

Soluzioni degli esercizi della prova in itinere del 14 Gennaio 2010

Esercizio n. 1

Il ΔH° si calcola con la legge di Hess:

Il ΔU° si calcola dalla relazione $\Delta U^\circ = \Delta H^\circ - P\Delta V = \Delta H^\circ - \Delta nRT$

Compito A.

$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ(1) - \Delta H^\circ(2) + \Delta H^\circ(3) = -8.51 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta n = -1, T = 298\text{K}, \Delta U^\circ = -6.03 \text{ KJ/mol}$$

Compito B.

$$\Delta H^\circ = -\Delta H^\circ(1) + 6\Delta H^\circ(2) + 3\Delta H^\circ(3) = 48 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta n = -3, T = 298\text{K}, \Delta U^\circ = 55 \text{ KJ/mol}$$

Compito C.

$$\Delta H^\circ = -2\Delta H^\circ(1) + 3\Delta H^\circ(2) - 1/2\Delta H^\circ(3) = -92.2 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta n = -2, T = 298\text{K}, \Delta U^\circ = -87.2 \text{ KJ/mol}$$

Esercizio n. 2

Domanda A.

$$p(\text{O}_2) = 200 \times 300 / (300 + 750) = 57.1 \text{ mm di Hg}$$

$$p(\text{Ne}) = 650 \times 750 / 1050 = 464 \text{ mm di Hg}$$

$$P_{\text{tot}} = 521 \text{ mm di Hg}$$

$$\%(\text{Ne}) = 464 / (464 + 57.1) \text{ questa è la \% in moli/moli} = 0.890 = 89.0\%$$

0.890 è anche la frazione molare del Ne, quindi quella dell'O₂ è 0.110

$$m(\text{O}_2) = n \times \text{PM} = \text{PV}/\text{RT} \times \text{PM} = (200/760) \times 0.300 / (0.0821 \times T) \times \text{PM} = 30.8/T \text{ grammi}$$

analogamente si calcola $m(\text{Ne}) = e$

quando si calcola la percentuale m/m T si semplifica: $\%(\text{Ne}) = 83.7\% \text{ m/m}$

Domanda B:

La densità della miscela di gas si calcola dalla relazione $d = m/V = P \times \text{PMM}/\text{RT}$ dove

P è la pressione totale (521/760), T è 353K e PMM è il PM medio calcolato come somma dei PM dei singoli gas moltiplicati per la loro frazione molare

$$d = 0.507 \text{ g/L}$$

Domanda C.

Se varia la temperatura la quantità dei due gas naturalmente non cambia e nemmeno il volume dei due recipienti, quindi la densità non cambia (cambierà semmai la pressione).

Domanda D.

Il gas che si avvicina di più al comportamento ideale è quello che ha il volume molecolare più piccolo e/o le interazioni più deboli. In questo caso è il Ne, un gas nobile.

Compito B

$$P(\text{N}_2) = 147 \text{ mm di Hg}, P_{\text{tot}} = 242 \text{ mm di Hg}, \%(\text{HF}) = 31.4\% \text{ m/m}$$

$$d = 0.175 \text{ g/L}$$

il gas più ideale è l'azoto perché HF è polare

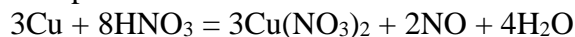
Compito C.

$P(\text{Kr}) = 179 \text{ mm di Hg}$, $P_{\text{tot}} = 789 \text{ mm di Hg}$, $\%(\text{He}) = 14.0\% \text{ m/m}$
 $d = 0.710 \text{ g/L}$

He è più ideale perché ha un volume più piccolo

Esercizio n. 3

Compito A



2.00g di Cu sono 3.15×10^{-2} moli 3.00g di HNO_3 al 75.0% sono 3.57×10^{-2} moli

L'agente limitante è HNO_3 quindi si ottengono 1.34×10^{-2} moli di $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ (teorici) pari a 2.51g

Dato che la resa è 85.0% si ottengono 2.14g

Compito B



1.00 g di MnO_2 sono 1.15×10^{-2} moli 15.0mL di HCl 1.50M sono 2.25×10^{-2} moli

L'agente limitante è HCl quindi si formano 5.63×10^{-3} moli di MnCl_2 (teorici) pari a 0.708g

Dato che la resa è 75% si ottengono 0.531g

Compito C



2.00g di MnSO_4 sono 1.325×10^{-2} moli 4.00g di KBrO_3 al 80.0% sono 1.916×10^{-2} moli

L'agente limitante è MnSO_4 quindi si formano 3.832×10^{-3} moli di K_2SO_4 (teorici) pari a 0.518g

Dato che la resa è 80.0% si ottengono 0.414g

Esercizio n.4

Compito A

35.0g di HCl sono 0.960 moli in 65.0g di H_2O (pari a 3.61 moli) 100g di soluzione hanno un volume $V = m/d = 84.8\text{mL}$

X di HCl = $0.960 / (0.960 + 3.61) = 0.210$

$m/V = 35.0 / 0.0848 = 413\text{g/L}$

$M = 0.960 / 0.0848 = 11.3\text{M}$

$m = 0.960 / 0.065 = 14.8 \text{ M}$

$N = M = 11.3\text{N}$

$M_1V_1 = M_2V_2$ $V_2 = 20.6\text{mL}$ si devono aggiungere 10.6mL di H_2O

Compito B

98.0g di H_2SO_4 sono 1.00 moli stanno in 2.0 g di H_2O (pari a 0.111 moli) il volume di 100g di soluzione è 54.5mL

X di $\text{H}_2\text{SO}_4 = 1 / 1.111 = 0.900$

$m/V = 98.0 / 0.0545 = 1800 \text{ g/L}$

$M = 1.00 / 0.0545 = 18.4\text{M}$

$m = 1.00 / 0.002 = 500\text{m}$

$N = 2 \times M = 36.8$

$M = n/V = (18.4 \times 0.010 + 1.550 \times 0.0350) / (10.0 + 35.0) = 5.29\text{M}$

Compito C

H_3PO_4 0.100m 0.100 moli hanno una massa di 9.80g e sono contenuti in 1.000Kg di H_2O (pari a 55.6 moli) Il volume della soluzione è $(1000 + 9.80) / 1.01 = 1.00\text{L}$

X di $\text{H}_3\text{PO}_4 = 0.100 / (0.100 + 55.6) = 1.80 \times 10^{-3}$

$m = 0.100\text{m}$

$$M = 0.100/V = 0.100/1.00 = 0.100M$$

$$N = 3 \times M = 0.300M$$

$$M_1V_1 = M_2V_2 \quad V_2 = 50.0\text{mL} \quad \text{si devono aggiungere } 15.0\text{mL di H}_2\text{O}$$

Esercizio n. 5

Compito B

$$n \text{ di C} = n \text{ di CO}_2 \quad n \text{ di H} = 2 \times n \text{ di H}_2\text{O}$$

$$g \text{ di C} = g \text{ di CO}_2 \times \frac{C}{\text{CO}_2} = 0.960\text{g} \quad g \text{ di H} = g \text{ di H}_2\text{O} \times \frac{2 \times H}{\text{H}_2\text{O}} = 0.140\text{g}$$

$$\%C = 0.960/1.42 = 67.6\% \quad \%H = 0.140/1.42 = 9.9\% \quad \%O = 22.5\%$$

$$\text{Formula minima} = \text{C}_4\text{H}_7\text{O}$$

Compito A

$$n \text{ di N}_2 = 0.44806/22.4 = 2.00 \times 10^{-2} \quad g \text{ di N} = 0.560\text{g}$$

$$\%C = 0.960/2.404 = 40.0\% \quad \%H = 0.240/2.404 = 10.0\% \quad \%N = 23.3\% \quad \%O = 26.7\%$$

$$\text{Formula minima} = \text{C}_2\text{H}_6\text{NO}$$

Compito C

$$\%C = 81.0\% \quad \%H = 8.1\% \quad \%O = 10.9\%$$

$$\text{Formula minima} = \text{C}_{10}\text{H}_{12}\text{O}$$

Esercizio n. 6

Compito B.

Si calcola la % del potassio per differenza:

$$\%K = 100 - (19.99 + 35.51 + 1.12) = 43.38\%$$

Ci sono 43.38g di K in 100g quindi $43.38/39.098 = 1.110$ moli di K

poiché sappiamo che in una mole ci sono 2 moli di K allora

$$1.110 : 2 = 100 : \text{PM}$$

Il PM è 180.2

$$nC = (\text{PM} \times \%C)/C = (180.2 \times 0.1999)/12 = 3$$

$$nO = (180.2 \times 0.3551)/16 = 4$$

$$nH = (180.2 \times 0.112)/1.008 = 2$$

La formula è $\text{K}_2\text{C}_3\text{H}_2\text{O}_4$

Aterios= i m Kcros dove i è il numero di ioni che si formano:

Risolvendo si ottiene $i = 3$

Compito A

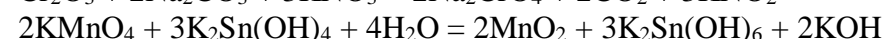
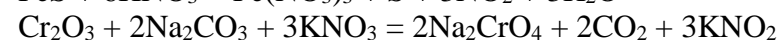
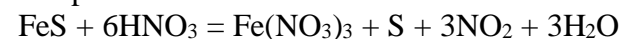
$$\text{K}_2\text{C}_4\text{H}_2\text{O}_4 \quad i = 3$$

Compito C

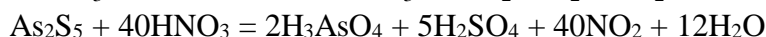
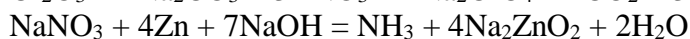
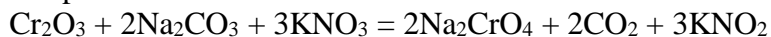
$$\text{K}_3\text{C}_4\text{HO}_6 \quad i = 4$$

Esercizio n. 7

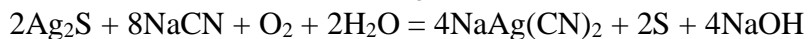
Compito A



Compito B

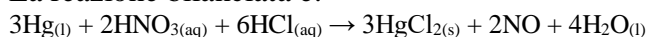


Compito C



Esercizio n. 8

La reazione bilanciata è:



La concentrazione della soluzione di HNO_3 è nota in frazione molare quindi per trovare le moli di HNO_3 si calcola prima la massa della soluzione $m = V \times d = 85.5\text{g}$

Indicando con n_1 le moli di HNO_3 e con n_2 le moli di acqua si può risolvere il seguente sistema di due equazioni:

$$n_1 \times \text{HNO}_3 + n_2 \times \text{H}_2\text{O} = 85.5$$

$$n_1 / (n_1 + n_2) = 0.0935$$

Si può anche procedere in un altro modo:

in una mole di soluzione ci sono 0.0935 moli di HNO_3 e 0.9065 di acqua

questa mole di soluzione pesa: $0.0935 \times \text{HNO}_3 + 0.9065 \times \text{H}_2\text{O} = 23.44\text{g}$

quindi: $0.0935 : 23.44 = n : 85.5$ dove $n = 0.3411$ sono le moli di HNO_3 cercate

Le moli di Hg si trovano dividendo la massa di HG per il peso atomico

Le moli di HCl si trovano dalla relazione $n = (V \times d \times \%) / \text{HCl}$

Compito A

$n(\text{HCl}) = 1.810$, $n(\text{Hg}) = 0.9023$, quindi l'agente limitante è HNO_3 e la massa d'acqua che si libera è di 12.3g

Compito B

$n(\text{HCl}) = 1.810$, $n(\text{Hg}) = 0.2991$, quindi l'agente limitante è Hg e la massa d'acqua che si libera è di 7.18g

Compito C

$n(\text{HCl}) = 0.6434$, $n(\text{Hg}) = 0.9023$, quindi l'agente limitante è HCl e la massa d'acqua che si libera è di 7.25g

Esercizio n. 10

Compito A. Energie di ionizzazione Li-B

E_{i1} cresce da Li a Be a causa dell'aumento di Zeff, diminuisce da Be a B per la stabilità della conf. Elettronica s^2

E_{i2} è più alta di E_{i1} perché è più difficile levare un elettrone da un catione che da un atomo neutro, analogamente E_{i3} è maggiore di E_{i2}

E_{i2} del Be e E_{i3} del B sono particolarmente basse perché perdendo rispettivamente il secondo e il terzo elettrone, Be e B raggiungono la configurazione del gas nobile He

E_{i2} del Li e E_{i3} del Be sono particolarmente alte perché l'elettrone deve essere tolto da un guscio interno

Compito B. Affinità elettroniche

L'affinità elettronica cresce (+ favorevole, + negativa) lungo il periodo perché aumenta la Z_{eff} e l'elettrone è attratto maggiormente.

L'eccezione di N e P è dovuta alla stabilità della configurazione elettronica s^2p^3 .

L'aumento scendendo lungo il gruppo è dovuto alla maggiore distanza dal nucleo dell'orbitale in cui si va a piazzare l'elettrone e quindi alla minore attrazione del nucleo.

Compito C. Energie di ionizzazione C-F

E_{i1} cresce da C a F a causa dell'aumento di Z_{eff} , diminuisce da N a O per la stabilità della conf. elettronica s^2p^3

E_{i2} è più alta di E_{i1} perché è più difficile levare un elettrone da un catione che da un atomo neutro, analogamente E_{i3} è maggiore di E_{i2}

E_{i2} diminuisce da O ad F per la stabilità della conf. elettr. s^2p^3 e la E_{i3} da C a N per la stabilità della conf. elettr. s^2 .