di H^+ all'equilibrio si ha:

All'equilibrio:

$$[H^+] = x$$

$$[NH_3] = x$$

$$[NH_4^+] = 0,6 \text{ M} - x = 0,6 \text{ M}$$

$$K_a = \frac{x \cdot x}{0,6} = 5,4 \cdot 10^{-10}$$

equilibrio chimico in
soluzione : acidi/basi
forti, acidi/basi deboli

24

$$\frac{x^2}{0,6} = 5,4 \cdot 10^{-10} \quad \rightleftharpoons \quad x = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$$

All'equilibrio:

$$\begin{aligned} [\text{H}^+] &= x = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ M} \\ [\text{NH}_3] &= x = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ M} \\ [\text{NH}_4^+] &= 0,6 \text{ M} - x = 0,6 \text{ M} \end{aligned}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (1,8 \cdot 10^{-5}) = 4,74$$

equilibrio chimico in
soluzione : acidi/basi
forti, acidi/basi deboli

25

ESERCIZIO 17

Il pH di una soluzione acquosa 0,54 M di un acido debole è 1,87. Calcolare la K_a dell'acido.



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$\begin{aligned} \text{pH} = 1,87 & \quad \rightleftharpoons \quad -\log [\text{H}^+] = 1,87 \\ & \quad \quad \quad [\text{H}^+] = 10^{-1,87} = 0,0135 \text{ M} \end{aligned}$$

dalla stechiometria della reazione

$$[\text{H}^+] = [\text{A}^-] = 0,0135 \text{ M}$$

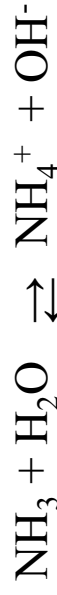
$$\rightleftharpoons K_a = \frac{(0,0135)^2}{0,54} = 3,37 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$$

equilibrio chimico in
soluzione : acidi/basi
forti, acidi/basi deboli

26

ESERCIZIO 18

A 100 cm³ di NH₃ 0,1 M sono aggiunti 100 cm³ di HCl 0,6 M. Calcolare il pH della soluzione prima e dopo l'aggiunta. $K_b = 1,85 \cdot 10^{-5}$ mol/l



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = 1,85 \cdot 10^{-5}$$

Indicando con x la concentrazione molare di OH⁻ all'equilibrio si ha:

All'equilibrio:

$$[\text{OH}^-] = x$$

$$[\text{NH}_4^+] = x$$

$$[\text{NH}_3] = 0,1 \text{ M} - x = 0,1 \text{ M}$$

$$\rightleftharpoons K_b = \frac{x \cdot x}{0,1} = 1,85 \cdot 10^{-5}$$

$$\frac{x^2}{0,1} = 1,85 \cdot 10^{-5} \quad \rightleftharpoons \quad x = 1,36 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$$

equilibrio chimico in
soluzione : acidi/basi
forti, acidi/basi deboli

27

All'equilibrio:

$$[\text{OH}^-] = x = 1,36 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{NH}_4^+] = x = 1,36 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{NH}_3] = 0,1 \text{ M} - x = 0,1 \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (1,36 \cdot 10^{-3}) = 2,87$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,87 = 11,13$$

$$n_{\text{HCl}} = 0,6 \text{ mol/l} \cdot 0,1 \text{ l} = 0,06 \text{ mol}$$



$$n_{\text{H}^+} = n_{\text{HCl}} = 0,06 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NH}_3} = 0,1 \text{ mol/l} \cdot 0,1 \text{ l} = 0,01 \text{ mol}$$

equilibrio chimico in
soluzione : acidi/basi
forti, acidi/basi deboli

28



Questa reazione è QUANTITATIVA

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

$$= K_b / K_w = (1,85 \cdot 10^{-5} / 10^{-14})$$

$$= 1,8 \cdot 10^9$$

⇨ 0,01 moli di NH_3 sono neutralizzate da 0,01 moli di H^+ . Resta un eccesso di 0,06-0,01 = 0,05 moli di H^+ .

$$[\text{H}^+] = n_{\text{H}^+} / V \quad V = 0,1 \text{ l} + 0,1 \text{ l} = 0,2 \text{ l}$$

$$\Rightarrow [\text{H}^+] = 0,05 \text{ mol} / 0,2 \text{ l} = 0,25 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 0,25 = 0,6$$

**Una base debole reagisce in modo quantitativo con un acido forte.
Analogamente un acido debole reagisce in modo quantitativo con una base forte.**

equilibrio chimico in
soluzione : acidi/basi
forti, acidi/basi deboli

29

ESERCIZIO 19

0,3 g di $\text{Ca}(\text{OH})_2$ sono aggiunti ad una soluzione ($V = 0,1 \text{ l}$) di CH_3COOH 0,065 M.

Calcolare il pH della soluzione risultante (si consideri trascurabile la variazione di volume della soluzione).



$$n_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 0,3 \text{ g} / 74,09 \text{ g/mol} = 0,00405 \text{ mol}$$

$$n_{\text{OH}^-} = 2 n_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 2 (0,00405) = 0,0081 \text{ mol}$$

La reazione di neutralizzazione (quantitativa) è:



$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 0,065 \text{ mol/l} \cdot 0,1 \text{ l} = 0,0065 \text{ mol}$$

⇨ 0,0065 moli di CH_3COOH sono neutralizzate da 0,0065 moli di OH^- .
Resta un eccesso di $0,0081 - 0,0065 = 0,0016$ moli di OH^- .

equilibrio chimico in
soluzione : acidi/basi
forti, acidi/basi deboli

30

$$[\text{OH}^-] = 0,0016 \text{ mol} / 0,1 \text{ l} = 0,016 \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (1,6 \cdot 10^{-2}) = 1,8$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1,8 = 12,20$$

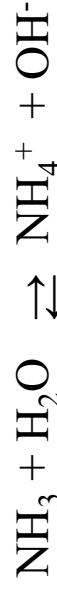
equilibrio chimico in
soluzione : acidi/basi
forti, acidi/basi deboli

31

ESERCIZIO 20

50 cm³ di una soluzione 0,018 M di HCl sono aggiunti a 50 cm³ di una soluzione di NH₃ 0,01 M.

Calcolare il pH della soluzione prima e dopo l'aggiunta. $K_b = 1,85 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = 1,85 \cdot 10^{-5}$$

Indicando con x la concentrazione molare di OH⁻ all'equilibrio si ha:

All'equilibrio:

$$[\text{OH}^-] = x$$

$$[\text{NH}_4^+] = x$$

$$[\text{NH}_3] = 0,01 \text{ M}$$

$$\rightleftharpoons K_b = \frac{x^2}{0,01} = 1,85 \cdot 10^{-5}$$

$$\rightleftharpoons x = 4,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (4,3 \cdot 10^{-4}) = 3,37$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 3,37 = 10,63$$

equilibrio chimico in
soluzione : acidi/basi
forti, acidi/basi deboli

32

$$n_{\text{HCl}} = 0,018 \text{ mol/l} \cdot 0,05 \text{ l} = 9 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$



$$n_{\text{H}^+} = n_{\text{HCl}} = 9 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n_{\text{NH}_3} = 0,01 \text{ mol/l} \cdot 0,05 \text{ l} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

La reazione di neutralizzazione (quantitativa) è:



⇨ $5 \cdot 10^{-4}$ moli di NH_3 sono neutralizzate da

$5 \cdot 10^{-4}$ moli di H^+ . Resta un eccesso di

$$9 \cdot 10^{-4} - 5 \cdot 10^{-4} = 4 \cdot 10^{-4} \text{ moli di } \text{H}^+.$$

$$[\text{H}^+] = n_{\text{H}^+} / V \quad V = 0,05 \text{ l} + 0,05 \text{ l} = 0,1 \text{ l}$$

$$\Rightarrow [\text{H}^+] = 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol} / 0,2 \text{ l} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 0,004 = 2,4$$