

ESERCIZI DI RICAPITOLAZIONE

1. Calcolare quante moli di atomi di ferro e di molecole d'acqua sono presenti in 5.0193 g di $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. [0.0128 mol, 0.0768 mol]
2. In 2.7095 g di FeCl_3 sono presenti $3.018 \cdot 10^{22}$ atomi di cloro. Calcolare la massa atomica del ferro. La massa atomica del cloro è 35.45 u.m.a. [55.85 u.m.a.]
3. 4.3253 g di cloruro di sodio sono mescolati con 4.2175 g di cloruro di ferro (III). Calcolare le moli di atomi di cloro presenti nella miscela. [0.15202 mol]
4. L'adrenalina è un composto organico, formato dagli elementi C, H, N e O, la cui formula è $\text{C}_9\text{H}_{13}\text{NO}_3$. Calcolare la percentuale degli elementi nell'adrenalina. [58.99%, 7.17%, 7.65%, 26.20%]
5. La percentuale degli elementi presenti nel saccarosio (il comune zucchero) è la seguente: %C = 42.10%, %H = 6.49%, %O = 51.41. Calcolare la formula minima del saccarosio. [$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$]
6. Un fluoruro di zolfo di formula SF_x contiene il 21.95% di zolfo. Calcolare la formula minima del composto. [SF_6]
7. 2.50 g di sodio sono cautamente solubilizzati in 100.00 g di acqua pura, con formazione di NaOH secondo la reazione (da bilanciare):
$$\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2$$

Calcolare quanto idrossido di sodio si ottiene dalla reazione e quanto idrogeno molecolare si sviluppa come gas. [4.3 g, 0.11 g]
8. 0.6428 g di una lega Zn/Cu sono trattati con un eccesso di soluzione di HCl concentrato. L'acido solubilizza solamente lo zinco secondo la reazione: $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
Calcolare la percentuale di rame presente nella lega sapendo che la reazione ha comportato lo sviluppo di $4 \cdot 10^{-3}$ mol di idrogeno gassoso. [40.68%]
9. Un composto gassoso è costituito da idrogeno e azoto. Un campione di 4.5 L di composto per decomposizione termica produce 1.5 L di azoto gassoso e 6.0 L di ammoniaca. Determinare la formula del composto, considerando che i volumi dei gas sono stati misurati alla pressione di 1 atm e alla temperatura di 25°C. [N_2H_4]
10. Un idrocarburo ha la formula minima CH. 1.400 g di tale composto posti in un recipiente chiuso alla pressione di 1 atm e a 100°C occupano un volume di 548 mL. Calcolare la formula molecolare del composto. [C_6H_6]
11. Il cloro gassoso si può produrre mediante reazione tra diossido di manganese e acido cloridrico:
$$\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$$

Calcolare quanto diossido di manganese è necessario per la produzione di 2.70 L di cloro, a 1 atm e 0°C. [10.5 g]
12. Calcolare la molalità e la molarità di una soluzione di KOH di concentrazione 49.10% in peso, sapendo che la densità è pari a 1.500 g/mL. [13.13 mol/L, 17.19 mol/kg]

13. Si calcoli il volume di una soluzione al 94.7% di acido solforico con una densità di 1.830 g/cm^3 , che contiene tante moli di acido quante ne sono disciolte in 0.500 dm^3 di una soluzione 1.220 M di acido solforico. [34.5 mL]
14. Facendo gorgogliare ammoniaca in acqua pura si prepara una soluzione al 27.0% in peso la cui densità è 0.900 g/cm^3 . Calcolare la frazione molare del soluto. Quanti grammi di ammoniaca sono contenuti in 1.00 dm^3 della soluzione? [0.281, 243 g]
15. Calcolare il volume di una soluzione acquosa 0.200 M che può essere preparata per diluizione con acqua di 100 mL di una soluzione di acido cloridrico al 37% in peso, di densità pari a 1.184 g/mL . [6.0 L]
16. Una soluzione con una concentrazione molale di 0.511 mol/kg di un composto di peso molecolare 342 ha una densità di 1.15 g/cm^3 . Calcolare la molarità della soluzione. [0.500 mol/L]
17. Un composto non elettrolita ha dato all'analisi elementare i seguenti risultati: C = 40%, H = 6.66%, O = 53.33%. Sciogliendo 50 g di questo composto in 600 mL di acqua, si ottiene una soluzione che congela alla temperatura di -0.86°C . Calcolare la formula molecolare del composto, sapendo che la densità dell'acqua è pari a 1.00 g/mL e la sua costante crioscopica è $K_{\text{cr}} = 1.86^\circ\text{C Kg/mol}$. [$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$]
18. Calcolare la costante crioscopica del benzene, sapendo che una soluzione ottenuta sciogliendo 5.01 g di clorobenzene ($\text{C}_6\text{H}_5\text{Cl}$) in 110 g di benzene, solidifica a 3.36°C . La temperatura di solidificazione del benzene puro è di 5.4°C . Il clorobenzene non si dissocia in soluzione. [$5.0 \text{ K mol}^{-1} \text{ kg}$]
19. Determinare la temperatura di congelamento di una soluzione ottenuta sciogliendo 128.0 g di cloruro di potassio in 800.0 cm^3 di acqua. ($K_{\text{cr,H}_2\text{O}} = 1.853 \text{ K mol}^{-1} \text{ kg}$; $d_{\text{H}_2\text{O}} = 1.00 \text{ g/mL}$) [-7.953°C]
20. Una soluzione di cloruro di calcio ha una pressione osmotica di 7.5 atm a 37°C . Calcolare la concentrazione molare della soluzione. [0.098 M]
21. Calcolare la concentrazione molare di una soluzione di cloruro di calcio che abbia la stessa pressione osmotica (isotonica) di una soluzione di cloruro di sodio contenente 18.5 g/dm^3 . Considerare la temperatura costante. [0.211 M]
22. L'etanolo ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) puro bolle alla temperatura di 78.29°C . In una soluzione ottenuta sciogliendo 12.49 g di canfora ($\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O}$, non elettrolita) in 250 mL di etanolo, la temperatura di ebollizione che si registra è di 78.80°C . Calcolare la K_{eb} dell'etanolo, sapendo che la densità dell'etanolo è pari a 0.789 g/mL . [$1.23 \text{ K mol}^{-1} \text{ kg}$]
23. Una soluzione viene preparata sciogliendo 1.20 g di una proteina in acqua e portando il volume a 60.00 mL . La pressione osmotica della soluzione è 5.30 torr a 20°C . Calcolare la massa molare della proteina. [$6.90 \cdot 10^4 \text{ g/mol}$]
24. Calcolare di quanto si abbassa la temperatura di congelamento dell'acqua quando in 100 g di acqua sono sciolti 25 g di alcol metilico (CH_3OH), sapendo che una soluzione ottenuta

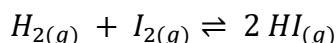
sciogliendo 25 g di glicerolo ($C_3H_8O_3$) nella stessa quantità di acqua congela alla temperatura di -5.05°C . [-14.5°C]

25. Una certa quantità di acetilene (C_2H_2) occupa a 1 atm e 0°C un volume di 9.40 L. Calcolare a quale temperatura deve essere portato il gas per avere una triplicazione del valore della pressione, a volume costante. Calcolare quale pressione eserciterebbe il gas se invece si riducesse ad un quarto il suo volume innalzando il valore della temperatura a 40°C .

[546°C , 4.59 atm]

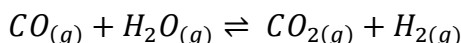
26. 2.50 g di idrogeno gassoso e 140.0 g di iodio gassoso sono posti in un recipiente di 15.0 dm^3 di volume ad una temperatura alla quale tutte le specie sono gassose. All'equilibrio sono presenti nel recipiente 111.2 g di acido iodidrico. Calcolare la costante di equilibrio K_c della reazione. [8.05]

27. Un reattore di 3.5 L, in cui è stato fatto il vuoto, viene portato a 600°C e caricato con 50 mmol di idrogeno e 50 mmol di iodio. Sapendo che a 600°C la costante di equilibrio per la reazione:



è $K_p = 60$. (a) Calcolare la pressione parziale di ciascuno dei prodotti all'equilibrio. (b) Dire se, ed eventualmente come, varia la pressione totale nel recipiente man mano che il sistema reagisce per portarsi all'equilibrio. [0.21 atm, 0.21 atm, 1.6 atm, non varia]

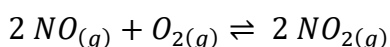
28. La costante di equilibrio a 950°C per la reazione:



è $K_p = 0.64$. (a) Calcolare le moli di ciascun componente quando si raggiunge l'equilibrio partendo da 2.0 mol di ossido di carbonio e 2.0 mol di acqua e la composizione in peso della miscela gassosa all'equilibrio. (b) Al sistema all'equilibrio di aggiungono 42 g di CO e 88 g di CO_2 . Stabilire in quale direzione si sposta l'equilibrio e valutare l'entità dello spostamento dalla variazione del numero di moli di idrogeno.

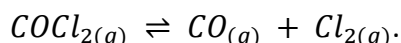
[1.1 mol, 1.1 mol, 0.89 mol, 0.89 mol, $\%H_2 = 1.96\%$, $\%CO_2 = 42.5\%$, $\%CO = 33.8\%$, $\%H_2O = 21.7\%$, sinistra, -0.12 mol]

29. Dato l'equilibrio:



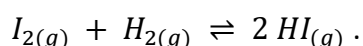
Facendo reagire ad una certa temperatura 2.00 mol di NO e 1.00 mol di O_2 , quando l'equilibrio viene raggiunto si sono formate 1.9 mol di NO_2 e la pressione totale nel recipiente è di 0.80 atm. Calcolare a quella temperatura il valore di K_p per la reazione. [$1.8 \cdot 10^4$]

30. Ad alta temperatura il fosgene si dissocia secondo la reazione:



0.750 g di fosgene sono introdotti in un recipiente di 0.500 dm^3 di volume e la temperatura portata a 1073 K. Quando si è stabilito l'equilibrio della reazione, la pressione nel recipiente è 2.17 atm. Calcolare la costante di equilibrio della reazione espressa mediante le concentrazioni molari. [$1.57 \cdot 10^{-2}$]

31. In un contenitore chiuso di 2.00 L vengono introdotte 5.0 mol di iodio e 5.0 mol di idrogeno gassosi. Il sistema si porta all'equilibrio con la formazione di acido iodidrico allo stato gassoso, secondo la reazione:



La costante di equilibrio di questa reazione è $K_c = 64$. Calcolare le moli di ciascuna delle specie presenti nel contenitore all'equilibrio. [1 mol, 1 mol, 8 mol]

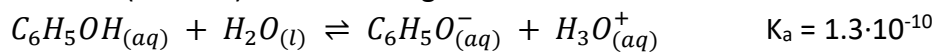
32. Per la dissociazione delle molecole di iodio in atomi di iodio: $I_{2(g)} \rightleftharpoons 2 I_{(g)}$, la costante di equilibrio K_c vale $5.6 \cdot 10^{-12}$ a 500 K. Una miscela contiene 0.020 mol/L di iodio molecolare (I_2) e $2.0 \cdot 10^{-8}$ mol/L di iodio atomico. La reazione è all'equilibrio? Se non lo è, in quale modo la reazione procederà per raggiungerlo? Quali saranno le concentrazioni finali delle diverse specie all'equilibrio? [No, verso destra, 0.020 M, $3.3 \cdot 10^{-7}$ M]

33. La reazione: $C_{(s)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons 2 CO_{(g)}$ avviene ad alta temperatura. A 700°C, un matraccio del volume di 2.0 L contiene 0.10 mol di CO, 0.20 mol di CO_2 e 0.40 mol di C. Se all'inizio nel reattore era stato posto solo monossido di carbonio e carbone solido, calcolare il numero di moli di CO che devono essere state introdotte. [0.50 mol]

34. 1.0 dm³ di HCl e 2.0 dm³ di O_2 (misurati nelle condizioni standard) sono portati a 673 K in un recipiente chiuso di volume 7.39 L. All'equilibrio si sono formate $1.90 \cdot 10^{-2}$ mol di Cl_2 . Calcolare K_p della reazione: $4 HCl_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2 H_2O_{(g)} + 2 Cl_{2(g)}$. [$1.2 \cdot 10^2$]

35. Una soluzione 0.10 M di acido cloroacetico ($ClCH_2COOH$) ha un pH di 1.95. Calcolare la K_a per l'acido. [$1.3 \cdot 10^{-3}$]

36. Il fenolo (C_6H_5OH) è un acido organico debole:



Se si sciolgono 0.195 g dell'acido in acqua sufficiente ad ottenere 125 mL di soluzione, qual è la concentrazione degli ioni idronio all'equilibrio? Qual è il pH della soluzione?

[$1.47 \cdot 10^{-6}$, 5.83]

37. Calcolare la concentrazione degli ioni idronio e il pH per una soluzione 0.015 M di acido formico ($HCOOH$, $K_a = 1.8 \cdot 10^{-4}$). [$1.6 \cdot 10^{-3}$, 2.78]

38. Una soluzione di acido fluoridrico ha un pH di 2.30. Calcolare le concentrazioni all'equilibrio di acido, base coniugata, ione idronio e ione idrossido. Calcolare la quantità di acido che è stata originariamente disciolta in un litro di questa soluzione. ($K_a = 7.2 \cdot 10^{-4}$)

[$3.5 \cdot 10^{-2}$ M, $5.0 \cdot 10^{-3}$ M, $5.0 \cdot 10^{-3}$ M, $2.0 \cdot 10^{-12}$ M, $4.0 \cdot 10^{-2}$ M]

39. In una particolare soluzione l'acido acetico è ionizzato al 11% a 25°C. Calcolare il pH della soluzione e la massa di acido acetico disciolto per ottenere 1.00 L di soluzione ($pK_a = 4.76$). [3.85, 76.8 mg]

40. Calcolare il pH delle seguenti soluzioni: (a) acido nitrico 0.5 M; (b) idrossido di sodio 0.6 M; (c) acido formico ($HCOOH$, acido debole con $K_a = 1.79 \cdot 10^{-4}$) 0.1 M; (d) ammoniaca ($K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$) 0.25 M. [0.3, 13.8, 2.4, 11.3]

41. Vengono mescolate quantità equimolari di acido cloridrico e ipoclorito di sodio. (a) Scrivere l'equazione per la reazione acido-base che può in linea di principio avvenire. (b) L'equilibrio è spostato a destra o a sinistra? [destra]

42. Vengono mescolate quantità equimolari di ammoniaca e diidrogenofosfato di sodio. (a) Scrivere l'equazione per la reazione acido-base che può in linea di principio avvenire. (b) L'equilibrio è spostato a destra o a sinistra? [destra]
43. Calcolare la concentrazione dello ione idronio ed il pH quando 10.0 mL di NH_3 0.40 M sono mescolati con 50.0 mL di HCl 0.40 M. ($K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$) [0.267 mol/L; 0.57]
44. Per ciascuno dei seguenti casi stabilire se il pH è minore di 7, uguale a 7 o maggiore di 7.
- 25 mL di acido solforico 0.45 M sono mescolati con 25 mL di idrossido di sodio 0.90 M (si consideri l'acido solforico un acido forte per entrambe le dissociazioni).
 - 15 mL di acido formico (HCOOH , $K_a = 1.8 \cdot 10^{-4}$) 0.050 M sono mescolati con 15 mL di idrossido di sodio 0.050 M.
 - 25 mL di acido ossalico ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, $\text{p}K_{a1} = 1.26$ e $\text{p}K_{a2} = 4.27$) 0.15 M sono mescolati con 25 mL di NaOH 0.30 M.
- [uguale, maggiore, maggiore]
45. Calcolare la concentrazione delle seguenti soluzioni, di cui è noto il valore di pH: (a) acido acetico (CH_3COOH , acido debole con $K_a = 1.7 \cdot 10^{-5}$) a pH 3; (b) nitrito di sodio a pH 9 (per l'acido nitroso $K_a = 7.1 \cdot 10^{-4}$); (c) cloruro d'ammonio (per l'ammoniaca $K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$) a pH 4.5; (d) idrossido di sodio a pH 11.0. [$6.0 \cdot 10^{-2}$ M, 7.1 M, 1.8 M, $1.0 \cdot 10^{-3}$ M]
46. Descrivere i seguenti sistemi e indicare in maniera qualitativa (acido/basico, più acido/meno acido) cosa succede quando si fanno le aggiunte indicate:
- soluzione di idrossido di sodio 0.2 M;
 - soluzione di acido cloridrico 0.3 M;
 - a 50 mL della soluzione (a) vengono aggiunti 50 mL della soluzione (b);
 - a 50 mL della soluzione (a) vengono aggiunti 100 mL della soluzione (b);
 - soluzione di acido nitroso ($K_a = 7.1 \cdot 10^{-4}$) 0.4 M;
 - a 50 mL della soluzione (a) vengono aggiunti 50 mL della soluzione (e);
 - soluzione di ammoniaca ($K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$) 0.4 M;
 - soluzione di cloruro d'ammonio 0.5 M;
 - a 50 mL della soluzione (g) vengono aggiunti 50 mL della soluzione (h).
 - a 50 mL della soluzione (b) vengono aggiunti 50 mL della soluzione (e);
- Quale di questi sistemi è un sistema tampone?
[basico, acido, acido, più acido, acido, meno acido, basico, poco acido, poco basico, acido, sistemi tampone: (f) e (i)]
47. Calcolare il pH delle soluzioni dell'esercizio precedente.
[13.3, 0.5, 1.3, 0.9, 1.8, 3.1, 11.4, 4.8, 9.2, 0.8]
48. Calcolare la variazione di pH che si determina quando a 500 mL di una soluzione 1.3 M in NaCN (cianuro di sodio) si aggiungono 150 mL di una soluzione di acido solforico 1.1 M. Considerare che per l'acido cianidrico, HCN, K_a è pari a $4 \cdot 10^{-10}$. [$\Delta\text{pH} = -2.37$]
49. Calcolare il pH delle soluzioni che si ottengono quando a 150 mL di una soluzione di acido cloridrico al 3.7% in peso ($d = 1.011$ g/mL) viene aggiunta una delle seguenti soluzioni: a) 150 mL di una soluzione di idrossido di sodio 1.22 M; oppure b) 150 mL di una soluzione 1.98 M

- di acetato di sodio, CH_3COONa , un sale che deriva dall'acido acetico, CH_3COOH . La costante di idrolisi acida dell'acido acetico è $1.8 \cdot 10^{-5}$. [12.99, 4.71]
50. Calcolare il pH della soluzione ottenuta sciogliendo 2.00 g di idrossido di sodio e 6.00 g di acido nitroso in un volume di acqua tale da ottenere 0.10 dm^3 di soluzione (per l'acido nitroso $K_a = 7.1 \cdot 10^{-4}$). [2.96]
51. Si calcoli la massa di idrossido di potassio per titolare 25.0 cm^3 di una soluzione di 0.0564 M di acido solforico. [0.158 g]
52. La solubilità del fluoruro di bario a una certa temperatura è 1.30 g/L . Calcolare K_{ps} . [$1.63 \cdot 10^{-6}$]
53. Per il bromuro di argento $K_{ps} = 5.35 \cdot 10^{-13}$ a 25°C . Calcolare la solubilità del sale (espressa in g/L) alla stessa temperatura. [$1.37 \cdot 10^{-4} \text{ g/L}$]
54. Per l'idrossido di magnesio $K_{ps} = 5.62 \cdot 10^{-12}$. Calcolare il pH di una soluzione satura del composto. [10.35]
55. Calcolare la solubilità (espressa in mg/L) del solfato di bario (a) in acqua e (b) in una soluzione 0.100 M di solfato di sodio (per il solfato di bario $K_{ps} = 1.1 \cdot 10^{-10}$). [2.45 mg/L, $2.57 \cdot 10^{-4} \text{ mg/L}$]
56. Calcolare la massa di solfato di argento che si scioglie (a) in 1.0 L di acqua e (b) in 1.0 L di soluzione 0.42 M di solfato di sodio (per il sale di argento $K_{ps} = 1.2 \cdot 10^{-5}$). [4.5 g, 0.83 g]
57. La solubilità del cromato di argento è 21.7 mg/L a 25°C . Calcolare il K_{ps} del sale alla stessa temperatura. [$1.12 \cdot 10^{-12}$]
58. 5.0 g di iodato di calcio sono portati completamente in soluzione nella minima quantità di acqua. Il volume della soluzione è 2.4 L . Calcolare il K_{ps} del sale. [$6.1 \cdot 10^{-7}$]
59. Una soluzione satura di idrossido di calcio ha $\text{pH} = 12.32$. Calcolare il K_{ps} dell'idrossido. [$4.56 \cdot 10^{-6}$]
60. Calcolare il volume minimo di acqua in cui si sciolgono 1.54 g di solfato di calcio, per cui K_{ps} è $7.1 \cdot 10^{-5}$ (si consideri il volume della soluzione uguale al volume di acqua). [1.34 L]
61. Pila zinco/cloro: $\text{Zn}_{(s)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightarrow \text{ZnCl}_{2(aq)}$. Calcolare ΔE° , noti i valori dei potenziali di riduzione di Zn^{2+}/Zn e Cl_2/Cl^- , pari a -0.761 V e 1.358 V , rispettivamente. [2.119 V]
62. Noti $E^\circ_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = 1.507 \text{ V}$ e $E^\circ_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = 0.771 \text{ V}$, calcolare la f.e.m. in condizioni standard per una pila basata sulla reazione redox: $\text{MnO}_4^- + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Fe}^{3+}$ [0.736 V]
63. Considerate le semireazioni tra $\text{Co}^{3+}/\text{Co}^{2+}$ ($E^\circ = +1.85 \text{ V}$) e $\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^{2+}$ ($E^\circ = -0.41 \text{ V}$), scrivere la reazione redox nel verso in cui procede spontaneamente in condizioni standard. [$\text{Co}^{3+} + \text{Cr}^{2+} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{Co}^{2+}$]
64. Calcolare il potenziale della semireazione $\text{MnO}_4^- (\text{H}^+) \rightarrow \text{Mn}^{2+}$ con $[\text{MnO}_4^-] = 0.10 \text{ M}$, $[\text{Mn}^{2+}] = 5.0 \cdot 10^{-6} \text{ M}$ e $\text{pH} = 1.5$ ($E^\circ_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}} = +1.51 \text{ V}$). [1.42 V]

65. Calcolare K_{ps} per il solfuro di argento sapendo che per un elettrodo ad argento in soluzione satura di Ag_2S si ha un potenziale di semicella pari a $E = -0.155 \text{ V}$ ($E^\circ_{Ag^+/Ag} = +0.799 \text{ V}$).
[1.6·10⁻⁴⁹]

66. Calcolare il potenziale della pila indicata qui sotto, sapendo che entrambi gli elettrodi contengono soluzioni tampone ai pH indicati:

$Pt | ClO_4^- 0.1M, ClO_3^- 0.2 \text{ M}, pH 6 || ClO_4^- 0.1M, ClO_3^- 0.2M, pH 4 | Pt$ [0.118 V]

67. Determinare il potenziale della seguente pila nelle condizioni indicate, scrivere e bilanciare la reazione redox che avviene, specificandone il verso:

$Cu_{(s)} | Cu^{2+}_{(aq)} 0.3 \text{ N} || Ag^+_{(aq)} 0.21 \text{ N} | Ag_{(s)}$.

I potenziali di riduzione standard sono: $E^\circ_{Ag^+/Ag} = 0.800 \text{ V}$; $E^\circ_{Cu^{2+}/Cu} = 0.342 \text{ V}$.

[0.45 V]

68. Noti $E^\circ_{Cu^{2+}/Cu} = +0.337 \text{ V}$ e $E^\circ_{Zn^{2+}/Zn} = -0.763 \text{ V}$, calcolare il potenziale di cella per la seguente pila Daniell: $Zn | Zn^{2+} (0.08 \text{ M}) || Cu^{2+} (0.20 \text{ M}) | Cu$.
[1.1 V]