

Calcolare il pH e la concentrazione di OH⁻ in una soluzione 0.001 N di HCl.



$$[\text{H}^+] = 0.001 \text{ moli/l} \quad \text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 10^{-3} = \mathbf{3}$$

$$[\text{OH}^-] = K_w / [\text{H}^+] = 10^{-14} / 10^{-3} = 10^{-11}$$

Calcolare pH e pOH di una soluzione M/50 di H₂SO₄.



$$\text{M/50}(\text{H}_2\text{SO}_4) \rightarrow 2 \times \text{M/50} (\text{H}^+) \quad [\text{H}^+] = 0.04 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = \mathbf{1.4} \quad \text{pOH} = 14 - \text{pH} = \mathbf{12.6}$$

Calcolare il pH di una soluzione di Ba(OH)₂ M/100.



$$\text{M}(\text{OH}^-) = 2 \times \text{M}[\text{Ba}(\text{OH})_2] = 2/100 \text{ M} = 0.02 \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = \mathbf{1.7} \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = \mathbf{12.3}$$

Calcolare il pH di una soluzione di 12.6 mg di HNO₃ in 37 mL di acqua.

$$\text{PM}(\text{HNO}_3) = 63 \text{ g/mole}$$

$$[\text{HNO}_3] = (12.6/63)/37 = 5.4 \times 10^{-3} \text{ M} = [\text{H}^+] \quad \text{pH} = \mathbf{2.27}$$

Calcolare il pH di una soluzione di 8.0 mg di NaOH in 40 mL di acqua.

$$PM(\text{NaOH}) = 40 \text{ g/mole}$$

$$[\text{NaOH}] = (8.0/40)/40 = 5 \times 10^{-3} \text{ M} = [\text{OH}^-]$$

$$p\text{OH} = 2.30 \quad p\text{H} = 14 - p\text{OH} = \mathbf{11.70}$$

Calcolare $[\text{H}^+]$ e $[\text{OH}^-]$ in una soluzione di $p\text{H} = 4.35$.

$$[\text{H}^+] = 10^{-4.35} = 4.47 \times 10^{-5} \text{ moli/l}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-14}/10^{-4.35} = 2.24 \times 10^{-10} \text{ moli/l}$$

Calcolare $[\text{H}^+]$ in una soluzione di $p\text{H} = -0.35$.

$$[\text{H}^+] = 10^{-(-0.35)} = 10^{+0.35} = 2.24 \text{ moli/l}$$

Calcolare il pH di una soluzione ottenuta miscelando 30 mL di HCl N/2 e 5 mL di NaOH N.



	H^+	+	OH^-	\rightarrow	H_2O
Mmoli iniziali	30 x 0.5		5 x 1		--
	15		5		
Reagite	-5		-5		+5
Finali	10		≈ 0		+5

Eccesso di acido

agente limitante

$$[\text{H}^+] = 10 \text{ mmoli} / 35 \text{ mL} = 0.286$$

$$p\text{H} = \mathbf{0.54}$$

Calcolare il pH di:

a) HNO_3 0.01 M

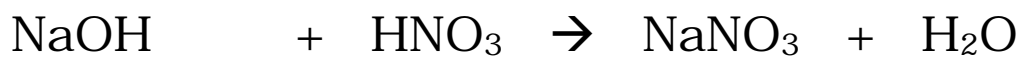
b) NaOH 0.005 M

c) volumi uguali di a) e b).

$$[\text{HNO}_3] = [\text{H}^+] = 0.01 \quad \mathbf{pH_a = 2}$$

$$[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 0.005 \quad \mathbf{pOH = 2.30 \quad pH_b = 11.7}$$

$$V_A = V_B = V$$



In. $V \times 0.005$ $V \times 0.01$ OH^- agente limitante

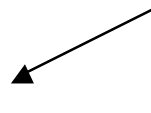
Reag. $-V \times 0.005$ $-V \times 0.005$ $+V \times 0.005$

Finali ≈ 0 $+V \times 0.005$ $+V \times 0.005$

$$[\text{H}^+] = V \times 0.005 / 2V = 0.0025 \quad \mathbf{pH_c = 2.60}$$

Calcolare quanta acqua occorre aggiungere ad 1 L di una soluzione di acido forte a pH 2.10 per ottenere una soluzione di pH 4.0

All'inizio: $[\text{H}^+] = 10^{-2.10}$ $n(\text{H}^+) = 1(\text{L}) \times 10^{-2.10} = 7.94 \times 10^{-3}$

Alla fine: $[\text{H}^+] = 10^{-4}$ $n(\text{H}^+) = V_{\text{Tot}} \times 10^{-4}$ 

$$V_{\text{Tot}} = 7.94 \times 10^{-3} / 10^{-4} = 79.4 \text{ L} \quad V_{\text{agg}} = V_{\text{Tot}} - V_0 = \mathbf{78.4 \text{ L}}$$

Calcolare quanti mL di HCl 0.10 M si devono aggiungere a 200 mL di KOH 0.0050 M per portare il pH a 10.0.

All'inizio: $[\text{OH}^-] = 0.0050$ $\text{pOH} = 2.30$; $\text{pH} = 11.70$



In. 200×0.005 $V_{\text{HCl}} \times 0.10$ H^+ agente limitante
 Reag. $-V_{\text{HCl}} \times 0.10$ $-V_{\text{HCl}} \times 0.10$ $+V_{\text{HCl}} \times 0.10$

Finali **$1.0 - V_{\text{HCl}} \times 0.10$** ≈ 0 $+V_{\text{HCl}} \times 0.10$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-4} = (1.0 - V_{\text{HCl}} \times 0.10) / (200 + V_{\text{HCl}})$$

che si risolve in: **$V_{\text{HCl}} = 9.8 \text{ mL}$**

Calcolare il pH si una soluzione 0.1 M di CH_3COOH
 $K_A = 1.86 \times 10^{-5} \text{ M}$ $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$

Dato che $[\text{HA}] \approx [\text{HA}]_0$ e $[\text{H}^+]_{\text{Acido}} \gg [\text{H}^+]_{\text{w}}$

$$[\text{H}^+] = (\text{C}_0 K_A)^{1/2} = (0.1 \times 1.86 \times 10^{-5})^{1/2} = 1.36 \times 10^{-3} \text{ M}$$

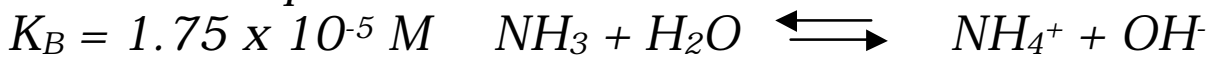
$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = \mathbf{2.86}$$

Verifichiamo le approssimazioni:

$$[\text{HA}] = [\text{HA}]_0 - [\text{H}^+] = 0.1 - 1.36 \times 10^{-3} \approx 0.1$$

$$[\text{H}^+]_{\text{Acido}} = 1.36 \times 10^{-3} \gg 10^{-7}$$

Calcolare il pH si una soluzione 0.5 M di NH_3



$$[\text{OH}^-] = (C_0 K_B)^{1/2} = (0.5 \times 1.75 \times 10^{-5})^{1/2} = 2.96 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 2.53 \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = \mathbf{11.47}$$

Verifichiamo le approssimazioni:

$$[\text{NH}_3] = [\text{NH}_3]_0 - [\text{OH}^-] = 0.5 - 2.96 \times 10^{-3} \approx 0.5$$

$$[\text{OH}^-]_{\text{Base}} = 2.96 \times 10^{-3} \gg [\text{OH}^-]_{\text{w}}$$

Calcolare il pH si una soluzione 0.2 M di CH_3COONa

$$K_A (\text{CH}_3\text{COOH}) = 1.86 \times 10^{-5} \text{ M}$$



$$K_B (\text{CH}_3\text{COO}^-) = K_W / K_A (\text{CH}_3\text{COOH}) = 5.37 \times 10^{-10}$$

$$[\text{OH}^-] = (C_0 K_B)^{1/2} = (0.2 \times 5.37 \times 10^{-10})^{1/2} = 1.04 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 4.98 \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = \mathbf{9.02}$$

Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 20 mL di CH_3COOH 0.5 M e 10 mL di CH_3COONa 0.7 M

$$V_{\text{Tot}} = 30 \text{ mL}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0.5 \times 20 / 30 = 0.333 \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COONa}] = 0.7 \times 10 / 30 = 0.233 \text{ M}$$

$$\text{pH}_{(\text{tampono})} = \text{pK}_A - \log 0.333/0.233 = \mathbf{4.57}$$

Si aggiungono 200 ml di acqua. Ricalcolare il pH.

$$V_{\text{Tot}} = 230 \text{ mL} \quad \mathbf{4.73}$$

$$\text{PH}_{(\text{tampono})} = \text{pK}_A - \log n_{\text{acido}}/n_{\text{sale}} = \mathbf{4.57} \quad \text{non dipende dal volume !}$$

Si aggiungono 10 ml di NaOH 0.1 N. Ricalcolare il pH.

	CH_3COOH	+	OH^-	\rightarrow	CH_3COO^-	+	H_2O
in(mmoli)	10		1		7		--
reag.	-1		-1		+1		+1
finali	+9		≈ 0		+8		+1

$$\text{Tampone acido: pH} = 4.73 - \log(9/8) = \mathbf{4.68}$$

Si aggiungono 20 ml di HCl 0.1 N. Ricalcolare il pH.

	CH_3COO^-	+	H^+	\rightarrow	CH_3COOH
in(mmoli)	+8		2		9
reag.	-2		-2		+2
finali	+6		≈ 0		+11

$$\text{Tampone acido: pH} = 4.73 - \log(11/6) = \mathbf{4.47}$$