

Esercizi

Argomento: pH delle soluzioni

Tempo di svolgimento: 4 ore

1) Calcolare il pH di una soluzione ottenuta sciogliendo 0.5 g di acido ipocloroso (HClO) in 2 dm³ di acqua. Come varia il pH se la soluzione viene diluita con acqua fino a 3 dm³? ($K_a=3.0 \cdot 10^{-8}$)

2) Calcolare il pH di una soluzione ottenuta sciogliendo 0.8 g di acido nitroso (HNO₂) in 450 cm³ di acqua. ($K_a=4.6 \cdot 10^{-4}$)

3) Calcolare il pH di una soluzione ottenuta facendo gorgogliare 15 dm³ di ammoniaca NH₃ in 3 dm³ di acqua. ($K_b=1.8 \cdot 10^{-5}$)

4) A 50 cm³ di una soluzione contenente 5 g/l di NH₄Cl si aggiungono 0.15 l di acqua.

Calcolare il pH della soluzione risultante. ($K_b=1.8 \cdot 10^{-5}$)

5) Calcolare il pH di una soluzione ottenuta aggiungendo a 0.6 litri di KOH 0,1 M 0,4 litri di HCl 0.05M.

6) Quanti cm³ di NaOH 0.2 M devono essere aggiunti a 0.5 dm³ di una soluzione 0.05 M di acido nitrico (HNO₃) per ottenere una soluzione a pH 7?

7) Calcolare il pH di una soluzione ottenuta sciogliendo 850 mg di acetato di sodio (CH₃COONa) in 0.8 litri di acqua ($K_a(\text{CH}_3\text{COOH})=1.8 \cdot 10^{-5}$).

7) Una soluzione di un acido debole monoprotico a concentrazione 0.01 M ha un pH pari a 4. Determinare la costante di dissociazione acida K_a .

8) Una soluzione di una base debole a concentrazione 0.01 M ha un pH pari a 10. Determinare la costante di dissociazione basica K_b .

9) Quanti grammi di acido acetico (CH₃COOH) si devono aggiungere a 500 cm³ di acqua per ottenere una soluzione a pH = 3? ($K_a(\text{CH}_3\text{COOH})=1.8 \cdot 10^{-5}$).

Soluzioni

1)

pH=4.92; pH=5.0

2)

pH=2.4

3)

pH=11.3

4)

pH=5.44

5)

pH=12.6

6)

V=125 cm³

7)

pH=8.49

8)

$K_b=10^{-6}$

9)

g(CH₃COOH)=1.66

Esercizi

Argomento: le proprietà colligative

Esercizio 1

La pressione osmotica di una soluzione contenente 3,8 g di un composto in 150 ml è 14,5 Torr a 25,5°C.

Calcola la massa molecolare del composto incognito. (32.5 gr/mol)

Esercizio 2

Calcolare la concentrazione di una soluzione di glucosio isotonica con una soluzione 0,1M di NaCl, considerato completamente dissociato. [0,2 mol/l]

Esercizio 3

Calcola la quantità di glicerolo $C_3H_8O_3$ che sciolto in 125,5 ml di acqua ($\delta=0,996$) provoca un innalzamento ebulloscopico di 0,15°C. [3,37 g]

Esercizio 4

Calcolare l'innalzamento ebulloscopico di una soluzione di una miscela costituita da 3 g di cloruro di sodio e da 7 g di cloruro di magnesio $MgCl_2$ disciolta in 2,0 litri di acqua. [0,082°C]

Esercizio 5

Determinare la temperatura di congelamento di una soluzione acquosa contenente 4,5 g di NaOH in 200,5 ml di acqua con densità $\delta=0,996$ g/ml ricordando che NaOH si dissocia totalmente in acqua. [-2,11°C]

Esercizio 6

Alla temperatura di 21.0 °C il bromoetano CH_3CH_2Br ha una tensione di vapore di 5.26×10^4 Pa. Una massa di 18.26 g di un composto non volatile vengono messi in 33.25 g di bromoetano. Calcolare il peso molecolare del composto sapendo che la tensione di vapore della soluzione è di 4.42×10^4 Pa. [314.8 g/mol]

Esercizio 7

Calcolare la tensione di vapore a 25°C di una soluzione al 20.0% m/m di un non elettrolita avente peso molecolare di 121.3 g/mol sapendo che a quella temperatura la tensione di vapore dell'acqua è di 23.8 torr [22.9 tor]

Esercizio 8

A quale temperatura una soluzione 1,0 M di NaCl ha una pressione osmotica di 10 atm? [61 K]

Esercizio 9

Una soluzione di volume pari a 100 mL contiene 6,0 g di soluto e ha una pressione osmotica di 24,6 atm alla temperatura di 27 °C. Calcola la massa molecolare del soluto. [60 gr/mol]

Esercizi

Argomento: tamponi

Tempo di svolgimento: 2 ore

- 1) Calcolate la concentrazione di H^+ e il pH di una soluzione in cui $[F^-] = 0.10\text{ M}$ e $[HF]$ è a. 0.2 M ; b. 0.10 M ; c. 0.05 M ($K_a = 7 \cdot 10^{-4}$) (pH a. 2.58, b. 3.15, c. 3.46)
- 2) Calcolate concentrazione di H^+ e il pH di un tampone preparato aggiungendo 0.03 moli di $H_2PO_4^-$ a 3 litri di una soluzione 0.02 M di HPO_4^{2-} ($K_a = 6.2 \cdot 10^{-8}$) ($3.1 \cdot 10^{-8}\text{ M}$, 7.51)
- 3) Si deve preparare un tampone NH_4Cl-NH_3 con un pH di 9. a. quale deve essere il rapporto $[NH_4^+]/[NH_3]$; b. Che volume di NH_4Cl 1 M si deve aggiungere a un litro di NH_3 1 M per preparare questo tampone? ($K_a = 5.6 \cdot 10^{-10}$) (a. 1.8, b. 1.8 litri)
- 4) Considerate il tampone ottenuto aggiungendo 0.05 moli di $NaC_2H_3O_2$ e 0.04 moli di $HC_2H_3O_2$ (acido propionico) a un litro di acqua ($K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$). a. Qual è il pH della soluzione, b. qual è il pH dopo l'aggiunta di $0,02$ moli di HCl , c. 0.03 moli di $NaOH$, d. 0.01 moli di $Ca(OH)_2$. (a.4.85 b. 4.44, c. 5.66, d. 5.29)
- 5) Consideriamo il tampone acido lattico /lattato, in cui $[HLac]=[Lac] = 1\text{M}$ (K_a acido lattico = $1.4 \cdot 10^{-4}$). Calcolare il suo pH a. prima e b. dopo l'aggiunta di 0.1 moli di HCl per litro (a. 3.85, b. 3.77)
- 6) A 50 cm^3 di $HC_2H_3O_2$ 1 M ($K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$) si aggiungono 25 cm^3 di una soluzione $NaOH$ 1M . Qual è il pH della soluzione? (4.74)

Esercizi svolti

Argomento: Tamponi

1) Calcolare la concentrazione molare di una soluzione di HCl avente pH=2,3.
A 250 cm³ di questa soluzione si aggiungono 400 cm³ di una soluzione di ammoniaca 0,01 mol dm⁻³ (K_b=1,8·10⁻⁵). Calcolare il pH della nuova soluzione.

SVOLGIMENTO:

HCl è un acido forte: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$

Il pH di una soluzione determinato dalla concentrazione degli ioni H₃O⁺:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,3} = 0,005 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$C_{\text{HCl}} = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,005 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Aggiunta di 40 cm³ di NH₃ 0,01 M a 250 cm³ di HCl 0,005 M:

$$n_{\text{NH}_3} = V_{\text{NH}_3} \cdot C_{\text{NH}_3} = 0,40 \cdot 0,01 = 4,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_3\text{O}^+} = n_{\text{HCl}} = V_{\text{HCl}} \cdot C_{\text{HCl}} = 0,250 \cdot 0,005 = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

	NH ₃	+	H ₃ O ⁺	=	NH ₄ ⁺	+	H ₂ O
Inizio	4,00·10 ⁻³		1,25·10 ⁻³				
Variation	-1,25·10 ⁻³		-1,25·10 ⁻³				
Fine	2,75·10 ⁻³		---		1,25·10 ⁻³		

Si forma una soluzione tampone NH₄⁺/NH₃.

$$K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

$$\text{p}K_a = -\log K_a = -\log 5,6 \cdot 10^{-10} = 9,25$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{n_a}{n_b} = 9,25 - \log \frac{1,25 \cdot 10^{-3}}{2,75 \cdot 10^{-3}} = 9,59$$

2. Si calcoli di quanto varia il pH di una soluzione acquosa preparata miscelando 5 mL di NaOH 1,0 M con 100 mL di HNO₂ 0,10 M dopo aver aggiunto 2,0 mL di HCl 0,10 M (K_a HNO₂ = 4,5·10⁻⁴).

SVOLGIMENTO

prima dell'aggiunta di HCl



$$n_{\text{iniziale}} \text{HNO}_2 = M \cdot V = 0,10 \text{ mol/L} \cdot 0,100 \text{ L} = 0,010 \text{ mol}$$

$$n \text{ NaOH} = M \cdot V = 1,0 \text{ mol/L} \cdot 0,005 \text{ L} = 0,0050 \text{ mol}$$

$$n \text{NO}_2^- = n \text{NaOH} = 0,0050 \text{ mol}$$

$$n_{\text{residua}} \text{HNO}_2 = n_{\text{iniziale}} \text{HNO}_2 - n \text{NO}_2^- = (0,010 - 0,0050) \text{ mol} = 0,0050 \text{ mol}$$

$$[\text{H}^+] = K_a \cdot n_a/n_b = 4,5 \cdot 10^{-4} \times 0,0050/0,0050 = 4,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH}_{\text{tampono iniziale}} = -\log 4,5 \cdot 10^{-4} = 3,35$$

dopo l'aggiunta di HCl

$$n \text{HCl} = 0,10 \text{ mol/L} \cdot 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = n \text{HNO}_2 \text{ che si forma}$$

$$n \text{NO}_2^- \text{rimanenti} = n \text{NO}_2^- - n \text{HNO}_2 \text{ formato} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} - 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = 4,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n \text{HNO}_2 \text{totale} = n_{\text{residua}} \text{HNO}_2 + n \text{HNO}_2 \text{ formato} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} + 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = 5,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$[\text{H}^+] = K_a \cdot n_a/n_b = 4,5 \cdot 10^{-4} \times 5,2 \cdot 10^{-3}/4,8 \cdot 10^{-3} = 4,875 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH}_{\text{tampono finale}} = -\log 4,875 \cdot 10^{-4} = 3,31$$

$$\Delta \text{pH} = 3,35 - 3,31 = 0,04$$

3. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta aggiungendo 70 mL di NaOH 0,15 M a 400 mL di acido acetico 0,1 M. ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-6}$)

SVOLGIMENTO

NaOH è una base forte e che reagisce quantitativamente con l'acido acetico per formare la base coniugata acetato.

$$n_{\text{AcH}}(\text{iniz.}) = 0,1 \text{ M} \cdot 0,4 \text{ L} = 0,04 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NaOH}} = 0,15 \text{ M} \cdot 0,07 \text{ L} = 0,010 \text{ mol}$$

$$n_{\text{AcH}}(\text{finale}) = n_{\text{AcH}}(\text{iniz.}) - n_{\text{NaOH}} = 0,03 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Ac}^-} = 0,01 \text{ mol}$$

Ora applichiamo la formula per il calcolo del pH

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \cdot [\text{base}]/[\text{acido}] = 1,8 \cdot 10^{-6} \cdot 0,03 \text{ mol}/0,01 \text{ mol} = 5,4 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$\text{pH} = 5,26$$

Esercizi svolti

Argomento: le moli

1. Calcolare quanto pesano 0.101 moli di NaCl

Calcoliamo il peso molecolare:

peso atomico di Na = 22.9898 g/mol

peso atomico di Cl = 35.453 g/mol

peso molecolare = 22.9898 + 35.453 = 58.44 g/mol

$n = \text{gr}/\text{PM}$

$\text{gr} = 58.44 \text{ gr/mol} \times 0.101 \text{ moli} = 5.90 \text{ grammi}$

2. Quante moli di ferro sono contenute in 4,85 g di Fe?

Il dato che ci fornisce il problema è la massa in grammi dell'elemento. Per calcolare il numero di moli, abbiamo bisogno della massa molare del ferro.

M.M(Fe) = 55,845 g/mol e sostituendo nell'equazione, otteniamo:

$n = 4,85 \text{ g} / 55,845 \text{ g/mol} = 0,087 \text{ mol}$

3. Calcolare il peso di 80 moli di He.

Il numero di moli dell'elio n (mol) è un dato fornito dal problema e la massa molare M.M (g/mol) si può trovare, come al solito, consultando la tavola periodica. Applicando la relazione otteniamo:

$m \text{ (g)} = 80 \text{ mol} \times 4 \text{ g/mol} = 320 \text{ g}$

4. Calcolare quanti atomi di piombo sono contenuti in 2.70 g del metallo

Dal peso atomico del piombo sappiamo che 1 mole pesa 207.19 g per cui calcoliamo le moli:

$n = 2.70 \text{ grammi} / 207.19 \text{ g/mol} = 0.0130 \text{ moli}$

Poiché 1 mole contiene 6.023×10^{23} entità si può facilmente calcolare il numero di atomi:

$6.023 \times 10^{23} \times 0.0130 = 7.84 \times 10^{21} \text{ atomi}$

5. Calcolare il numero di atomi di ossigeno presenti in 1.50 moli di H₂SO₄

Calcoliamo le molecole corrispondenti a 1.50 moli

$6.023 \times 10^{23} \times 1.50 = 9.03 \times 10^{23}$

Poiché in ogni molecola di H_2SO_4 sono contenuti 4 atomi di ossigeno si ha:

$$\text{atomi di ossigeno} = 9.03 \times 10^{23} \times 4 = 3.61 \times 10^{24}$$

6. Calcolare a quante moli corrispondono 1.2×10^{25} molecole di CO

$$\text{Molecole di CO} = 1.2 \times 10^{25} / 6.023 \times 10^{23} = 20 \text{ moli}$$

7. Calcolare quante moli di H_2SO_4 contengono 1.20×10^{24} atomi di ossigeno

Poiché 1 mole di H_2SO_4 contiene 4 moli di ossigeno si ha:

$$\text{molecole di } \text{H}_2\text{SO}_4 = 1.20 \times 10^{24} / 4 = 3.00 \times 10^{23}$$

$$\text{moli di } \text{H}_2\text{SO}_4 = 3.00 \times 10^{23} / 6.023 \times 10^{23} = 0.498$$

8. Calcolare gli atomi di idrogeno contenuti in 50.0 g di H_2SO_4

Innanzitutto dobbiamo calcolare le moli sapendo il peso molecolare di H_2SO_4 che è pari a 98.078 g/mol

$$n = 50.0 \text{ g} / 98.078 \text{ g/mol} = 0.510 \text{ moli}$$

Dal momento che 1 mole di H_2SO_4 contiene 2 moli di idrogeno si ha:

$$\text{moli di idrogeno} = 0.510 \times 2 = 1.02$$

$$\text{atomi di idrogeno} = 1.02 \times 6.023 \times 10^{23} = 6.14 \times 10^{23}$$

Esercizi svolti

Argomento: Le soluzioni

Tempo di svolgimento: 1 ora

1. Calcolare le moli di KOH presenti in 95.0 mL di una soluzione 0.255 M

$$95.0 \text{ mL} = 0.0950 \text{ L}$$

$$\text{moli} = M \times V = 0.255 \text{ mol/L} \times 0.0950 \text{ L} = 0.0242$$

2. Calcolare la molarità di una soluzione contenente 40g di cloruro di potassio (KCl) in 3500 mL di soluzione.

$$\text{Moli di KCl} : \text{massa} / \text{peso molecolare} = 40\text{g} / 74 \text{ g}\times\text{mol}^{-1} = 0,54 \text{ mol}$$

$$M = \text{Numero di moli} / \text{Volume soluzione in litri quindi} \Rightarrow M = 0,54 \text{ mol} / 3,5 \text{ L} = 0,15 \text{ M}$$

3. Da una soluzione di HCl al 37% m/m, densità 1,19 g/mL, vengono prelevati 50 mL, messi in matraccio tarato e portati ad un volume finale di 250 mL. Calcolare la molarità della soluzione così ottenuta.

$$\text{Massa di soluzione prelevata: } m = d \times V = 1,19 \text{ g}\times\text{mL}^{-1} \times 50 \text{ mL} = 59,5 \text{ g}$$

$$\text{Massa di HCl prelevato} = 59,5 \text{ g} \times 37/100 = 22 \text{ g}$$

$$\text{Moli di HCl} = \text{massa HCl} / \text{peso molecolare HCl} = 22 \text{ g} / 36,46 \text{ g}\times\text{mol}^{-1} = 0,60 \text{ mol}$$

La molarità della soluzione finale sarà:

$$M = n/V = 0,60 \text{ mol} / 0,250 \text{ L} = 2,4 \text{ M}$$

4. Determinare la concentrazione della soluzione ottenuta mescolando 150 mL di HCl 0.55 M con 250 mL di acqua. Si suppongano i volumi additivi.

$$\text{Volume totale} = 150 + 250 = 400 \text{ mL}$$

$$\text{Moli di HCl} = 0.15 \text{ L} \times 0.55 \text{ mol/L} = 0.0825 \text{ mol}$$

$$\text{Concentrazione della soluzione} = 0.0825 \text{ mol} / 0.4 \text{ L} = 0.206 \text{ M}$$

5. Calcolare il volume di acqua che deve essere aggiunto a 625 mL di una soluzione contenente 27.2 g di acido solforico per ottenere una soluzione 0.325 M

$$\text{moli di H}_2\text{SO}_4 = 27.2 \text{ g} / 98.079 \text{ g mol}^{-1} = 0.277 \text{ mol}$$

$$V = \text{moli} / \text{Molarità} = 0.277 / 0.325 = 0.852 \text{ L} = 852 \text{ mL}$$

$$\text{Volume di acqua che deve essere aggiunto} = 852 - 625 = 227 \text{ mL}$$

6. Una soluzione acquosa al 48% m/m di HBr ha una densità di 1.488 g/mL. Calcolare la concentrazione molare e molale.

Dal % m/m si sa che per ogni 100 g di soluzione sono contenuti 48 g di HBr equivalenti a un numero di moli pari a:

$$\text{Moli di HBr} = 48 \text{ g} / 80.912 \text{ g/mol} = 0.593 \text{ mol}$$

Un volume di soluzione corrispondente ad un peso di 100 gr è pari a:

$$V = 100 \text{ g} / 1.488 \text{ g/mL} = 67.2 \text{ mL} = 0.0672 \text{ L}$$

$$\text{La molarità della soluzione è: } 0.593 \text{ mol} / 0.0672 \text{ L} = 8.82 \text{ M}$$

$$\text{La massa di solvente è data da } 100 - 48 = 52 \text{ g} = 0.052 \text{ Kg}$$

$$\text{Da cui la molalità } m \text{ è pari a : } 0.593 \text{ mol} / 0.052 \text{ Kg} = 11.4 \text{ m}$$