

101 ESERCIZI di CHIMICA GENERALE

Pagina 1

I 101 ESERCIZI di CHIMICA GENERALE

- 1) Determinare il numero di protoni, neutroni ed elettroni di ^{19}F ^{34}S ^{15}N ^{235}U $^{27}\text{Al}^{3+}$ $^{76}\text{Se}^{2-}$ $^{64}\text{Zn}^{2+}$ $^{18}\text{O}^{2-}$
- 2) Determinare il numero di ossidazione di tutti gli atomi presenti nelle formule:
 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ H_4SiO_4 $[\text{Pb}(\text{OH})_4]^{2-}$ JmO_4^{2-}
- 3) Assegnare il nome ai seguenti composti:
 FeO_2 FeI_3 JmSO_4 PbO_2 Fe_2O_3
- 4) Assegnare il nome ai seguenti composti:
 HCl HCO_2 H_2SO_3 H_3PO_3 HNO_2 HCN H_2S
- 5) Assegnare il nome ai seguenti composti:
 AlBr_3 JpI_2 $\text{CO}_2(\text{SO}_4)_3$ CuO Ag_3PO_4
- 6) Scrivere la formula dei seguenti composti:
 - a) cloruro di sodio
 - b) ossido di manganese (IV)
 - c) nitrato di piombo (II)
 - d) ossido di titanio (IV)
 - e) periodato di ferro (III)
 - f) idrogenosolfato di sodio
- 7) Un campione contiene 12,49 g di glicerolo, $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$. Calcolare il numero di moli e il numero di molecole di glicerolo presenti.
 [0,1356 mol, $8,17 \cdot 10^{22}$ molecole]
- 8) Dato un campione di 3,45 g di idrogeno, quante moli di H_2 e quante moli di atomi di H sono contenute nel campione?
 [1,71 mol, 3,42 mol]
- 9) A quanti g corrispondono 10 milioni di molecole di SO_2 ?
 [$1,06 \cdot 10^{-15}$ g]
- 10) Calcolare la composizione percentuale in massa di KNO_3 .
 [1,6% K, 22,2% N, 76,2% O]
- 11) Un composto contenente K, Cr e O ha dato all'analisi i seguenti risultati: K 26,31%, Cr 35,79% e O 37,87%.
 Determinare la formula minima del composto [$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$]

- 22) Determinare le percentuali di C, H, S nel composto di formula molecolare C_2H_6S [S 51.605%, C 38.662%, H 9.733%]
- 23) Bilanciare $CaF_2 + SiO_2 + \frac{1}{2}SO_2 \rightarrow CaSO_4 + SiF_4 + H_2O$
- 24) Bilanciare $Sb_2O_3 + Na_2CO_3 + H_2O \rightarrow SbO(OH) + Na_2CO_3 + CO_2$
- 25) Bilanciare $As_2O_3 + HCl \rightarrow AsCl_3 + H_2O$
- 26) Bilanciare $O_3 + KI \rightarrow K_2O + I_2 + O_2$
- 27) Bilanciare $Cl_2 + NH_3 \rightarrow N_2H_4 + NH_4Cl$
- 28) Bilanciare $(COOH)_2 + MnO_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + HNO_3 + H_2O$
- 29) Bilanciare $AsO_4^{3-} + I_2 + HCO_3^- \rightarrow I^- + CO_2 + H_2AsO_4^-$
- 30) Bilanciare $FeS_2 + O_2 + H_2O \rightarrow Fe^{2+} + HSO_4^-$
- 31) Bilanciare in ambiente acido
- (a) $FeS + NO_3^- \rightarrow Fe^{3+} + S + NO_2$
- (b) $MnO_4^- + C_2H_5OH \rightarrow Mn^{2+} + C_2H_4O$
- 32) Bilanciare in ambiente basico
- (a) $MnO_4^- \rightarrow MnO_4^{2-} + O_2$
- (b) $Au^{3+} + H_2O_2 \rightarrow Au + O_2$
- 33) Calcolare la massa di solfato di nichel (II) contenuta in 200g di una soluzione al 6.00% di $NiSO_4$. [12.0g]
- 34) Quale volume di una soluzione al 15% in massa di ferro (III) contiene 30.0g di $Fe(NO_3)_3$? La densità della soluzione è 1.16 g/mL a 25°C [172 mL]
- 35) Calcolare la massa di $Ba(OH)_2$ richiesta per preparare 2.50L di una soluzione 0.0600 M di idrossido di bario. [25.7g]
- 36) Quanti mL di H_2SO_4 18.0 M sono necessari per preparare 1.00L di soluzione 0.900 M di H_2SO_4 ? [50.0 mL]
- 37) Calcolare il volume in mL di una soluzione di H_2SO_4 0.329 M richiesta per reagire completamente con 2.792g di Na_2CO_3 secondo l'equazione
- $$H_2SO_4 + Na_2CO_3 \rightarrow Na_2SO_4 + CO_2 + H_2O$$
- [81.3 mL]

28) Calcolare il volume in L di una soluzione 0.505 M di NaOH si questo per reagire con 40.0 mL di una soluzione 0.505 M di H_2SO_4 . L'equazione (da bilanciare) è

$$H_2SO_4 + NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$$

[0.0800 L]

29) Calcolare la quantità in g di Cl_2 necessaria per produrre con eccesso di NaOH 30.8 g di $NaClO_3$ sapendo che la resa percentuale della reazione è 83.4%.

$$Cl_2 + 2NaOH \rightarrow NaClO_3 + NaCl + H_2O$$

[73.7 g]

30) Facendo gorgogliare un eccesso di Cl_2 in una soluzione contenente 176.6 g di $PgBr_2$ si ottengono 135 g di Br_2 . Calcolare la resa percentuale in Br_2 .

$$PgBr_2 + Cl_2 \rightarrow PgCl_2 + Br_2$$

[88%]

31) Un campione di gas occupa 12.0 L a $240^\circ C$ e alla pressione di 80.0 kPa. A quale temperatura esso occuperà 15.0 L se la pressione aumenta a 107 kPa? [585 °C]

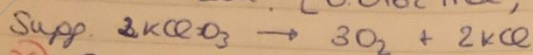
32) 1.00 mol di gas occupa 27.0 L e la sua densità vale 1.41 g/L ad una particolare temperatura e pressione. Qual'è il suo peso molecolare? [38.1]

33) Qual'è il volume di un pallone di gas riempito con 4.00 mol di elio quando la pressione atmosferica è di 748 Torr e la temperatura di $30^\circ C$? [101 L]

34) Una beuta da 10.0 L contiene 0.200 mol di metano, 0.300 mol di idrogeno e 0.400 mol di ossigeno a $25^\circ C$. Qual'è la pressione in atmosfere all'interno della beuta? Quanto vale la pressione parziale di ogni componente presente nella miscela di gas? [2.20 atm, 0.489 atm, 0.739 atm, 0.979 atm]

35) 1.80 g di una miscela di $KClO_3$ e KCl furono scaldati fino alla totale decomposizione di $KClO_3$. Allo stato secco

L'ossigeno liberato occupava 405 mL a 25°C , quando la pressione barometrica era 745 Torr. Quante moli di O_2 furono prodotte? In quale percentuale KClO_3 era presente nella miscela? [0.0162 mol, 73.3%]



- 36) Calcolare la massa molecolare di un gas che ha una densità di 1.935 g/L alla temperatura di 26.4°C e alla pressione di 0.838 atm. Assumere un comportamento ideale [42.1]
- 37) Data una miscela di 100.0 mL di N_2 e 400.0 mL di H_2 a condizioni normali, ammettendo che la reazione di formazione di NH_3 proceda fino al completo esaurimento del reagente in difetto, qual'è la pressione esercitata in un recipiente del volume di 0.700 L a 225°C ? [0.782 atm]
- 38) Zinco e acido cloridrico reagiscono con sviluppo di idrogeno. Calcolare il volume di H_2 misurato a 28.0°C e alla pressione di $6.03 \cdot 10^5$ Pa che si ottiene trattando 1.544 g di Zn con eccesso di HCl. Assumere un comportamento ideale [0.0981 L]
- 39) Una soluzione è preparata sciogliendo 3.50 g di metano (CH_4) in 50.90 g di H_2O . Calcolare la frazione molare dei due componenti [0.0372, 0.963]
- 40) Un campione di acqua di lago contiene 16.8 μg di NaNO_3 . Calcolare la concentrazione di NaNO_3 espressa come molarità sapendo che la densità del campione di acqua è 1.018 g/mL [2.01 $\cdot 10^{-9}$ mol/L]
- 41) In una reazione si devono usare 0.240 L di soluzione di KOH 0.500 M. Quanti mL di soluzione di KOH al 15.0% in peso ($d = 1.195$ g/mL) devono essere diluiti con acqua per ottenere la soluzione desiderata? [37.0 mL]
- 42) Si aggiungono 125.5 mL di H_2O ($d = 1.000$ g/mL) a

68.2 mL di C_2H_5OH ($d = 0.790 \text{ g/mL}$). La soluzione ottenuta ha una densità di 0.954 g/mL . Calcolare il volume della soluzione, la molarità, la molalità e le percentuali in volume [188 mL, 6.22 M, 9.32 m, 66.8%, 36.3%]

43) Azoto ed idrogeno vengono posti in un contenitore vuoto dal volume di 5.0 L alla temperatura di 500°C . Rappreso l'equilibrio nel contenitore sono presenti 3.01 mol di N_2 , 2.10 mol di H_2 e 0.565 mol di NH_3 . Calcolare il valore di K_c per la seguente reazione a 500°C :

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g) \quad [0.286]$$

44) In un contenitore del volume di 2.0 L mantenuto ad una certa temperatura mettiamo 10 mol di N_2O che si decompongono secondo la seguente reazione

$$2N_2O(g) \rightleftharpoons 2N_2(g) + O_2(g) \quad (\text{da bilanciare})$$

All'equilibrio rimangono 2.20 mol di N_2O inalterate. Calcolare il valore di K_c . [29.5]

45) Data questa reazione all'equilibrio in un contenitore chiuso a 500°C

$$N_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons N_2H_4(g) \quad (\text{da bilanciare})$$

prevedere l'effetto di un aumento di P ottenuto mediante diminuzione del volume. [si forma maggior N_2H_4]

46) La costante di equilibrio K_c a 22°C per la seguente reazione $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$ è $4.66 \cdot 10^{-3}$. Se 0.800 mol di N_2O_4 vengono iniettate in un contenitore chiuso dal volume di 1.0 L a 22°C , quante moli di ciascun gas sono presenti all'equilibrio? [0.770, $6 \cdot 10^{-2}$ mol]

47) Si fanno reagire 0.80 mol di A con 0.80 mol di B e 0.80 mol di C in 0.900 L di soluzione. Si stabilisce l'equilibrio $A + B + C \rightleftharpoons D + 2E$. Calcolare la concentrazione di tutte le specie all'equilibrio sapendo che $K_c = 0.95$. [0.55, 0.55, 0.55, 0.39, 0.68]

48) Una soluzione contiene A in concentrazione $2.80 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ e B in concentrazione $1.20 \cdot 10^{-2} \text{ M}$.

Sapendo che per l'equilibrio $2A \rightleftharpoons B + C$ $K_c = 1.00 \cdot 10^{-2}$ calcolare le concentrazioni di A, B e C all'equilibrio $[2.69 \cdot 10^{-2} \text{ M}, 1.26 \cdot 10^{-2} \text{ M}, 5.73 \cdot 10^{-4} \text{ M}]$

49) In una miscela all'equilibrio a 500°C , $P_{\text{NH}_3} = 0.142 \text{ atm}$, $P_{\text{N}_2} = 6.00 \text{ atm}$ e $P_{\text{H}_2} = 3.70 \text{ atm}$. Calcolare K_p a 500°C per la reazione $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$ (da bilanciare) $[7.11 \cdot 10^{-5}]$

50) Si pongono 10.0 g di SbCl_5 in un contenitore da 5.00 L a 448°C e si fa raggiungere l'equilibrio alla reazione: $\text{SbCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SbCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$. Sapendo che $K_c = 2.51 \cdot 10^{-2}$ calcolare quanti g di SbCl_5 sono presenti all'equilibrio. $[1.79 \text{ g}]$

51) Risolvere l'esercizio precedente sapendo invece che $K_p = 1.68$ $[1.8 \text{ g}]$

52) Il valore di K_p per la seguente reazione è pari a 27 $\text{KClO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{KCl}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g})$ (da bilanciare). Qual'è la pressione parziale dell'ossigeno in un contenitore chiuso, nel quale il sistema è all'equilibrio alla temperatura considerata? $[3.0 \text{ atm}]$

53) In un reattore viene introdotto CO_2 alla pressione di 0.70 atm . In presenza di H_2 si stabilisce l'equilibrio $\text{CO}_2 + \text{H}_2 \rightleftharpoons \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$

Calcolare quale deve essere la pressione parziale di H_2 all'inizio della reazione perché all'equilibrio la pressione parziale di CO sia di 0.60 atm . L'esperimento viene condotto a 1998 K e in tali condizioni $K_p = 4.40$. $[1.42 \text{ atm}]$

54) Calcolare la composizione di una miscela gassosa ottenuta ponendo a contatto 0.500 mol di CO_2 con carbone riscaldato a 1100 K in un recipiente di 10.0 L . A 1100 K per l'equilibrio $\text{CO}_2(\text{g}) + \text{C}(\text{s}) \rightleftharpoons 2\text{CO}(\text{g})$ $K_c = 14.0$ $[9.86 \cdot 10^{-2} \text{ M}, 6.94 \cdot 10^{-4} \text{ M}]$

55) Calcolare il grado di dissociazione di un elettrolita A_2B_3 in una soluzione 1.00 l sapendo che la concentrazione di B_3^{2-} all'equilibrio è 0.030 M [0.01]

56) Calcolare la concentrazione delle specie ioniche in una soluzione ottenuta sciogliendo 2.81 g di $CaCl_2$ in 1.300 L di H_2O 0.100 M e portando il volume a 1.500 L con acqua [8.67 $\cdot 10^{-2}$, 1.69 $\cdot 10^{-2}$, 1.21 $\cdot 10^{-1}$ M]

57) Calcolare le concentrazioni delle specie in una soluzione 1.00 $\cdot 10^{-1}$ M di $CaSO_4$. La costante di dissociazione di $CaSO_4$ è 5 $\cdot 10^{-3}$ [2 $\cdot 10^{-2}$, 8 $\cdot 10^{-2}$ M]

58) Calcolare la concentrazione di H_3O^+ e OH^- in una soluzione 0.050 M di HNO_3 [0.050 M, 2.0 $\cdot 10^{-13}$ M]

59) Calcolare $[H_3O^+]$, pH, $[OH^-]$ e pOH di una soluzione 0.015 M di HNO_3 [0.015 M, 1.82, 6.7 $\cdot 10^{-13}$ M, 12.18]

60) Calcolare la concentrazione delle diverse specie in una soluzione 0.10 M di HOC . Per HOC la $K_a = 3.5 \cdot 10^{-8}$ [5.9 $\cdot 10^{-5}$ M, 5.9 $\cdot 10^{-5}$ M, 0.10 M, 1.7 $\cdot 10^{-10}$ M]

61) Qual'è il pH della soluzione dell'esercizio precedente? [9.23]

62) Calcolare $[H_3O^+]$, pH, $[OH^-]$ e pOH di una soluzione 0.015 M di $Ca(OH)_2$ [3.3 $\cdot 10^{-12}$ M, 12.48, 0.030 M, 1.52]

63) L'acido nicotinico è un acido organico debole monoprotico rappresentabile come HA. Una soluzione di acido nicotinico a 25°C all'equilibrio contiene le seguenti specie $[HA] = 0.049$ M, $[H_3O^+] = [A^-] = 8.9 \cdot 10^{-6}$ M. Calcolare K_a e pK_a [1.4 $\cdot 10^{-5}$, 4.85]

64) In una soluzione 0.0100 M di acido acetico, l'acido è ionizzato per il 4.2%. Calcolare la costante acida [1.8 $\cdot 10^{-5}$ M]

65) Il pH di una soluzione 0.115 M di acido cloroacetico ($ClCH_2COOH$) è 1.92. Calcolare la K_a di questo acido debole monoprotico [1.4 $\cdot 10^{-3}$]

66) Calcolare $[OH^-]$, pH e ionizzazione percentuale di una soluzione acquosa di NH_3 0.20 M [1.3 $\cdot 10^{-3}$ M, 11.28, 0.95%]

67) Calcolare la concentrazione di tutte le specie presenti in una

soluzione 0.100 M di H_3PO_4 . Le costanti sono $7.5 \cdot 10^{-3}$, $6.2 \cdot 10^{-8}$ e $3.6 \cdot 10^{-13}$. $[H_3O^+] = 0.029$ M, $[H_2PO_4^-] = 7.6 \cdot 10^{-2}$ M, $[H_2PO_4^-] = 2.4 \cdot 10^{-7}$ M, $[PO_4^{3-}] = 9.3 \cdot 10^{-16}$ M $[HPO_4^{2-}]$

69) Calcolare la concentrazione di tutte le specie presenti in una soluzione di H_2SO_4 0.10 M sapendo che $K_2 = 1.2 \cdot 10^{-2}$, $[H_2SO_4] \approx 0$ M, $[HSO_4^-] = 0.09$ M, $[SO_4^{2-}] = 0.01$ M, $[H_3O^+] = 0.11$ M, $[OH^-] = 9.1 \cdot 10^{-14}$ M

69) (a) Scrivere l'equazione per la reazione della base Cl^- con l'acqua (b) la costante acida di HCl è $4.0 \cdot 10^{-10}$. Qual'è il valore di K_b per lo ione ammonio? $[2.5 \cdot 10^{-5}]$

70) Calcolare $[OH^-]$, pH e percentuale di ioni per una soluzione 0.10 M di acetato di sodio $NaCH_3COO$. La costante acida dell'acido acetico è $1.8 \cdot 10^{-5}$ $[7.5 \cdot 10^{-6}$ M, 8.88, $7.5 \cdot 10^{-3}\%$]

71) Calcolare il pH di una soluzione 0.20 M di NH_4NO_3 . La costante acida dello ione ammonio è $5.6 \cdot 10^{-10}$ $[9.46]$

72) Calcolare la concentrazione di H_3O^+ e il pH di una soluzione tampone formata da CH_3COOH e $NaCH_3COO$ con concentrazioni rispettivamente 0.1 M e 0.2 M. La costante acida dell'acido acetico è $1.8 \cdot 10^{-5}$ $[9.0 \cdot 10^{-6}$ M, 5.05]

73) Calcolare la concentrazione di OH^- e il pH di una soluzione 0.2 M in NH_3 e 0.1 M in NH_4Cl . La costante base dell'ammonio è $1.8 \cdot 10^{-5}$ $[3.6 \cdot 10^{-5}$ M, 9.56]

74) Se aggiungiamo 0.01 mole di $NaOH$ solido ad 1. L di soluzione tampone formata da CH_3COOH 0.100 M e $NaCH_3COO$ 0.100 M di quanto cambiano $[H_3O^+]$ e il pH? Assumiamo che non avvengano variazioni di volume. La costante acida dell'acido acetico è $1.8 \cdot 10^{-5}$. $[-0.3 \cdot 10^{-5}$, il pH viene da 4.75 a 4.82]

75) Calcolare la concentrazione di H_3O^+ e il pH di una soluzione tampone preparata mescolando 200 mL di una soluzione di NaF 0.1 M e 100 mL di una soluzione di HF 0.050 M. La costante acida di HF è $7.2 \cdot 10^{-4}$ $[1.8 \cdot 10^{-9}$ M, 3.79]

76) Si ha una soluzione acquosa di ammoniaca 0.10 M

Calco
aggiu
pH =

di N
[0

77) 1
ds

Calc
78)

con

e 1
79)

non

e 2
2.2

80)

di
un

81)

d
c
no

[
82)

n
d

[

83)

c
c

[
84)

Calcolare il numero di moli e i grammi di NH_4Cl che devono essere aggiunti a 500.0 mL di tale soluzione per preparare un tampone con $\text{pH} = 9.15$. Trascurare la variazione in volume a seguito dell'aggiunta di NH_4Cl solido. La costante di dissociazione dell'ammoniaca è $1.8 \cdot 10^{-5}$ [0.065 mol, 3.5 g]

77) 1.0 L di soluzione satura di BaSO_4 contiene 0.0025 g di BaSO_4 disciolti. Quanto vale la solubilità molare di BaSO_4 ? Calcolare il prodotto di solubilità del sale [1.1 $\cdot 10^{-5}$ M, 1.2 $\cdot 10^{-10}$]

78) 1.0 L di una soluzione satura di cromato di argento a 25°C contiene 0.0435 g di sale. Calcolare la sua solubilità molare e il suo prodotto di solubilità [1.31 $\cdot 10^{-4}$ M, 8.99 $\cdot 10^{-12}$]

79) Calcolare le solubilità molari, le concentrazioni degli ioni costituenti e le solubilità in g/L di AgCl ($K_{\text{ps}} = 1.8 \cdot 10^{-10}$) e $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ($K_{\text{ps}} = 4.5 \cdot 10^{-17}$) [1.3 $\cdot 10^{-5}$ M, 1.3 $\cdot 10^{-5}$ M, 1.9 $\cdot 10^{-2}$ g/L, 2.2 $\cdot 10^{-6}$ M, 2.2 $\cdot 10^{-6}$ M e 4.4 $\cdot 10^{-6}$ M, 2.2 $\cdot 10^{-9}$ g/L]

80) K_{ps} di SbF_6^- vale $6.4 \cdot 10^{-3}$. Calcolare la solubilità molare di SbF_6^- in acqua pura e la solubilità molare di SbF_6^- in una soluzione 0.1 M di NaF [1.2 $\cdot 10^{-3}$ M, 6.4 $\cdot 10^{-7}$ M]

81) Quale $[\text{Ba}^{2+}]$ è necessario per inibire la precipitazione di BaSO_4 da una soluzione 0.0015 M di Na_2SO_4 ? Assumere che lo ione Ba^{2+} derivi dall'aggiunta di un composto ionico solubile solido come BaCl_2 . Per BaSO_4 $K_{\text{ps}} = 1.1 \cdot 10^{-10}$ [$> 7.3 \cdot 10^{-8}$ M]

82) In condizioni standard gli ioni $\text{Cu}(\text{II})$ ossidano il rame metallico a ioni rame (II) o viceversa? Scrivere la reazione di cella e calcolare E°_{cella} per la reazione spontanea. [$E^\circ_{\text{cella}} = +1.09$ V, viceversa]

83) In una soluzione acida in condizioni standard gli ioni $\text{Sn}(\text{II})$ ossidano NO a NO_3^- o viceversa? Scrivere la reazione di cella e calcolare E°_{cella} per la reazione spontanea. [$E^\circ_{\text{cella}} = +0.81$ V] [Vero]

84) Calcolare il potenziale E per l'elettrodo $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ quando la

concentrazione di ioni Fe^{2+} è esattamente uguale a cinque volte quella di Fe^{3+} [$+0.730V$]

85) Una cella è costruita a $25^\circ C$ come segue. Una semicella è formata dalla coppia Fe^{2+}/Fe^{3+} ($[Fe^{2+}] = 1.00M$ e $[Fe^{3+}] = 0.100M$), l'altra contiene la coppia SnO_2/Sn^{2+} in soluzione acida ($[HNO_3] = 1.00 \cdot 10^{-2}M$, $[Sn^{2+}] = 1.00 \cdot 10^{-4}M$, $[H^+] = 1.00 \cdot 10^{-2}M$)

Determinare il potenziale dell'elettrodo per ciascuna semicella con queste concentrazioni e calcolare il potenziale complessivo della cella [$+1.296V$, $+0.830V$, $+0.416V$]

86) Una cella è costruita a $25^\circ C$ come segue. Una semicella è la cella standard Zn^{2+}/Zn cioè una lamina di zinco immersa in una soluzione $1.00M$ di ioni Zn^{2+} , e l'altra è un elettrodo a idrogeno gassoso che corrisponde a una pressione di $1.00 atm$. Il potenziale di cella osservato è $+0.522V$. Calcolare il valore del quoziente di reazione, $[H^+]$ nella seconda semicella e il valore del pH nella seconda semicella. [$1.4 \cdot 10^8$, $8.4 \cdot 10^{-5}M$, 4.02]

87) Calcolare utilizzando i potenziali standard di elettrodo ΔG° in J/mol a $25^\circ C$ per la seguente reazione (da bilanciare)
 $Sn^{4+} + Cr \rightarrow Sn^{2+} + Cr^{3+}$
 [$-5.2 \cdot 10^5 J/mol$]

88) Misurare il potenziale standard di cella per calcolare il valore della costante di equilibrio K a $25^\circ C$ della seguente reazione
 $2Cu + PtCl_6^{2-} \rightarrow 2Cu^{2+} + PtCl_4^{2-} + 2Cl^-$
 [$2.7 \cdot 10^5$]

89) Nello spettro di emissione dell'idrogeno si osserva una linea verde di $\lambda = 4.86 \cdot 10^{-7} m$. Calcolare l'energia di un fotone di questa luce verde [$4.09 \cdot 10^{-19} J/fotone$]

90) Disegnare gli orbitali atomici s, p e d e scrivere per ciascun gruppo i set di numeri quantici associati ai loro elettroni occupanti nel livello $n=3$

91) Scrivere le configurazioni elettroniche dei seguenti atomi

$20Ca$

92) Deriv

93) Un c

e $2e^-$

fondam

come

quale

e) qual

di e^- d

94) Alla

B_4

95) Spie

sono

(a) c

(b)

(c) F

96) Dis

97) Dimp

meno

98) Dimp

99) Scu

100) Scr

e m

H_2

101) Pred

$H-C$

102) Po

103) Po

104) Po

105) Po

106) Po

107) Po

108) Po

109) Po

110) Po

111) Po

112) Po

www.unidocs.it - Appunti e dispense per superare i tuoi esami universitari

www.unidocs.it - Appunti e dispense per superare i tuoi esami universitari

