

## ESPERIENZA 1

Preparare in un matraccio da 250 mL la seguente soluzione tampone

**SOLUZIONE A:  $\text{NaHCO}_3$  0,2 M +  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  0,2 M** pesando  $\text{NaHCO}_3$  solido (P.M.= 84,01) e  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  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<sub>1</sub>) alla prima aliquota addizionare 0,5 mL di HCl 2 M**

Calcolare e misurare la variazione di pH

**A<sub>1a</sub>) alla soluzione A<sub>1</sub> addizionare 3 mL di HCl 2 M**

Calcolare e misurare la variazione di pH

**A<sub>1b</sub>) alla soluzione A<sub>1a</sub> addizionare 3 mL di HCl 2 M**

Calcolare e misurare la variazione di pH

**SOLUZIONE**

**A<sub>2</sub>) alla seconda aliquota addizionare 0,5 mL di NaOH 2 M**

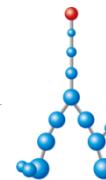
Calcolare e misurare la variazione di pH

**A<sub>2a</sub>) alla soluzione A<sub>2</sub> addizionare 3 mL di NaOH 2 M**

Calcolare e misurare la variazione di pH

**A<sub>2b</sub>) alla soluzione A<sub>2a</sub> addizionare 3 mL di NaOH 2 M**

Calcolare e misurare la variazione di pH



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

**g  $\text{NaHCO}_3$**

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

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

**g  $\text{Na}_2\text{CO}_3$**

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

**pH soluzione A**

$$10.25 + \log \frac{0.2M}{0.2M} = 10.25$$

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

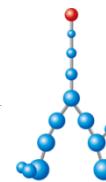
**pH soluzione  $\text{A}_1$**

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

$\Delta pH \dots 10.16 - 10.25 = -0.09$

**pH soluzione  $\text{A}_{1a}$**

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



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

**pH soluzione A<sub>1b</sub>**

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

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 NaHCO<sub>3</sub>**

**moli in eccesso di HCl**

$$\text{moli H}_2\text{CO}_3 : 0.003$$

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

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

*Sperimentalmente sarebbe stato impossibile misurare questo pH perché questo tampone è instabile visto che l'acido carbonico in acqua libera CO<sub>2</sub>*

## pH soluzione A<sub>2</sub>

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

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

## pH soluzione A<sub>2a</sub>

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

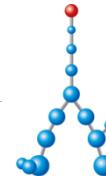
$$\Delta pH = 11.00 - 10.34 = 0.66$$

## pH soluzione A<sub>2b</sub>

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

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

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



## ESPERIENZA 2

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

**SOLUZIONE B:  $\text{CH}_3\text{COONa}$  0.1 M +  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0.1 M** pesando  $\text{CH}_3\text{COONa}$  solido (P.M.= 82.03) e aggiungendo HCl 1 M per generare  $\text{CH}_3\text{COOH}$

Calcolare il pH teorico della soluzione B e misurarlo al pHmetro. Se necessario aggiustare il pH al valore calcolato. ( $K_a$   $\text{CH}_3\text{COOH}$ :  $1.8 \cdot 10^{-5}$ )

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 addizionare 0.5 mL di HCl 2 M**

Calcolare e misurare la variazione di pH

**$B_{1a}$ ) alla soluzione  $B_1$  addizionare 1.5 mL di HCl 2 M**

Calcolare e misurare la variazione di pH

**$B_{1b}$ ) alla soluzione  $B_{1a}$  addizionare 1.5 mL di HCl 2 M**

Calcolare e misurare la variazione di pH

**SOLUZIONE**  **$B_2$ ) alla seconda aliquota addizionare 0.5 mL di NaOH 2 M**

Calcolare e misurare la variazione di pH

**$B_{2a}$ ) alla soluzione  $B_2$  addizionare 1.5 mL di NaOH 2 M**

Calcolare e misurare la variazione di pH

**$B_{2b}$ ) alla soluzione  $B_{2a}$  addizionare 1.5 mL di NaOH 2 M**

Calcolare e misurare la variazione di pH



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

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

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

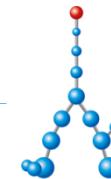
Poiché l'acido acetico si genera dalla reazione tra acetato e acido cloridrico e questa reazione ha una stechiometria 1 a 1, queste sono anche le moli di HCl e di CH<sub>3</sub>COONa da utilizzare per ottenere CH<sub>3</sub>COOH

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

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

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

$$\boxed{\text{pH soluzione B}_1} \quad 4.74 + \log \frac{(0.1\text{M} \times 0.050\text{L}) - (2\text{M} \times 0.0005\text{L})}{(0.1\text{M} \times 0.050\text{L}) + (2\text{M} \times 0.0005\text{L})} = 4.74 + \log \frac{0.004\text{mol}}{0.006\text{mol}} = 4.56$$



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

**pH soluzione B<sub>1a</sub>**

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

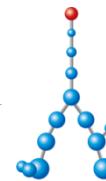
$$\Delta pH \dots 3.78 - 4.56 = -0.78$$

**pH soluzione B<sub>1b</sub>**

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

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

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



**pH soluzione B<sub>2</sub>**

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

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

**pH soluzione B<sub>2a</sub>**

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

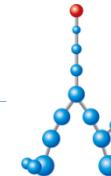
$$\Delta pH \dots 5.69 - 4.92 = 0.77$$

**pH soluzione B<sub>2b</sub>**

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

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

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



## ESPERIENZA 3

Si preparino 250mL di una soluzione di  $\text{KH}_2\text{PO}_4$  0.1 M. (p.m. 136.09)

Si preparino 250mL di una soluzione di  $\text{K}_2\text{HPO}_4$  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 $\text{KH}_2\text{PO}_4$	VmL $\text{K}_2\text{HPO}_4$
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

$\text{H}_3\text{PO}_4$ :  $\text{pK}_1 = 2,15$ ;  $\text{pK}_2 = 7,20$ ;  $\text{pK}_3 = 12,15$ .

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**

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

**pH soluzione 3**

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

**pH soluzione 4**

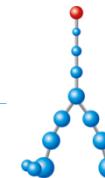
$$7.20 + \log \frac{0.1\text{mol/L} \times 0.030\text{L}}{0.1\text{mol/L} \times 0.010\text{L}} = 7.68$$

**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 + HCl**

Aggiungendo HCl si forma un tampone formato da  $\text{H}_3\text{PO}_4$  e  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$

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

**pH soluzione 2+ HCl**

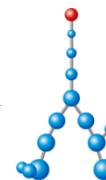
$$7.20 + \log \frac{0.1\text{mol/L} \times 0.010\text{L} - 0.5\text{mol/L} \times 0.001\text{L}}{0.1\text{mol/L} \times 0.030\text{L} + 0.5\text{mol/L} \times 0.001\text{L}} = 7.20 + \log \frac{0.0005}{0.0035} = 6.35$$

**pH soluzione 3+ HCl**

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

**pH soluzione 4+ HCl**

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

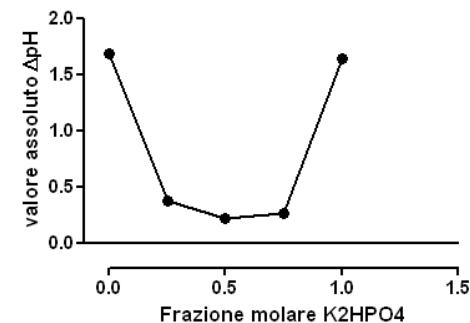


**pH soluzione 5+ HCl**

Aggiungendo HCl si forma un tampone formato da  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  e  $\text{HPO}_4^{2-}$

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

	Frazione molare $\text{K}_2\text{HPO}_4$	pH iniziale	pH+1ml HCl	$\Delta\text{pH}$
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**

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