Verifica di fine parte I

Scienze naturali 4 · Parte I · Le soluzioni e le reazioni in soluzione · versione 1.0
Verifica: Verifica di fine parte I · pagine 69–72 del volume completo · estratto per lo studio

Le soluzioni e le reazioni in soluzione (parte I: capitoli 1–2). Tempo: 60 minuti. Punteggio totale: 100 punti. Puoi usare la calcolatrice e le tavole dell'appendice. Nei calcoli scrivi i passaggi, indica sempre le unità di misura e dai i risultati con il numero corretto di cifre significative.

Punteggio. Scelta multipla: 2 punti per ogni risposta corretta (20 punti). Vero o falso: 2 punti ciascuno; 1 punto se la risposta è giusta ma la correzione dell'affermazione falsa manca o è sbagliata (10 punti). Applicare: 5 punti ciascuno, di cui 3 per l'impostazione e i passaggi e 2 per il risultato corretto con le unità (30 punti). Leggere i dati: 10 punti, ripartiti come indicato nel testo. Indagare e argomentare: 6 punti ciascuno, 2 per i concetti scientifici corretti, 2 per la completezza del ragionamento, 2 per la chiarezza e l'uso del lessico specifico (30 punti).

Comprendere e ricordare (10 × 2 punti)

1. ● Quale di queste sostanze si scioglie meglio in acqua?
   - **A.** lo iodio, I_2
   - **B.** l'esano, C_6H_{14}
   - **C.** l'etanolo, C_2H_5OH
   - **D.** l'olio d'oliva

2. ● Quale soluzione acquosa, tutte con molalità 0,20 mol/kg, bolle alla temperatura più alta?
   - **A.** $CaCl_2$
   - **B.** glucosio
   - **C.** NaCl
   - **D.** KNO_3

3. ● Si aggiunge acqua a una soluzione di cloruro di sodio. Che cosa resta invariato?
   - **A.** la concentrazione molare
   - **B.** il volume della soluzione
   - **C.** la quantità di soluto, in moli
   - **D.** la temperatura di congelamento

4. ●● Una bibita gassata, aperta, perde il gas più in fretta se è tiepida perché:

   A. il diossido di carbonio reagisce con lo zucchero

   B. a temperatura più alta la tensione di vapore dell'acqua diminuisce

   C. la pressione sopra la bibita aumenta con la temperatura

   D. la solubilità dei gas nei liquidi diminuisce all'aumentare della temperatura

5. ●●● La soluzione fisiologica è NaCl allo 0,9 % m/V. Quale affermazione è corretta?

   A. la sua concentrazione è 0,9 mol/L

   B. contiene 0,9 g di NaCl in 100 mL di soluzione

   C. contiene 0,9 g di NaCl in 100 g di acqua

   D. è ipertonica rispetto al plasma

6. ● Quale coppia di soluzioni, mescolate, forma un precipitato?

   A. $NaNO_3$ e KCl

   B. NH_4Cl e K_2SO_4

   C. $MgSO_4$ e NaOH

   D. Na_2CO_3 e KOH

7. ●● L'equazione ionica netta della reazione fra carbonato di sodio in soluzione e acido cloridrico è:

   A. $CO_3^{2-}(aq) + 2\ H^+(aq) \rightarrow H_2O(l) + CO_2(g)$

   B. $Na^+(aq) + Cl^-(aq) \rightarrow NaCl(s)$

   C. $Na_2CO_3(aq) + 2\ HCl(aq) \rightarrow 2\ NaCl(aq) + H_2O(l) + CO_2(g)$

   D. $2\ Na^+(aq) + CO_3^{2-}(aq) \rightarrow Na_2CO_3(s)$

8. ● Secondo la serie di attività, quale metallo riduce gli ioni Fe^{2+} in soluzione?

   A. il rame

   B. lo zinco

   C. l'argento

   D. il piombo

9. ●● Nella reazione $2\ Al(s) + 3\ Cl_2(g) \rightarrow 2\ AlCl_3(s)$:

   A. l'alluminio si riduce

   B. il cloro è il riducente

   C. il cloro passa da n.o. 0 a +1

   D. l'alluminio è il riducente e passa da n.o. 0 a +3

10. ●●● Quale volume di NaOH 0,200 M neutralizza esattamente 20,0 mL di H_2SO_4 0,100 M?

    A. 10,0 mL

    B. 20,0 mL

    C. 40,0 mL

    D. 5,00 mL

Vero o falso (5 × 2 punti; correggi le affermazioni false)

11. ● La solubilità in acqua di tutti i solidi aumenta con la temperatura.

12. ●●● Una soluzione di glucosio e una di cloruro di sodio, con la stessa molalità, congelano alla stessa temperatura.

13. ●● Nell'equazione ionica netta della neutralizzazione fra HNO_3 e NaOH non compaiono né Na^+ né NO_3^-.

14. ● Una lamina di rame immersa in acido cloridrico diluito si scioglie liberando idrogeno.

15. ●● Nella reazione $Zn(s) + 2\ H^+(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + H_2(g)$ gli ioni H^+ sono il riducente.

Applicare (6 × 5 punti)

16. ● Si sciolgono 8,50 g di nitrato di sodio, $NaNO_3$, in acqua e si porta il volume a 500,0 mL in un matraccio tarato. Calcola la molarità della soluzione.

17. ● Quale volume di una soluzione 6,00 M di HCl serve per preparare 250,0 mL di HCl 0,300 M? Indica la vetreria che usi.

18. ●●● Un antigelo per radiatori si prepara sciogliendo 100 g di glicole etilenico, $C_2H_6O_2$ (un non elettrolita), in 500 g di acqua. Calcola la temperatura di congelamento e quella di ebollizione della soluzione a 1 atm.

19. ●● Scrivi l'equazione molecolare bilanciata, l'equazione ionica completa e l'equazione ionica netta della reazione fra soluzioni di cloruro di ferro(III), $FeCl_3$, e di idrossido di sodio. Indica gli ioni spettatori.

20. ●● A 25,0 mL di una soluzione 0,120 M di cloruro di bario si aggiunge solfato di sodio in eccesso. Quale massa di solfato di bario precipita?

21. ●●● 15,00 mL di una soluzione di NaOH di concentrazione ignota vengono titolati con HCl 0,1200 M, in presenza di fenolftaleina; la soluzione diventa incolore dopo l'aggiunta di 18,75 mL di acido. Calcola la molarità della base e la massa di NaOH contenuta in 250,0 mL di quella soluzione.

Leggere i dati (10 punti)

Tabella V1.1 Solubilità del nitrato di potassio e del cloruro di sodio in acqua, in grammi di sale per 100 g di acqua (dati: *CRC Handbook of Chemistry and Physics*).

t (°C)	0	10	20	30	40	50	60	70	80
KNO_3	13,3	20,9	31,6	45,8	63,9	85,5	110	138	169
NaCl	35,7	35,7	35,9	36,1	36,4	36,7	37,0	37,5	37,9

22. ●● (10 punti) Usa i dati della Tabella V1.1. a) Traccia su carta millimetrata le due curve di solubilità (2 punti). b) Quanto nitrato di potassio si può sciogliere, al massimo, in 150 g di acqua a 60 °C? (2 punti) c) Questa soluzione satura viene raffreddata a 20 °C: quale massa di sale cristallizza? (3 punti) d) Qual è la percentuale in massa (% m/m) di una soluzione di KNO_3 satura a 20 °C? (2 punti) e) Perché il cloruro di sodio non si purifica bene per cristallizzazione con raffreddamento? (1 punto)

Indagare e argomentare (5 × 6 punti)

23. ● Descrivi che cosa accade, a livello delle particelle, quando un cristallo di cloruro di sodio si scioglie in acqua, indicando come si orientano le molecole d'acqua intorno agli ioni. Perché la dissoluzione del sale non è una reazione chimica? Perché la soluzione conduce la corrente e una soluzione di zucchero no?

24. ●●● Progetta un esperimento per verificare che l'abbassamento della temperatura di congelamento dipende dal numero di particelle di soluto e non dalla loro natura, confrontando soluzioni di saccarosio e di cloruro di sodio. Indica le concentrazioni da preparare, che cosa misuri e con quale strumento, le variabili da tenere costanti, il risultato atteso e le norme di sicurezza.

25. ●●● Hai tre flaconi senza etichetta che contengono soluzioni di cloruro di sodio, carbonato di sodio e nitrato di sodio, e a disposizione acido cloridrico diluito e una soluzione di nitrato d'argento. Proponi una sequenza di prove per riconoscerli, spiegando perché conviene fare per prima la prova con l'acido. Scrivi le equazioni ioniche nette delle reazioni attese.

26. ●● Spiega perché l'idrossido di magnesio e l'idrogenocarbonato di sodio possono essere usati come antiacidi, scrivendo le equazioni ioniche nette della loro reazione con l'acido cloridrico dello stomaco. Quale dei due produce un gas, e quale?

27. ●● Un compagno sostiene che «una reazione è un'ossidoriduzione se e solo se vi partecipa l'ossigeno». Discuti l'affermazione con almeno due controesempi, uno per ciascuna parte della frase, indicando i numeri di ossidazione.

Soluzioni

1. C (2 punti). L'etanolo è polare e forma legami a idrogeno con l'acqua; iodio, esano e olio sono apolari (cap. 1).

2. A (2 punti). $\Delta T = i \cdot K_{eb} \cdot b$: $CaCl_2$ ha $i = 3$, NaCl e KNO_3 hanno $i = 2$, il glucosio $i = 1$ (cap. 1).

3. C (2 punti). Diluendo si aggiunge solo solvente: le moli di soluto non cambiano, mentre volume, concentrazione e temperatura di congelamento sì (cap. 1).

4. D (2 punti). La solubilità dei gas diminuisce con la temperatura (cap. 1).

5. B (2 punti). % m/V = grammi di soluto in 100 mL di soluzione; 0,9 % corrisponde a circa 0,15 mol/L, non a 0,9 mol/L, ed è isotonica (cap. 1).

6. C (2 punti). $Mg^{2+} + 2\ OH^- \rightarrow Mg(OH)_2(s)$; nelle altre coppie tutti i composti possibili sono solubili (cap. 2).

7. A (2 punti). Na^+ e Cl^- sono spettatori; C è l'equazione molecolare (cap. 2).

8. B (2 punti). Solo lo zinco precede il ferro nella serie di attività (cap. 2).

9. D (2 punti). Al: da 0 a +3 (si ossida, riducente); Cl: da 0 a −1 (si riduce, ossidante) (cap. 2).

10. B (2 punti). $n(H_2SO_4) = 2{,}00$ mmol; servono $2 \times 2{,}00 = 4{,}00$ mmol di OH^-; $V = 4{,}00$ mmol / 0,200 mol/L = 20,0 mL (cap. 2).

11. F (2 punti). Per la maggior parte dei solidi aumenta, ma non per tutti: quella di alcuni composti, come l'idrossido di calcio, diminuisce; quella del cloruro di sodio cresce appena (cap. 1).

12. F (2 punti). NaCl libera due particelle per unità formula ($i = 2$), il glucosio una: la soluzione di NaCl congela a temperatura più bassa (cap. 1).

13. V (2 punti). Sono spettatori; l'equazione netta è $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$ (cap. 2).

14. F (2 punti). Il rame segue l'idrogeno nella serie di attività e non lo sposta dagli acidi diluiti (cap. 2).

15. F (2 punti). Gli ioni H^+ acquistano elettroni (da +1 a 0) e si riducono: sono l'ossidante; il riducente è lo zinco (cap. 2).

16. (5 punti) $M(NaNO_3) = 22{,}99 + 14{,}01 + 3 \times 16{,}00 = 85{,}00$ g/mol; $n = 8{,}50$ g / 85,00 g/mol = 0,100 mol; $c =$ 0,100 mol / 0,5000 L = 0,200 mol/L.

17. (5 punti) $c_1V_1 = c_2V_2$: $V_1 = 0{,}300$ mol/L × 250,0 mL / 6,00 mol/L = 12,5 mL. Si prelevano 12,5 mL con una buretta o una pipetta graduata, si versano in un matraccio tarato da 250 mL contenente già un po' d'acqua (l'acido si aggiunge all'acqua, non il contrario) e si porta a volume.

18. (5 punti) $M(C_2H_6O_2) = 62{,}07$ g/mol; $n = 100$ g / 62,07 g/mol = 1,61 mol; $b = 1{,}61$ mol / 0,500 kg = 3,22 mol/kg; $i = 1$. $\Delta T_{cr} = 1{,}86 \times 3{,}22 = 5{,}99$ °C: congela a −5,99 °C. $\Delta T_{eb} = 0{,}512 \times 3{,}22 = 1{,}65$ °C: bolle a 101,65 °C.

19. (5 punti) Molecolare: $FeCl_3(aq) + 3\ NaOH(aq) \rightarrow Fe(OH)_3(s) + 3\ NaCl(aq)$. Ionica completa: $Fe^{3+}(aq) + 3\ Cl^-(aq) + 3\ Na^+(aq) + 3\ OH^-(aq) \rightarrow Fe(OH)_3(s) + 3\ Na^+(aq) + 3\ Cl^-(aq)$. Ionica netta: $Fe^{3+}(aq) + 3\ OH^-(aq) \rightarrow Fe(OH)_3(s)$. Spettatori: Na^+ e Cl^-; cariche: $+3 - 3 = 0$ nei due membri.

20. (5 punti) $n(Ba^{2+}) = 0{,}120$ mol/L × 0,0250 L = $3{,}00 \times 10^{-3}$ mol = $n(BaSO_4)$; $M(BaSO_4) = 233{,}36$ g/mol; $m = 3{,}00 \times 10^{-3}$ mol × 233,36 g/mol = 0,700 g.

21. (5 punti) $n(HCl) = 0{,}1200$ mol/L × 0,01875 L = $2{,}250 \times 10^{-3}$ mol = $n(NaOH)$; $c = 2{,}250 \times 10^{-3}$ mol / 0,01500 L = 0,1500 mol/L. In 250,0 mL: 0,1500 mol/L × 0,2500 L = 0,03750 mol × 40,00 g/mol = 1,500 g di NaOH.

22. (10 punti) a) Due curve: quella di KNO_3 sale ripida, quella di NaCl è quasi orizzontale; le curve si incrociano poco sopra i 20 °C (2 punti). b) A 60 °C: 110 g per 100 g di acqua, quindi 110 × 1,5 = 165 g in

150 g di acqua (2 punti). c) A 20 °C restano disciolti 31,6 × 1,5 = 47,4 g; cristallizzano 165 − 47,4 = 118 g (3 punti). d) 31,6 g / (31,6 + 100) g × 100 = 24,0 % m/m (2 punti). e) La sua solubilità varia pochissimo con la temperatura (da 35,7 a 37,9 g fra 0 e 80 °C): raffreddando cristallizza pochissimo sale (1 punto).

23. Traccia (6 punti). Le molecole d'acqua, polari, circondano gli ioni del reticolo e li staccano: verso Na^+ rivolgono l'ossigeno (δ−), verso Cl^- gli idrogeni (δ+); gli ioni idratati si disperdono (idratazione). Non si formano nuove sostanze: evaporando l'acqua si riottiene il sale, quindi è una trasformazione fisica (dissociazione). La soluzione contiene ioni liberi di muoversi, che trasportano la carica; lo zucchero si scioglie come molecole neutre, ed è un non elettrolita.

24. Traccia (6 punti). Si preparano soluzioni di saccarosio e di NaCl alla stessa molalità (per esempio 0,50 mol/kg: 171 g di saccarosio o 29,2 g di NaCl per kg di acqua) e, per confronto, una soluzione di saccarosio a molalità doppia (1,00 mol/kg). Si misura con un termometro (sensibilità 0,1 °C) la temperatura di congelamento in un bagno di ghiaccio e sale, mescolando; si tengono costanti la massa d'acqua, il bagno, il termometro e il metodo di lettura, e si misura anche l'acqua pura come controllo. Atteso: NaCl 0,50 mol/kg abbassa il punto di congelamento circa quanto il saccarosio 1,00 mol/kg (circa 1,9 °C, il doppio del saccarosio 0,50 mol/kg), perché libera due particelle. Sicurezza: occhiali; il bagno di ghiaccio e sale scende sotto −10 °C, quindi non va toccato a lungo a mani nude.

25. Traccia (6 punti). 1) Con l'acido cloridrico solo il carbonato fa effervescenza: $CO_3^{2-}(aq) + 2\ H^+(aq) \rightarrow H_2O(l) + CO_2(g)$. 2) Sulle altre due si aggiunge nitrato d'argento: il cloruro dà un precipitato bianco, $Ag^+(aq) + Cl^-(aq) \rightarrow AgCl(s)$; il nitrato non reagisce. La prova con l'acido va fatta per prima perché anche il carbonato d'argento è insolubile: con il nitrato d'argento sia il cloruro sia il carbonato darebbero un precipitato chiaro, e non si potrebbero distinguere. Sicurezza: occhiali e guanti; i residui d'argento nei contenitori di raccolta.

26. Traccia (6 punti). Entrambi sono basi che neutralizzano una parte dell'acido gastrico: $Mg(OH)_2(s) + 2\ H^+(aq) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + 2\ H_2O(l)$ (l'idrossido, poco solubile, si scrive con la formula); $HCO_3^-(aq) + H^+(aq) \rightarrow H_2O(l) + CO_2(g)$. Solo l'idrogenocarbonato produce un gas, il diossido di carbonio.

27. Traccia (6 punti). L'affermazione è falsa in tutte e due le direzioni. Ossidoriduzione senza ossigeno: $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$ (Zn da 0 a +2, Cu da +2 a 0), oppure $2\ Na + Cl_2 \rightarrow 2\ NaCl$. Reazione con ossigeno che non è un'ossidoriduzione: $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$ (Ca +2, O −2, H +1 invariati), oppure $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$. Il criterio corretto è la variazione dei numeri di ossidazione, cioè il trasferimento di elettroni; il nome storico viene dalle reazioni con l'ossigeno.