Verifica di fine parte II

Scienze naturali 4 · Parte II · L'energia, la velocità e l'equilibrio delle reazioni · versione 1.0
Verifica: Verifica di fine parte II · pagine 121–124 del volume completo · estratto per lo studio

L'energia, la velocità e l'equilibrio delle reazioni (parte II: capitoli 3–4). 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; la temperatura nelle formule va in kelvin.

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 nelle soluzioni. 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. ● In un sistema isolato:
   - **A.** si scambia energia ma non materia con l'ambiente
   - **B.** non si scambiano né materia né energia con l'ambiente
   - **C.** si scambiano sia materia sia energia con l'ambiente
   - **D.** si scambia materia ma non energia con l'ambiente

2. ● Quale di queste grandezze **non** è una funzione di stato?
   - **A.** l'entalpia
   - **B.** l'energia interna
   - **C.** l'entropia
   - **D.** il calore scambiato

3. ●● Quanta energia serve per scaldare 500 g di acqua da 20,0 °C a 30,0 °C?
   - **A.** 20,9 kJ
   - **B.** 2,09 kJ
   - **C.** 209 kJ
   - **D.** 41,8 kJ

4. ●● Per la reazione $2NO_2(g) \rightarrow N_2O_4(g)$ il segno di ΔS è:
   A. positivo, perché si forma una molecola più complessa
   B. nullo, perché gli atomi sono gli stessi
   C. negativo, perché diminuiscono le moli di gas
   D. impossibile da prevedere senza dati

5. ●●● Una reazione con $\Delta H < 0$ e $\Delta S < 0$ è spontanea:
   A. a qualsiasi temperatura
   B. solo al di sotto della temperatura di inversione
   C. solo al di sopra della temperatura di inversione
   D. a nessuna temperatura

6. ● Quale di questi interventi **non** aumenta la velocità della reazione fra un solido e una soluzione?
   A. usare il solido in un unico blocco anziché in polvere
   B. aumentare la temperatura
   C. aumentare la concentrazione della soluzione
   D. aggiungere un catalizzatore adatto

7. ●● Per una reazione con legge cinetica $v = k[A]^2[B]$, se si raddoppiano sia [A] sia [B] la velocità:
   A. raddoppia
   B. quadruplica
   C. diventa 6 volte più grande
   D. diventa 8 volte più grande

8. ● Per l'equilibrio $H_2(g) + I_2(g) \rightleftarrows 2HI(g)$, una diminuzione del volume del recipiente a temperatura costante:
   A. sposta l'equilibrio verso destra
   B. sposta l'equilibrio verso sinistra
   C. non sposta l'equilibrio, perché le moli di gas sono uguali nei due membri
   D. fa aumentare la costante di equilibrio

9. ● Il complesso attivato:
   A. corrisponde al massimo di energia nel profilo energetico della reazione
   B. è un prodotto stabile della reazione
   C. si può isolare e conservare a bassa temperatura
   D. ha un'energia minore di quella dei reagenti

10. ●● Per l'equilibrio $PbI_2(s) \rightleftarrows Pb^{2+}(aq) + 2I^-(aq)$ l'espressione del prodotto di solubilità è:
    A. $K_{ps} = [Pb^{2+}][I^-]$
    B. $K_{ps} = [Pb^{2+}][I^-]^2$
    C. $K_{ps} = [Pb^{2+}]^2[I^-]$
    D. $K_{ps} = [Pb^{2+}][I^-]^2/[PbI_2]$

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

11. ● Se un'equazione termochimica si scrive al contrario, il ΔH della reazione cambia segno.

12. ●● Una trasformazione endotermica non può mai essere spontanea.

13. ● Un catalizzatore aumenta la quantità di prodotto presente all'equilibrio.

14. ●● La costante di equilibrio di una reazione esotermica diminuisce quando la temperatura aumenta.

15. ●●● Per prevedere se mescolando due soluzioni si forma un precipitato, si confronta K_{ps} con il prodotto delle concentrazioni degli ioni nelle due soluzioni prima del mescolamento.

Applicare (6 × 5 punti)

16. ● Calcola con i dati della Tabella C.1 dell'appendice il $\Delta H°$ della combustione del metanolo: $CH_3OH(l) + \frac{3}{2}\,O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(l)$. La reazione è esotermica o endotermica?

17. ●● Sono date le equazioni termochimiche: $C(s, \text{grafite}) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$, $\Delta H° = -393{,}5$ kJ; $C(s, \text{diamante}) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$, $\Delta H° = -395{,}4$ kJ. Con la legge di Hess calcola $\Delta H°$ per la trasformazione $C(s, \text{grafite}) \rightarrow C(s, \text{diamante})$ e confronta il risultato con la Tabella C.1.

18. ●●● Per la decomposizione $2H_2O_2(l) \rightarrow 2H_2O(l) + O_2(g)$ calcola $\Delta H°$, $\Delta S°$ e $\Delta G°$ a 25 °C con i dati della Tabella C.1. In quale dei quattro casi di $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ rientra la reazione? Esiste una temperatura di inversione?

19. ●● Per la reazione $2NO(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2NOCl(g)$ si misurano, a temperatura costante, le velocità iniziali (dati di esempio): esperimento 1, $[NO] = 0{,}050$ mol/L, $[Cl_2] = 0{,}050$ mol/L, $v = 2{,}5 \times 10^{-4}$ mol/(L·s); esperimento 2, $[NO] = 0{,}100$ mol/L, $[Cl_2] = 0{,}050$ mol/L, $v = 1{,}0 \times 10^{-3}$ mol/(L·s); esperimento 3, $[NO] = 0{,}050$ mol/L, $[Cl_2] = 0{,}100$ mol/L, $v = 5{,}0 \times 10^{-4}$ mol/(L·s). Ricava gli ordini, la legge cinetica e la costante cinetica con le sue unità.

20. ●● In un recipiente da 2,00 L si introducono 0,200 mol di PCl_5. All'equilibrio $PCl_5(g) \rightleftarrows PCl_3(g) + Cl_2(g)$, a una certa temperatura, $[Cl_2] = 0{,}0400$ mol/L (dati di esempio). a) Calcola K_c con una tabella «iniziale – variazione – equilibrio». b) Alla stessa temperatura, una miscela con $[PCl_5] = [PCl_3] = [Cl_2] = 0{,}100$ mol/L è all'equilibrio? In che verso evolve?

21. ●●● a) Calcola la solubilità molare del solfato di calcio, $CaSO_4$, in acqua a 25 °C (Tabella F.2) ed esprimila anche in g/L. b) Si mescolano 100 mL di $CaCl_2$ 0,020 mol/L e 100 mL di Na_2SO_4 0,020 mol/L: si forma un precipitato di $CaSO_4$?

Leggere i dati (10 punti)

22. ●● (10 punti) Per la decomposizione di un reagente A, a temperatura costante, si misurano queste concentrazioni (dati di esempio): a $t = 0$ s, [A] = 0,800 mol/L; a 40 s, 0,400 mol/L; a 80 s, 0,200 mol/L; a 120 s, 0,100 mol/L; a 160 s, 0,050 mol/L. a) Traccia il grafico di [A] in funzione del tempo. b) Calcola la velocità media di consumo di A fra 0 e 40 s e fra 80 e 120 s. c) Quanto vale il tempo di dimezzamento? È costante? Che cosa indica sull'ordine della reazione? d) Prevedi [A] a 200 s. e) Spiega con la teoria degli urti perché la velocità diminuisce nel tempo.

Indagare e argomentare (5 × 6 punti)

23. ●● Le buste di «ghiaccio istantaneo» contengono nitrato di ammonio e acqua separati: rompendo il divisorio il sale si scioglie e la busta si raffredda. Spiega perché la dissoluzione avviene spontaneamente anche se è endotermica, usando ΔH, ΔS e ΔG.

24. ●●● In un calorimetro a tazza misuri il calore di una reazione esotermica e ottieni un ΔH meno negativo del valore tabulato. Indica almeno tre possibili cause dell'errore e come ridurle, spiegando perché ciascuna porta proprio a un valore meno negativo.

25. ● Spiega con i fattori che influenzano la velocità di reazione perché il cibo si conserva più a lungo in frigorifero e, sottovuoto, anche più a lungo.

26. ●●● Una miscela di idrogeno e ossigeno può restare in un recipiente a temperatura ambiente per anni senza reagire, ma con una scintilla esplode. Spiega il fenomeno usando sia la termodinamica (segno di $\Delta G°$ per la formazione dell'acqua, cap. 3) sia la cinetica (energia di attivazione, profilo energetico).

27. ●● Una provetta chiusa contiene una miscela in equilibrio, $N_2O_4(g)$ (incolore) $\rightleftarrows$ $2NO_2(g)$ (bruno). Immersa in acqua calda diventa più bruna, nel ghiaccio quasi incolore. Deduci se la reazione diretta è esotermica o endotermica e come varia K con la temperatura; verifica che il segno di ΔS della reazione diretta è coerente con la spontaneità ad alta temperatura.

Soluzioni

1. B (2 punti). Un sistema isolato non scambia né materia né energia (cap. 3).

2. D (2 punti). Il calore dipende dal percorso; H, U e S dipendono solo dallo stato (cap. 3).

3. A (2 punti). $q = 500\ \text{g} \times 4{,}18\ \text{J/(g·°C)} \times 10{,}0\ °\text{C} = 2{,}09 \times 10^4\ \text{J} = 20{,}9\ \text{kJ}$.

4. C (2 punti). Da 2 moli di gas a 1 mole di gas: $\Delta S < 0$.

5. B (2 punti). $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ è negativo solo finché $T|\Delta S| < |\Delta H|$, cioè sotto $T = \Delta H/\Delta S$.

6. A (2 punti). Un blocco unico espone meno superficie di contatto: la reazione è più lenta.

7. D (2 punti). $2^2 \times 2 = 8$.

8. C (2 punti). 2 moli di gas a sinistra e 2 a destra: la pressione non sposta l'equilibrio; K dipende solo da T.

9. A (2 punti). Il complesso attivato è la struttura instabile di massima energia; non si isola.

10. B (2 punti). Il solido non compare; ogni concentrazione è elevata al proprio coefficiente.

11. V (2 punti). Reazione inversa: stesso valore, segno opposto (legge di Hess, cap. 3).

12. F (2 punti). Correzione: una trasformazione endotermica è spontanea se $\Delta S > 0$ e $T\Delta S > \Delta H$, come la fusione del ghiaccio sopra 0 °C o la dissoluzione del nitrato di ammonio.

13. F (2 punti). Correzione: il catalizzatore accelera allo stesso modo la reazione diretta e l'inversa; fa raggiungere prima l'equilibrio, ma non lo sposta.

14. V (2 punti). Scaldando, l'equilibrio si sposta nel verso endotermico, cioè verso i reagenti, e K diminuisce.

15. F (2 punti). Correzione: si usano le concentrazioni subito *dopo* il mescolamento, tenendo conto della diluizione dovuta all'aumento di volume.

16. $\Delta H° = [-393{,}5 + 2 \times (-285{,}8)] - [-239{,}2 + 0] = -965{,}1 + 239{,}2 = -725{,}9\ \text{kJ}$: esotermica (5 punti: 3 impostazione, 2 risultato con unità).

17. Si somma la prima equazione con la seconda invertita ($\Delta H° = +395{,}4\ \text{kJ}$): C(grafite) → C(diamante), $\Delta H° = -393{,}5 + 395{,}4 = +1{,}9\ \text{kJ}$, uguale al $\Delta H°_f$ del diamante nella Tabella C.1 (5 punti).

18. $\Delta H° = 2 \times (-285{,}8) - 2 \times (-187{,}8) = -196{,}0\ \text{kJ}$. $\Delta S° = 2 \times 70{,}0 + 205{,}2 - 2 \times 109{,}6 = +126{,}0\ \text{J/K} = 0{,}1260\ \text{kJ/K}$. $\Delta G° = -196{,}0 - 298{,}15 \times 0{,}1260 = -233{,}6\ \text{kJ}$. Caso $\Delta H < 0$, $\Delta S > 0$: $\Delta G < 0$ a ogni temperatura, nessuna temperatura di inversione (5 punti).

19. Esp. 1 → 2: [NO] × 2, $v \times 4$: ordine 2 rispetto a NO. Esp. 1 → 3: $[Cl_2] \times 2$, $v \times 2$: ordine 1 rispetto a Cl_2. $v = k[NO]^2[Cl_2]$; $k = 2{,}5 \times 10^{-4}/(0{,}050^2 \times 0{,}050) = 2{,}0\ \text{L}^2/(\text{mol}^2\cdot\text{s})$ (5 punti).

20. a) $[PCl_5]_0 = 0{,}100\ \text{mol/L}$; all'equilibrio $x = 0{,}0400$: $[PCl_5] = 0{,}0600$, $[PCl_3] = [Cl_2] = 0{,}0400\ \text{mol/L}$; $K_c = 0{,}0400^2/0{,}0600 = 0{,}0267$. b) $Q = 0{,}100 \times 0{,}100/0{,}100 = 0{,}100 > K_c$: non è all'equilibrio, procede verso sinistra formando PCl_5 (5 punti).

21. a) $s = \sqrt{(4{,}93 \times 10^{-5})} = 7{,}02 \times 10^{-3}\ \text{mol/L}$; massa molare $40{,}08 + 32{,}06 + 4 \times 16{,}00 = 136{,}14\ \text{g/mol}$; $s = 0{,}956\ \text{g/L}$. b) Dopo il mescolamento (200 mL) $[Ca^{2+}] = [SO_4^{2-}] = 0{,}010\ \text{mol/L}$; $Q = 1{,}0 \times 10^{-4} > 4{,}93 \times 10^{-5}$: $CaSO_4$ precipita (5 punti).

22. a) Curva decrescente, ripida all'inizio e poi sempre più piatta (2 punti). b) 0–40 s: $(0{,}800 - 0{,}400)/40 = 1{,}00 \times 10^{-2}\ \text{mol/(L·s)}$; 80–120 s: $(0{,}200 - 0{,}100)/40 = 2{,}50 \times 10^{-3}\ \text{mol/(L·s)}$ (3 punti). c) $t_{½} = 40$ s, costante: la reazione è del primo ordine (2 punti). d) 0,025 mol/L (1 punto). e) Diminuendo [A] diminuisce il numero di urti al secondo, e quindi di urti efficaci (2 punti).

23. Traccia (6 punti: 2 concetti, 2 completezza, 2 lessico). $\Delta H > 0$ (assorbe calore dall'acqua, che si raffredda), ma $\Delta S > 0$: il solido ordinato si disperde in ioni idratati nella soluzione. $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ è ne-

gativo perché a temperatura ambiente il termine $T\Delta S$ supera ΔH: la dissoluzione è spontanea pur essendo endotermica.

24. Traccia (6 punti). Cause: dispersione di calore verso l'ambiente (coperchio, doppio bicchiere, misura rapida); calore assorbito da bicchiere e termometro, non considerato (calibrare il calorimetro); lettura del massimo di temperatura in ritardo o termometro poco sensibile (sonda al decimo, agitazione continua); reagenti a temperature iniziali diverse (lasciarli equilibrare). Tutte fanno misurare un ΔT più piccolo del vero, quindi un $|q|$ minore e un ΔH meno negativo.

25. Traccia (6 punti). Le reazioni che alterano il cibo, comprese quelle dei microrganismi e dei loro enzimi, rallentano a bassa temperatura perché diminuisce la frazione di urti con energia sufficiente (energia di attivazione). Sottovuoto manca l'ossigeno: la sua concentrazione, uno dei reagenti delle ossidazioni e della respirazione di molti microrganismi, è molto ridotta, e la velocità diminuisce ancora.

26. Traccia (6 punti). Termodinamica: $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$ ha $\Delta H° = -571{,}6$ kJ (per l'acqua liquida) e $\Delta G°$ fortemente negativo: la reazione è spontanea. Cinetica: l'energia di attivazione è alta e a temperatura ambiente quasi nessun urto è efficace, quindi la velocità è trascurabile. La scintilla fornisce localmente l'energia per superare la barriera; il calore liberato attiva le molecole vicine e la reazione si propaga in modo esplosivo. Spontaneo non significa veloce.

27. Traccia (6 punti). Scaldando l'equilibrio si sposta verso NO_2: per il principio di Le Châtelier il verso favorito dal riscaldamento è quello endotermico, quindi la reazione diretta è endotermica ($\Delta H > 0$) e K aumenta con la temperatura. Nella reazione diretta da 1 mole di gas se ne formano 2: $\Delta S > 0$. Con $\Delta H > 0$ e $\Delta S > 0$ la reazione è favorita ad alta temperatura, in accordo con quanto si osserva.