

- Calcolare il pOH di soluzioni aventi le seguenti concentrazioni di H_3O^+ : 1) $3,1 \cdot 10^{-2} \text{ M}$; 2) $1,0 \cdot 10^{-4} \text{ M}$; 3) $0,20 \text{ M}$.

1) $\text{pH} = -\log_{10}[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log_{10}(3,1 \cdot 10^{-2}) = 1,5$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 12,5$$

2) $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,0 \cdot 10^{-14}$

$$[\text{OH}^-] = K_w / [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-14} / 1,0 \cdot 10^{-4} = 1,0 \cdot 10^{-10} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log_{10}[\text{OH}^-] = -\log_{10}(1,0 \cdot 10^{-10}) = 10$$

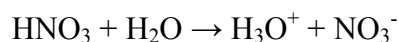
3) $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14}$

$$[\text{OH}^-] = K_w / [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-14} / 0,2 = 5,0 \cdot 10^{-14} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log_{10}[\text{OH}^-] = -\log_{10}(5,0 \cdot 10^{-14}) = 13,3$$

- Calcolare la molarità nominale di HNO_3 e la molarità di H_3O^+ , NO_3^- e OH^- di una soluzione contenente 0,062 moli di HNO_3 in 250 ml di soluzione. Calcolare inoltre pH e pOH.

$$M(\text{HNO}_3) = 0,062 \text{ moli di } \text{HNO}_3 / 0,250 \text{ litri} = 0,248 \text{ M}$$



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{NO}_3^-] = [\text{HNO}_3]_{\text{nominale}} = 0,248 \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = K_w / [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-14} / 0,248 = 4,03 \cdot 10^{-14} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log_{10}[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log_{10}(0,248) = 0,6$$

$$\text{pOH} = -\log_{10}[\text{OH}^-] = -\log_{10}(4,03 \cdot 10^{-14}) = 13,4$$

Alcuni acidi forti comuni: HCl , HBr , HI , HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , ecc...

Alcune basi forti comuni: $\text{M}(\text{OH})_n$; con: M = metallo alcalino (in questo caso $n = 1$) o alcalino terroso (in questo caso $n = 2$).

- **Determinare la concentrazione di H_3O^+ e OH^- (e anche pH e pOH) nelle seguenti soluzioni:**
1) acido benzoico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$) 0,20 M ($K_a = 6,5 \cdot 10^{-5}$) e 2) NH_3 0,20 M ($K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$).



$$K_a = ([\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]) / [\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}] = 6,5 \cdot 10^{-5}$$

	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$	H_3O^+
Conc. Iniziale	$C_a = 0,20 \text{ M}$	0,00 M	$1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$
Conc. Equilibrio	$(C_a - x) \text{ M}$	$x \text{ M}$	$(1,0 \cdot 10^{-7} + x) \text{ M}$

$$\text{Quindi: } K_a = [x \cdot (1,0 \cdot 10^{-7} + x)] / (C_a - x) = 6,5 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{Approssimazione 1: } x \gg 1,0 \cdot 10^{-7} \Rightarrow 1,0 \cdot 10^{-7} + x \approx x$$

$$\text{Approssimazione 2: } C_a \gg x \Rightarrow (C_a - x) \approx C_a = 0,20 \text{ M}$$

$$K_a = x^2 / (C_a) \Rightarrow x = (K_a / C_a)^{1/2} = 3,61 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

- Verifica approssimazione 1:

$$1,0 \cdot 10^{-7} / (1,0 \cdot 10^{-7} + x) \cdot 100 = 1,0 \cdot 10^{-7} / 3,6101 \cdot 10^{-3} \cdot 100 = 0,0028\% < 5\% ; \text{OK!}$$

- Verifica approssimazione 2:

$$x / (C_a - x) \cdot 100 = 0,00361 / (0,19639) \cdot 100 = 1,8\% < 5\% ; \text{OK!}$$

$$\text{pH} = -\log_{10}[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log_{10}(3,61 \cdot 10^{-3}) = 2,44$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14,00 - 2,44 = 11,56$$



$$K_b = ([\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]) / [\text{NH}_3] = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

	NH_3	NH_4^+	OH^-
Conc. Iniziale	$C_b = 0,20 \text{ M}$	0,00 M	$1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$
Conc. Equilibrio	$(C_b - x) \text{ M}$	$x \text{ M}$	$(1,0 \cdot 10^{-7} + x) \text{ M}$

$$\text{Quindi: } K_b = [x \cdot (1,0 \cdot 10^{-7} + x)] / (C_b - x) = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{Approssimazione 1: } x \gg 1,0 \cdot 10^{-7} \Rightarrow 1,0 \cdot 10^{-7} + x \approx x$$

$$\text{Approssimazione 2: } C_b \gg x \Rightarrow (C_b - x) \approx C_b = 0,20 \text{ M}$$

$$K_b = x^2 / (C_b) \Rightarrow x = (K_b / C_b)^{1/2} = 1,90 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

- Verifica approssimazione 1:

$$1,0 \cdot 10^{-7} / (1,0 \cdot 10^{-7} + x) \cdot 100 = 1,0 \cdot 10^{-7} / 1,9001 \cdot 10^{-3} \cdot 100 = 0,0053\% < 5\% ; \text{OK!}$$

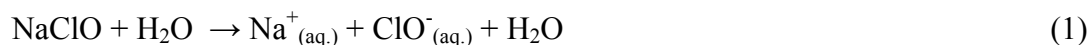
- Verifica approssimazione 2:

$$x / (C_b - x) \cdot 100 = 0,00190 / (0,19810) \cdot 100 = 0,96\% < 5\% ; \text{OK!}$$

$$\text{pOH} = -\log_{10}[\text{OH}^-] = -\log_{10}(1,90 \cdot 10^{-3}) = 2,72$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14,00 - 2,72 = 11,28$$

- Calcolare il pH di una soluzione 0,10 M di ipoclorito di sodio (NaClO , $K_a = 2,90 \cdot 10^{-8}$), inoltre determinare il pH e discutere l'effetto sul pH e sul grado di dissociazione diluendo la soluzione dieci volte.



$$1) \quad K_b = [\text{HClO}] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{ClO}^-]$$

$$K_w = K_a \cdot K_b \text{ quindi: } K_b = K_w / K_a = 1,00 \cdot 10^{-14} / 2,90 \cdot 10^{-8} = 3,45 \cdot 10^{-7}$$

	ClO^-	HClO	OH^-
Conc. Iniziale	$C_b = 0,10 \text{ M}$	$0,00 \text{ M}$	$1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$
Conc. Equilibrio	$(C_b - x) \text{ M}$	$x \text{ M}$	$(1,0 \cdot 10^{-7} + x) \text{ M}$

$$\text{Quindi: } K_b = [x \cdot (1,0 \cdot 10^{-7} + x)] / (C_b - x) = 3,34 \cdot 10^{-7}$$

$$\text{Approssimazione 1: } x \gg 1,0 \cdot 10^{-7} \Rightarrow 1,0 \cdot 10^{-7} + x \approx x$$

$$\text{Approssimazione 2: } C_b \gg x \Rightarrow (C_b - x) \approx C_b = 0,10 \text{ M}$$

$$K_b = x^2 / (C_b) \Rightarrow x = (K_b / C_b)^{1/2} = 1,86 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

- Verifica approssimazione 1:

$$1,0 \cdot 10^{-7} / (1,0 \cdot 10^{-7} + x) \cdot 100 = 1,0 \cdot 10^{-7} / 1,861 \cdot 10^{-4} \cdot 100 = 0,054\% < 5\% ; \text{OK!}$$

- Verifica approssimazione 2:

$$x / (C_b - x) \cdot 100 = 0,000186 / (0,09981) \cdot 100 = 0,19\% < 5\% ; \text{OK!}$$

$$\text{pOH} = -\log_{10}[\text{OH}^-] = -\log_{10}(1,86 \cdot 10^{-4}) = 3,73$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14,00 - 2,72 = 10,27$$

$$\text{Grado di dissociazione} = x / C_b \cdot 100 = 0,19\%$$

$$2) \quad \text{Diluendo 10 volte, } C_b = 0,010 \text{ M}$$

$$K_b = x^2 / (C_b) \Rightarrow x = (K_b / C_b)^{1/2} = 5,87 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

- Verifica approssimazione 1:

$$1,0 \cdot 10^{-7} / (1,0 \cdot 10^{-7} + x) \cdot 100 = 1,0 \cdot 10^{-7} / 5,88 \cdot 10^{-5} \cdot 100 = 0,17\% < 5\% ; \text{OK!}$$

- Verifica approssimazione 2:

$$x / (C_b - x) \cdot 100 = 0,0000588 / (0,00994) \cdot 100 = 0,59\% < 5\% ; \text{OK!}$$

$$\text{pOH} = -\log_{10}[\text{OH}^-] = -\log_{10}(1,86 \cdot 10^{-4}) = 4,23$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14,00 - 2,72 = 9,77$$

$$\text{Grado di dissociazione} = x / C_b \cdot 100 = 0,59\%$$

- Calcolare il pH di una soluzione 0,40 M di HF ($K_a = 3,5 \cdot 10^{-4}$) prima e dopo l'aggiunta di 1,00 g di NaF a 25 ml di soluzione. Assumere che il volume rimanga costante.



1) $K_a = ([\text{F}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]) / [\text{HF}] = 3,5 \cdot 10^{-4}$

	HF	F ⁻	H ₃ O ⁺
Conc. Iniziale	$C_a = 0,40 \text{ M}$	$0,00 \text{ M}$	$1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$
Conc. Equilibrio	$(C_a - x) \text{ M}$	$x \text{ M}$	$(1,0 \cdot 10^{-7} + x) \text{ M}$

Quindi: $K_a = [x \cdot (1,0 \cdot 10^{-7} + x)] / (C_a - x) = 3,5 \cdot 10^{-4}$

Approssimazione 1: $x \gg 1,0 \cdot 10^{-7} \Rightarrow 1,0 \cdot 10^{-7} + x \approx x$

Approssimazione 2: $C_a \gg x \Rightarrow (C_a - x) \approx C_a = 0,40 \text{ M}$

$$K_a = x^2 / (C_a) \Rightarrow x = (K_a / C_a)^{1/2} = 1,18 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

- Verifica approssimazione 1:

$$1,0 \cdot 10^{-7} / (1,0 \cdot 10^{-7} + x) \cdot 100 = 1,0 \cdot 10^{-7} / 1,18001 \cdot 10^{-2} \cdot 100 = 0,0008\% < 5\% ; \text{OK!}$$

- Verifica approssimazione 2:

$$x / (C_a - x) \cdot 100 = 0,0118 / (0,38817) \cdot 100 = 3,0\% < 5\% ; \text{OK!}$$

$$\text{pH} = -\log_{10}[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log_{10}(1,18 \cdot 10^{-2}) = 1,93$$

2) Concentrazione di F⁻ dovuta ad NaF:

$$\text{moli NaF} = 1,00 \text{ g} / 42 \text{ u.m.a.} = 0,0238 \text{ moli}$$

$$[\text{F}^-] = C_b = 0,0238 \text{ moli} / 0,025 \text{ litri} = 0,952 \text{ M}$$

Applicando l'equazione delle soluzioni tampone:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \cdot (C_a / C_b) = 3,5 \cdot 10^{-4} \cdot (0,40 / 0,952) = 1,47 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log_{10}[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log_{10}(1,47 \cdot 10^{-4}) = 3,83$$