

ESPERIENZA 1

Preparare in un matraccio da 250 mL la seguente soluzione tampone

SOLUZIONE A: NaHCO_3 0,2 M + Na_2CO_3 0,2 M pesando NaHCO_3 solido (P.M.= 84,01) e Na_2CO_3 solido (P.M.=105,99).

Calcolare il pH teorico della soluzione A e misurarlo al pHmetro. Se necessario aggiustare il pH al valore calcolato. (K_{a1} dell'acido carbonico: $4,3 \times 10^{-7}$; K_{a2} : $5,6 \times 10^{-11}$)

Prelevare dalla soluzione A 2 aliquote da 50 mL ciascuna (misurare con cilindro graduato), trasferirle in becher da 100 mL e procedere come descritto sotto:

SOLUZIONE

A_1) alla prima aliquota aggiungere 0,5 mL di HCl 2 M

Calcolare e misurare la variazione di pH

A_{1a}) alla soluzione A_1 aggiungere 3 mL di HCl 2 M

Calcolare e misurare la variazione di pH

A_{1b}) alla soluzione A_{1a} aggiungere 3 mL di HCl 2 M

Calcolare e misurare la variazione di pH

SOLUZIONE

A_2) alla seconda aliquota aggiungere 0,5 mL di NaOH 2 M

Calcolare e misurare la variazione di pH

A_{2a}) alla soluzione A_2 aggiungere 3 mL di NaOH 2 M

Calcolare e misurare la variazione di pH

A_{2b}) alla soluzione A_{2a} aggiungere 3 mL di NaOH 2 M

Calcolare e misurare la variazione di pH

$$\text{moli NaHCO}_3 \quad 0.2 \frac{\text{mol}}{L} \times 0.250L = 0.05\text{mol}$$

g NaHCO₃

$$0.05\text{mol} \times 84.01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 4.20\text{g}$$

$$\text{moli Na}_2\text{CO}_3 \quad 0.2 \frac{\text{mol}}{L} \times 0.250L = 0.05\text{mol}$$

g Na₂CO₃

$$0.05\text{mol} \times 105.99 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 5.30\text{g}$$

pH soluzione A

$$10.25 + \text{Log} \frac{0.2M}{0.2M} = 10.25$$

Il pH è uguale al pK quando
base ed acido hanno la stessa
concentrazione!

pH soluzione A₁

$$10.25 + \text{Log} \frac{(0.2M \times 0.050L) - (2M \times 0.0005L)}{(0.2M \times 0.050L) + (2M \times 0.0005L)} = 10.25 + \text{Log} \frac{0.009\text{mol}}{0.011\text{mol}} = 10.16$$

$$\Delta\text{pH} \dots 10.16 - 10.25 = -0.09$$

pH soluzione A_{1a}

$$10.25 + \text{Log} \frac{0.009\text{mol} - (2M \times 0.003L)}{0.011\text{mol} + (2M \times 0.003L)} = 10.25 + \text{Log} \frac{0.003\text{mol}}{0.017\text{mol}} = 9.50$$

$$\Delta pH \dots 9.50 - 10.16 = -0.66$$

pH soluzione A_{1b}

$$10.25 + \text{Log} \frac{0.003 \text{ mol} - (2M \times 0.003L)}{0.017 \text{ mol} + (2M \times 0.003L)} = 10.25 + \text{Log} \boxed{-0.003 \text{ mol}}$$

Il numero negativo indica che HCl ha consumato tutto il carbonato trasformandolo in bicarbonato e che sono rimaste 0.003 moli di HCl in eccesso. Poiché il bicarbonato è anfotero può ancora reagire con l'acido cloridrico per formare acido carbonico. Si forma un altro tampone regolato dalla pK₁ e formato da bicarbonato e acido carbonico.

$$\text{moli NaHCO}_3 \quad 0.020 - 0.003 = 0.017$$

moli totali di NaHCO₃

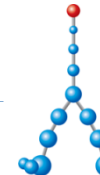
moli in eccesso di HCl

moli H₂CO₃ : 0.003

$$\text{pH soluzione A}_{1b} \quad 6.37 + \text{Log} \frac{0.017 \text{ mol}}{0.003 \text{ mol}} = 7.12$$

$$\Delta pH \dots 7.12 - 9.50 = -2.38$$

Sperimentalmente sarebbe stato impossibile misurare questo pH perché questo tampone è instabile visto che l'acido carbonico in acqua libera CO₂



pH soluzione A₂

$$10.25 + \text{Log} \frac{(0.2M \times 0.050L) + (2M \times 0.0005L)}{(0.2M \times 0.050L) - (2M \times 0.0005L)} = 10.25 + \text{Log} \frac{0.011 \text{ mol}}{0.009 \text{ mol}} = 10.34$$

$$\Delta pH \dots 10.34 - 10.25 = 0.09$$

pH soluzione A_{2a}

$$10.25 + \text{Log} \frac{0.011 \text{ mol} + (2M \times 0.003L)}{0.009 \text{ mol} - (2M \times 0.003L)} = 10.25 + \text{Log} \frac{0.017 \text{ mol}}{0.003 \text{ mol}} = 11.00$$

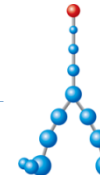
$$\Delta pH \dots 11.00 - 10.34 = 0.66$$

pH soluzione A_{2b}

$$10.25 + \text{Log} \frac{0.017 \text{ mol} + (2M \times 0.003L)}{0.003 \text{ mol} - (2M \times 0.003L)} = 10.25 + \text{Log} \frac{0.02 \text{ mol}}{-0.003 \text{ mol}}$$

Il numero negativo indica che NaOH ha consumato tutto il bicarbonato trasformandolo in carbonato e che sono rimaste 0.003 moli di NaOH in eccesso. Avremo quindi una soluzione di base debole con base forte in cui il pH è regolato solo dall'eccesso di base forte

$$pOH - \text{Log} \frac{0.003}{0.0565} = 1.27 \dots \dots pH 14 - 1.27 = 12.73 \dots \dots \Delta pH 12.73 - 11.00 = 1.73$$



ESPERIENZA 2

Preparare in un matraccio da 250 mL la seguente soluzione tampone.

SOLUZIONE B: CH_3COONa 0.1 M + CH_3COOH 0.1 M pesando CH_3COONa solido (P.M.= 82.03) e aggiungendo HCl 1 M per generare CH_3COOH

Calcolare il pH teorico della soluzione B e misurarlo al pHmetro. Se necessario aggiustare il pH al valore calcolato. (K_a CH_3COOH : $1.8 \cdot 10^{-5}$)

Prelevare dalla soluzione C 2 aliquote da 50 mL ciascuna (misurare con cilindro graduato), e trasferirle in becher da 100 mL e procedere come descritto sotto:

SOLUZIONE

B_1) alla prima aliquota aggiungere 0.5 mL di HCl 2 M

Calcolare e misurare la variazione di pH

B_{1a}) alla soluzione B_1 aggiungere 1.5 mL di HCl 2 M

Calcolare e misurare la variazione di pH

B_{1b}) alla soluzione B_{1a} aggiungere 1.5 mL di HCl 2 M

Calcolare e misurare la variazione di pH

SOLUZIONE

B_2) alla seconda aliquota aggiungere 0.5 mL di NaOH 2 M

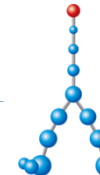
Calcolare e misurare la variazione di pH

B_{2a}) alla soluzione B_2 aggiungere 1.5 mL di NaOH 2 M

Calcolare e misurare la variazione di pH

B_{2b}) alla soluzione B_{2a} aggiungere 1.5 mL di NaOH 2 M

Calcolare e misurare la variazione di pH



$$\text{moli CH}_3\text{COOH} \quad 0.1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0.250\text{L} = 0.025\text{mol}$$

$$\text{mL HCl} \quad \frac{0.025\text{mol}}{1\text{mol/L}} = 0.025\text{L} = 25\text{mL}$$

$$\text{moli CH}_3\text{COONa} \quad 0.1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0.250\text{L} = 0.025\text{mol}$$

$$\text{moli CH}_3\text{COONa TOTALI} \quad 0.025 + 0.025 = 0.050\text{mol}$$

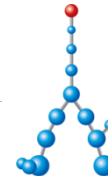
$$\text{g CH}_3\text{COONa TOTALI} \quad 0.050\text{mol} \times 82.03 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 4.10\text{g}$$

$$\text{pH soluzione B} \quad 4.74 + \text{Log} \frac{0.1\text{M}}{0.1\text{M}} = 4.74$$

pH soluzione B₁

$$4.74 + \text{Log} \frac{(0.1\text{M} \times 0.050\text{L}) - (2\text{M} \times 0.0005\text{L})}{(0.1\text{M} \times 0.050\text{L}) + (2\text{M} \times 0.0005\text{L})} = 4.74 + \text{Log} \frac{0.004\text{mol}}{0.006\text{mol}} = 4.56$$

Poiché l'acido acetico si genera dalla reazione tra acetato e acido cloridrico e questa reazione ha una stechiometria 1 a 1, queste sono anche le moli di HCl e di CH₃COONa da utilizzare per ottenere CH₃COOH



$$\Delta pH \dots 4.56 - 4.74 = -0.18$$

pH soluzione B_{1a}

$$4.74 + \text{Log} \frac{0.004 \text{ mol} - (2M \times 0.0015L)}{0.006 \text{ mol} + (2M \times 0.0015L)} = 4.74 + \text{Log} \frac{0.001 \text{ mol}}{0.009 \text{ mol}} = 3.78$$

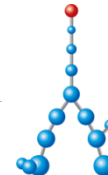
$$\Delta pH \dots 3.78 - 4.56 = -0.78$$

pH soluzione B_{1b}

$$4.74 + \text{Log} \frac{0.001 \text{ mol} - (2M \times 0.0015L)}{0.009 \text{ mol} + (2M \times 0.0015L)} = 4.74 + \text{Log} \frac{-0.002 \text{ mol}}{0.009 \text{ mol} + (2M \times 0.0015L)}$$

Il numero negativo indica che HCl ha consumato tutto l'acetato trasformandolo in acido acetico e che sono rimaste 0.002 moli di HCl in eccesso. Avremo quindi una soluzione di acido debole con acido forte in cui il pH è regolato solo dall'eccesso di acido forte

$$pH - \text{Log} \frac{0.002}{0.0535} = 1.43 \dots \dots \Delta pH 1.43 - 3.78 = -2.35$$



pH soluzione B₂

$$4.74 + \text{Log} \frac{(0.1M \times 0.050L) + (2M \times 0.0005L)}{(0.1M \times 0.050L) - (2M \times 0.0005L)} = 4.74 + \text{Log} \frac{0.006mol}{0.004mol} = 4.92$$

$$\Delta pH \dots 4.92 - 4.74 = 0.18$$

pH soluzione B_{2a}

$$4.74 + \text{Log} \frac{0.006mol + (2M \times 0.0015L)}{0.004mol - (2M \times 0.0015L)} = 4.74 + \text{Log} \frac{0.009mol}{0.001mol} = 5.69$$

$$\Delta pH \dots 5.69 - 4.92 = 0.77$$

pH soluzione B_{2b}

$$4.74 + \text{Log} \frac{0.009mol + (2M \times 0.0015L)}{0.001mol - (2M \times 0.0015L)} = 4.74 + \text{Log} \frac{\quad}{-0.002mol}$$

Il numero negativo indica che NaOH ha consumato tutto l'acido acetico trasformandolo in acetato e che sono rimaste 0.002 moli di NaOH in eccesso. Avremo quindi una soluzione di base debole con base forte in cui il pH è regolato solo dall'eccesso di base forte

$$pOH - \text{Log} \frac{0.002}{0.0535} = 1.43 \dots \dots pH 14 - 1.43 = 12.57 \dots \dots \Delta pH 12.57 - 5.69 = 6.88$$

ESPERIENZA 3

Si preparino 250mL di una soluzione di KH_2PO_4 0.1 M. (p.m. 136.09)

Si preparino 250mL di una soluzione di K_2HPO_4 0.1 M. (p.m. 174.18)

Si trasferiscono in un beaker le quantità delle due soluzioni dei sali di potassio indicate in tabella:

	VmL KH_2PO_4	VmL K_2HPO_4
soluzione 1	40	-
soluzione 2	30	10
soluzione 3	20	20
soluzione 4	10	30
soluzione 5	-	40

Si calcolino i pH teorici delle 5 soluzioni preparate sapendo che

H_3PO_4 : $\text{pK}_1 = 2,15$; $\text{pK}_2 = 7,20$; $\text{pK}_3 = 12,15$.

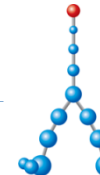
Si aggiunga con l'opportuna pipetta graduata 1 mL di HCl 0.5 M.

Si calcolino i pH teorici delle 5 soluzioni dopo l'aggiunta di HCl

Si calcoli la variazione rispetto la misura precedente

Si ripeta questa operazione sulle soluzioni 2, 3, 4 e 5 e si costruisca una tabella che servirà per la creazione del grafico.

Si ripeta l'operazione usando acqua pura

**pH soluzione 1**

$$\frac{2.15 + 7.20}{2} = 4.68$$

pH soluzione 2

$$7.20 + \text{Log} \frac{0.1 \text{ mol} / L \times 0.010 L}{0.1 \text{ mol} / L \times 0.030 L} = 6.72$$

pH soluzione 3

$$7.20 + \text{Log} \frac{0.1 \text{ mol} / L \times 0.020 L}{0.1 \text{ mol} / L \times 0.020 L} = 7.20$$

pH soluzione 4

$$7.20 + \text{Log} \frac{0.1 \text{ mol} / L \times 0.030 L}{0.1 \text{ mol} / L \times 0.010 L} = 7.68$$

pH soluzione 5

$$\frac{7.20 + 12.15}{2} = 9.68$$

Le soluzioni 1 e 5 contengono una specie anfotera, il pH si può calcolare trascurando la concentrazione e facendo la media aritmetica tra i valori delle pK relative agli equilibri a cui partecipa la specie in questione.

Le soluzioni 2,3 e 4 sono dei tamponi e quindi si utilizza l'equazione di H.H.

pH soluzione 1 + HClAggiungendo HCl si forma un tampone formato da H_3PO_4 e H_2PO_4^-

$$2.15 + \text{Log} \frac{0.1 \text{ mol} / \text{L} \times 0.040 \text{ L} - 0.5 \text{ mol} / \text{L} \times 0.001 \text{ L}}{0.5 \text{ mol} / \text{L} \times 0.001 \text{ L}} = 2.15 + \text{Log} \frac{0.0035}{0.0005} = 3.00$$

pH soluzione 2+ HCl

$$7.20 + \text{Log} \frac{0.1 \text{ mol} / \text{L} \times 0.010 \text{ L} - 0.5 \text{ mol} / \text{L} \times 0.001 \text{ L}}{0.1 \text{ mol} / \text{L} \times 0.030 \text{ L} + 0.5 \text{ mol} / \text{L} \times 0.001 \text{ L}} = 7.20 + \text{Log} \frac{0.0005}{0.0035} = 6.35$$

pH soluzione 3+ HCl

$$7.20 + \text{Log} \frac{0.1 \text{ mol} / \text{L} \times 0.020 \text{ L} - 0.5 \text{ mol} / \text{L} \times 0.001 \text{ L}}{0.1 \text{ mol} / \text{L} \times 0.020 \text{ L} + 0.5 \text{ mol} / \text{L} \times 0.001 \text{ L}} = 7.20 + \text{Log} \frac{0.0015}{0.0025} = 6.98$$

pH soluzione 4+ HCl

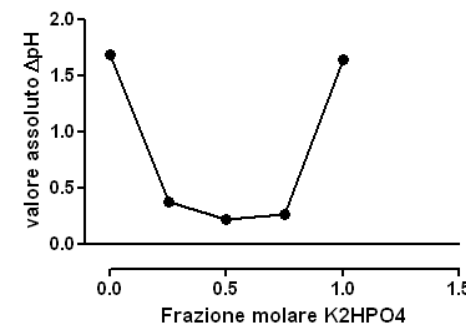
$$7.20 + \text{Log} \frac{0.1 \text{ mol} / \text{L} \times 0.030 \text{ L} - 0.5 \text{ mol} / \text{L} \times 0.001 \text{ L}}{0.1 \text{ mol} / \text{L} \times 0.010 \text{ L} + 0.5 \text{ mol} / \text{L} \times 0.001 \text{ L}} = 7.20 + \text{Log} \frac{0.0025}{0.0015} = 7.42$$

pH soluzione 5+ HCl

Aggiungendo HCl si forma un tampone formato da H_2PO_4^- e HPO_4^{2-}

$$7.20 + \text{Log} \frac{0.1 \text{ mol} / \text{L} \times 0.040 \text{ L} - 0.5 \text{ mol} / \text{L} \times 0.001 \text{ L}}{0.5 \text{ mol} / \text{L} \times 0.001 \text{ L}} = 7.20 + \text{Log} \frac{0.0035}{0.0005} = 8.04$$

	Frazione molare K_2HPO_4	pH iniziale	pH+1ml HCl	ΔpH
soluzione 1	0	4.68	3.00	-1.68
soluzione 2	0.25	6.72	6.35	-0.37
soluzione 3	0.5	7.20	6.98	-0.22
soluzione 4	0.75	7.68	7.42	-0.26
soluzione 5	1	9.68	8.04	-1.64

**pH acqua+ HCl**

$$\text{pH} - \text{Log} \frac{0.5 \times 0.001}{0.041} = 1.91 \dots \Delta\text{pH} 1.91 - 7.00 = -5.09$$