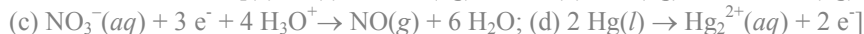
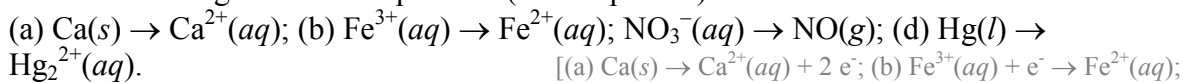


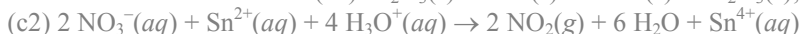
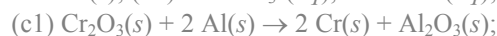
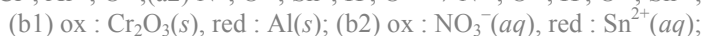
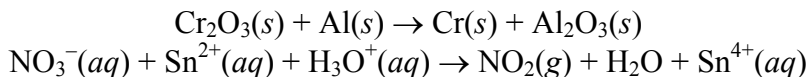
## Reazioni di ossidoriduzione

1. Indicare il numero di ossidazione di ogni atomo in: (a)  $\text{NO}_2^-$ ; (b)  $\text{HIO}_3$ ; (c)  $\text{TeF}_8^{2-}$ ; (d)  $\text{N}_2\text{O}_3$ ; (e)  $\text{Na}_2\text{MoO}_4$ .  
[(a) V, -II; (b) I, V, -II; (c) VI, -I; (d) III, -II; (e) I, VI, -II]

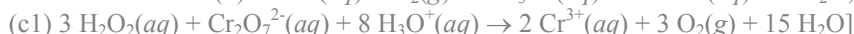
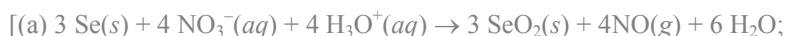
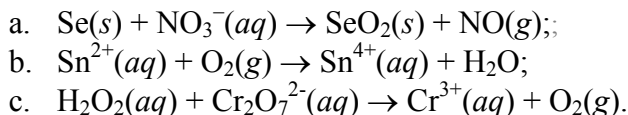
2. Indicare se le seguenti semi-equazioni (da completare) sono di riduzione o di ossidazione:



3. Per ciascuna delle reazioni sotto riportate: (a) indicare il numero di ossidazione di ogni atomo; (b) identificare l'agente ossidante e l'agente riducente; (c) completare e bilanciare le equazioni.



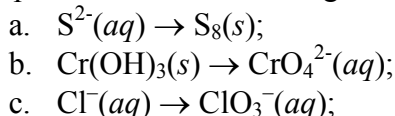
4. Scrivere le equazioni bilanciate per le seguenti reazioni in ambiente acido:



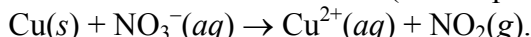
5. Nell'elettrodeposizione dell'oro da una soluzione acquosa basica contenente lo ione  $\text{Au}(\text{CN})_2^-(aq)$  si ha formazione di oro metallico  $\text{Au}(s)$ , ione cianuro  $\text{CN}^-$  e svolgimento di  $\text{O}_2(g)$ . Tenendo presente che la soluzione acquosa elettrolizzata è basica, scrivere (a) le equazioni bilanciate per le due semi-reazioni e (b) la reazione globale.



6. Completare e bilanciare le seguenti semi-equazioni in ambiente basico:

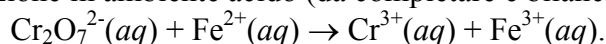


7. Considerare la reazione del rame con l'acido nitrico (da completare e bilanciare):



Calcolare: (a) il volume di  $\text{HNO}_3$  16.0 M che occorre per fornire gli ioni  $\text{H}_3\text{O}^+$  necessari alla reazione con 10.0 g di rame; (b) la massa di  $\text{NO}_2(g)$  che si forma per reazione di 10.0 g di rame.  
[(a) 39.3 cm<sup>3</sup>; (b) 14.5 g]

8. Considerare la reazione in ambiente acido (da completare e bilanciare):



Si osserva che 19.3 cm<sup>3</sup> di una soluzione di  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  reagiscono completamente con 25.0 cm<sup>3</sup> di  $\text{Fe}^{2+}$  0.0400 M. Calcolare: (a) la molarità della soluzione di  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ; (b) la quantità (in moli) di elettroni trasferiti nella reazione di 25.0 cm<sup>3</sup> di  $\text{Fe}^{2+}$  0.0400 M.



## Soluzioni

- Si è preparata una soluzione concentrata di  $\text{KNO}_3$ . Come si può determinare sperimentalmente se la soluzione non è satura, satura o sovrassatura ?
- Scrivere le equazioni rappresentative delle reazioni di dissociazione in acqua dei seguenti elettroliti: (a)  $\text{MgI}_2$ ; (b)  $\text{KClO}_4$ ; (c)  $\text{RbHCO}_3$ ; (d)  $\text{Sc}_2(\text{SO}_4)_3$ .
- Calcolare le quantità (in mol) degli ioni disciolti nelle soluzioni acquose preparate sciogliendo 0.10 mol di: (a)  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ; (b)  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ; (c)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ; (d)  $\text{NiSO}_4$ .
- Una soluzione viene preparata sciogliendo 1.25 g di  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  in 11.6 g di acqua. Calcolare per tale soluzione: (a) la percentuale (in massa) di  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ; (b) la percentuale (in massa) di  $\text{H}_2\text{O}$ ; (c) la molalità di  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ .  
[(a) 9.73 %; (b) 90.3%; (c) 0.555 mol  $\text{kg}^{-1}$ ]
- La formalina, un conservante comunemente usato nei laboratori di biologia, è una soluzione contenente 40.0  $\text{cm}^3$  di formaldeide;  $\text{CH}_2\text{O}$  ( $d = 0.820 \text{ g cm}^{-3}$ ), per 100  $\text{cm}^3$  di acqua. Determinare la molalità della formaldeide nella formalina.  
[10.9 mol  $\text{kg}^{-1}$ ]
- Una soluzione contiene 50.0 g di solfuro di carbonio ( $\text{CS}_2$ ) e 50.0 g di cloroformio ( $\text{CHCl}_3$ ). Stabilire quale dei due componenti è da considerare il soluto e quale il solvente. Calcolare inoltre la frazione molare di ciascuno dei due componenti nella soluzione.  
[(a)  $\text{CHCl}_3$  è il soluto; (b) 0.611, 0.389]

- Completare la seguente tabella relativa a soluzioni acquose di glucosio,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ :

Quantità di soluto (mol)	Massa di soluto (g)	Volume di soluzione ( $\text{cm}^3$ )	Molarità (M)
0.0694	12.5	219	0.317
1.08	195	$2.08 \cdot 10^{-3}$	0.519
1.75	315	1.62	1.08

- Descrivere i dettagli sperimentali per la preparazione di 100  $\text{cm}^3$  di una soluzione di KOH 0.500 M a partire da: (a) KOH (c); (b) KOH 1.25 M.  
[(a) 2.81 g; (b) 40.0  $\text{cm}^3$ ]
- Una soluzione è preparata diluendo 150  $\text{cm}^3$  di una soluzione di  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  0.210 M con acqua fino ad un volume finale di 450  $\text{cm}^3$ . Calcolare: (a) la molarità di  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  nella soluzione diluita; (b) le concentrazioni  $[\text{Ca}^{2+}]$  e  $[\text{NO}_3^-]$  nella soluzione diluita; (c) la quantità (in mol) dello ione  $\text{NO}_3^-$  in  $1.00 \cdot 10^2 \text{ cm}^3$  della soluzione originale; (d) la quantità (in mol) dello ione  $\text{NO}_3^-$  in  $1.00 \cdot 10^2 \text{ cm}^3$  della soluzione dopo la diluizione. .  
[(a) 0.0700 mol  $\text{dm}^{-3}$ ; (b) 0.0700 mol  $\text{dm}^{-3}$ , 0.140 mol  $\text{dm}^{-3}$ ; (c) 0.0420 mol  $\text{dm}^{-3}$ ; (d)  $1.40 \cdot 10^{-2}$  mol  $\text{dm}^{-3}$ ]
- A partire da una soluzione concentrata di acido nitrico,  $\text{HNO}_3$  16.0 M, si devono preparare 1.50  $\text{cm}^3$  di una soluzione di  $\text{HNO}_3$  0.250 M. Calcolare: (a) il volume dell'acido concentrato che si deve usare; (b) il volume di acqua che occorre per la diluizione, ammettendo che durante la diluizione si verifichi una contrazione di volume del 95.0 %.  
[(a) 0.0234  $\text{cm}^3$ ; (b) 1.56  $\text{cm}^3$ ]
- La concentrazione molale di una soluzione acquosa di zucchero,  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ , è 1.62 m. Calcolare: (a) le frazioni molari di zucchero e di acqua; (b) le percentuali (in massa) di zucchero e di acqua.  
[(a) 0.0284, 0.972 ; (b) 35.7 %, 64.33 %]

- Completare la seguente tabella relativa a soluzioni di NaOH:

densità ( $\text{g cm}^{-3}$ )	Molalità (m)	NaOH ( $\text{g dm}^{-3}$ )	Molarità (M)
1.05	1.32	52.8	1.32

## Soluzioni

1.22	6.12	240	6.00
1.35	11.8	433	10.8

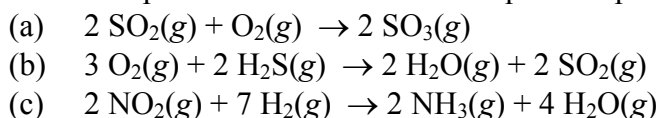
14. Indicare quale sostanza nelle seguenti serie è più solubile in acqua e spiegare il motivo della scelta: (a)  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CH}_4$  o  $\text{H}_2\text{S}$ ; (b) etano ( $\text{C}_6\text{H}_6$ ) o glicole etilenico ( $\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ ); (c)  $\text{H}_2$ ,  $\text{Br}_2$  o  $\text{NaOH}$ .  
[(a)  $\text{NH}_3$ ; (b) glicole etilenico; (c)  $\text{NaOH}$ ]
14. La reazione di dissoluzione di un composto gassoso in acqua è esotermica ( $\Delta H^\circ = -4.8 \text{ kJ mol}^{-1}$ ). La sua solubilità a  $25^\circ\text{C}$  e 2 atm sia 0.010 M. Determinare se tale grandezza aumenta o diminuisce a: (a)  $20^\circ\text{C}$  e 2 atm; (b)  $25^\circ\text{C}$  ed 1 atm; (c)  $20^\circ\text{C}$  e 10 atm.  
[(a) aumenta; (b) diminuisce; (c) aumenta]
15. Calcolare l'abbassamento di tensione di vapore di una soluzione acquosa a  $25^\circ\text{C}$  (tensione di vapore dell'acqua pura = 23.76 torr) quando la frazione molare del soluto non elettrolita è: (a) 0.0100; (b) 0.100; (c) 0.200. Qual'è la tensione di vapore di ciascuna di queste soluzioni?  
[(a) 0.238 torr; (b) 2.38 torr, (c) 4.75 torr; 23.52 torr, 21.38 torr, 19.01 torr]
16. La tensione di vapore di  $\text{CCl}_4$  puro a  $25^\circ\text{C}$  è 114.0 torr. Calcolare la massa di  $\text{I}_2$  che si deve sciogliere in  $1.00 \text{ dm}^3$  di  $\text{CCl}_4$  ( $d = 1.60 \text{ g cm}^{-3}$ ) per abbassare la tensione di vapore di 1.00 torr.  
[23.4 g]
17. Calcolare la pressione osmotica a  $25^\circ\text{C}$  di soluzioni di zucchero,  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ , contenenti le seguenti masse di soluto per  $\text{dm}^3$  di soluzione: (a) 10.0 g; (b) 25.0 g; (c) 155 g.  
[(a) 0.715 atm; (b) 1.79 atm, (c) 11.1 atm]
18. Calcolare il punto di congelamento e il punto di ebollizione normale delle seguenti soluzioni: (a) 14.9 g di glucosio,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , in 100 g di acqua; (b) 6.00 g di urea,  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ , in 80.0 g di acqua. Per l'acqua i valori dell'abbassamento molale crioscopico e dell'innalzamento molale ebullioscopico sono rispettivamente  $1.86$  e  $0.52 \text{ K kg mol}^{-1}$ .  
[(a)  $-1.54^\circ\text{C}$ ,  $100.43^\circ\text{C}$ ; (b)  $-2.32^\circ\text{C}$ ,  $100.65^\circ\text{C}$ ]
19. Una miscela anticongelante è formata da  $4.00 \text{ dm}^3$  di glicole etilenico,  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$  ( $d = 1.12 \text{ g cm}^{-3}$ ) e  $6.00 \text{ dm}^3$  di acqua ( $d = 1.00 \text{ g cm}^{-3}$ ). Calcolare: (a) la molalità del glicole etilenico; (b) il punto di congelamento della soluzione, sapendo che per l'acqua il valore dell'abbassamento molale crioscopico è  $1.86 \text{ K kg mol}^{-1}$ .  
[(a)  $12.0 \text{ mol kg}^{-1}$ ; (b)  $-22.4^\circ\text{C}$ ]
20. La vitamina C contiene il 40.9 % di C, il 4.58 % di H e il 54.5 % di O. Una soluzione di 6.70 g di vitamina C in 50.0 g di acqua congela a  $-1.42^\circ\text{C}$ . Calcolare la formula molecolare della vitamina C, sapendo che per l'acqua il valore dell'abbassamento molale crioscopico è  $1.86 \text{ K kg mol}^{-1}$ .  
[ $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ ]
21. Si sciolgono 0.180 g di un soluto non elettrolita in 50.0 g di benzene e si rileva che il punto di congelamento è  $5.15^\circ\text{C}$ . Calcolare la massa molare del soluto, sapendo che il benzene puro congela a  $5.50^\circ\text{C}$  ed il valore dell'abbassamento molale crioscopico è  $5.10 \text{ K kg mol}^{-1}$ .  
[ $52 \text{ g mol}^{-1}$ ]
22. La massa molare di un tipo di emoglobina è stata determinata con misure di pressione osmotica. In una soluzione di  $0.200 \text{ dm}^3$  contenente 3.27 g di emoglobina alla temperatura di  $20^\circ\text{C}$  si è misurata una pressione osmotica di 4.60 torr. Calcolare la massa molare dell'emoglobina.  
[(a)  $0.0234 \text{ cm}^3$ ; (b)  $1.56 \text{ cm}^3$ ]
23. Determinare i punti di congelamento di soluzioni acquose  $0.10 \text{ m}$  dei seguenti composti ionici: (a)  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ; (b)  $\text{CsNO}_3$ ; (c)  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ . Per l'acqua il valore dell'abbassamento molale crioscopico è  $1.86 \text{ K kg mol}^{-1}$ .  
[(a)  $-0.56^\circ\text{C}$ ; (b)  $-0.37^\circ\text{C}$ ; (c)  $-0.74^\circ\text{C}$ ]

## Soluzioni

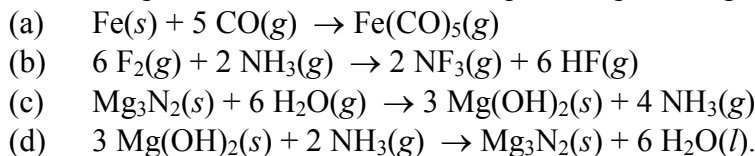
24. Il punto di congelamento di una soluzione acquosa di HF 0.16 *m* è -0.38 °C. Sapendo che per l'acqua il valore dell'abbassamento molale crioscopico è 1.86 K kg mol<sup>-1</sup>, ricavare il grado di dissociazione dell'acido fluoridrico. [0.28]
25. Una soluzione acquosa contenente 338 g di zucchero, C<sub>12</sub>H<sub>22</sub>O<sub>11</sub>, per decimetro cubo ha una densità di 1.127 g cm<sup>-3</sup> a 20 °C. Per questa soluzione, calcolare: (a) molarità; (b) molalità; (c) pressione osmotica; (d) punto di congelamento. Per l'acqua il valore dell'abbassamento molale crioscopico è 1.86 K kg mol<sup>-1</sup>.  
[(a) 0.987 mol dm<sup>-3</sup>; (b) 1.25 mol kg<sup>-1</sup>; (c) 23.8 atm; (d) -2.33 °C]
26. Spiegare perché: (a) una soluzione acquosa di HCl conduce la corrente elettrica mentre HCl(*l*) non la conduce; (b) una soluzione acquosa di NaCl conduce corrente elettrica mentre NaCl(*s*) non la conduce; (c) la molarità e la molalità hanno quasi lo stesso valore nelle soluzioni acquose diluite; (d) bisogna applicare una pressione per far avvenire l'osmosi inversa.
27. Esprimere un giudizio critico sulle seguenti asserzioni: (a) una soluzione satura è sempre una soluzione concentrata; (b) la solubilità in acqua di un solido diminuisce all'abbassarsi della temperatura; (c) per le soluzioni acquose, la molarità e la molalità sono uguali; (d) l'abbassamento del punto di congelamento di una soluzione 0.10 *m* di CaCl<sub>2</sub> è doppio di quello di una soluzione 0.10 *m* di KCl; (e) una soluzione 0.10 *m* di saccarosio e una 0.10 *m* di NaCl hanno la stessa pressione osmotica.

## Equilibrio chimico

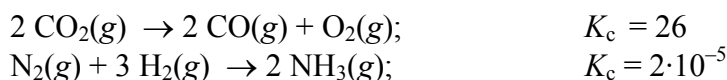
1. Scrivere le espressioni della costante di equilibrio per le seguenti reazioni:



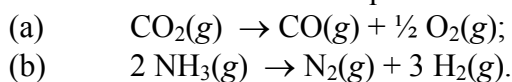
2. Scrivere le espressioni della costante di equilibrio per le seguenti reazioni:



3. Sapendo che :



determinare la costante di equilibrio alla stessa temperatura per:



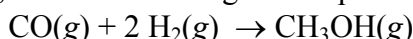
4. Calcolare la  $K_c$  a 1500.0 °C per la reazione:



sapendo che le concentrazioni di equilibrio di  $\text{N}_2$ ,  $\text{O}_2$  ed  $\text{NO}$  sono rispettivamente 0.040 M, 0.040 M e 0.00035 M. [1.3 · 10<sup>-4</sup>]

5. Data la reazione:  $2 \text{NO}(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ ; calcolare la costante di equilibrio ad una certa temperatura sapendo che, partendo da  $\text{NO}$  puro ad una concentrazione di 4.00 mol dm<sup>-3</sup>, le concentrazioni di equilibrio di  $\text{N}_2$  e  $\text{O}_2$  sono entrambi 1.28 mol dm<sup>-3</sup> a tale temperatura. [0.790]

6. Quando 1.36 mol di  $\text{H}_2$  e 0.78 mol di  $\text{CO}$  vengono mescolate insieme in un contenitore chiuso di 5.00 dm<sup>3</sup> a 160.0 °C, si stabilisce il seguente equilibrio:



la concentrazione all'equilibrio di  $\text{H}_2$  è 0.120 mol dm<sup>-3</sup>. Calcolare: (a) la concentrazione di  $\text{CO}$ ; (b) la concentrazione di  $\text{CH}_3\text{OH}$ ; (c) il valore di  $K_c$ .

[(a) 0.254 mol dm<sup>-3</sup>; (b) 0.018 mol dm<sup>-3</sup>; (c) 0.591 mol<sup>-1</sup> · dm<sup>3</sup>]

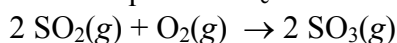
7. In un recipiente di 5.0 dm<sup>3</sup> si trova una soluzione gassosa formata da 0.45 mol di  $\text{Cl}_2$ , 0.90 mol di  $\text{PCl}_3$  e 0.12 mol di  $\text{PCl}_5$ . Si tenga conto che la composizione del sistema dipende dall'instaurarsi del seguente equilibrio:



la cui  $K_c$  è 0.56 M a 300.0 °C. Determinare: (a) se il sistema è all'equilibrio in tali condizioni di temperatura e pressione (e darne una spiegazione); (b) se non è all'equilibrio, in che direzione dovrebbe spostarsi il sistema per raggiungere l'equilibrio.

[(a) no; (b) sinistra]

8. Ad una data temperatura, la costante di equilibrio  $K_c$  della reazione



è uguale a 16 M<sup>-1</sup>. Indicare la direzione nella quale si sposta il sistema per raggiungere l'equilibrio se si parte da: (a) 0.850 mol di  $\text{SO}_3$  in un contenitore da 3.0 dm<sup>3</sup>; (b) una miscela gassosa costituita da 0.24 mol di  $\text{SO}_2$ , 0.40 mol di  $\text{O}_2$  e 0.60 mol di  $\text{SO}_3$  in un contenitore da 4.0 dm<sup>3</sup>.

[(a) sinistra; (b) destra]

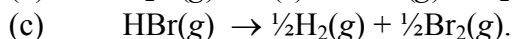
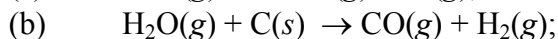
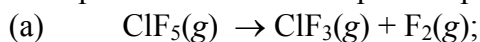
## Equilibrio chimico

9. Per la reazione,  $\text{Br}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{Br}(\text{g})$ , la costante di equilibrio,  $K_c = 4 \cdot 10^{-18} \text{ M}$  a  $200.0^\circ \text{C}$ . Se si parte da una concentrazione di  $\text{Br}_2$  di  $1.0 \text{ mol}$  in un contenitore da  $2.0 \text{ dm}^3$ , il sistema all'equilibrio conterrà: (a) prevalentemente bromo molecolare? (b) prevalentemente bromo atomico? (c) quantità circa uguali di  $\text{Br}_2$  e di  $\text{Br}$ ? [(a) sì; (b) no; (c) no]
  
10. A  $350 \text{ K}$ , la costante di equilibrio della reazione
 
$$2 \text{BrCl}(\text{g}) \rightarrow \text{Br}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$$
 è  $K_c = 0.14$ . A questa temperatura, una miscela all'equilibrio contiene concentrazioni uguali di bromo e di cloro,  $0.0250 \text{ mol dm}^{-3}$ . Calcolare la concentrazione di equilibrio di  $\text{BrCl}$ . [0.00788  $\text{mol dm}^{-3}$ ]
  
11. Per il sistema:  $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightarrow \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$  la  $K_c = 0.050 \text{ mol dm}^{-3}$  a  $250.0^\circ \text{C}$ . In una certa soluzione all'equilibrio a  $250.0^\circ \text{C}$ ,  $[\text{PCl}_3] = 3.0 \cdot [\text{PCl}_5]$ . Calcolare la concentrazione all'equilibrio di  $\text{Cl}_2$ . [0.17  $\text{mol dm}^{-3}$ ]
  
12. Per la seguente reazione:  $2 \text{ICl}(\text{g}) \rightarrow \text{I}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$  la costante di equilibrio è  $K_c = 0.11$  ad una certa temperatura. Ammettendo che le concentrazioni iniziali ( $\text{mol dm}^{-3}$ ) di  $\text{ICl}$ ,  $\text{I}_2$  e  $\text{Cl}_2$  siano rispettivamente  $0.20$ ,  $0.00$  e  $0.00$  e che il sistema raggiunga l'equilibrio, calcolare le concentrazioni all'equilibrio di ciascuna specie. [0.051, 0.075, 0.075  $\text{mol dm}^{-3}$ ]
  
13. Per la reazione:  $\text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$  la costante di equilibrio ha un valore  $K_c = 4.0$  a  $500.0^\circ \text{C}$ . Calcolare la concentrazione di tutte le specie all'equilibrio partendo da: (a)  $[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = 0.100 \text{ mol dm}^{-3}$ ; (b)  $[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = [\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = 0.040 \text{ mol dm}^{-3}$ .
  
14. Per il sistema:  $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightarrow \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$  la costante di equilibrio ha un valore  $K_c = 0.050 \text{ M}$  a  $250.0^\circ \text{C}$ . Se si pongono in un contenitore da  $1.0 \text{ dm}^3$   $0.30 \text{ mol}$  di  $\text{PCl}_5$  a questa temperatura, calcolare le concentrazioni all'equilibrio di tutte le specie. [0.20, 0.10, 0.10  $\text{mol dm}^{-3}$ ]
  
15. A una certa temperatura, per il sistema:
 
$$\text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{SO}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$$
 la costante di equilibrio è  $K_c = 0.40 \text{ M}$ . Partendo da  $0.200 \text{ mol}$  di  $\text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{g})$  in un contenitore da  $2.00 \text{ dm}^3$ , calcolare le concentrazioni di equilibrio di tutte le specie. [0.0172, 0.0828, 0.0828  $\text{mol dm}^{-3}$ ]
  
16. Esprimere un giudizio critico sulle seguenti asserzioni: (a) una soluzione satura è sempre una soluzione concentrata; (b) la solubilità in acqua di un solido diminuisce all'abbassarsi della temperatura; (c) per le soluzioni acquose, la molarità e la molalità sono uguali; (d) l'abbassamento del punto di congelamento di una soluzione  $0.10 \text{ m}$  di  $\text{CaCl}_2$  è doppio di quello di una soluzione  $0.10 \text{ m}$  di  $\text{KCl}$ ; (e) una soluzione  $0.10 \text{ m}$  di saccarosio e una  $0.10 \text{ m}$  di  $\text{NaCl}$  hanno la stessa pressione osmotica. [(a) falso; (b) falso; (c) falso; (d) vero; (e) falso]
  
17. La reazione di equilibrio  $\text{SnO}_2(\text{s}) + 2 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Sn}(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$  avviene nelle seguenti condizioni:  $T = 500.0^\circ \text{C}$ ,  $[\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}_2] = 0.10 \text{ M}$ . Calcolare: (a) la  $K_c$  a questa temperatura; (b) le concentrazioni all'equilibrio di  $\text{H}_2\text{O}$  e  $\text{H}_2$ , quando al sistema all'equilibrio viene aggiunto  $\text{H}_2(\text{g})$  in modo da aumentare temporaneamente la sua concentrazione a  $0.18 \text{ M}$ . [(a) 1.0; (b) 0.14, 0.14  $\text{mol dm}^{-3}$ ]
  
18. Dato il sistema:
 
$$2 \text{H}_2\text{S}(\text{g}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + 2 \text{SO}_2(\text{g})$$
 il  $\Delta H^\circ$  per la reazione diretta è  $-1036 \text{ kJ}$ . Indicare la direzione della reazione (diretta o inversa) quando l'equilibrio viene disturbato da: (a) un'espansione del contenitore a

## Equilibrio chimico

temperatura costante; (b) la rimozione di  $\text{SO}_2$ ; (c) un aumento di temperatura; (d) un assorbimento di vapor d'acqua. [(a) inversa; (b) diretta; (c) inversa; (d) diretta]

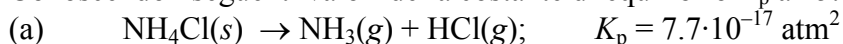
19. Indicare in che direzione si sposterà ciascuno dei seguenti equilibri in seguito all'aumento della pressione sul sistema per compressione:



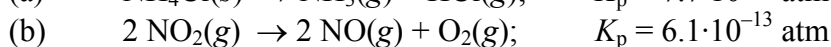
[(a) inversa; (b) inversa; (d) nessun effetto]

20. Per la reazione (da bilanciare):  $\text{P}_4(\text{s}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{PH}_3(\text{g})$ , la costante di equilibrio  $K_c$  è  $3.6 \cdot 10^{-3} \text{ M}^{-1}$  a  $227.0^\circ\text{C}$   $2.3 \cdot 10^{-3} \text{ M}^{-1}$  a  $477.0^\circ\text{C}$ . La reazione diretta è esotermica o endotermica? Spiegare la risposta. [esotermica]

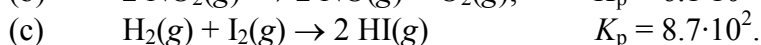
21. Conoscendo i seguenti valori della costante di equilibrio  $K_p$  a  $25.0^\circ\text{C}$ ,



$[1.3 \cdot 10^{-19} \text{ mol}^2 \text{ dm}^{-6}]$



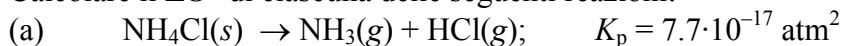
$[2.5 \cdot 10^{-14} \text{ mol dm}^{-3}]$



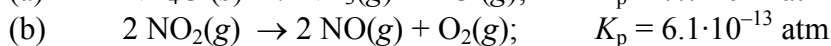
$[8.7 \cdot 10^2]$

calcolare i corrispondenti valori per la costante di equilibrio  $K_c$ .

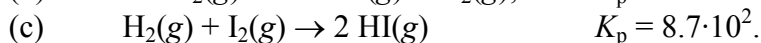
22. Calcolare il  $\Delta G^\circ$  di ciascuna delle seguenti reazioni:



$[92.0 \text{ kJ}]$



$[69.7 \text{ kJ}]$



$[-16.8 \text{ kJ}]$

## Cinetica chimica

1. La reazione  $\text{CO(g)} + \text{NO}_2\text{(g)} \rightarrow \text{CO}_2\text{(g)} + \text{NO(g)}$  è del primo ordine sia rispetto a CO che a  $\text{NO}_2$ . Ad una certa temperatura la costante di velocità è  $1.50 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$ . Calcolare la concentrazione di CO per la quale la velocità di reazione risulta  $0.60 \text{ mol dm}^{-3} \text{ s}^{-1}$  quando la concentrazione di  $\text{NO}_2$  è: (a)  $0.20 \text{ mol dm}^{-3}$ ; (b) uguale a quella di CO.

[(a)  $2.0 \text{ mol dm}^{-3}$ ; (b)  $0.63 \text{ mol dm}^{-3}$ ]

2. La reazione fra i due generici reagenti A e B risulta del primo ordine rispetto ad A e del secondo ordine rispetto a B. Stabilire in quale dei seguenti casi si verificherà il maggiore incremento di velocità: (a) raddoppio della concentrazione di B; (b) raddoppio della concentrazione di A; (c) triplicazione della concentrazione di A; (d) abbassamento di temperatura.

[(a)]

3. Per una generica reazione  $\text{A(g)} \rightarrow \text{B(g)}$  viene misurato il rapporto tra le velocità di reazione quando la concentrazione di A è  $0.10 \text{ M}$  e quando essa è  $0.040 \text{ M}$ . Stabilire l'ordine di reazione se il valore del rapporto fra la velocità nel secondo esperimento e quella nel primo risulta: (a) 0.40; (b) 1.0; (c) 0.16.

[(a) primo; (b) zero; (c) secondo]

4. I seguenti dati si riferiscono alla reazione di NO con  $\text{Cl}_2$  per dare NOCl a 295 K:

[NO]	[Cl <sub>2</sub> ]	velocità iniziale ( $\text{mol dm}^{-3} \text{ s}^{-1}$ )
0.050	0.050	$1.0 \cdot 10^{-3}$
0.050	0.150	$3.0 \cdot 10^{-3}$
0.150	0.050	$9.0 \cdot 10^{-3}$

(a) qual è l'ordine di reazione rispetto a ciascuno dei due reagenti; (b) scrivere l'espressione della velocità di reazione; (c) calcolare la costante cinetica; (d) determinare la velocità di reazione quando [NO] e  $[\text{Cl}_2]$  sono rispettivamente  $0.40 \text{ M}$  e  $0.20 \text{ M}$ .

[(a) primo rispetto a  $\text{Cl}_2$ , secondo rispetto ad NO; (b)  $v = k [\text{Cl}_2][\text{NO}]^2$ ; (c)  $0.26 \text{ mol dm}^{-3} \text{ s}^{-1}$ ]

5. I seguenti dati si riferiscono alla decomposizione in fase gassosa del cloruro di etile,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$ , a 740 K:

tempo, min	0.0	1.0	2.0	3.0	4.0	8.0	16.0
[C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> Cl]	0.200	0.164	0.134	0.110	0.090	0.040	0.008

Riportando in grafico i dati dimostrare che la reazione è del primo ordine;

- a) determinare il valore della costante cinetica; [0.20  $\text{min}^{-1}$ ]  
 b) determinare dopo quanto tempo la concentrazione del reagente si riduce ad un quarto della concentrazione iniziale. [6.93 min]

6. Il tempo di dimezzamento della reazione di decomposizione del bromuro di etile,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{Br}$ , a 620 K è  $5.50 \cdot 10^2 \text{ s}$ . Considerando che la reazione è del primo ordine calcolare: (a) la costante di velocità; (b) il tempo richiesto perché la concentrazione  $[\text{C}_2\text{H}_5\text{Br}]$  si riduca da  $0.0234$  a  $0.0123 \text{ M}$  e (c) la concentrazione  $[\text{C}_2\text{H}_5\text{Br}]$  un ora dopo la situazione finale in (b).

[(a)  $0.00126 \text{ s}^{-1}$ ; (b) 510 s; (c)  $0.00132 \text{ mol dm}^{-3}$ ]

7. Nella decomposizione del primo ordine dell'idrazina ( $\text{N}_2\text{H}_4$ ) a 740 K è stato trovato che il 21.2% di un campione si è decomposto in 9.21 min. Quanto tempo occorrerà per decomporre il 49.8% del campione?

[26.6 min]

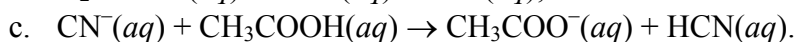
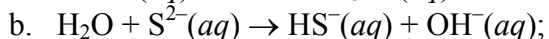
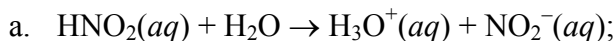
8. Descrivere in che modo ciascuno dei seguenti eventi influenza la velocità di reazione: (a) il trascorrere del tempo; (b) la variazione delle dimensioni del contenitore, nel caso di reazioni in fase gassosa; (c) una variazione di temperatura; (d) l'aggiunta di un catalizzatore.



## Equilibrio acido-base

- Calcolare  $[\text{OH}^-]$  nelle soluzioni che hanno i seguenti valori di  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ : (a)  $2.0 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ ; (b)  $6.0 \text{ M}$ ; (c)  $3.2 \cdot 10^{-9} \text{ M}$ ; (d)  $5.0 \cdot 10^{-6} \text{ M}$ . [(a)  $5.0 \cdot 10^{-11} \text{ M}$ ; (b)  $1.7 \cdot 10^{-15} \text{ M}$ ; (c)  $3.1 \cdot 10^{-6} \text{ M}$ ; (d)  $2.0 \cdot 10^{-9} \text{ M}$ ]
- Determinare le concentrazioni di  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  e  $[\text{OH}^-]$  in soluzioni aventi i seguenti valori di pH: (a) 6.0; (b) 7.2; (c) 0.00; (d) -0.78.  
[(a)  $1.0 \cdot 10^{-6} \text{ M}$ ,  $1.0 \cdot 10^{-8} \text{ M}$  (b)  $6.3 \cdot 10^{-8} \text{ M}$ ,  $1.6 \cdot 10^{-7} \text{ M}$ ; (c)  $1.0 \text{ M}$ ,  $1.0 \cdot 10^{-14} \text{ M}$ ; (d)  $6.0 \text{ M}$ ,  $1.7 \cdot 10^{-15} \text{ M}$ ]
- Una soluzione ha un valore di pH di 3.70, un'altra di 4.701. Calcolare: (a) il rapporto delle concentrazioni dello ione  $\text{H}_3\text{O}^+$  nelle due soluzioni; (b) il rapporto delle concentrazioni di  $\text{OH}^-$ . [(a) 10; (b) 0.10]
- Classificare ciascuna delle seguenti specie come acido debole o forte e scrivere una equazione per la loro dissociazione in acqua: (a) acido nitrico; (b) acido nitroso; (c) acido bromidrico; (d) acido acetico; (e) acido fosforico.
- Calcolare le concentrazioni di  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ,  $[\text{OH}^-]$  e il pH delle seguenti soluzioni di acidi e basi forti: (a)  $\text{HI}$   $0.40 \text{ M}$ ; (b)  $\text{RbOH}$   $0.33 \text{ M}$ ; (c) una soluzione preparata sciogliendo  $12.0 \text{ g}$  di  $\text{KOH}$  in tanta acqua da dare  $200 \text{ cm}^3$  di soluzione; (d) una soluzione preparata diluendo  $20.0 \text{ cm}^3$  di  $\text{HCl}$   $12 \text{ M}$  con acqua fino ad avere  $200 \text{ cm}^3$  di soluzione. [(a)  $0.40 \text{ M}$ ,  $2.5 \cdot 10^{-14} \text{ M}$ , 0.40; (b)  $3.0 \cdot 10^{-14} \text{ M}$ ,  $0.33 \text{ M}$ , 13.52; (c)  $9.4 \cdot 10^{-15} \text{ M}$ ,  $1.07 \text{ M}$ , 14.03; (d)  $1.2 \text{ M}$ ,  $8.3 \cdot 10^{-15} \text{ M}$ , -0.08]
- Classificare le seguenti specie come base forte o base debole: (a)  $\text{LiOH}$ ; (b)  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$ ; (c)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ; (d)  $\text{F}^-$ . [(a) forte; (b) debole; (c) forte; (d) debole]
- Scrivere una reazione che giustifichi la basicità di soluzioni acquose contenenti: (a)  $\text{BO}_3^{3-}$ ; (b)  $\text{CH}_3\text{NH}_2$ ; (c)  $\text{CN}^-$ .
- Usare il termine acido, basico o neutro per descrivere le soluzioni acquose dei seguenti sali: (a)  $\text{NH}_4\text{I}$ ; (b)  $\text{NaCN}$ ; (c)  $\text{CsNO}_3$ ; (d)  $\text{AlCl}_3$ ; (e)  $\text{KNO}_2$ . [(a) acido; (b) basico; (c) neutro; (d) acido; (e) neutro]
- Scrivere le formule di quattro sali, uno dei quali: (a) contiene  $\text{K}^+$  e dà luogo a idrolisi basica; (b) contiene  $\text{K}^+$  ed è neutro; (c) contiene  $\text{Br}^-$  ed è neutro; (d) contiene  $\text{Br}^-$  e dà luogo ad idrolisi acida. [(a)  $\text{KAcO}$ ; (b)  $\text{KCl}$ ; (c)  $\text{NaBr}$ ; (d)  $\text{NH}_4\text{Br}$ ]
- Scrivere un'equazione ionica bilanciata per la reazione con un acido forte di ciascuna delle seguenti sostanze: (a)  $\text{NaF}$ ; (b)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ; (c)  $\text{NH}_3$ . [(a)  $\text{F}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{HF} + \text{H}_2\text{O}$ ; (b)  $\text{OH}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$ ; (c)  $\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O}$ ]
- $22.6 \text{ cm}^3$  di  $\text{HCl}$   $0.108 \text{ M}$  sono necessari per neutralizzare un campione di  $20.0 \text{ cm}^3$  di una soluzione acquosa di  $\text{KOH}$ . Determinare la molarità della soluzione di  $\text{KOH}$ . [0.122 M]
- Una compressa di vitamina C viene analizzata per titolazione con una soluzione di  $\text{NaOH}$   $0.125 \text{ M}$ . Infatti la vitamina C (acido ascorbico) si comporta da acido monoprotico. Si trova che occorrono  $22.2 \text{ cm}^3$  di base per neutralizzare una compressa del peso di  $0.508 \text{ g}$ . Calcolare la percentuale di vitamina C,  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ , nella compressa. [96.2 %]
- $50.0 \text{ cm}^3$  di una soluzione acquosa di  $\text{NaOH}$   $0.2000 \text{ M}$  vengono titolati con una soluzione acquosa di  $\text{HCl}$   $0.2000 \text{ M}$ . Calcolare il pH della soluzione dopo l'aggiunta dei seguenti volumi di soluzione di  $\text{HCl}$ : (a)  $0.00 \text{ cm}^3$ ; (b)  $25.00 \text{ cm}^3$ ; (c)  $49.99 \text{ cm}^3$ ; (d)  $50.00 \text{ cm}^3$ ; (e)  $50.01 \text{ cm}^3$ ; (f)  $100.00 \text{ cm}^3$ . [(a) 0.70; (b) 1.18; (c) 4.70; (d) 7.00; (e) 9.30; (f) 12.82]
- Per ciascuna delle seguenti reazioni, indicare gli acidi e le basi di Brønsted:

## Equilibrio acido-base



Indicare inoltre quali sono le coppie acido-base coniugate in ciascuna reazione.

15. Un campione di  $29.00 \text{ cm}^3$  di una soluzione acquosa di  $\text{HNO}_3$   $0.150 \text{ M}$  viene aggiunto a  $15.00 \text{ cm}^3$  di una soluzione acquosa di  $\text{KOH}$   $0.100 \text{ M}$ . Per la soluzione formata, calcolare: (a)  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ; (b) pH; (c)  $[\text{OH}^-]$ ; (d)  $[\text{K}^+]$ . [(a)  $0.0648 \text{ M}$ ; (b)  $0.861$ ; (c)  $1.54 \cdot 10^{-13} \text{ M}$ ; (d)  $3.41 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ ]

16. Scrivere l'equazione (o le equazioni) di dissociazione e l'espressione della  $K_a$  dei seguenti acidi: (a)  $\text{HNO}_2$ ; (b)  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ; (c)  $\text{H}_2\text{SO}_3$ .

17. Considerare i seguenti acidi:

Acido	A	B	C	D
$K_a$	$2 \cdot 10^{-6} \text{ M}$	$4 \cdot 10^{-4} \text{ M}$	$5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$	$1 \cdot 10^{-2} \text{ M}$

- a. sistemare gli acidi in ordine di forza decrescente;  
b. quale acido ha il più alto valore di  $\text{p}K_a$  ?

[(a)  $\text{D} > \text{C} > \text{B} > \text{A}$ ; (b) D]

18. Il pH di una soluzione preparata sciogliendo  $0.150$  moli acido formico,  $\text{HCOOH}$ , in tanta acqua da ottenere  $0.500 \text{ dm}^3$  di soluzione, è  $2.14$ . Calcolare la  $K_a$  dell'acido formico. [ $3.68 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ ]

19. Per l'acido ipobromoso ( $K_a = 2.1 \cdot 10^{-9} \text{ M}$ ), calcolare la concentrazione di  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  nelle soluzioni preparate aggiungendo le seguenti quantità di  $\text{HBrO}$  a tanta acqua da avere un volume finale di soluzione di  $1 \text{ dm}^3$  esatto: (a)  $1.0 \text{ mol}$ ; (b)  $0.20 \text{ mol}$ . [(a)  $4.6 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ ; (b)  $2.0 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ ]

20. L'acido lattico ( $K_a = 1.4 \cdot 10^{-4}$ ) è presente nei muscoli dopo un esercizio fisico faticoso. Per una soluzione di acido lattico  $1.5 \text{ M}$ , calcolare: (a)  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ; (b)  $[\text{OH}^-]$ ; (c) pH; (d) il grado di dissociazione percentuale. [(a)  $0.014 \text{ M}$ ; (b)  $6.9 \cdot 10^{-13} \text{ M}$ ; (c)  $1.84$ ; (d)  $0.96 \%$ ]

21. L'acido cloroacetico,  $\text{ClCH}_2\text{COOH}$ , ha una  $K_a$  di  $1.40 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ . Calcolare  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  in una soluzione  $0.120 \text{ M}$  di questo acido usando: (a) la formula quadratica; (b) il metodo delle approssimazioni successive. [ $0.0123 \text{ M}$ ]

22. Calcolare  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  e il pH di un tampone preparato aggiungendo  $0.050$  moli di  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  a  $2.00 \text{ dm}^3$  di una soluzione di  $\text{HPO}_4^{2-}$   $0.025 \text{ M}$ . Il  $\text{p}K_a$  dello ione diidrogenofosfato è  $7.20$ . [ $7.20$ ]

23. Il valore di  $K_a$  per l'acido fluoridrico  $\text{HF}$  è  $7.01 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ . Per preparare un tampone usando  $\text{HF}$  e  $\text{F}^-$ , il cui pH è  $3.000$ , (a) quale dovrebbe essere il rapporto  $[\text{HF}]/[\text{F}^-]$  ? (b) quante moli di  $\text{HF}$  si debbono aggiungere a un  $\text{dm}^3$  di una soluzione  $0.100 \text{ M}$  di  $\text{NaF}$  per avere questo pH ? (c) quante moli di  $\text{NaF}$  si debbono aggiungere a un  $\text{dm}^3$  di una soluzione  $0.100 \text{ M}$  di  $\text{HF}$  per avere questo pH ? [(a)  $1.43$ ; (b)  $0.143 \text{ mol}$ ; (c)  $0.0701 \text{ mol}$ ]

24. Il sangue è tamponato principalmente dal sistema  $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$  ( $K_a = 4.20 \cdot 10^{-7} \text{ M}$ ). Il pH di un campione di sangue è  $7.040$ . (a) qual è il rapporto  $[\text{H}_2\text{CO}_3]/[\text{HCO}_3^-]$  ? (b) qual è il pH quando il  $10\%$  di  $\text{HCO}_3^-$  è stato convertito in  $\text{H}_2\text{CO}_3$  ? (c) qual è il pH quando il  $10\%$  di  $\text{H}_2\text{CO}_3$  è stato convertito in  $\text{HCO}_3^-$  ? [(a)  $0.217$ ; (b)  $6.830$ ; (c)  $7.095 \text{ mol}$ ]

25. Calcolare la concentrazione  $[\text{OH}^-]$  e il pH di una soluzione preparata sciogliendo  $0.20$  moli di  $\text{NH}_3$  ( $K_b = 1.8 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ ) per  $\text{dm}^3$ . [ $1.9 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ ;  $11.28$ ]

## Equilibrio acido-base

26. La  $K_a$  dello ione anilinio,  $C_6H_7NH^+$ , è  $2.5 \cdot 10^{-5} M$ ; quella dello ione piridinio,  $C_5H_5NH^+$  è  $2.4 \cdot 10^{-7} M$ . (a) qual è l'acido più forte ? Giustificare la risposta. (b) calcolare le  $K_b$  dell'anilina,  $C_6H_7N$  e della piridina,  $C_5H_5N$ . (c) qual è la base più forte tra l'anilina e la piridina ?  
[(a) piridinio; (b)  $4.0 \cdot 10^{-10} M$ ,  $4.2 \cdot 10^{-8} M$ ; (c) anilina]
27. Tenendo presente che i valori di  $K_a$  per  $HNO_2$  ed  $HF$  sono rispettivamente  $4.5 \cdot 10^{-4} M$  e  $7.0 \cdot 10^{-4} M$ , ricavare i valori delle costanti di equilibrio per le seguenti reazioni:
- a.  $HNO_2(aq) + F^-(aq) \rightarrow HF(aq) + NO_2^-(aq)$ ; [ $6.4 \cdot 10^{-1}$ ]
  - b.  $HNO_2(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O + NO_2^-(aq)$ ; [ $4.5 \cdot 10^{10} M^{-1}$ ]
  - c.  $H^+(aq) + NO_2^-(aq) \rightarrow HNO_2(aq)$ . [ $2.2 \cdot 10^3 M^{-1}$ ]
28. Spiegare perché: (a) il pH cresce quando si aggiunge acetato di sodio ad una soluzione di acido acetico; (b) il pH di una soluzione  $0.10 M$  di  $HNO_2$  è maggiore di 1.00; (c) una soluzione tampone resiste alle variazioni di pH provocate da moderate aggiunte di  $H_3O^+$  o di  $OH^-$ .  
[(a) perché si aumenta  $c_b$  rispetto a  $c_a$ ;  
(b) perché  $HNO_2$  non è completamente dissociato;  
(c) perché contiene sostanze in grado di reagire con  $H_3O^+$  ed  $OH^-$ ]
29. Per ciascuna delle seguenti soluzioni acquose, indicare le principali specie di soluto presenti all'equilibrio (cioè quelle presenti con concentrazione molare  $> 0.10 M$ ) e calcolare il pH della soluzione: (a)  $CH_3COOH$   $0.20 M$ ; (b)  $KCN$   $0.30 M$ ; (c)  $KOH$   $0.40 M$ . I valori della  $K_a$  per acido acetico ed acido cianidrico sono  $1.82 \cdot 10^{-5} M$  e  $9.1 \cdot 10^{-10} M$ , rispettivamente.  
[(a)  $H_2O$  e  $CH_3COOH$ ; 2.72  
(b)  $H_2O$ ,  $K^+$  e  $CN^-$ ; 9.22;  
(c)  $H_2O$ ,  $K^+$  e  $OH^-$ ; 13.60]

## Equilibri di ossidoriduzione

- Per elettrolisi di  $\text{Al}_2\text{O}_3$  si forma alluminio metallico. Calcolare: (a) la massa di Al ottenuta quando si fanno passare  $8.80 \cdot 10^3$  coulomb attraverso la cella; (b) quanto tempo occorre per produrre 0.500 g di Al usando una corrente costante di 25.0 A. [(a) 0.82 g; (b) 215 s]
- L'elettrodeposizione del nichel metallico viene realizzata da una soluzione di ioni  $\text{Ni}^{2+}$ , usando un voltaggio di 2.61 V. Calcolare, per ogni grammo di Ni deposto: (a) la quantità di elettricità (coulomb) richiesta; (b) la quantità di energia elettrica necessaria in joule e in chilowattora. [(a)  $3.29 \cdot 10^3$  C; (b)  $8.58 \cdot 10^3$  J,  $2.38 \cdot 10^{-3}$  kWh]
- Scrivere un'equazione chimica bilanciata per la reazione globale della cella rappresentata come:
 

(a)	$\text{Cr}/\text{Cr}^{3+} // \text{Co}^{2+}/\text{Co};$	$[2\text{Cr} + 3\text{Co}^{2+} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{Co}]$
(b)	$\text{Ni}/\text{Ni}^{2+} // \text{Cu}^{2+}/\text{Cu};$	$[\text{Ni} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + \text{Cu}]$
(c)	$\text{Pt}, \text{I}_2/\text{I}^- // \text{Br}^-/\text{Br}_2, \text{Pt}.$	$[2\text{I}^- + \text{Br}_2 \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{Br}^-]$
- Scrivere le equazioni bilanciate per: (a) la semi-reazione anodica nella normale pila a secco; (b) la reazione catodica nella batteria di accumulatori al piombo; (c) la reazione globale nella pila a secco alcalina.
- Spiegare con parole semplici perchè: (a) la riduzione provoca una diminuzione del numero di ossidazione; (b) il sodio metallico e  $\text{I}_2$  sono gli unici prodotti che si ottengono nell'elettrolisi di NaI fuso mentre nell'elettrolisi di NaI acquoso si ottengono  $\text{H}_2$  e  $\text{I}_2$ ; (c) in una cella elettrolitica i cationi migrano al catodo.
- Una batteria di accumulatori al piombo viene usata per elettrolizzare una soluzione acquosa di NaCl. Disegnare le due celle, contrassegnando l'anodo e il catodo e indicare la direzione del flusso di corrente in tutte le parti del circuito.
- Dai valori riportati nella seguente tabella
 

Coppia redox	$\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}$	$\text{Fe}(\text{OH})_2/\text{Fe}$	$\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+}$	$\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2$	$\text{Fe}(\text{OH})_3/\text{Fe}(\text{OH})_2$	$\text{O}_2/\text{OH}^-$
$E^\circ$ , V	0.15	-0.88	-0.41	-0.83	-0.56	0.40

calcolare  $\Delta E^\circ$  per:

(a)	$2\text{Cr}^{2+}(\text{aq}) + \text{Sn}^{4+}(\text{aq}) \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + \text{Sn}^{2+}(\text{aq});$
(b)	$\text{Fe}(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s}) + \text{H}_2(\text{g});$
(c)	$2\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{aq}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s}).$

[(a) 0.56 V; (b) 0.05 V; (c) 0.96 V]
- Supporre che il potenziale standard di riduzione per l'idrogeno sia -1.00 V anziché 0 V. Su questa base quale dovrebbe essere:
 

(a)	$E^\circ$ per la semireazione di ossidazione $\text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{e}^-$ ?
(b)	$\Delta E^\circ$ per la cella $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+} // \text{Ag}^+/\text{Ag}$ ?

[(a) 1.00 V; (b) non cambia]
- Quali delle seguenti reazioni (da completare e bilanciare) sono spontanee in condizioni standard?
 

(a)	$\text{AuCl}_4^-(\text{aq}) + \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Au}(\text{s}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{Fe}^{3+}(\text{aq});$
(b)	$\text{NO}_3^-(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{NO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ (in ambiente acido);
(c)	$\text{Cu}(\text{s}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g}).$

I potenziali standard delle varie coppie redox sono mostrati nella seguente tabella:

## Equilibri di ossidoriduzione

Coppia redox	$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$	$\text{NO}_3^-/\text{NO}$ (ambiente acido)	$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$	$\text{AuCl}_4^-/\text{Au}$	$\text{Cl}_2/\text{Cl}^-$
$E^\circ, \text{V}$	0.77	0.96	0.34	1.00	1.36

10. Considerando i potenziali standard di riduzione riportati nella seguente tabella:

Coppia redox	$\text{Co}^{2+}/\text{Co}$	$\text{Au}^{3+}/\text{Au}$	$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$	$\text{AuCl}_4^-/\text{Au}$	$\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}$
$E^\circ, \text{V}$	-0.28	1.50	0.34	1.00	-2.37

quale dei seguenti metalli reagiranno con una soluzione di  $\text{HCl}$  1  $M$ ?

(a) Co; (b) Au; (s) Mg; (d) Cu.

11. Considerare una cella voltaica in cui si verifichi la seguente reazione:  $\text{Zn}(s) + 2 \text{H}_3\text{O}^+(aq) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(aq) + \text{H}_2(g) + 2 \text{H}_2\text{O}$ . (a) Scrivere l'equazione di Nernst per questa cella, correlando  $\Delta E$  con  $\Delta E^\circ$ ; (b) Sapendo che  $\Delta E^\circ = 0.76 \text{ V}$ , calcolare  $\Delta E$  quando  $[\text{Zn}^{2+}] = 1.0 \text{ M}$ , la pressione di  $\text{H}_2(g)$  è 1.0 atm e  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.0 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ .

12. Considerando i potenziali standard di riduzione riportati nella seguente tabella:

Coppia redox	$\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}$	$\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$	$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$	$\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}$
$E^\circ, \text{V}$	-0.40	-0.76	0.34	0.15

Calcolare i potenziali delle celle nelle sottoindicate condizioni:

a.  $\text{Cd}^{2+}(0.020 \text{ M}) + \text{Zn}(s) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(0.50 \text{ M}) + \text{Cd}(s)$ ;

b.  $\text{Sn}^{2+}(0.10 \text{ M}) + \text{Cu}^{2+}(1.0 \text{ M}) \rightarrow \text{Sn}^{4+}(0.010 \text{ M}) + \text{Cu}(s)$ .

Le reazioni di cella sono spontanee? Dare una spiegazione alla vostra risposta.

13. Considerando che i potenziali di riduzione standard per le coppie  $\text{O}_2(g)/\text{H}_2\text{O}(l)$  (in ambiente acido) e  $\text{Cl}_2(g)/\text{Cl}^-(aq)$  sono rispettivamente 1.23 e 1.36 V, calcolare per la reazione:



il valore di  $\Delta E^\circ$ ; (b) la pressione di  $\text{Cl}_2$  alla quale il valore di  $\Delta E$  è uguale a zero, se tutte le altre specie sono in concentrazioni standard.

14. Calcolare la forza elettromotrice di una pila formata da un elettrodo standard di idrogeno e da un elettrodo di cromo immerso in una soluzione in cui la concentrazione dello ione  $\text{Cr}^{3+}$  è  $1.00 \cdot 10^{-3} \text{ mol dm}^{-3}$ . Scrivere la reazione complessiva che avviene nella cella e calcolare la costante di equilibrio. Il potenziale standard per la coppia  $\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}$  è uguale a  $-0.742 \text{ V}$ .
15. Una semicella formata da un elettrodo d'argento immerso in una soluzione di nitrato d'argento è collegata con un'altra in cui un elettrodo di rame è in contatto con una soluzione 0.10  $M$  di  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ . Si aggiunge un eccesso di  $\text{HBr}$  alla semicella d'argento per precipitare  $\text{AgBr}$  e rendere la  $[\text{Br}^-] = 0.10 \text{ M}$ . In queste condizioni il potenziale è 0.22 V e l'elettrodo d'argento funziona da anodo. Calcolare il valore del prodotto di solubilità,  $K_{\text{ps}}$ , dell' $\text{AgBr}$ . Per le coppie  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  e  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$  i potenziali standard sono 0.34 e 0.80 V, rispettivamente.
16. Per una cella,  $\Delta G^\circ$  è  $-21.6 \text{ kJ}$ . Calcolare  $\Delta E^\circ$  se il numero di elettroni scambiati,  $n$ , è uguale a: (a) 1; (b) 2; (c) 3.
17. Calcolare  $\Delta E^\circ$ ,  $\Delta G^\circ$  e  $K$  a  $25^\circ \text{C}$  per la reazione:  $2 \text{Fe}^{3+}(aq) + \text{Sn}^{2+}(aq) \rightarrow \text{Sn}^{4+}(aq) + 2 \text{Fe}^{2+}(aq)$ . Per le coppie  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$  e  $\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}$  i potenziali standard sono 0.77 e 0.15 V, rispettivamente.

## Equilibri di ossidoriduzione

18. Dai valori riportati nella seguente tabella

Coppia redox	$\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}$	$\text{Fe}(\text{OH})_2/\text{Fe}$	$\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+}$	$\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2$	$\text{Fe}(\text{OH})_3/\text{Fe}(\text{OH})_2$	$\text{O}_2/\text{OH}^-$
$E^\circ, \text{V}$	0.15	-0.88	-0.41	-0.83	-0.56	0.40

calcolare  $K$  a 25 °C per ognuna delle reazioni seguenti:

- $2 \text{Cr}^{2+}(\text{aq}) + \text{Sn}^{4+}(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + \text{Sn}^{2+}(\text{aq});$
  - $\text{Fe}(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s}) + \text{H}_2(\text{g});$
  - $2 \text{Fe}(\text{OH})_2(\text{aq}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s}).$
19. Scrivere le equazioni bilanciate per le semi-reazioni, che possono verificarsi a ciascuno degli elettrodi, e per la reazione globale nel caso di elettrolisi di soluzioni acquose dei seguenti composti: (a)  $\text{ZnBr}_2$ ; (b)  $\text{NaF}$ ; (c)  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ .

## Termochimica

1. Per la reazione  $\text{Fe}(s) + \text{Br}_2(l) \rightarrow \text{FeBr}_2(s)$  il  $\Delta H^\circ_r$  è -249.8 kJ. Stabilire se la reazione è endotermica o esotermica. Calcolare inoltre: (a) il  $\Delta H^\circ$  per la formazione di 10.0 g di  $\text{FeBr}_2(s)$ ; (b) la massa di Fe che deve reagire perchè la variazione standard di entalpia sia -1.00 kJ.
2. Considerare la reazione  $\text{Ag}^+(aq) + \text{Cl}^-(aq) \rightarrow \text{AgCl}(s)$ ; il  $\Delta H^\circ_r$  è -65.5 kJ. Calcolare: (a) la variazione di entalpia per la solubilizzazione di una mole di  $\text{AgCl}(s)$  in acqua; (b) la variazione di entalpia per la solubilizzazione di un grammo di  $\text{AgCl}(s)$  in acqua.
3. 1.00 g di  $\text{KClO}_3(s)$  si decompongono formando  $\text{KCl}(s)$  e  $\text{KClO}_4(s)$  con svolgimento di calore:  $\Delta H^\circ = 0.350$  kJ. Scrivere un'equazione bilanciata per la reazione e calcolare: (a) il  $\Delta H^\circ$  per la decomposizione di una mole di  $\text{KClO}_3(s)$ ; (b) il  $\Delta H^\circ$  per la reazione in cui si ha la formazione di 0.250 mol di  $\text{KClO}_4(s)$ .
4. La combustione del glucosio è descritta dalla seguente reazione:  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(s) + 6 \text{O}_2(g) \rightarrow 6 \text{CO}_2(g) + 6 \text{H}_2\text{O}(l)$ , per la quale il  $\Delta H^\circ_r$  è  $-2.820 \cdot 10^3$  kJ. Calcolare la massa di glucosio che si dovrebbe bruciare per produrre quella quantità di calore, a pressione costante, per aumentare la temperatura di 1.00 kg di acqua da 25.00 a 30.00 °C. (Il calore specifico dell'acqua è  $4.184 \text{ J g}^{-1} \text{ K}^{-1}$ ).
5. Stabilire quale dei due seguenti processi comporta l'assorbimento della maggior quantità di calore: (a) la fusione di 100 g di mercurio; (b) l'ebollizione di 25.0 g di benzene. Per la fusione del mercurio il  $\Delta H^\circ$  è di  $2.33 \text{ kJ mol}^{-1}$ , mentre per l'ebollizione del benzene il  $\Delta H^\circ$  è di  $30.8 \text{ kJ mol}^{-1}$ .
6. Date le reazioni:  
 $\text{Na}(s) + \frac{1}{2}\text{Cl}_2(g) \rightarrow \text{Na}(g) + \text{Cl}(g) \quad \Delta H^\circ_r = 230 \text{ kJ}$   
 $\text{Na}(g) + \text{Cl}(g) \rightarrow \text{Na}^+(g) + \text{Cl}^-(g) \quad \Delta H^\circ_r = 147 \text{ kJ}$   
 $\text{Na}(s) + \frac{1}{2}\text{Cl}_2(g) \rightarrow \text{NaCl}(s) \quad \Delta H^\circ_r = -411 \text{ kJ},$   
calcolare il  $\Delta H^\circ_r$  della reazione  $\text{Na}^+(g) + \text{Cl}^-(g) \rightarrow \text{NaCl}(s)$ .
7. Date le reazioni:  
 $\text{Fe}(s) + \text{Br}_2(l) \rightarrow \text{FeBr}_2(s) \quad \Delta H^\circ_r = -249.8 \text{ kJ}$   
 $\text{FeBr}_3(s) \rightarrow \text{FeBr}_2(s) + \frac{1}{2}\text{Br}_2(l) \quad \Delta H^\circ_r = 18.4 \text{ kJ},$   
calcolare il calore di formazione di  $\text{FeBr}_3(s)$ .
8. Per la reazione  $2 \text{Al}_2\text{O}_3(s) \rightarrow 4 \text{Al}(s) + 3 \text{O}_2(g)$  il  $\Delta H^\circ_r$  è 3339.6 kJ. Calcolare: (a) l'entalpia di formazione,  $\Delta H^\circ_f$ , per  $\text{Al}_2\text{O}_3(s)$ ; (b) il calore sviluppato nella formazione di 10.0 g di  $\text{Al}_2\text{O}_3(s)$ .
9. Calcolare il  $\Delta H^\circ_r$  per la dissoluzione di 1.00 grammi di  $\text{CaCl}_2(s)$ , secondo la reazione  $\text{CaCl}_2(s) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(aq) + 2 \text{Cl}^-(aq)$ . I valori dei  $\Delta H^\circ_f$  per  $\text{CaCl}_2(s)$ ,  $\text{Ca}^{2+}(aq)$  e  $\text{Cl}^-(aq)$  sono rispettivamente -795, -543 e  $-167.4 \text{ kJ mol}^{-1}$ .
10. Calcolare: (a) la variazione di energia interna,  $\Delta U$ , di un sistema che assorbe 60 J di calore e subisce un lavoro di 20 J; (b) il calore scambiato in una trasformazione in cui il sistema aumenta la propria energia interna di 89 J e compie un lavoro corrispondente a 85 J.
11. Per la combustione di una mole di acetilene, secondo la reazione (da bilanciare):  
 $\text{C}_2\text{H}_2(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l)$

## Termochimica

la variazione standard di energia interna,  $\Delta U^\circ$ , è 1296 kJ. Calcolare la variazione di entalpia associata al processo in condizioni standard.

12. Prevedere il segno di  $\Delta S$  per le seguenti trasformazioni: (a) la combustione di una candela; (b) la condensazione dell'ammoniaca gassosa; (c) la fusione del burro; (d) la solubilizzazione del tè in acqua.
13. Prevedere il segno di  $\Delta S$  per le seguenti reazioni (da bilanciare):
- $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}(s) \rightarrow \text{CuSO}_4(s) + \text{H}_2\text{O}(g)$
  - $\text{Cl}(g) \rightarrow \text{Cl}_2(g)$
  - $\text{H}_2(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(l)$
14. Calcolare il  $\Delta G^\circ$  a 25 °C delle reazioni per le quali:
- $\Delta H^\circ = -109.0 \text{ kJ}$ ,  $\Delta S^\circ = 27.8 \text{ J K}^{-1}$ ;
  - $\Delta H^\circ = 842 \text{ kJ}$ ,  $\Delta S^\circ = -116.2 \text{ J K}^{-1}$ ;
  - $\Delta H^\circ = 8.2910^4 \text{ J}$ ,  $\Delta S^\circ = 0.115 \text{ kJ K}^{-1}$ .
15. Calcolare il  $\Delta G^\circ$  a 500 °C delle reazioni per le quali:
- $\Delta H^\circ = -109.0 \text{ kJ}$ ,  $\Delta S^\circ = 27.8 \text{ J K}^{-1}$ ;
- $\Delta H^\circ = 842 \text{ kJ}$ ,  $\Delta S^\circ = -116.2 \text{ J K}^{-1}$ ;
- $\Delta H^\circ = 8.2910^4 \text{ J}$ ,  $\Delta S^\circ = 0.115 \text{ kJ K}^{-1}$ .
16. L'ossigeno si può preparare per reazione, a 25 °C, del perossido di sodio con acqua (da bilanciare):
- $2 \text{Na}_2\text{O}_2(s) + 2 \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow 4 \text{NaOH}(s) + \text{O}_2(g)$        $\Delta H^\circ = -126.0 \text{ kJ}$ ;  $\Delta G^\circ = -173.8 \text{ kJ}$ .
- Calcolare il  $\Delta S^\circ$  di questa reazione e trovare una spiegazione per il suo segno; (b) sapendo che l'entropie standard assolute di  $\text{NaOH}(s)$ ,  $\text{O}_2(g)$  e  $\text{H}_2\text{O}(l)$  sono rispettivamente  $52.3 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ ,  $205.0 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$  e  $69.9 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ , calcolare il valore di  $S^\circ$  per  $\text{Na}_2\text{O}_2(s)$ .
17. Discutere l'effetto provocato dalla variazione di temperatura sulla spontaneità delle seguenti reazioni alla pressione di 1.0 atm:
- $2 \text{PbO}(s) + 2 \text{SO}_2(g) \rightarrow 2 \text{PbS}(s) + 3 \text{O}_2(g)$        $\Delta H^\circ = 839.4 \text{ kJ}$ ,  $\Delta S^\circ = 0.203 \text{ kJ K}^{-1}$
- $\text{N}_2\text{H}_4(l) \rightarrow \text{N}_2(g) + 2 \text{H}_2(g)$        $\Delta H^\circ = -50.4 \text{ kJ}$ ,  $\Delta S^\circ = 0.330 \text{ kJ K}^{-1}$
- $2 \text{As}(s) + 3 \text{F}_2(g) \rightarrow 2 \text{AsF}_3(l)$        $\Delta H^\circ = -1897.9 \text{ kJ}$ ,  $\Delta S^\circ = -0.318 \text{ kJ K}^{-1}$
18. Sapendo che i valori delle entalpie di formazione di  $\text{NO}(g)$  e  $\text{NO}_2(g)$  sono 90.4 e 33.9 kJ mol<sup>-1</sup> e che i valori delle entropie assolute di  $\text{NO}(g)$ ,  $\text{O}_2(g)$  e  $\text{NO}_2(g)$  sono rispettivamente 210.6, 205.0 e 240.5 J K<sup>-1</sup> mol<sup>-1</sup>, calcolare per la reazione
- $2 \text{NO}(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2 \text{NO}_2(g)$
- $\Delta H^\circ$ ; (b)  $\Delta S^\circ$ ; (c) la temperatura alla quale  $\Delta G^\circ = 0.00$
19. Il punto di ebollizione alla pressione di una atmosfera di  $\text{CHCl}_3$  è 61 °C; il suo calore di evaporazione è 31.3 kJ mol<sup>-1</sup>. L'entropia standard del liquido a 61 °C è 202.9 J mol<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup>. Determinare: (a) il valore di  $\Delta G^\circ$  a 61 °C; (b)  $S^\circ$  di  $\text{CHCl}_3(g)$ .
20. Il fosforo rosso si forma per riscaldamento del fosforo bianco. Calcolare la temperatura alla quale le due forme sono all'equilibrio, sapendo che: (a) per il P bianco:  $\Delta H_f = 0.00 \text{ kJ mol}^{-1}$ ;  $S^\circ = 41.09 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ ; (b) per il P rosso:  $\Delta H_f = -17.6 \text{ kJ mol}^{-1}$ ;  $S^\circ = 22.80 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ .
21. Indicare quale dei seguenti processi è spontaneo e quale non lo è:
- la solubilizzazione del tè in acqua;
  - la rimozione dei semi da un cocomero;



## Termochimica

- c. la ricarica di una batteria;
  - d. la combustione della benzina in un motore d'automobile.
22. Esprimere un giudizio critico sulle seguenti affermazioni:
- a) quando il valore di  $\Delta G^\circ_r$  è positivo, la reazione non può avvenire;
  - b) tutte le reazioni endotermiche non sono spontanee;
  - c) quando  $\Delta H^\circ_r$  e  $\Delta S^\circ_r$  sono entrambi positivi, la reazione è non spontanea a qualsiasi temperatura;
  - d) un processo per il quale  $\Delta G^\circ$  è -500 kJ esegue 500 kJ di lavoro.
23. Spiegare con parole semplici perché:
- a) non tutte le reazioni esotermiche sono spontanee;
  - b) un solido possiede un'entropia minore del corrispondente liquido;
  - c)  $\Delta G^\circ$  dipende maggiormente dalla temperatura rispetto a  $\Delta H^\circ$  o  $\Delta S^\circ$ .