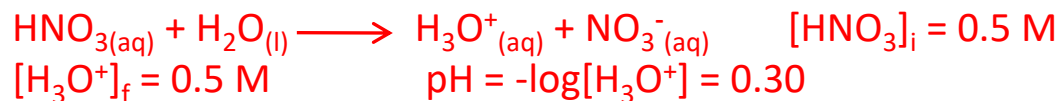


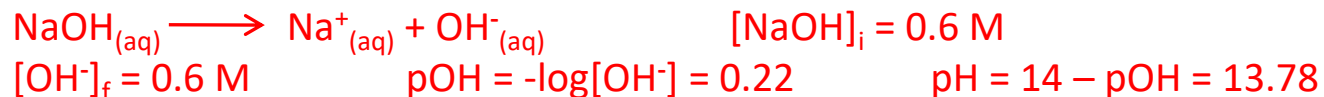


Soluzioni esercizi

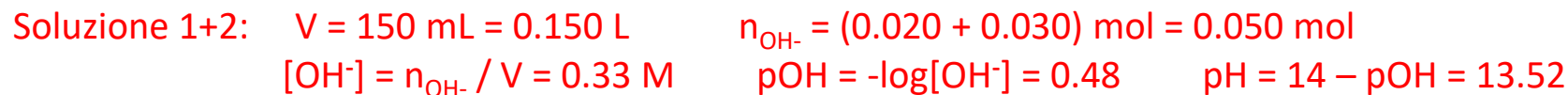
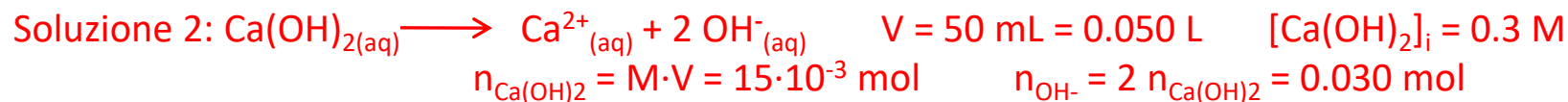
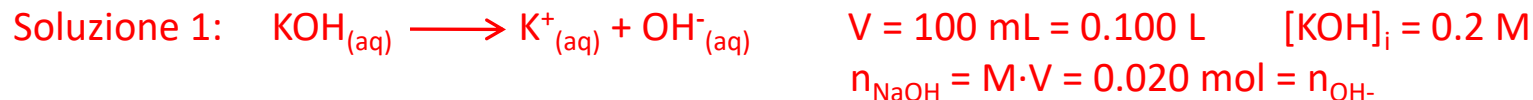
1. Calcolare il pH di una soluzione di acido nitrico (acido forte) di concentrazione 0.5 M.



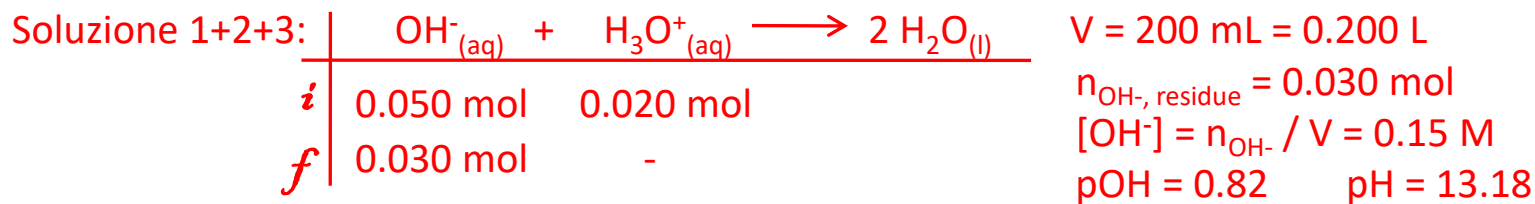
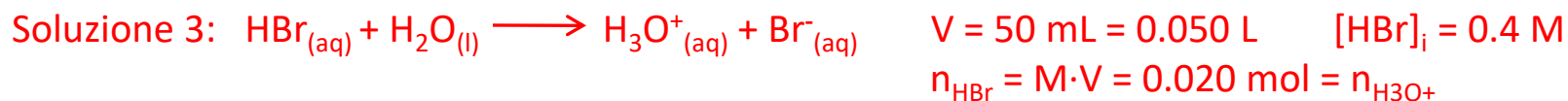
2. Calcolare il pH di una soluzione di idrossido di sodio (base forte) di concentrazione 0.6 M.



3. (a) Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 100 mL di soluzione di KOH 0.2 M con 50 mL di soluzione di Ca(OH)_2 0.3 M.



(b) A questa soluzione si aggiungono 50 mL di una soluzione di HBr 0.4 M. L'idrossido di potassio e l'idrossido di calcio sono entrambi basi forti, mentre l'acido bromidrico è un acido forte.



4. Il pH di una soluzione di idrossido di potassio è 11.74. Calcolare quanto idrossido (in grammi) è presente in 360 mL di tale soluzione. L'idrossido di potassio è una base forte.

$$\begin{aligned}
 \text{KOH}_{(\text{aq})} &\longrightarrow \text{K}^+_{(\text{aq})} + \text{OH}^-_{(\text{aq})} & \text{pH} &= 11.74 & V &= 360 \text{ mL} = 0.360 \text{ L} \\
 \text{pOH} &= 14 - \text{pH} = 14 - 11.74 = 2.26 & [\text{OH}^-] &= 10^{-\text{pOH}} = 10^{-2.26} = 5.50 \cdot 10^{-3} \text{ M} \\
 [\text{KOH}]_i &= 5.50 \cdot 10^{-3} \text{ M} & n_{\text{KOH}} &= M \cdot V = 1.98 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \\
 \text{PM}_{\text{KOH}} &= 56.11 \text{ g/mol} & m_{\text{KOH}} &= n_{\text{KOH}} \cdot \text{PM}_{\text{KOH}} = 0.111 \text{ g}
 \end{aligned}$$

5. Calcolare il pH di una soluzione di acido formico HCOOH 0.1 M. L'acido formico è un acido debole con $K_a = 1.79 \cdot 10^{-4}$ e la sua base coniugata è il formiato HCOO^- .

	$\text{HCOOH}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{HCOO}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$	
<i>i</i>	0.1M	-
Δ	-x	+x
<i>eq</i>	0.1-x $\approx$ 0.1	x

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} = 1.79 \cdot 10^{-4}$$

$$K_a = \frac{x^2}{0.1} = 1.79 \cdot 10^{-4}$$

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 4.23 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 2.37$$

6. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta solubilizzando 5.88 g di sodio cianuro (NaCN) in acqua pura e portando il volume della soluzione a 250 mL. La costante di idrolisi basica dello ione cianuro (CN^-) è $1.6 \cdot 10^{-5}$.



	$\text{CN}^-_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{HCN}_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)}$		
i	0.48M	-	-
Δ	-x	+x	+x
eq	$0.48 - x \approx 0.48$	x	x

$$m_{\text{NaCN}} = 5.88 \text{ g} \quad PM_{\text{NaCN}} = 49.01 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{NaCN}} = 0.120 \text{ mol} \quad V = 250 \text{ mL} = 0.250 \text{ L}$$

$$[\text{NaCN}] = [\text{CN}^-] = 0.48 \text{ mol/L}$$

$$K_b = \frac{[\text{HCN}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]} = 1.79 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{0.48}$$

$$x = [\text{OH}^-] = 2.77 \cdot 10^{-3} \text{ M} \quad \text{pOH} = 2.56$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 11.44$$

7. Calcolare quale volume di soluzione 0.2 M di CH_3COOH deve essere utilizzato per preparare 2 L di soluzione avente pH pari a 3.10. Per l'acido acetico, $K_a = 1.74 \cdot 10^{-5}$.

	$\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$		
i	x	-	-
Δ	$-7.94 \cdot 10^{-4}$	$+7.94 \cdot 10^{-4}$	$+7.94 \cdot 10^{-4}$
eq	$x - 7.94 \cdot 10^{-4}$	$7.94 \cdot 10^{-4}$	$7.94 \cdot 10^{-4}$

$$\text{pH} = 3.10$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 7.94 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

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

$$1.74 \cdot 10^{-5} = \frac{(7.94 \cdot 10^{-4})^2}{(x - 7.94 \cdot 10^{-4})}$$

$$x = 3.70 \cdot 10^{-2} \text{ M} = [\text{CH}_3\text{COOH}]_f \quad [\text{CH}_3\text{COOH}]_i = 0.2 \text{ M} \quad V_f = 2 \text{ L}$$

$$V_i \cdot M_i = V_f \cdot M_f \quad V_i = V_f \cdot M_f / M_i = 0.370 \text{ L} = 370 \text{ mL}$$

8. Calcolare a quale volume bisogna diluire 10 mL di soluzione 1.2 M di acido fluoridrico affinché il pH aumenti di 0.2 punti. La costante di acidità dell'acido fluoridrico è $6.31 \cdot 10^{-4}$.

	$\text{HF}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{F}^{-}_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^{+}_{(\text{aq})}$	$V_i = 10 \text{ mL} = 0.010 \text{ L}$	$[\text{HF}]_i = 1.2 \text{ M}$	$K_a = 6.31 \cdot 10^{-4}$
i	1.2			

	$\text{HF}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{F}^{-}_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^{+}_{(\text{aq})}$			$K_a = \frac{[\text{F}^{-}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^{+}]}{[\text{HF}]} = \frac{(1.74 \cdot 10^{-2})^2}{(y - 1.74 \cdot 10^{-2})}$		
i	y	-	-	$y = 0.497 \text{ M} = [\text{HF}]_f$		
Δ	$-1.74 \cdot 10^{-2}$	$+1.74 \cdot 10^{-2}$	$+1.74 \cdot 10^{-2}$	$V_i \cdot M_i = V_f \cdot M_f$		
eq	$y - 1.74 \cdot 10^{-2}$	$1.74 \cdot 10^{-2}$	$1.74 \cdot 10^{-2}$	$V_f = V_i \cdot M_i / M_f = 0.024 \text{ L} = 24 \text{ mL}$		

9. Il pH di una soluzione acquosa 0.25 M di un acido debole HA è 4.58. Calcolare la costante di acidità di HA.

	$\text{HA}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{A}^{-}_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^{+}_{(\text{aq})}$		
i	0.25	-	-
Δ	$-2.63 \cdot 10^{-5}$	$+2.63 \cdot 10^{-5}$	$+2.63 \cdot 10^{-5}$
eq	≈ 0.25	$2.63 \cdot 10^{-5}$	$2.63 \cdot 10^{-5}$

$$\text{pH} = 4.58 \quad [\text{H}_3\text{O}^{+}] = 10^{-\text{pH}} = 2.63 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$K_a = \frac{[\text{A}^{-}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^{+}]}{[\text{HA}]} = \frac{(2.63 \cdot 10^{-5})^2}{0.25}$$

$$K_a = 2.77 \cdot 10^{-9}$$

10. In una soluzione 0.12 M di CH_3COOH viene sciolto acetato di sodio (CH_3COONa) fino a quando la concentrazione del sale diventa 5 g/L. Che tipo di sistema si forma in questo modo? Calcolare il pH della soluzione finale, sapendo che la K_a dell'acido è pari a $1.74 \cdot 10^{-5}$.

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0.12 \text{ M} \quad \text{conc}_{\text{CH}_3\text{COONa}} = 5 \text{ g/L} = m_{\text{soluti}} / V_{\text{soluzione}} \quad \text{PM}_{\text{CH}_3\text{COONa}} = 82.04 \text{ g/mol}$$

$$[\text{CH}_3\text{COONa}] = \text{conc}(\text{g/L}) / \text{PM} = n_{\text{soluti}} / V_{\text{soluzione}} = 5 \text{ g/L} / 82.04 \text{ g/mol} = 6.09 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

Si tratta di una soluzione tampone, in cui sono presenti contemporaneamente l'acido acetico (debole) e la sua base coniugata, lo ione acetato.

	$\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$	
i	0.12	$6.09 \cdot 10^{-2} \quad -$
Δ	-x	+x +x
eq	≈ 0.12	$\approx 6.09 \cdot 10^{-2} \quad x$

$$K_a = 1.74 \cdot 10^{-5}$$

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

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{0.12 \cdot 1.74 \cdot 10^{-5}}{6.09 \cdot 10^{-2}} = 3.43 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH} = 4.47$$

11. 200 mL di soluzione $6.4 \cdot 10^{-2}$ M di un acido debole HA, con costante di acidità di $3.89 \cdot 10^{-5}$, sono divisi in uguali porzioni. Ad uno dei due campioni sono aggiunti 128 mg di NaOH, all'altro 40 mL di soluzione di KOH 0.30 M. Calcolare il pH delle soluzioni risultanti.

Soluzione 1: $V_1 = 100 \text{ mL} = 0.100 \text{ L}$ $[\text{HA}]_1 = 6.4 \cdot 10^{-2} \text{ M}$

$$n_{\text{HA}} = M \cdot V = 6.4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$m_{\text{NaOH}} = 128 \text{ mg} = 0.128 \text{ g} \quad \text{PM}_{\text{NaOH}} = 40.00 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{NaOH}} = m_{\text{NaOH}} / \text{PM} = 3.2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Avviene una reazione di neutralizzazione in cui l'acido debole HA reagisce con la base forte NaOH:



L'acido debole è in eccesso: $n_{\text{HA}, \text{eccesso}} = 3.2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$. A questo punto nella soluzione è presente sia l'acido che la base coniugata A^{-} che si è formata dalla reazione di neutralizzazione: $n_{\text{A}^{-}} = 3.2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.

Quindi: $[\text{HA}] = n/V = 3.2 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ e $[\text{A}^{-}] = n/V = 3.2 \cdot 10^{-2} \text{ M}$

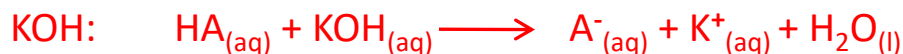
Questo è un sistema tampone: $\text{HA}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{A}^{-}_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^{+}_{(\text{aq})}$

$$[\text{H}_3\text{O}^{+}] = \frac{[\text{HA}] \cdot K_a}{[\text{A}^{-}]} = 3.89 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{3.2 \cdot 10^{-2}}{3.2 \cdot 10^{-2}} = 3.89 \cdot 10^{-5} \text{ M} \quad \text{pH} = 4.41$$

Soluzione 2: $V_2 = 100 \text{ mL} = 0.100 \text{ L}$ $[\text{HA}]_2 = 6.4 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ $n_{\text{HA}} = M \cdot V = 6.4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

$V_{\text{KOH}} = 40 \text{ mL} = 0.040 \text{ L}$ $[\text{KOH}] = 0.30 \text{ M}$ $n_{\text{KOH}} = M \cdot V = 12 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Anche in questo caso avviene la reazione di neutralizzazione tra l'acido debole HA e la base forte



In questo caso la base è in eccesso: $n_{\text{KOH}, \text{eccesso}} = 5.6 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.

Essendo una base forte, la quantità di base in eccesso dà una reazione di idrolisi basica completa:



$$[\text{OH}^{-}] = [\text{KOH}] = n_{\text{KOH}, \text{eccesso}} / (V_2 + V_{\text{KOH}}) = 5.6 \cdot 10^{-3} \text{ mol} / 0.140 \text{ L} = 0.04 \text{ M}$$

$$\text{pOH} = 1.40 \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 12.60$$

12. 100 mL di una soluzione 0.15 M di acido ipocloroso sono mescolati con 50 mL di soluzione 0.12 M di idrossido di potassio. Calcolare il pH della soluzione risultante, sapendo che per l'acido ipocloroso K_a è $4.0 \cdot 10^{-8}$.

$$\begin{array}{lll} V_{\text{HClO}} = 100 \text{ mL} = 0.100 \text{ L} & [\text{HClO}] = 0.15 \text{ M} & n_{\text{HClO}} = M \cdot V = 1.5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \\ & [\text{KOH}] = 0.12 \text{ M} & n_{\text{KOH}} = M \cdot V = 6.0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \end{array}$$

Avviene una reazione di neutralizzazione in cui l'acido debole HClO reagisce con la base forte KOH:



L'acido debole è in eccesso: $n_{\text{HClO, eccesso}} = n_{\text{HClO}} - n_{\text{KOH}} = 9.0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.

A questo punto nella soluzione è presente sia l'acido che la base coniugata ClO^{-} che si è formata dalla reazione di neutralizzazione: $n_{\text{ClO}^{-}} = n_{\text{KOH}} = 6.0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.

$$V_{\text{totale}} = 0.150 \text{ L}$$

Quindi: $[\text{HClO}] = n/V = 4.0 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ e $[\text{ClO}^{-}] = n/V = 6.0 \cdot 10^{-2} \text{ M}$

Questo è un sistema tampone: $\text{HClO}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{ClO}^{-}_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^{+}_{(\text{aq})}$

$$[\text{H}_3\text{O}^{+}] = \frac{[\text{HClO}] \cdot K_a}{[\text{ClO}^{-}]} = 4.0 \cdot 10^{-8} \cdot \frac{6.0 \cdot 10^{-2}}{4.0 \cdot 10^{-2}} = 6.0 \cdot 10^{-8} \text{ M} \quad \text{pH} = 7.22$$