

APPELLO DI CHIMICA - 2 APRILE 2008 - fila A

Nome: _____

Cognome: _____

Matricola: _____

Corso di Laurea: _____

1. Si diluiscono 3.75 g di bromuro di ammonio (NH_4Br) per preparare una soluzione acquosa di 0.100 litri.

a) Calcolare la molarità della soluzione.

b) Scrivere la reazione di idrolisi.

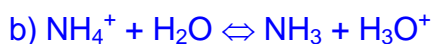
c) Determinare la concentrazione di ammoniaca all'equilibrio (per NH_3 si ha $K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$).

d) Determinare il pH della soluzione.

[1+2+2+1 punti]

$$a) n_{\text{NH}_4\text{Br}} = (3.75 \text{ g}) / (97.9 \text{ g mol}^{-1}) = 3.83 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$C = 3.83 \cdot 10^{-2} \text{ mol} / 0.100 \text{ L} = 3.83 \cdot 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$$



$$c) K_{\text{idrolisi}} = K_a = \frac{K_w}{K_b} = 5.6 \cdot 10^{-10}$$

$$[\text{NH}_3] = [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \cdot C} = \sqrt{5.6 \cdot 10^{-10} \cdot 3.83 \cdot 10^{-1}} = 1.46 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$d) \text{pH} = -\log(1.46 \cdot 10^{-5}) = 4.84$$

2. Si consideri una soluzione 0.0455 M di NaOH (soluzione A).

a) Calcolarne il pH.

b) Calcolare il pH della soluzione finale se a 0.150 L di soluzione A vengono aggiunti 0.150 L di una soluzione 0.0302 M di HCl (soluzione B).

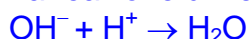
c) Calcolare il volume di soluzione B da aggiungere a 0.150 L di soluzione A affinché il pH sia neutro.

[2+2+2]

$$a) \text{pOH} = -\log(0.0455) = 1.34 ; \text{pH} = 14 - 1.34 = 12.66$$

b) Le moli di OH^- nella soluzione A sono $6.82 \cdot 10^{-3}$ mol, le moli di H^+ della soluzione B sono $4.53 \cdot 10^{-3}$ mol.

La reazione di neutralizzazione è



Ed è completamente spostata a destra essendo la sua costante di equilibrio $K=1/K_w=10^{14}$.

Unendo le due soluzioni rimane dunque un eccesso di ioni OH^- .

$$n(\text{OH}^-) = 6.82 \cdot 10^{-3} - 4.53 \cdot 10^{-3} = 2.29 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$[\text{OH}^-] = n(\text{OH}^-) / \text{Volume} = 2.29 \cdot 10^{-3} \text{ mol} / (0.300 \text{ L}) = 7.63 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = 2.12 \text{ e } \text{pH} = 11.88.$$

c) Le moli di H^+ della soluzione B devono eguagliare quelle di OH^- della soluzione A.

$$n(\text{H}^+) = 6.82 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{Volume} = n / \text{Molarità} = 6.82 \cdot 10^{-3} \text{ mol} / (0.0302 \text{ mol/L}) = 0.226 \text{ L} = 226 \text{ mL}$$

3.

a) Scrivere la reazione di combustione dell'etano $C_2H_6(g)$, e bilanciarla.

b) Sapendo che i valori di ΔH° di formazione sono:

$$\Delta H_F(CO_2(g)) = -393,5 \text{ KJ/mol}$$

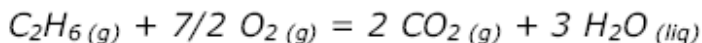
$$\Delta H_F(H_2O(l)) = -285,8 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H_F(C_2H_6(g)) = -84,5 \text{ per KJ/mol}$$

Calcolare l'entalpia di combustione dell'etano.

c) Calcolare il calore prodotto dalla combustione di 1,00 Kg di etano.

[1+2+2 punti]



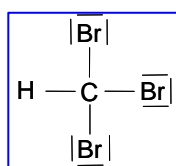
$$\Delta H^\circ_{\text{reaz}} (\text{kJ/mol}) = 3 \times (-285,8) + 2 \times (-393,5) - (-84,5) = -1560 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$1000 \text{ g} : 30 \text{ g mol}^{-1} = 33,3 \text{ mol } C_2H_6(g) \text{ bruciate}$$

$$33,3 \text{ mol} \times (-1560 \text{ kJ mol}^{-1}) = -52000 \text{ kJ} \cong -5,00 \times 10^4 \text{ kJ}$$

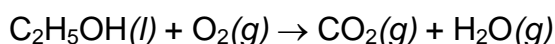
4. Data la molecola del tribromo metano ($CHBr_3$), individuare la struttura di Lewis, la forma della molecola e il tipo di ibridizzazione dell'atomo di carbonio. Dire se la molecola è polare.

[1+1+1+1 punti]



, forma tetraedrica (AX_4), il C si ibridizza sp^3 , polare

5. In un recipiente di 50.0 dm^3 contenente O_2 alla pressione di 3.00 atm a 298 K , vengono introdotti 50.0 g di C_2H_5OH . Mediante scintilla si fa avvenire la combustione seguente:



a) Bilanciare la reazione di combustione.

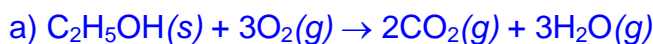
b) Individuare il reagente limitante.

c) Calcolare le moli di CO_2 e H_2O prodotte a reazione completa.

d) Calcolare le moli di reagente in eccesso

e) Calcolare la pressione all'interno del recipiente dopo la combustione (considerata completa) quando la temperatura ritorna a 298 K .

[1+1+2+1+1 punti]



b) Da $n = pV/RT$ si ottengono le moli di O_2 (6.13)

le moli di C_2H_5OH in 50 g sono 1.09

Il reagente limitante è C_2H_5OH in quanto 1.09 è minore dei $1/3$ di 6.13.

c) $n(CO_2) = 2 \cdot n(C_2H_5OH) = 2.18$

$n(H_2O) = 3 \cdot n(C_2H_5OH) = 3.27$

c) Le moli di O_2 che reagiscono sono 1.63 quelle in eccesso sono $6.13 - 3 \cdot 1.09 = 2.86$

c) Si calcolano le moli complessive di prodotti gassosi sommate all' O_2 in eccesso e poi si applica la legge dei gas perfetti. Si ottiene $n_{\text{TOTALE}} = 8.31$ e $p = 4.06 \text{ atm}$

6. 1.210 g di uno zucchero sono disciolti in 10.0 g di acqua. La soluzione, alla pressione di 1 atm, mostra un innalzamento ebullioscopico di 0.340 °C. Calcolare:

a) la massa molare dello zucchero, sapendo che la costante ebullioscopica dell'acqua è $0.515 \text{ K}\cdot\text{kg}\cdot\text{mol}^{-1}$;

b) la sua formula molecolare, sapendo che la formula minima è CH_2O .

[2+2]

a) Si calcola la molalità dall'equazione: $\Delta T = K_{\text{eb}} \cdot \text{molalità}$. Dalla molalità si ricava il numero di moli di zucchero: $\# \text{ moli} = \text{molalità} \cdot 0.010 \text{ kg}$. Da cui si ottiene la massa molare: $1.210 \text{ g} / \# \text{ moli} = MM = 183 \text{ g/mol}$

b) Essendo la massa formula di CH_2O pari a 30.0 uma: $183/30 \approx 6$. Quindi la formula molecolare dello zucchero è $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

7. Data la pila



i cui potenziali standard di riduzione sono:

$$E_{\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}} = -0.762 \text{ V}$$

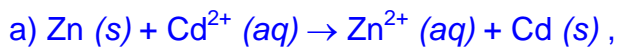
$$E_{\text{Cd}/\text{Cd}^{2+}} = -0.403 \text{ V}$$

si determinino:

a) la reazione spontanea netta;

b) il potenziale standard di cella.

[2+2 punti]



b) $E = -0.403 \text{ V} - (-0.762 \text{ V}) = 0.359 \text{ V}$

APPELLO DI CHIMICA - 2 APRILE 2008 - fila B

Nome: _____

Cognome: _____

Matricola: _____

Corso di Laurea: _____

1. Si consideri una soluzione 0.0455 M di NaOH (soluzione A).

a) Calcolarne il pH.

b) Calcolare il pH della soluzione finale se a 0.150 L di soluzione A vengono aggiunti 0.150 L di una soluzione 0.0155 M di HCl (soluzione B).

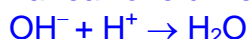
c) Calcolare il volume di soluzione B da aggiungere a 0.150 L di soluzione A affinché il pH sia neutro.

[2+2+2]

a) $pOH = -\log(0.0455) = 1.34$; $pH = 14 - 1.34 = 12.66$

b) Le moli di OH^- nella soluzione A sono $6.82 \cdot 10^{-3}$ mol, le moli di H^+ della soluzione B sono $2.32 \cdot 10^{-3}$ mol.

La reazione di neutralizzazione è



Ed è completamente spostata a destra essendo la sua costante di equilibrio $K=1/K_w= 10^{14}$.

Unendo le due soluzioni rimane dunque un eccesso di ioni OH^- .

$$n(OH^-) = 6.82 \cdot 10^{-3} - 2.32 \cdot 10^{-3} = 4.50 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$[OH^-] = n(OH^-) / \text{Volume} = 4.50 \cdot 10^{-3} \text{ mol} / (0.300 \text{ L}) = 15.0 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$pOH = 1.82 \text{ e } pH = 12.2.$$

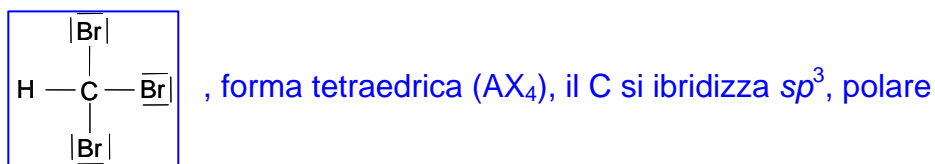
c) Le moli di H^+ della soluzione B devono eguagliare quelle di OH^- della soluzione A.

$$n(H^+) = 6.82 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

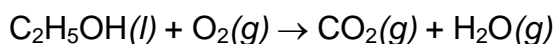
$$\text{Volume} = n / \text{Molarità} = 6.82 \cdot 10^{-3} \text{ mol} / (0.0155 \text{ mol/L}) = 0.44 \text{ L} = 440 \text{ mL}$$

2. Data la molecola del tribromo metano ($CHBr_3$), individuare la struttura di Lewis, la forma della molecola e il tipo di ibridizzazione dell'atomo di carbonio. Dire se la molecola è polare.

[1+1+1+1 punti]



3. In un recipiente di 50.0 dm³ contenente O_2 alla pressione di 3.00 atm a 298 K, vengono introdotti 50.0 g di C_2H_5OH . Mediante scintilla si fa avvenire la combustione seguente:



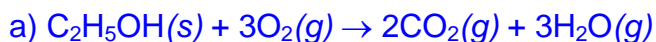
a) Bilanciare la reazione di combustione.

b) Individuare il reagente limitante.

c) Calcolare le moli di CO_2 e H_2O prodotte a reazione completa.

d) Calcolare le moli di reagente in eccesso

e) Calcolare la pressione all'interno del recipiente dopo la combustione (considerata completa) quando la temperatura ritorna a 298 K.
[1+1+2+1+1 punti]



b) Da $n = pV/RT$ si ottengono le moli di O_2 (6.13)

le moli di C_2H_5OH in 50 g sono 1.09

Il reagente limitante è C_2H_5OH in quanto 1.09 è minore dei 1/3 di 6.13.

c) $n(CO_2) = 2 \cdot n(C_2H_5OH) = 2.18$

$n(H_2O) = 3 \cdot n(C_2H_5OH) = 3.27$

c) Le moli di O_2 che reagiscono sono 1.63 quelle in eccesso sono $6.13 - 3 \cdot 1.09 = 2.86$

c) Si calcolano le moli complessive di prodotti gassosi sommate all' O_2 in eccesso e poi si applica la legge dei gas perfetti. Si ottiene $n_{TOTALE} = 8.31$ e $p = 4.06$ atm

4. 1.210 g di uno zucchero sono disciolti in 10.0 g di acqua. La soluzione, alla pressione di 1 atm, mostra un innalzamento ebullioscopico di 0.340 °C. Calcolare:

a) la massa molare dello zucchero, sapendo che la costante ebullioscopica dell'acqua è $0.515 \text{ K} \cdot \text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$;

b) la sua formula molecolare, sapendo che la formula minima è CH_2O .

[2+2]

a) Si calcola la molalità dall'equazione: $\Delta T = K_{eb} \cdot \text{molalità}$. Dalla molalità si ricava il numero di moli di zucchero: # moli = molalità \cdot 0.010 kg. Da cui si ottiene la massa molare: $1.210 \text{ g} / \text{\# moli} = MM = 183 \text{ g/mol}$

b) Essendo la massa formula di CH_2O pari a 30.0 una: $183/30 \approx 6$. Quindi la formula molecolare dello zucchero è $C_6H_{12}O_6$.

5. Data la pila



i cui potenziali standard di riduzione sono:

$$E_{Zn/Zn^{2+}} = -0.762 \text{ V}$$

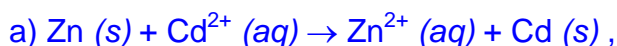
$$E_{Cd/Cd^{2+}} = -0.403 \text{ V}$$

si determinino:

a) la reazione spontanea netta;

b) il potenziale standard di cella.

[2+2 punti]



b) $E = -0.403 \text{ V} - (-0.762 \text{ V}) = 0.359 \text{ V}$

6. Si diluiscono 7.50 g di bromuro di ammonio (NH_4Br) per preparare una soluzione acquosa di 0.100 litri.

a) Calcolare la molarità della soluzione.

b) Scrivere la reazione di idrolisi.

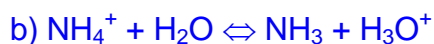
c) Determinare la concentrazione di ammoniaca all'equilibrio (per NH_3 si ha $K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$).

d) Determinare il pH della soluzione.

[1+2+2+1 punti]

$$a) n_{\text{NH}_4\text{Br}} = (7.50 \text{ g}) / (97.9 \text{ g mol}^{-1}) = 7.66 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$C = 7.66 \cdot 10^{-2} \text{ mol} / 0.100 \text{ L} = 7.66 \cdot 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$$



$$c) K_{\text{idrolisi}} = K_a = \frac{K_w}{K_b} = 5.6 \cdot 10^{-10}$$

$$[\text{NH}_3] = [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \cdot C} = \sqrt{5.6 \cdot 10^{-10} \cdot 7.66 \cdot 10^{-1}} = 2.07 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$d) \text{pH} = -\log(2.07 \cdot 10^{-5}) = 4.68$$

7.

a) Scrivere la reazione di combustione dell'etano C_2H_6 (g), e bilanciarla.

b) Sapendo che i valori di ΔH° di formazione sono:

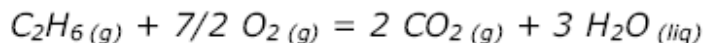
$$\Delta H_F(\text{CO}_2 \text{ (g)}) = -393,5 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_F(\text{H}_2\text{O (liq)}) = -285,8 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_F(\text{C}_2\text{H}_6 \text{ (g)}) = -84,5 \text{ per kJ/mol}$$

c) Calcolare il calore prodotto dalla combustione di 1,00 Kg di etano.

[1+2+2 punti]



$$\Delta H^\circ_{\text{reaz}} \text{ (kJ/mol)} = 3 \times (-285,8) + 2 \times (-393,5) - (-84,5) = -1560 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$1000 \text{ g} : 30 \text{ g mol}^{-1} = 33,3 \text{ mol C}_2\text{H}_6 \text{ (g) bruciate}$$

$$33,3 \text{ mol} \times (-1560 \text{ kJ mol}^{-1}) = -52000 \text{ kJ} \cong -5,00 \times 10^4 \text{ kJ}$$

APPELLO DI CHIMICA - 2 APRILE 2008 - fila C

Nome: _____

Cognome: _____

Matricola: _____

Corso di Laurea: _____

1. La soluzione acquosa ottenuta sciogliendo 7.8 g di un composto indissociato, non volatile in 100 mL di acqua, ha tensione di vapore 4.512 torr a 0°C. Sapendo che l'acqua pura a 0° C ha una tensione di vapore di 4.62 torr determinare

a) la frazione molare del soluto

b) il peso molecolare del composto.

(si consideri la densità dell'acqua pari a 1 g/cm³)

[2+2]

a) Dato che $p = p^\circ \cdot \chi_{\text{solvente}}$ abbiamo che

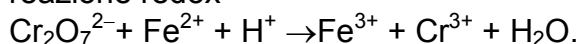
$\chi_{\text{solvente}} = 0.977$ da cui $\chi_{\text{soluto}} = 1 - \chi_{\text{solvente}} = 0.023$

b) MM_x circa 60 g/mol

2. Si consideri la soluzione ottenuta sciogliendo 23.5 g di K₂Cr₂O₇ in un litro di acqua.

a) Calcolare la concentrazione molare della soluzione.

La soluzione viene impiegata per ossidare del solfato ferroso (FeSO₄) mediante la reazione redox



b) Bilanciare la reazione

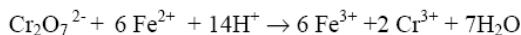
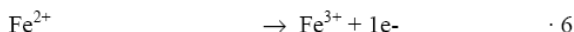
c) Dire se la reazione è spontanea sapendo che i potenziali standard di riduzione sono:

$$E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = +0.77\text{V}$$

$$E_{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}} = +1.33\text{V}$$

.d) Calcolare quanti mL di soluzione ossidano 2.8 g di solfato ferroso:

[2+2+2+2]



Moli FeSO₄ in 2.8g (PM_{FeSO4}=151.91g/mole; PM_{K2Cr2O7}=294.2g/mole):

$$n_{\text{FeSO}_4} = \frac{2.8}{151.91} = 0.01843 \text{ moli}$$

$$[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = \frac{23.5}{\frac{294.2}{1}} = 0.08 \text{ moli/L}$$

Una mole di K₂Cr₂O₇ ossida 6 moli di FeSO₄. Se V è il volume di soluzione di K₂Cr₂O₇:

$$[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] \cdot V = \frac{n_{\text{FeSO}_4}}{6}$$

$$V = \frac{0.01843}{6 \cdot 0.08} = 0.038\text{L} = 38\text{mL}$$

$E = +1.33 - (+0.77) = +0.56\text{V}$ La reazione è spontanea.

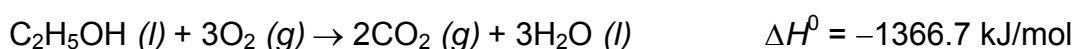
3. Una sostanza incognita si presenta sotto forma di solido bianco che fonde a T di circa 800°C e si scioglie facilmente in acqua senza alterare il pH; la soluzione acquosa così ottenuta conduce corrente. Quale, fra le seguenti sostanze è la sostanza incognita? C₆H₁₂O₆ (glucosio), NH₄Cl, NaCl, SiO₂, N₂O₄.

[2]

*Una sostanza che fonde a T di circa 800°C e conduce corrente in soluzione acquosa è un solido ionico; le uniche due sostanze possibili sono quindi NH₄Cl e NaCl. Di queste, la prima dà idrolisi acida a causa della reazione $NH_4^+ + H_2O = NH_3 + H_3O^+$ e quindi l'unica sostanza, fra quelle elencate, che risponde a tutte le caratteristiche indicate è **NaCl**.*

4.

a) Calcolare l'entalpia standard di formazione dell'alcol etilico (C₂H₅OH (l)) dai seguenti dati:



b) Calcolare quanto calore viene prodotto per la combustione di 10 L di alcol etilico (Densità=0.79 g/cm³)

[3+2 punti]

a) Dalla legge di Hess formulata per le entalpie di formazione e si ottiene $\Delta H_f^0 = -277.7 \text{ kJ/mol}$.

b) Massa= Densità·Volume= 7900 g

n=7900g/46g/mol=171.7 mol

Q=n·ΔH⁰= 234662 kJ (accettare anche risposta col segno +)

5. Si mettono a reagire 190 g di Al₂O₃ con 100 g di Fe secondo la reazione
Al₂O₃ + 2Fe = Fe₂O₃ + 2Al

a) Individuare il reagente limitante

b) Calcolare quanti g di Fe₂O₃ e quanti di Al si possono ottenere

c) Calcolare la massa di reagente in eccesso.

[2+2+2]

$$190 \text{ g} : 101,96 \text{ g/mol} = \mathbf{1,86 \text{ mol } Al_2O_3} \quad 100 \text{ g} : 55,847 \text{ g/mol} = \mathbf{1,79 \text{ mol } Fe}$$

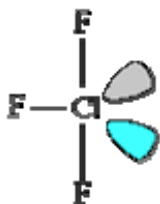
*In base ai coefficienti stechiometrici, 1 mol Al₂O₃ reagisce con 2 mol Fe e quindi 1,86 mol Al₂O₃ richiedono (2 x 1,86) = 3,72 mol Fe, non presenti. Dunque Fe è il reagente limitante, e può far reagire 1,79 : 2 = 0,895 mol Al₂O₃ formando altrettante moli di Fe₂O₃, pari a 0,895 mol x 159,69 g/mol = **143 g Fe₂O₃** circa.*

*Si formano inoltre 1,79 mol x 26,98154 g/mol = **48,3 g Al**.*

Si noti che, partendo da 290 g totali di reagenti, si ottengono in tutto (143 + 48,3) = 191,3 g di prodotti e in più avanzano (1,86 - 0,895) mol x 101,96 g/mol = 98,7 g Al₂O₃ che è il reagente in eccesso. Quindi alla fine si ritrovano 191,3 + 98,7 = 290 g di materiale.

6. Data la molecola del trifluoruro di cloro (ClF₃)

- disegnare la struttura di Lewis
 - determinare la forma della molecola
 - indicare il tipo di ibridizzazione dell'atomo di cloro
 - dire se la molecola è polare
- [1+1+1+1]



Il cloro è ibridizzato sp^3d , la molecola ha forma a T. La molecola è polare.
 $\mu_D \neq 0$ (non simmetrica) perché i doppietti occupano le posizioni indicate in figura

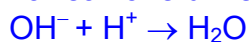
7. Si consideri una soluzione 0.0455 M di NaOH (soluzione A).

- Calcolarne il pH.
 - Calcolare il pH della soluzione finale se a 0.150 L di soluzione A vengono aggiunti 0.150 L di una soluzione 0.0302 M di HCl (soluzione B).
 - Calcolare il volume di soluzione B da aggiungere a 0.150 L di soluzione A affinché il pH sia neutro.
- [2+2+2]

a) $pOH = -\log(0.0455) = 1.34$; $pH = 14 - 1.34 = 12.66$

b) Le moli di OH^- nella soluzione A sono $6.82 \cdot 10^{-3}$ mol, le moli di H^+ della soluzione B sono $4.53 \cdot 10^{-3}$ mol.

La reazione di neutralizzazione è



Ed è completamente spostata a destra essendo la sua costante di equilibrio $K=1/K_w= 10^{14}$.

Unendo le due soluzioni rimane dunque un eccesso di ioni OH^- .

$$n(OH^-) = 6.82 \cdot 10^{-3} - 4.53 \cdot 10^{-3} = 2.29 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$[OH^-] = n(OH^-) / \text{Volume} = 2.29 \cdot 10^{-3} \text{ mol} / (0.300 \text{ L}) = 7.63 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$pOH = 2.12 \text{ e } pH = 11.88.$$

c) Le moli di H^+ della soluzione B devono eguagliare quelle di OH^- della soluzione A.

$$n(H^+) = 6.82 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{Volume} = n / \text{Molarità} = 6.82 \cdot 10^{-3} \text{ mol} / (0.0302 \text{ mol/L}) = 0.226 \text{ L} = 226 \text{ mL}$$

APPELLO DI CHIMICA - 2 APRILE 2008 - fila D

Nome: _____

Cognome: _____

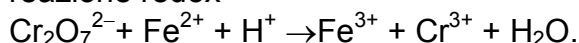
Matricola: _____

Corso di Laurea: _____

1. Si consideri la soluzione ottenuta sciogliendo 23.5 g di $K_2Cr_2O_7$ in un litro di acqua.

a) Calcolare la concentrazione molare della soluzione.

La soluzione viene impiegata per ossidare del solfato ferroso ($FeSO_4$) mediante la reazione redox



b) Bilanciare la reazione

c) Dire se la reazione è spontanea sapendo che i potenziali standard di riduzione sono:

$$E_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = +0.77V$$

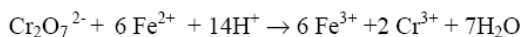
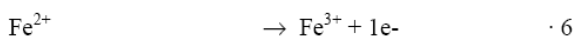
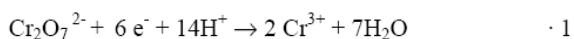
$$E_{Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}} = +1.33 V$$

.d) Calcolare quanti mL di soluzione ossidano 1.4 g di solfato ferroso:

$$[2+2+2+2]$$

a) $[CrO_7^{2-}] = 0.08 \text{ mol/L}$

b)



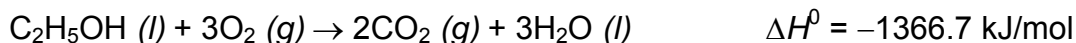
c) $E = +1.33 - (+0.77) = +0.56 V$ La reazione è spontanea.

d) Moli $FeSO_4 = 0.00922$

$$V = 0.00922 / (6 \cdot 0.08) = 0.0192 L = 19.2 \text{ mL}$$

2.

a) Calcolare l'entalpia standard di formazione dell'alcol etilico ($C_2H_5OH(l)$) dai seguenti dati:



b) Calcolare quanto calore viene prodotto per la combustione di 5 L di alcol etilico (Densità = 0.79 g/cm^3)

[3+2 punti]

a) Dalla legge di Hess formulata per le entalpie di formazione e si ottiene $\Delta H_f^0 = -277.7 \text{ kJ/mol}$.

b) Massa = Densità · Volume = 3950 g

$$n = 3950 \text{ g} / 46 \text{ g/mol} = 85.9 \text{ mol}$$

$$Q=n\cdot\Delta H^0= - 117331 \text{ kJ (accettare anche risposta col segno +)}$$

3. Si mettono a reagire 190 g di Al_2O_3 con 100 g di Fe secondo la reazione
 $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Fe} = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{Al}$

- Individuare il reagente limitante
- Calcolare quanti g di Fe_2O_3 e quanti di Al si possono ottenere
- Calcolare la massa di reagente in eccesso.

[2+2+2]

$$190 \text{ g} : 101,96 \text{ g/mol} = \mathbf{1,86 \text{ mol } \text{Al}_2\text{O}_3} \quad 100 \text{ g} : 55,847 \text{ g/mol} = \mathbf{1,79 \text{ mol Fe}}$$

In base ai coefficienti stechiometrici, 1 mol Al_2O_3 reagisce con 2 mol Fe e quindi 1,86 mol Al_2O_3 richiedono $(2 \times 1,86) = 3,72$ mol Fe, non presenti. Dunque Fe è il reagente limitante, e può far reagire $1,79 : 2 = 0,895$ mol Al_2O_3 formando altrettante moli di Fe_2O_3 , pari a $0,895 \text{ mol} \times 159,69 \text{ g/mol} = \mathbf{143 \text{ g } \text{Fe}_2\text{O}_3}$ circa.

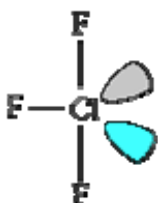
$$\text{Si formano inoltre } 1,79 \text{ mol} \times 26,98154 \text{ g/mol} = \mathbf{48,3 \text{ g Al.}}$$

Si noti che, partendo da 290 g totali di reagenti, si ottengono in tutto $(143 + 48,3) = 191,3$ g di prodotti e in più avanzano $(1,86 - 0,895) \text{ mol} \times 101,96 \text{ g/mol} = 98,7 \text{ g } \text{Al}_2\text{O}_3$ che è il reagente in eccesso. Quindi alla fine si ritrovano $191,3 + 98,7 = 290 \text{ g}$ di materiale.

4. Data la molecola del trifluoruro di cloro (ClF_3)

- disegnare la struttura di Lewis
- determinare la forma della molecola
- indicare il tipo di ibridizzazione dell'atomo di cloro
- dire se la molecola è polare

[1+1+1+1]



Il cloro è ibridizzato sp^3d , la molecola ha forma a T. La molecola è polare.

$\mu_D \neq 0$ (non simmetrica) perché i doppietti occupano le posizioni indicate in figura

5. Si consideri una soluzione 0.0455 M di NaOH (soluzione A).

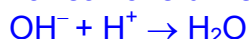
- Calcolarne il pH.
- Calcolare il pH della soluzione finale se a 0.150 L di soluzione A vengono aggiunti 0.150 L di una soluzione 0.0302 M di HCl (soluzione B).
- Calcolare il volume di soluzione B da aggiungere a 0.150 L di soluzione A affinché il pH sia neutro.

[2+2+2]

$$\text{a) } \text{pOH} = -\log(0.0455) = 1.34 ; \text{pH} = 14 - 1.34 = 12.66$$

b) Le moli di OH^- nella soluzione A sono $6.82 \cdot 10^{-3}$ mol, le moli di H^+ della soluzione B sono $4.53 \cdot 10^{-3}$ mol.

La reazione di neutralizzazione è



Ed è completamente spostata a destra essendo la sua costante di equilibrio $K=1/K_w= 10^{14}$.

Unendo le due soluzioni rimane dunque un eccesso di ioni OH^- .

$$n(\text{OH}^-) = 6.82 \cdot 10^{-3} - 4.53 \cdot 10^{-3} = 2.29 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$[\text{OH}^-] = n(\text{OH}^-) / \text{Volume} = 2.29 \cdot 10^{-3} \text{ mol} / (0.300 \text{ L}) = 7.63 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{pOH} = 2.12 \text{ e } \text{pH} = 11.88.$$

c) Le moli di H^+ della soluzione B devono eguagliare quelle di OH^- della soluzione A.

$$n(\text{H}^+) = 6.82 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{Volume} = n / \text{Molarità} = 6.82 \cdot 10^{-3} \text{ mol} / (0.0302 \text{ mol/L}) = 0.226 \text{ L} = 226 \text{ mL}$$

6. La soluzione acquosa ottenuta sciogliendo 7.8 g di un composto indissociato, non volatile in 100 mL di acqua, ha tensione di vapore 4.512 torr a 0°C . Sapendo che l'acqua pura a 0°C ha una tensione di vapore di 4.62 torr determinare

a) la frazione molare del soluto

b) il peso molecolare del composto.

(si consideri la densità dell'acqua pari a 1 g/cm^3)

[2+2]

a) Dato che $p = p^\circ \cdot \chi_{\text{solvente}}$ abbiamo che

$$\chi_{\text{solvente}} = 0.977 \text{ da cui } \chi_{\text{soluto}} = 1 - \chi_{\text{solvente}} = 0.023$$

b) MM_x circa 60 g/mol

7. Una sostanza incognita si presenta sotto forma di solido bianco che fonde a T di circa 800°C e si scioglie facilmente in acqua senza alterare il pH; la soluzione acquosa così ottenuta conduce corrente. Quale, fra le seguenti sostanze è la sostanza incognita?

$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (glucosio), NH_4Cl , NaCl , SiO_2 , N_2O_4 .

[2]

*Una sostanza che fonde a T di circa 800°C e conduce corrente in soluzione acquosa è un solido ionico; le uniche due sostanze possibili sono quindi NH_4Cl e NaCl . Di queste, la prima dà idrolisi acida a causa della reazione $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$ e quindi l'unica sostanza, fra quelle elencate, che risponde a tutte le caratteristiche indicate è **NaCl**.*