

Percorso 6

- 1) 25 ml 0,1 M** di acido acetico (CH_3COOH) vengono titolati con dell'idrossido di sodio (NaOH) **0,1 M**. Calcolare il pH della soluzione iniziale di acido acetico (CH_3COOH) sapendo che la sua $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$.
- 2) Calcolare il pH** della soluzione dell'esercizio 1 dopo l'aggiunta di 5 ml di soluzione di idrossido di sodio (NaOH) **0,1 M**.
- 3) Calcolare il pH** della soluzione dell'esercizio 1 dopo l'aggiunta di 10 ml di soluzione di idrossido di sodio (NaOH) **0,1 M**.
- 4) Calcolare il pH** della soluzione dell'esercizio 1 dopo l'aggiunta di 15 ml di soluzione di idrossido di sodio (NaOH) **0,1 M**.
- 5) Calcolare il pH** della soluzione dell'esercizio 1 dopo l'aggiunta di 20 ml di soluzione di idrossido di sodio (NaOH) **0,1 M**.
- 6) Calcolare il pH** della soluzione dell'esercizio 1 al punto equivalente, sapendo che $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$.
- 7) Calcolare il pH** della soluzione dell'esercizio 1, 5 ml oltre il punto equivalente.

Soluzioni

1) L'esercizio si risolve con la formula per determinare la concentrazione degli ioni idronio (H_3O^+) degli acidi deboli monoprotici:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{-K_a + (K_a^2 + 4K_a C_a)^{0,5}}{2} ;$$

Pertanto la concentrazione degli ioni idronio (H_3O^+) è la seguente:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,333 \cdot 10^{-3} \text{ M} \rightarrow \text{pH} = 2,88$$

2) La reazione è la seguente:

	CH_3COOH	+	NaOH	\rightarrow	CH_3COONa	+	H_2O
Volume iniziale	0,025 l		0,005 l				
Concentrazione iniziale	0,1 M		0,1 M				
Moli	0,0025 mol		0,0005 mol				
Moli finali	0,002 mol		0 mol		0,0005 mol		
Volume finale	0,030 l		0,030 l		0,030 l		
Concentrazione finale	0,06667 M		0 M		0,01667 M		

5 ml di soluzione 0,1 M di idrossido di sodio (NaOH) hanno reagito con 25 ml di soluzione 0,1 M di acido acetico (CH_3COOH) formando 0,0005 mol di acetato di sodio (CH_3COONa). Alla fine dell'aggiunta sono rimaste 0,002 mol di acido acetico (0,0025 - 0,0005) e si sono formate 0,0005 mol di acetato di sodio (CH_3COONa). Si forma così una soluzione tampone. Essendo il volume finale 0,03 l (0,025 l + 0,005 l) le concentrazioni finali dell'acido e del sale sono: $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,002 \text{ mol} / 0,030 \text{ l} = 0,06667 \text{ M}$ e $[\text{CH}_3\text{COONa}] = 0,0005 \text{ mol} / 0,03 \text{ l} = 0,01667 \text{ M}$.

Applicando la Henderson Hasselbach:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \cdot C_a / C_s = 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,06667 / 0,01667 = 7,2 \cdot 10^{-5} \rightarrow \text{pH} = 4,14$$

3) La reazione è la seguente:

	CH_3COOH	+	NaOH	\rightarrow	CH_3COONa	+	H_2O
Volume iniziale	0,025 l		0,01 l				
Concentrazione iniziale	0,1 M		0,1 M				
Moli	0,0025 mol		0,001 mol				
Moli finali	0,0015 mol		0 mol		0,001 mol		
Volume finale	0,035 l		0,035 l		0,035 l		
Concentrazione finale	0,06667 M		0 M		0,01667 M		

10 ml di soluzione 0,1 M di idrossido di sodio (NaOH) hanno reagito con 25 ml di soluzione 0,1 M di acido acetico (CH_3COOH) formando 0,001 mol di acetato di sodio (CH_3COONa). Alla fine dell'aggiunta sono rimaste 0,0015 mol di acido acetico (0,0025 - 0,001) e si sono formate 0,001 mol di acetato di sodio (CH_3COONa). Si forma così una soluzione tampone. Essendo il volume finale 0,035 l (0,025 l + 0,01 l) le concentrazioni finali dell'acido e del sale sono: $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,0015 \text{ mol} / 0,035 \text{ l} = 0,042867 \text{ M}$ e $[\text{CH}_3\text{COONa}] = 0,0015 \text{ mol} / 0,035 \text{ l} = 0,02857 \text{ M}$.

Applicando la Henderson Hasselbach:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \cdot C_a / C_s = 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,04286 / 0,02857 = 2,7 \cdot 10^{-5} \rightarrow \text{pH} = 4,57$$

4) La reazione è la seguente:

	CH₃COOH	+	NaOH	→	CH₃COONa	+	H₂O
Volume iniziale	0,025 l		0,015 l				
Concentrazione iniziale	0,1 M		0,1 M				
Moli	0,0025 mol		0,0015 mol				
Moli finali	0,0010 mol		0 mol		0,0015 mol		
Volume finale	0,04 l		0,04 l		0,04 l		
Concentrazione finale	0,025 M		0 M		0,0375 M		

15 ml di soluzione 0,1 M di idrossido di sodio (**NaOH**) hanno reagito con 25 ml di soluzione 0,1 M di acido acetico (**CH₃COOH**) formando 0,0015 mol di acetato di sodio (**CH₃COONa**). Alla fine dell'aggiunta sono rimaste 0,001 mol di acido acetico (0,0025 - 0,0015) e si sono formate 0,0015 mol di acetato di sodio (**CH₃COONa**). Si forma così una soluzione tampone. Essendo il volume finale 0,04 l (0,025 l + 0,015 l) le concentrazioni finale dell'acido e del sale sono: **[CH₃COOH] = 0,001 mol / 0,04 l = 0,025 M** e **[CH₃COONa] = 0,0015 mol / 0,04 l = 0,0375 M**.

Applicando la Henderson Hasselbach:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \cdot C_a / C_s = 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,025 / 0,0375 = 2,5 \cdot 10^{-5} \rightarrow \text{pH} = 4,92$$

5) La reazione è la seguente:

	CH₃COOH	+	NaOH	→	CH₃COONa	+	H₂O
Volume iniziale	0,025 l		0,02 l				
Concentrazione iniziale	0,1 M		0,1 M				
Moli	0,0025 mol		0,002 mol				
Moli finali	0,0005 mol		0 mol		0,002 mol		
Volume finale	0,045 l		0,045 l		0,045 l		
Concentrazione finale	0,01111 M		0 M		0,04444 M		

20 ml di soluzione 0,1 M di idrossido di sodio (**NaOH**) hanno reagito con 25 ml di soluzione 0,1 M di acido acetico (**CH₃COOH**) formando 0,002 mol di acetato di sodio (**CH₃COONa**). Alla fine dell'aggiunta sono rimaste 0,0005 mol di acido acetico (0,0025 - 0,002) e si sono formate 0,002 mol di acetato di sodio (**CH₃COONa**). Si forma così una soluzione tampone. Essendo il volume finale 0,045 l (0,025 l + 0,02 l) le concentrazioni finale dell'acido e del sale sono: **[CH₃COOH] = 0,0005 mol / 0,045 l = 0,01111 M** e **[CH₃COONa] = 0,002 mol / 0,045 l = 0,04444 M**.

Applicando la Henderson Hasselbach:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \cdot C_a / C_s = 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,01111 / 0,04444 = 4,5 \cdot 10^{-6} \rightarrow \text{pH} = 5,35$$

6) La reazione è la seguente:

	CH₃COOH	+	NaOH	→	CH₃COONa	+	H₂O
Volume iniziale	0,025 l		0,025 l				
Concentrazione iniziale	0,1 M		0,1 M				
Moli	0,0025 mol		0,0025 mol				
Moli finali	0 mol		0 mol		0,0025 mol		
Volume finale	0,05 l		0,05 l		0,05 l		
Concentrazione finale	0 M		0 M		0,05 M		

25 ml di soluzione 0,1 M di idrossido di sodio (**NaOH**) hanno reagito con 25 ml di soluzione 0,1 M di acido acetico (**CH₃COOH**) formando 0,0025 mol di acetato di sodio (**CH₃COONa**). Si forma così una soluzione salina che produce una idrolisi basica. Essendo il volume finale 0,05 l (0,025 l + 0,025 l) la concentrazione finale del sale è: **[CH₃COONa] = 0,0025 mol / 0,05 l = 0,05 M**.

Applicando la formula per il calcolo della concentrazione degli ioni ossidrili [OH⁻]:

$$[\text{OH}^-] = (K_w / K_a \cdot C_s)^{0,5} = (1 \cdot 10^{-14} / 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,05)^{0,5} = 5,27 \cdot 10^{-6} \rightarrow \text{pOH} = 5,28 \rightarrow \text{pH} = 8,72$$

7) La reazione è la seguente:



Volume iniziale	0,025 l	0,03 l		
Concentrazione iniziale	0,1 M	0,1 M		
Moli	0,0025 mol	0,003 mol		
Moli finali	0 mol	0,0005 mol	0,0025 mol	
Volume finale	0,055 l	0,055 l	0,05 l	
Concentrazione finale	0 M	$9,091 \cdot 10^{-3}$ M	0,05 M	

30 ml di soluzione 0,1 M di idrossido di sodio (**NaOH**) hanno reagito con 25 ml di soluzione 0,1 M di acido acetico (**CH₃COOH**). Rimangono così 0,0005 moli in eccesso di idrossido di sodio (**NaOH**) che è una base forte e prevale sulla base debole acetato di sodio (**CH₃COONa**). Il volume finale è di 0,055 l, pertanto la concentrazione degli ioni ossidrili è $[\text{OH}^-] = 0,0005 \text{ mol} / 0,055 \text{ l} = 9,091 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ e si ha:

pOH = 2,04 → pH = 11,96.