

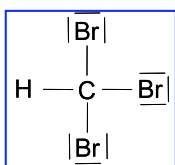
Prova scritta di Chimica, luglio 2011

Nome: _____ Cognome: _____

Matricola: _____ Corso: _____ numero crediti _____

1. Data la molecola del tribromo metano (CHBr_3), individuare la struttura di Lewis, la forma della molecola, il tipo di ibridizzazione dell'atomo di carbonio e, motivandolo, indicare se la molecola è polare oppure no.

[1+1+1+1 punti]



, forma **tetraedrica (AX_4)**, il C si ibridizza **sp^3** , molecola **polare** perchè con **4 legami che presentano differente polarità**.

2. 20.882 g di un composto ionico contengono 6.072 g di sodio, 8.474 g di zolfo e 6.336 g di ossigeno. Determinare:

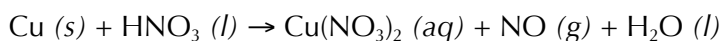
- le percentuali in massa dei tre elementi nel minerale, e
- la formula bruta del composto.

[2+2 punti]

a) **Na: 29.1 %**, **S: 40.6 %**, **O: 30.3 %**

b) **$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$**

3. Il rame si discioglie nell'acido nitrico secondo la reazione di ossidoriduzione:



- Individuare l'agente ossidante e quello riducente
- bilanciare la reazione;
- calcolare la resa percentuale della reazione se si ottengono 13.75 g di NO partendo da 50.00 g di rame.

[1+3+3 punti]

a) Il Cu si ox (da 0 a +2) e l'N si rid (da +5 a +2).

b) **$3\text{Cu} (s) + 8\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- \rightarrow 3\text{Cu}^{2+} + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$**

oppure **$3\text{Cu} (s) + 8\text{HNO}_3 (l) \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 (aq) + 2\text{NO} (g) + 4\text{H}_2\text{O} (l)$**

c) **87.30 %**

4. Il solfato di bario BaSO_4 è un sale poco solubile la cui solubilità in acqua a 25 °C è pari a $2.45 \cdot 10^{-3} \text{ g/dm}^3$. Se ne calcoli il prodotto di solubilità. [3 punti]

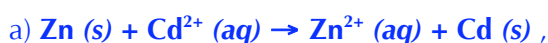
$\text{BaSO}_4 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$, ovvero stechiometria di dissociazione 1:1, e dunque le concentrazione all'equilibrio degli ioni dissociati sono uguali ed entrambe uguali alla solubilità ($1,05 \cdot 10^{-5}$). Da cui $K_s = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = \text{solubilità} \cdot \text{solubilità} = (\text{solubilità})^2 = \mathbf{1.1 \cdot 10^{-10} \text{ M}^2}$
(N.B. u.d.m. solubilità in M).

5. Una pila



eroga una corrente di 1.45 A per 15.6 minuti. Si indichino:

- la reazione spontanea netta,
 - la forza elettromotrice della pila (essendo i potenziali standard di riduzione degli elementi coinvolti pari a -0.762 V e -0.403 V);
 - la massa degli elettrodi dopo l'erogazione della corrente se la massa iniziale degli elettrodi era pari a 5.00 g (si ricordi che la costante di faraday vale $F = 9.65 \cdot 10^4 \text{ C/mol}$).
- [1+1+2 punti]



b) f.e.m. = $-0.403 \text{ V} - (-0.762 \text{ V}) = \mathbf{0.359 \text{ V}}$

c) Applicando la legge di Faraday ($I \cdot t = F \cdot n \cdot z$) si ottengono le moli di Zn perse dall'anodo e quelle di Cd guadagnate dal catodo. Ad esempio. $n_{\text{Zn}} = [1.45 \text{ C/s} \cdot (15.6 \cdot 60) \text{ s}] / [2 \cdot 9.65 \cdot 10^4 \text{ C/mol}] = 7.03 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$. $m_{\text{Zn}} = 7.03 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 65.41 \text{ g/mol} = 4.60 \cdot 10^{-3} \text{ g}$. Quindi:

massa anodo **Zn** = $(5.00 - 0.460) \text{ g} = \mathbf{4.54 \text{ g}}$;

Analogamente (ma con massa che si deposita), massa catodo **Cd** = $(5.00 + 0.790) \text{ g} = \mathbf{5.79 \text{ g}}$.

5b. Calcolare l'entalpia standard di formazione a 25°C del benzene (C_6H_6) liquido dai seguenti dati:

$$\Delta H^\circ_{\text{comb}}, \text{C}_6\text{H}_6 \text{ (l)} = -3270 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{f}}, \text{CO}_2 \text{ (g)} = -394 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H^\circ_{\text{f}}, \text{H}_2\text{O (l)} = -286 \text{ KJ/mol}$$

[punti 4]

[R. = 48 KJ/mol]

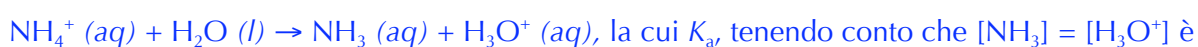
6. Un campione è costituito da 120 cm^3 di acido cloridrico 0.10 M. Si determini:

- il pH del campione dopo l'aggiunta di 60 cm^3 di una soluzione di idrossido di calcio, Ca(OH)_2 , 0.10 M;
 - il pH del campione dopo l'aggiunta di 240 cm^3 di una soluzione di ammoniaca 0.05 M (la costante di dissociazione basica dell'ammoniaca è pari a $1.7 \cdot 10^{-5}$).
- [3+4 punti]

a) Abbiamo 0.012 moli di HCl che reagiscono con 0.006 moli di Ca(OH)_2 , ovvero, essendo HCl e Ca(OH)_2 un acido ed una base forti, 0.012 moli di H_3O^+ che reagiscono con 0.012 moli di OH^- .

La soluzione sarà quindi neutra, con pH = 7.0.

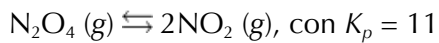
b) Abbiamo 0.012 moli di HCl (e quindi di H_3O^+) che reagiscono con 0.012 moli di NH_3 . Se reagissero completamente darebbero una soluzione $3.6 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ di NH_4Cl . Quindi conviene considerare la reazione come l'idrolisi acida di NH_4Cl $3.6 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ (in altri termini siamo nelle condizioni di equivalenza di una titolazione di base debole con acido forte, dove il pH della soluzione è determinato dall'idrolisi acida del catione, ovvero acido coniugato, della base debole). Quindi la reazione di idrolisi è



$$K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{K_w}{K_{\text{NH}_3}}$$

Quindi $[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{(5.9 \times 3.6 \times 10^{-13})}$, da cui segue che $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = \mathbf{5.8}$

7. Dato il seguente equilibrio a 100 °C



si preveda la direzione in cui avverrà la reazione per raggiungere l'equilibrio partendo con 0.10 moli di N_2O_4 e 0.20 moli di NO_2 in un contenitore da 2 litri. [3 punti]

La direzione si prevede confrontando il valore del coefficiente di reazione Q con K_p . $Q < K_p$ reazione verso destra (avanza), $Q > K_p$ reazione verso sinistra (retrocede), $Q = K_p$ reazione all'equilibrio.

Q ha la stessa espressione formale di K_p , ma con concentrazioni istantanee.

Quindi $Q = (p_{\text{NO}_2})^2 / (p_{\text{N}_2\text{O}_4})$. Le pressioni parziali sono (con $R = 0.0821 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{mol}$):

$$p_{\text{NO}_2} = 3.0 \text{ atm}$$

$$p_{\text{N}_2\text{O}_4} = 1.5 \text{ atm}$$

da cui $Q = 6.0$. Quindi **$Q < K_p$ e la reazione procede verso destra (avanza).**