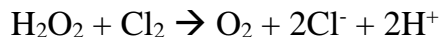


Esercizio 1.

Nella seguente reazione redox:

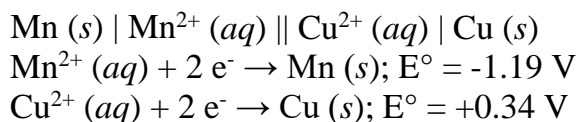


1. l'ossigeno passa da n.o. -1 a 0, quindi si riduce
2. l'ossigeno passa da n.o. -1 a 0, quindi si ossida
3. il cloro passa da n.o. 0 a -1, quindi si riduce
4. il cloro passa da n.o. 0 a -1, quindi si ossida

- (a) 1, 3
(b) 1, 4
(c) 2, 4
(d) 1
(e) 2, 3

Esercizio 2.

Quale delle affermazioni riguardo alla seguente cella elettrochimica è vera?



- (a) la reazione di cella è spontanea, $\Delta E^\circ = 1.53 \text{ V}$
(b) la reazione di cella è spontanea, $\Delta E^\circ = -0.85 \text{ V}$
(c) la reazione di cella non è spontanea, $\Delta E^\circ = 1.53 \text{ V}$
(d) la reazione di cella non è spontanea, $\Delta E^\circ = -0.85 \text{ V}$
(e) la reazione di cella è spontanea, $\Delta E^\circ = -1.53 \text{ V}$

Esercizio 3.

È corretto affermare che in una reazione di ossidoriduzione, una specie

1. si ossida cedendo elettroni
2. si ossida acquistando elettroni
3. si riduce cedendo elettroni
4. si riduce acquistando elettroni

- (a) 1, 3
(b) 1, 4
(c) 2, 3
(d) 2, 4
(e) nessuna delle risposte precedenti

Esercizio 4.

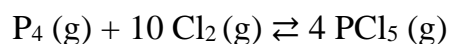
Relativamente a un *sistema termodinamico chiuso* ed uno *aperto*, è corretto affermare che:

1. il primo può scambiare solo energia ma non materia con l'ambiente
2. il primo può scambiare solo materia ma non energia con l'ambiente
3. il secondo può scambiare sia materia che energia con l'ambiente
4. il secondo può scambiare solo materia ma non energia con l'ambiente

- (a) 1, 3
(b) 1, 2
(c) 1, 4
(d) 2, 3
(e) 2, 4

Esercizio 5.

Calcolare il ΔS° della seguente reazione. Gli S° delle varie specie sono indicati sotto la reazione.



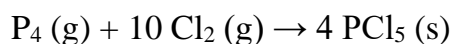
$S^\circ (\text{J/mol}\cdot\text{K})$:

$\text{P}_4 (\text{g}) = 280.0$; $\text{Cl}_2 (\text{g}) = 223.1$; $\text{PCl}_5 (\text{g}) = 364.6$

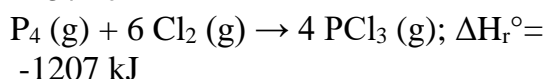
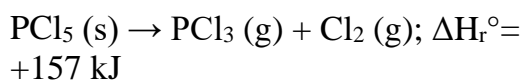
- (a) -138.5 J/K
- (b) -1052.6 J/K
- (c) +2334.6 J/K
- (d) +171.3 J/K
- (e) - 583.6 J/K

Esercizio 6.

Utilizzare i valori standard di entalpia per le reazioni riportate sotto per determinare il valore di ΔH_r° della seguente reazione:



Dati forniti:



- (a) -2100 KJ
- (b) -1835 KJ
- (c) -1364 KJ
- (d) -1050 KJ
- (e) -1786 KJ

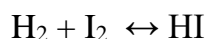
Esercizio 7.

Per una reazione chimica che si trovi in *condizioni di equilibrio* risulta necessariamente:

- (a) $K = 1$
- (b) $\Delta G^0 = 0$
- (c) $\Delta G = 0$
- (d) $\Delta S = 0$
- (e) $\Delta G = \Delta S$

Esercizio 8.

Calcolare la K_c a 448°C per la reazione:



sapendo che le concentrazioni iniziali dei reagenti sono $[\text{H}_2] = 1.00 \times 10^{-3}$ e $[\text{I}_2] = 2.00 \times 10^{-3}$ e che la concentrazione all'equilibrio del prodotto $[\text{HI}] = 1.87 \times 10^{-3}$

- (a) 50.6
- (b) 30.2
- (c) 60.4
- (d) 70.3
- (e) 12.2

Esercizio 9.

Data la seguente reazione all'equilibrio:



1. aumentando la temperatura è favorita la reazione diretta
2. aumentando la pressione è favorita la reazione inversa
3. aumentando la concentrazione del reagente è favorita la reazione inversa

- (a) 1
- (b) 2
- (c) 3
- (d) 1, 2
- (e) 2, 3

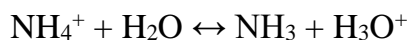
Esercizio 10.

Qual è l'espressione del prodotto di solubilità per $\text{Fe}(\text{OH})_3$?

- (a) $K_{ps} = [\text{Fe}^{3+}] [3 \text{OH}^-]$
- (b) $K_{ps} = [\text{Fe}^{3+}] [\text{OH}^-] [\text{Fe}(\text{OH})_3]^{-1}$
- (c) $K_{ps} = [\text{Fe}(\text{OH})_3] [\text{Fe}^{3+}]^{-1} [\text{OH}^-]^3$
- (d) $K_{ps} = [\text{Fe}^{3+}] [3 \text{OH}^-]^3$
- (e) $K_{ps} = [\text{Fe}^{3+}] [\text{OH}^-]^3$

Esercizio 11.

Nella seguente reazione acido-base secondo Bronsted-Lowry:



le *basi* sono:

- (a) NH_4^+ e H_3O^+
- (b) H_3O^+ e H_2O
- (c) H_2O e NH_3
- (d) NH_3 e H_3O^+
- (e) NH_4^+ e NH_3

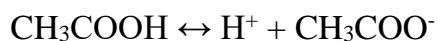
Esercizio 12.

Calcolare il *pH* e la *concentrazione delle specie ioniche* in una soluzione di NaOH $4.44 \times 10^{-2} \text{ M}$

- (a) $\text{pH} = 4.5$, $[\text{Na}] = [\text{OH}^-] = 4.44 \times 10^{-2} \text{ M}$
- (b) $\text{pH} = 12.6$, $[\text{Na}] = [\text{OH}^-] = 4.44 \times 10^{-2} \text{ M}$
- (c) $\text{pH} = 8.4$, $[\text{Na}] = 2.2 \times 10^{-4} \text{ M}$, $[\text{OH}^-] = 4.44 \times 10^{-2} \text{ M}$
- (d) $\text{pH} = 8.4$, $[\text{Na}] = 4.44 \times 10^{-2} \text{ M}$, $[\text{OH}^-] = 2.2 \times 10^{-4} \text{ M}$
- (e) non si hanno elementi a sufficienza per poter determinare il pH

Esercizio 13.

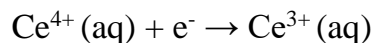
Calcolare il pH di una soluzione 1.00 M di acido acetico sapendo che la sua costante di dissociazione acida K_a è 1.76×10^{-5}



- (a) 2.37
- (b) 4.55
- (c) 10.68
- (d) 5.02
- (e) 7.00

Esercizio 14.

Qual è la notazione di cella corretta per la cella voltaica in cui l'elettrodo a idrogeno è l'anodo e al catodo si ha la semireazione



- (a) $\text{H}_2(\text{g}) \mid \text{H}^+(\text{g}) \parallel \text{Ce}^{3+}(\text{aq}), \text{Ce}^{4+}(\text{aq})$
- (b) $\text{Pt}(\text{s}) \mid \text{H}_2(\text{g}) \mid \text{H}^+(\text{aq}) \parallel \text{Ce}^{4+}(\text{aq}), \text{Ce}^{3+}(\text{aq})$
- (c) $\text{Ce}^{3+}(\text{aq}), \text{Ce}^{4+}(\text{aq}) \parallel \text{H}^+(\text{aq}) \mid \text{H}_2(\text{g}) \mid \text{Pt}(\text{s})$
- (d) $\text{Pt}(\text{s}) \mid \text{Ce}^{3+}(\text{aq}), \text{Ce}^{4+}(\text{aq}) \parallel \text{H}^+(\text{aq}) \mid \text{H}_2(\text{g}) \mid \text{Pt}(\text{s})$
- (e) $\text{Pt}(\text{s}) \mid \text{H}_2(\text{g}) \mid \text{H}^+(\text{aq}) \parallel \text{Ce}^{4+}(\text{aq}), \text{Ce}^{3+}(\text{aq}) \mid \text{Pt}(\text{s})$

Esercizio 15.

Quando una pila è in funzione, gli *elettroni* migrano:

- (a) dal catodo all'anodo attraverso il circuito esterno
- (b) dall'anodo al catodo attraverso il circuito esterno
- (c) dal catodo all'anodo attraverso la soluzione elettrolitica
- (d) dall'anodo al catodo attraverso la soluzione elettrolitica
- (e) attraverso il ponte salino

Esercizio 16.

La *f.e.m.* di una pila è data dalla relazione: (E_c = potenziale catodo; E_a = potenziale anodo)

- (a) $E = E_c + E_a$
- (b) $E = E_a - E_c$
- (c) $E = E_c - E_a$
- (d) $E = E_c \times E_a$
- (e) $E = (E_c - E_a)$