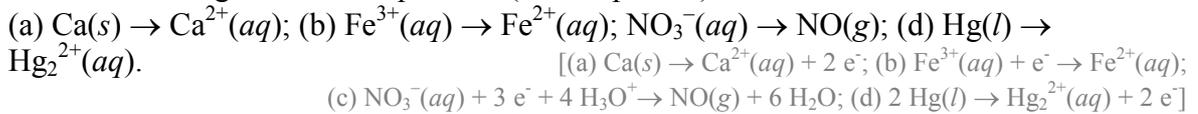


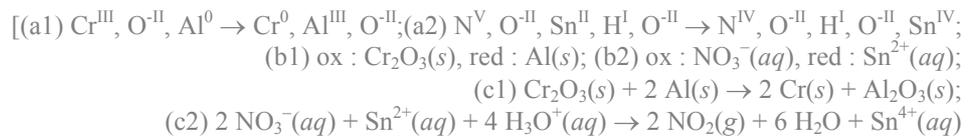
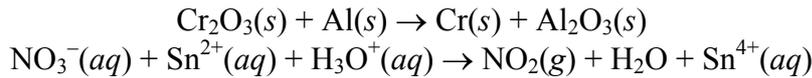
Reazioni di ossidoriduzione

1. Indicare il numero di ossidazione di ogni atomo in: (a) NO_2^- ; (b) HIO_3 ; (c) TeF_8^{2-} ; (d) N_2O_3 ; (e) Na_2MoO_4 .
 [(a) V, -II; (b) I, V, -II; (c) VI, -I; (d) III, -II; (e) I, VI, -II]

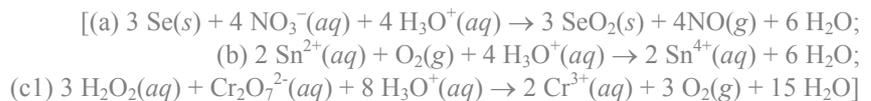
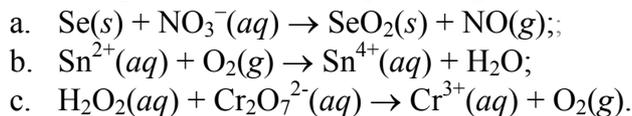
2. Indicare se le seguenti semi-equazioni (da completare) sono di riduzione o di ossidazione:



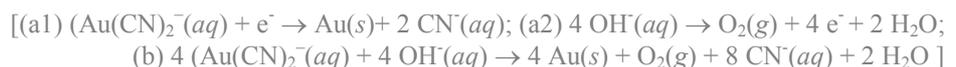
3. Per ciascuna delle reazioni sotto riportate: (a) indicare il numero di ossidazione di ogni atomo; (b) identificare l'agente ossidante e l'agente riducente; (c) completare e bilanciare le equazioni.



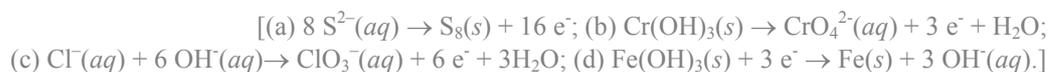
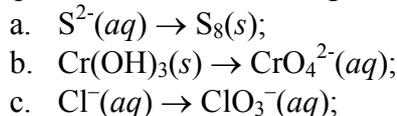
4. Scrivere le equazioni bilanciate per le seguenti reazioni in ambiente acido:



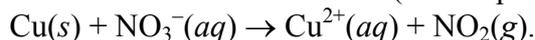
5. Nell'elettrodeposizione dell'oro da una soluzione acquosa basica contenente lo ione $\text{Au}(\text{CN})_2^-(aq)$ si ha formazione di oro metallico $\text{Au}(s)$, ione cianuro CN^- e svolgimento di $\text{O}_2(g)$. Tenendo presente che la soluzione acquosa elettrolizzata è basica, scrivere (a) le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



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

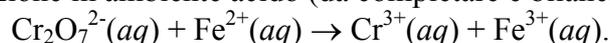


7. Considerare la reazione del rame con l'acido nitrico (da completare e bilanciare):



Calcolare: (a) il volume di HNO_3 16.0 M che occorre per fornire gli ioni H_3O^+ 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 cm³; (b) 14.5 g]

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



Si osserva che 19.3 cm³ di una soluzione di $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ reagiscono completamente con 25.0 cm³ di 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 cm³ di Fe^{2+} 0.0400 M.



Soluzioni

1. Si è preparata una soluzione concentrata di KNO_3 . Come si può determinare sperimentalmente se la soluzione non è satura, satura o sovrassatura ?
2. Scrivere le equazioni rappresentative delle reazioni di dissociazione in acqua dei seguenti elettroliti: (a) MgI_2 ; (b) KClO_4 ; (c) 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) K_2SO_4 ; (b) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$; (c) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; (d) NiSO_4 .
4. Una soluzione viene preparata sciogliendo 1.25 g di K_2CrO_4 in 11.6 g di acqua. Calcolare per tale soluzione: (a) la percentuale (in massa) di K_2CrO_4 ; (b) la percentuale (in massa) di H_2O ; (c) la molalità di K_2CrO_4 .
[(a) 9.73 %; (b) 90.3%; (c) 0.555 mol kg^{-1}]
5. La formalina, un conservante comunemente usato nei laboratori di biologia, è una soluzione contenente 40.0 cm^3 di formaldeide; CH_2O ($d = 0.820 \text{ g cm}^{-3}$), per 100 cm^3 di acqua. Determinare la molalità della formaldeide nella formalina. [10.9 mol kg^{-1}]
6. Una soluzione contiene 50.0 g di solfuro di carbonio (CS_2) e 50.0 g di cloroformio (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) CHCl_3 è il soluto; (b) 0.611, 0.389]

7. 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 (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

8. Descrivere i dettagli sperimentali per la preparazione di 100 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 cm^3]
9. Una soluzione è preparata diluendo 150 cm^3 di una soluzione di $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ 0.210 M con acqua fino ad un volume finale di 450 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 NO_3^- in 1.00 $\cdot 10^2 \text{ cm}^3$ della soluzione originale; (d) la quantità (in mol) dello ione NO_3^- in 1.00 $\cdot 10^2 \text{ cm}^3$ della soluzione dopo la diluizione. .
[(a) 0.0700 mol dm^{-3} ; (b) 0.0700 mol dm^{-3} , 0.140 mol dm^{-3} ; (c) 0.0420 mol dm^{-3} ; (d) $1.40 \cdot 10^{-2}$ mol dm^{-3}]
10. A partire da una soluzione concentrata di acido nitrico, HNO_3 16.0 M, si devono preparare 1.50 cm^3 di una soluzione di 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 cm^3 ; (b) 1.56 cm^3]
11. 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 %]
12. Completare la seguente tabella relativa a soluzioni di NaOH :

densità (g cm^{-3})	Molalità (m)	NaOH (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) NH_3 , CH_4 o H_2S ; (b) etano (C_6H_6) o glicole etilenico ($\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$); (c) H_2 , Br_2 o NaOH .
[(a) NH_3 ; (b) glicole etilenico; (c) 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°C e 2 atm sia 0.010 M . Determinare se tale grandezza aumenta o diminuisce a: (a) 20°C e 2 atm; (b) 25°C ed 1 atm; (c) 20°C e 10 atm.
[(a) aumenta; (b) diminuisce; (c) aumenta]
15. Calcolare l'abbassamento di tensione di vapore di una soluzione acquosa a 25°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 CCl_4 puro a 25°C è 114.0 torr. Calcolare la massa di I_2 che si deve sciogliere in 1.00 dm^3 di 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°C di soluzioni di zucchero, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, contenenti le seguenti masse di soluto per 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°C , 100.43°C ; (b) -2.32°C , 100.65°C]
19. Una miscela anticongelante è formata da 4.00 dm^3 di glicole etilenico, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$ ($d = 1.12 \text{ g cm}^{-3}$) e 6.00 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 mol kg^{-1} ; (b) -22.4°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°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°C . Calcolare la massa molare del soluto, sapendo che il benzene puro congela a 5.50°C ed il valore dell'abbassamento molale crioscopico è $5.10 \text{ K kg mol}^{-1}$.
[52 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 dm^3 contenente 3.27 g di emoglobina alla temperatura di 20°C si è misurata una pressione osmotica di 4.60 torr. Calcolare la massa molare dell'emoglobina.
[(a) 0.0234 cm^3 ; (b) 1.56 cm^3]
23. Determinare i punti di congelamento di soluzioni acquose 0.10 m dei seguenti composti ionici: (a) K_2SO_4 ; (b) 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°C ; (b) -0.37°C ; (c) -0.74°C]

Soluzioni

24. Il punto di congelamento di una soluzione acquosa di HF $0.16\ m$ è $-0.38\ ^\circ\text{C}$. Sapendo che per l'acqua il valore dell'abbassamento molale crioscopico è $1.86\ \text{K kg mol}^{-1}$, ricavare il grado di dissociazione dell'acido fluoridrico. [0.28]
25. Una soluzione acquosa contenente $338\ \text{g}$ di zucchero, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, per decimetro cubo ha una densità di $1.127\ \text{g cm}^{-3}$ a $20\ ^\circ\text{C}$. 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 $1.86\ \text{K kg mol}^{-1}$.
[(a) $0.987\ \text{mol dm}^{-3}$; (b) $1.25\ \text{mol kg}^{-1}$; (c) $23.8\ \text{atm}$; (d) $-2.33\ ^\circ\text{C}$]
26. Spiegare perché: (a) una soluzione acquosa di HCl conduce la corrente elettrica mentre $\text{HCl}(l)$ non la conduce; (b) una soluzione acquosa di NaCl conduce corrente elettrica mentre $\text{NaCl}(s)$ 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_2 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

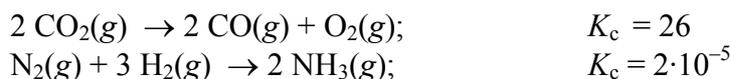
1. Scrivere le espressioni della costante di equilibrio per le seguenti reazioni:

- (a) $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{SO}_3(\text{g})$
- (b) $3 \text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{S}(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + 2 \text{SO}_2(\text{g})$
- (c) $2 \text{NO}_2(\text{g}) + 7 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

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

- (a) $\text{Fe}(\text{s}) + 5 \text{CO}(\text{g}) \rightarrow \text{Fe}(\text{CO})_5(\text{g})$
- (b) $6 \text{F}_2(\text{g}) + 2 \text{NH}_3(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NF}_3(\text{g}) + 6 \text{HF}(\text{g})$
- (c) $\text{Mg}_3\text{N}_2(\text{s}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow 3 \text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s}) + 4 \text{NH}_3(\text{g})$
- (d) $3 \text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s}) + 2 \text{NH}_3(\text{g}) \rightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2(\text{s}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

3. Sapendo che :



determinare la costante di equilibrio alla stessa temperatura per:

- (a) $\text{CO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g});$
- (b) $2 \text{NH}_3(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}).$

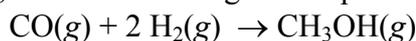
4. Calcolare la K_c a 1500.0 °C per la reazione:



sapendo che le concentrazioni di equilibrio di N_2 , O_2 ed NO sono rispettivamente 0.040 M, 0.040 M e 0.00035 M. [1.3·10⁻⁴]

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 NO puro ad una concentrazione di 4.00 mol dm⁻³, le concentrazioni di equilibrio di N_2 e O_2 sono entrambi 1.28 mol dm⁻³ a tale temperatura. [0.790]

6. Quando 1.36 mol di H_2 e 0.78 mol di CO vengono mescolate insieme in un contenitore chiuso di 5.00 dm³ a 160.0 °C, si stabilisce il seguente equilibrio:



la concentrazione all'equilibrio di H_2 è 0.120 mol dm⁻³. Calcolare: (a) la concentrazione di CO ; (b) la concentrazione di CH_3OH ; (c) il valore di K_c .

[(a) 0.254 mol dm⁻³; (b) 0.018 mol dm⁻³; (c) 0.591 mol⁻¹·dm³]

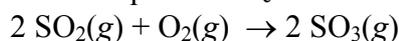
7. In un recipiente di 5.0 dm³ si trova una soluzione gassosa formata da 0.45 mol di Cl_2 , 0.90 mol di PCl_3 e 0.12 mol di PCl_5 . Si tenga conto che la composizione del sistema dipende dall'instaurarsi del seguente equilibrio:



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 M¹. Indicare la direzione nella quale si sposta il sistema per raggiungere l'equilibrio se si parte da: (a) 0.850 mol di SO_3 in un contenitore da 3.0 dm³; (b) una miscela gassosa costituita da 0.24 mol di SO_2 , 0.40 mol di O_2 e 0.60 mol di SO_3 in un contenitore da 4.0 dm³.

[(a) sinistra; (b) destra]

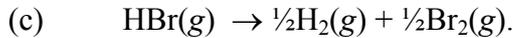
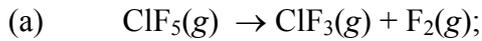
Equilibrio chimico

9. Per la reazione, $\text{Br}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{Br}(\text{g})$, la costante di equilibrio, $K_c = 4 \cdot 10^{-18} M$ a $200.0 \text{ }^\circ\text{C}$. Se si parte da una concentrazione di Br_2 di 1.0 mol in un contenitore da 2.0 dm^3 , il sistema all'equilibrio conterrà: (a) prevalentemente bromo molecolare? (b) prevalentemente bromo atomico? (c) quantità circa uguali di Br_2 e di Br ? [(a) sì; (b) no; (c) no]
10. A 350 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 BrCl . [0.00788 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 $250.0 \text{ }^\circ\text{C}$. In una certa soluzione all'equilibrio a $250.0 \text{ }^\circ\text{C}$, $[\text{PCl}_3] = 3.0 \cdot [\text{PCl}_5]$. Calcolare la concentrazione all'equilibrio di Cl_2 . [0.17 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 (mol dm^{-3}) di ICl , I_2 e 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 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 $500.0 \text{ }^\circ\text{C}$. 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 $K_c = 0.050 M$ a $250.0 \text{ }^\circ\text{C}$. Se si pongono in un contenitore da 1.0 dm^3 0.30 mol di PCl_5 a questa temperatura, calcolare le concentrazioni all'equilibrio di tutte le specie. [0.20, 0.10, 0.10 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 $K_c = 0.40 M$. Partendo da 0.200 mol di $\text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{g})$ in un contenitore da 2.00 dm^3 , calcolare le concentrazioni di equilibrio di tutte le specie. [0.0172, 0.0828, 0.0828 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 m di CaCl_2 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. [(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: $T = 500.0 \text{ }^\circ\text{C}$, $[\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}_2] = 0.10 M$. Calcolare: (a) la K_c a questa temperatura; (b) le concentrazioni all'equilibrio di H_2O e H_2 , quando al sistema all'equilibrio viene aggiunto $\text{H}_2(\text{g})$ in modo da aumentare temporaneamente la sua concentrazione a $0.18 M$. [(a) 1.0; (b) 0.14, 0.14 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 ΔH° per la reazione diretta è -1036 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 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 $227.0 \text{ }^\circ\text{C}$ $2.3 \cdot 10^{-3} \text{ M}^{-1}$ a $477.0 \text{ }^\circ\text{C}$. La reazione diretta è esotermica o endotermica? Spiegare la risposta. [esotermica]

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



calcolare i corrispondenti valori per la costante di equilibrio K_c .

22. Calcolare il ΔG° di ciascuna delle seguenti reazioni:



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 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 NO_2 è: (a) 0.20 mol dm^{-3} ; (b) uguale a quella di CO.

[(a) 2.0 mol dm^{-3} ; (b) 0.63 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 M e quando essa è 0.040 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 Cl_2 per dare NOCl a 295 K :

[NO]	[Cl ₂]	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 [Cl₂] sono rispettivamente 0.40 M e 0.20 M .

[(a) primo rispetto a 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 ₂ H ₅ 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 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 [C₂H₅Br] si riduca da 0.0234 a 0.0123 M e (c) la concentrazione [C₂H₅Br] un ora dopo la situazione finale in(b).

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

7. Nella decomposizione del primo ordine dell'idrazina (N_2H_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 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 M , $1.0 \cdot 10^{-14} \text{ M}$; (d) 6.0 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 H_3O^+ nelle due soluzioni; (b) il rapporto delle concentrazioni di 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) HI 0.40 M; (b) RbOH 0.33 M; (c) una soluzione preparata sciogliendo 12.0 g di KOH in tanta acqua da dare 200 cm^3 di soluzione; (d) una soluzione preparata diluendo 20.0 cm^3 di HCl 12 M con acqua fino ad avere 200 cm^3 di soluzione. [(a) 0.40 M, $2.5 \cdot 10^{-14} \text{ M}$, 0.40; (b) $3.0 \cdot 10^{-14} \text{ M}$, 0.33 M, 13.52; (c) $9.4 \cdot 10^{-15} \text{ M}$, 1.07 M, 14.03; (d) 1.2 M, $8.3 \cdot 10^{-15} \text{ M}$, -0.08]
- Classificare le seguenti specie come base forte o base debole: (a) LiOH; (b) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$; (c) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; (d) F^- . [(a) forte; (b) debole; (c) forte; (d) debole]
- Scrivere una reazione che giustifichi la basicità di soluzioni acquose contenenti: (a) BO_3^{3-} ; (b) CH_3NH_2 ; (c) CN^- .
- Usare il termine acido, basico o neutro per descrivere le soluzioni acquose dei seguenti sali: (a) NH_4I ; (b) NaCN; (c) CsNO_3 ; (d) AlCl_3 ; (e) KNO_2 . [(a) acido; (b) basico; (c) neutro; (d) acido; (e) neutro]
- Scrivere le formule di quattro sali, uno dei quali: (a) contiene K^+ e dà luogo a idrolisi basica; (b) contiene K^+ ed è neutro; (c) contiene Br^- ed è neutro; (d) contiene Br^- e dà luogo ad idrolisi acida. [(a) KAcO; (b) KCl; (c) NaBr; (d) NH_4Br]
- Scrivere un'equazione ionica bilanciata per la reazione con un acido forte di ciascuna delle seguenti sostanze: (a) NaF; (b) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; (c) 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 cm^3 di HCl 0.108 M sono necessari per neutralizzare un campione di 20.0 cm^3 di una soluzione acquosa di KOH. Determinare la molarità della soluzione di KOH. [0.122 M]
- Una compressa di vitamina C viene analizzata per titolazione con una soluzione di NaOH 0.125 M. Infatti la vitamina C (acido ascorbico) si comporta da acido monoprotico. Si trova che occorrono 22.2 cm^3 di base per neutralizzare una compressa del peso di 0.508 g. Calcolare la percentuale di vitamina C, $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$, nella compressa. [96.2 %]
- 50.0 cm^3 di una soluzione acquosa di NaOH 0.2000 M vengono titolati con una soluzione acquosa di HCl 0.2000 M. Calcolare il pH della soluzione dopo l'aggiunta dei seguenti volumi di soluzione di HCl: (a) 0.00 cm^3 ; (b) 25.00 cm^3 ; (c) 49.99 cm^3 ; (d) 50.00 cm^3 ; (e) 50.01 cm^3 ; (f) 100.00 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

- $\text{HNO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{NO}_2^-(\text{aq});$
- $\text{H}_2\text{O} + \text{S}^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{HS}^-(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq});$
- $\text{CN}^-(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{HCN}(\text{aq}).$

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

- Un campione di 29.00 cm^3 di una soluzione acquosa di HNO_3 0.150 M viene aggiunto a 15.00 cm^3 di una soluzione acquosa di KOH 0.100 M . Per la soluzione formata, calcolare: (a) $[\text{H}_3\text{O}^+]$; (b) pH; (c) $[\text{OH}^-]$; (d) $[\text{K}^+]$. [(a) 0.0648 M ; (b) 0.861 ; (c) $1.54 \cdot 10^{-13} \text{ M}$; (d) $3.41 \cdot 10^{-2} \text{ M}$]
- Scrivere l'equazione (o le equazioni) di dissociazione e l'espressione della K_a dei seguenti acidi: (a) HNO_2 ; (b) H_2PO_4^- ; (c) H_2SO_3 .
- Considerare i seguenti acidi:

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

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

[(a) $\text{D} > \text{C} > \text{B} > \text{A}$; (b) D]
- Il pH di una soluzione preparata sciogliendo 0.150 moli acido formico, HCOOH , in tanta acqua da ottenere 0.500 dm^3 di soluzione, è 2.14 . Calcolare la K_a dell'acido formico. [$3.68 \cdot 10^{-4} \text{ M}$]
- 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 HBrO a tanta acqua da avere un volume finale di soluzione di 1 dm^3 esatto: (a) 1.0 mol; (b) 0.20 mol. [(a) $4.6 \cdot 10^{-5} \text{ M}$; (b) $2.0 \cdot 10^{-5} \text{ M}$]
- 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 M , calcolare: (a) $[\text{H}_3\text{O}^+]$; (b) $[\text{OH}^-]$; (c) pH; (d) il grado di dissociazione percentuale. [(a) 0.014 M ; (b) $6.9 \cdot 10^{-13} \text{ M}$; (c) 1.84 M ; (d) 0.96%]
- L'acido cloroacetico, ClCH_2COOH , ha una K_a di $1.40 \cdot 10^{-3} \text{ M}$. Calcolare $[\text{H}_3\text{O}^+]$ in una soluzione 0.120 M di questo acido usando: (a) la formula quadratica; (b) il metodo delle approssimazioni successive. [0.0123 M]
- Calcolare $[\text{H}_3\text{O}^+]$ e il pH di un tampone preparato aggiungendo 0.050 moli di H_2PO_4^- a 2.00 dm^3 di una soluzione di HPO_4^{2-} 0.025 M . Il $\text{p}K_a$ dello ione diidrogenofosfato è 7.20 . [7.20]
- Il valore di K_a per l'acido fluoridrico HF è $7.01 \cdot 10^{-4} \text{ M}$. Per preparare un tampone usando HF e F^- , il cui pH è 3.000 , (a) quale dovrebbe essere il rapporto $[\text{HF}]/[\text{F}^-]$? (b) quante moli di HF si debbono aggiungere a un dm^3 di una soluzione 0.100 M di NaF per avere questo pH ? (c) quante moli di NaF si debbono aggiungere a un dm^3 di una soluzione 0.100 M di HF per avere questo pH ? [(a) 1.43 ; (b) 0.143 mol; (c) 0.0701 mol]
- 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 HCO_3^- è stato convertito in H_2CO_3 ? (c) qual è il pH quando il 10% di H_2CO_3 è stato convertito in HCO_3^- ? [(a) 0.217 ; (b) 6.830 ; (c) 7.095 mol]
- Calcolare la concentrazione $[\text{OH}^-]$ e il pH di una soluzione preparata sciogliendo 0.20 moli di NH_3 ($K_b = 1.8 \cdot 10^{-5} \text{ M}$) per 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:
- $HNO_2(aq) + F^-(aq) \rightarrow HF(aq) + NO_2^-(aq)$; [6.4·10⁻¹]
 - $HNO_2(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O + NO_2^-(aq)$; [4.5·10¹⁰ M⁻¹]
 - $H^+(aq) + NO_2^-(aq) \rightarrow HNO_2(aq)$. [2.2·10³ 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 Al_2O_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 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)	$\text{Pt}, \text{I}_2/\Gamma // \text{Br}^-/\text{Br}_2, \text{Pt}$.	$[2\Gamma + \text{Br}_2 \rightarrow \text{I}_2 + 2 \text{Br}^-]$
- 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 I_2 sono gli unici prodotti che si ottengono nell'elettrolisi di NaI fuso mentre nell'elettrolisi di NaI acquoso si ottengono H_2 e 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	$\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}$	$\text{Fe}(\text{OH})_2/\text{Fe}$	$\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+}$	$\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2$	$\text{Fe}(\text{OH})_3/\text{Fe}(\text{OH})_2$	O_2/OH^-
E°, V	0.15	-0.88	-0.41	-0.83	-0.56	0.40

calcolare ΔE° 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° per la semireazione di ossidazione $\text{H}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_3\text{O}^+ + 2 e^-$?
(b)	ΔE° 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	Fe ³⁺ /Fe ²⁺	NO ₃ ⁻ /NO (ambiente acido)	Cu ²⁺ /Cu	AuCl ₄ ⁻ /Au	Cl ₂ /Cl ⁻
E°, V	0.77	0.96	0.34	1.00	1.36

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

Coppia redox	Co ²⁺ /Co	Au ³⁺ /Au	Cu ²⁺ /Cu	AuCl ₄ ⁻ /Au	Mg ²⁺ /Mg
E°, V	-0.28	1.50	0.34	1.00	-2.37

quale dei seguenti metalli reagiranno con una soluzione di HCl 1 M?

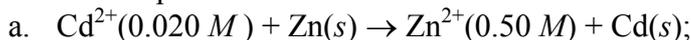
(a) Co; (b) Au; (s) Mg; (d) Cu.

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 ΔE con ΔE° ; (b) Sapendo che $\Delta E^\circ = 0.76 \text{ V}$, calcolare ΔE 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	Cd ²⁺ /Cd	Zn ²⁺ /Zn	Cu ²⁺ /Cu	Sn ⁴⁺ /Sn ²⁺
E°, V	-0.40	-0.76	0.34	0.15

Calcolare i potenziali delle celle nelle sottoindicate condizioni:



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 ΔE° ; (b) la pressione di Cl_2 alla quale il valore di ΔE 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 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 Cr^{3+}/Cr è uguale a -0.742 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 HBr alla semicella d'argento per precipitare 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_{ps} , dell'AgBr. Per le coppie Cu^{2+}/Cu e Ag^+/Ag i potenziali standard sono 0.34 e 0.80 V, rispettivamente.
16. Per una cella, ΔG° è -21.6 kJ . Calcolare ΔE° se il numero di elettroni scambiati, n , è uguale a: (a) 1; (b) 2; (c) 3.
17. Calcolare ΔE° , ΔG° e K a 25° 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	$\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}$	$\text{Fe}(\text{OH})_2/\text{Fe}$	$\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+}$	$\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2$	$\text{Fe}(\text{OH})_3/\text{Fe}(\text{OH})_2$	O_2/OH^-
E°, 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) ZnBr_2 ; (b) 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 ΔH°_r è -249.8 kJ. Stabilire se la reazione è endotermica o esotermica. Calcolare inoltre: (a) il ΔH° 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 ΔH°_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 ΔH° per la decomposizione di una mole di $\text{KClO}_3(s)$; (b) il ΔH° 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 ΔH°_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 ΔH° è di 2.33 kJ mol^{-1} , mentre per l'ebollizione del benzene il ΔH° è di 30.8 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 ΔH°_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 ΔH°_r è 3339.6 kJ. Calcolare: (a) l'entalpia di formazione, ΔH°_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 ΔH°_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 ΔH°_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, ΔU , 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, ΔU° , è 1296 kJ. Calcolare la variazione di entalpia associata al processo in condizioni standard.

12. Prevedere il segno di ΔS 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 té in acqua.
13. Prevedere il segno di ΔS 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 ΔG° 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 ΔG° 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):
- $$2 \text{Na}_2\text{O}_2(s) + 2 \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow 4 \text{NaOH}(s) + \text{O}_2(g) \quad \Delta H^\circ = -126.0 \text{ kJ}; \Delta G^\circ = -173.8 \text{ kJ}.$$
- Calcolare il ΔS° 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° 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:
- $$2 \text{PbO}(s) + 2 \text{SO}_2(g) \rightarrow 2 \text{PbS}(s) + 3 \text{O}_2(g) \quad \Delta H^\circ = 839.4 \text{ kJ}, \Delta S^\circ = 0.203 \text{ kJ K}^{-1}$$
- $$\text{N}_2\text{H}_4(l) \rightarrow \text{N}_2(g) + 2 \text{H}_2(g) \quad \Delta H^\circ = -50.4 \text{ kJ}, \Delta S^\circ = 0.330 \text{ kJ K}^{-1}$$
- $$2 \text{As}(s) + 3 \text{F}_2(g) \rightarrow 2 \text{AsF}_3(l) \quad \Delta H^\circ = -1897.9 \text{ kJ}, \Delta S^\circ = -0.318 \text{ kJ K}^{-1}$$
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^{-1} 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 $\text{J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$, calcolare per la reazione
- $$2 \text{NO}(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2 \text{NO}_2(g)$$
- ΔH° ; (b) ΔS° ; (c) la temperatura alla quale $\Delta G^\circ = 0.00$
19. Il punto di ebollizione alla pressione di una atmosfera di CHCl_3 è 61 °C; il suo calore di evaporazione è 31.3 kJ mol^{-1} . L'entropia standard del liquido a 61 °C è $202.9 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$. Determinare: (a) il valore di ΔG° a 61 °C; (b) S° 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 té 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 ΔG°_r è positivo, la reazione non può avvenire;
 - b) tutte le reazioni endotermiche non sono spontanee;
 - c) quando ΔH°_r e ΔS°_r sono entrambi positivi, la reazione è non spontanea a qualsiasi temperatura;
 - d) un processo per il quale ΔG° 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) ΔG° dipende maggiormente dalla temperatura rispetto a ΔH° o ΔS° .