

SISTEMI TAMPONE

Soluzione 0,5 M di NaH_2PO_4

Soluzione 0,5 M di Na_2HPO_4

$K_{a2} = 6.23 \cdot 10^{-8}$

Preparare 1 L di tampone 0.25 M a pH 7.35

SISTEMI TAMPONE

Soluzione 0,5 M di NaH_2PO_4

Soluzione 0,5 M di Na_2HPO_4

$$K_{a2} = 6.23 \cdot 10^{-8}$$

Preparare 1 L di tampone 0.25 M a pH 7.35

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 4.47 \cdot 10^{-8}$$

$$K_{a2} = [\text{H}^+][\text{HPO}_4^{2-}] / [\text{H}_2\text{PO}_4^-] \Rightarrow [\text{HPO}_4^{2-}] / [\text{H}_2\text{PO}_4^-] = K_{a2} / [\text{H}^+] = 1.39$$

$$[\text{HPO}_4^{2-}] = 0.25 - [\text{H}_2\text{PO}_4^-] \Rightarrow (0.25 - [\text{H}_2\text{PO}_4^-]) / [\text{H}_2\text{PO}_4^-] = 1.39$$

$$[\text{H}_2\text{PO}_4^-] = 0.105 \text{ M}$$

$$[\text{HPO}_4^{2-}] = 0.145 \text{ M}$$

$$V(\text{in}) = C(\text{fin}) \cdot V(\text{fin}) / C(\text{in})$$

$$V(\text{NaH}_2\text{PO}_4) = 0.21 \text{ L}$$

$$V(\text{Na}_2\text{HPO}_4) = 0.29 \text{ L}$$

SISTEMI TAMPONE

Soluzione 1: 0,8 M di NH_3 / NH_4Cl pH 9.4

Soluzione 2: 0,6 M di NH_3 / NH_4Cl pH 8.9

$$K_b = 1.79 \cdot 10^{-5}$$

0.300 L soln. 1 + 0.500 L soln.2 => pH ?

SISTEMI TAMPONE

Soluzione 1: 0,8 M di NH_3 / NH_4Cl pH 9.4

Soluzione 2: 0,6 M di NH_3 / NH_4Cl pH 8.9

$$K_b = 1.79 \cdot 10^{-5}$$

0.300 L soln. 1 + 0.500 L soln.2 => pH ?

Soln. 1

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow [\text{OH}^-] = K_w / [\text{H}^+] = 2.51 \cdot 10^{-5}$$

$$K_b = [\text{OH}^-][\text{NH}_4^+] / [\text{NH}_3] \Rightarrow [\text{NH}_4^+] / [\text{NH}_3] = K_b / [\text{OH}^-] = 0.713$$

$$[\text{NH}_4^+] = 0.8 - [\text{NH}_3] \Rightarrow (0.8 - [\text{NH}_3]) / [\text{NH}_3] = 0.713$$

$$[\text{NH}_3] = 0.467 \text{ M}$$

$$[\text{NH}_4^+] = 0.333 \text{ M}$$

Soln. 2

$$[\text{NH}_3] = 0.185 \text{ M}$$

$$[\text{NH}_4^+] = 0.415 \text{ M}$$

SISTEMI TAMPONE

Soluzione 1: 0,8 M di NH_3 / NH_4Cl pH 9.4

Soluzione 2: 0,6 M di NH_3 / NH_4Cl pH 8.9

$$K_b = 1.79 \cdot 10^{-5}$$

0.300 L soln. 1 + 0.500 L soln.2 => pH ?

Soln. 1

$$0.300 \text{ L} \cdot 0.467 \text{ mol/L} = 0.140 \text{ mol } \text{NH}_3$$

$$0.300 \text{ L} \cdot 0.333 \text{ mol/L} = 0.0999 \text{ mol } \text{NH}_4^+$$

Soln. 2

$$0.0925 \text{ mol } \text{NH}_3$$

$$0.208 \text{ mol } \text{NH}_4^+$$

$$\Rightarrow \begin{aligned} [\text{NH}_3] &= (0.140 + 0.0925) / 0.800 \text{ L} = 0.290 \text{ M} \\ [\text{NH}_4^+] &= (0.0999 + 0.208) / 0.800 \text{ L} = 0.385 \text{ M} \end{aligned}$$



$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} = x(0.385 + x) / (0.290 - x) \approx x \cdot 0.385 / 0.290$$

$$x = [\text{OH}^-] = K_b \cdot 0.290 / 0.385$$

$$[\text{H}^+] = K_w / [\text{OH}^-] = 7.42 \cdot 10^{-10} \Rightarrow \text{pH} = 9.130$$

SISTEMI TAMPONE

Soluzione 0.200 M di Na_2SO_4

Soluzione 0.200 M di NaHSO_4

1 L di tampone 0.200 M a pH 1.875

$K_a = 1.20 \cdot 10^{-2}$

SISTEMI TAMPONE

Soluzione 0.200 M di Na₂SO₄

Soluzione 0.200 M di NaHSO₄

1 L di tampone 0.200 M a pH 1.875

$$K_a = 1.20 \cdot 10^{-2}$$

$$[H^+] = 1.33 \cdot 10^{-2} \text{ M (all'equilibrio)}$$

$$[HSO_4^-] \text{ iniziale} = x$$

$$[SO_4^{2-}] \text{ iniziale} = y$$

$$K_a = [SO_4^{2-}] [H^+] / [HSO_4^-] = (y + 1.33 \cdot 10^{-2}) \cdot 1.33 \cdot 10^{-2} / (x - 1.33 \cdot 10^{-2})$$

$$x + y = 0.200 \text{ M} \Rightarrow x = 0.200 - y$$

$$K_a = (y + 1.33 \cdot 10^{-2}) \cdot 1.33 \cdot 10^{-2} / 0.200 - y - 1.33 \cdot 10^{-2}$$

$$y = 0.082 \text{ M} = [SO_4^{2-}]$$

$$x = 0.118 \text{ M} = [HSO_4^-]$$

$$V_1 = C_2 \cdot V_2 / C_1$$

$$\Rightarrow V_1 [HSO_4^-] = 0.118 \text{ mol/L} \cdot 1 \text{ L} / 0.200 \text{ mol/L} = 0.590 \text{ L}$$

$$V_1 [SO_4^{2-}] = 0.082 \text{ mol/L} \cdot 1 \text{ L} / 0.220 \text{ mol/L} = 0.410 \text{ L}$$

NB: in questo caso i termini nella somma e nella differenza derivanti dalla dissociazione della specie acida NON sono trascurabili

SISTEMI TAMPONE

0.400 L di 0.200 M di Na_2SO_4

0.300 L di 0.200 M di NaHSO_4

pH ?

$K_a = 1.20 \cdot 10^{-2}$

SISTEMI TAMPONE

0.400 L di 0.200 M di Na₂SO₄

0.300 L di 0.200 M di NaHSO₄

pH ?

$$K_a = 1.20 \cdot 10^{-2}$$

$$[H^+] = x$$

$$[HSO_4^-]_{in} = 0.200 \text{ mol/L} \cdot 0.300 \text{ L} / 0.700 \text{ L}$$

$$[SO_4^{2-}]_{in} = 0.200 \text{ mol/L} \cdot 0.400 \text{ L} / 0.700 \text{ L}$$

$$K_a = [SO_4^{2-}] [H^+] / [HSO_4^-] = ([SO_4^{2-}]_{in} + x) \cdot x / ([HSO_4^-]_{in} - x)$$

NB: in questo caso i termini nella somma e nella differenza derivanti dalla dissociazione della specie acida NON sono trascurabili

SISTEMI TAMPONE

50 mL NH₃ 0.200 M

0.200 M di HCl, 1) 30 mL, 2) 49.9 mL, 3) 50.0 mL, 4) 50.1 mL

pH ?

$$K_b = 1.79 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{mol NH}_3 = 1.00 \cdot 10^{-2}$$

$$1) \text{ mol H}^+ = 6.00 \cdot 10^{-3}$$



$$\text{mol NH}_4^+ = 6.00 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{mol NH}_3 = 4.00 \cdot 10^{-3}$$

SISTEMI TAMPONE

50 mL NH₃ 0.200 M

0.200 M di HCl, 1) 30 mL, 2) 49.9 mL, 3) 50.0 mL, 4) 50.1 mL

pH ?

$$K_b = 1.79 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{mol NH}_3 = 1.00 \cdot 10^{-2}$$

$$2) \text{ mol H}^+ = 9.98 \cdot 10^{-3}$$



$$\text{mol NH}_4^+ = 9.98 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{mol NH}_3 = 2.00 \cdot 10^{-5}$$

$$[\text{NH}_3] = 2.00 \cdot 10^{-4}$$

$$[\text{NH}_4^+] = 9.99 \cdot 10^{-2}$$

=> calcolo del pH attraverso

l'equilibrio di idrolisi dello ione NH₄⁺
in presenza di una concentrazione
iniziale di NH₃

$$K_h = K_w / K_b$$



$$C_i - x$$

$$C_i + x$$

$$x$$

SISTEMI TAMPONE

50 mL NH₃ 0.200 M

0.200 M di HCl, 1) 30 mL, 2) 49.9 mL, 3) 50.0 mL, 4) 50.1 mL

pH ?

$$K_b = 1.79 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{mol NH}_3 = 1.00 \cdot 10^{-2}$$

$$3) \text{ mol H}^+ = 1.00 \cdot 10^{-2}$$



$$\text{mol NH}_4^+ = 1.00 \cdot 10^{-2}$$

$$\text{mol NH}_3 = 0$$

$$[\text{NH}_4^+] = 1.00 \cdot 10^{-1}$$

=> calcolo del pH attraverso

l'equilibrio di idrolisi dello ione NH₄⁺

$$K_h = K_w / K_b$$



$$\text{Ci } (-x) \qquad \qquad \qquad x \quad x$$

SISTEMI TAMPONE

50 mL NH₃ 0.200 M

0.200 M di HCl, 1) 30 mL, 2) 49.9 mL, 3) 50.0 mL, 4) 50.1 mL

pH ?

$$K_b = 1.79 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{mol NH}_3 = 1.00 \cdot 10^{-2}$$

$$4) \text{ mol H}^+ = 1.002 \cdot 10^{-2}$$



$$\text{mol NH}_4^+ = 1.00 \cdot 10^{-2}$$

$$\text{mol NH}_3 = 0$$

$$\text{mol H}_3\text{O}^+ = 2.00 \cdot 10^{-5}$$

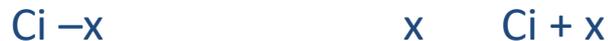
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 2.00 \cdot 10^{-4}$$

$$[\text{NH}_4^+] = 9.99 \cdot 10^{-2}$$

=> calcolo del pH attraverso

l'equilibrio di idrolisi dello ione NH₄⁺
in presenza di una concentrazione
iniziale di H₃O⁺

$$K_h = K_w / K_b$$



$$x = 2.79 \cdot 10^{-7} \text{ pH} = ?$$