

APPELLO DI CHIMICA – 04/07/2007

Nome e Cognome _____

Matricola _____

Corso di Laurea _____

1) Scrivere il nome di

Mg(NO₃)₂ **nitrato di magnesio;**

Na₂S **solfuro di sodio;**

Cu₂O **ossido di rame(I)**

2) Bilanciare la seguente ossidoriduzione (che avviene in ambiente acido) con il metodo delle semireazioni:



3) Scrivere la configurazione elettronica dell'elemento/ione indicato:

Pb **[Xe] 4f¹⁴5d¹⁰6s² 6p²;**

Fe **[Ar]4s²3d⁶;**

Fe²⁺ **[Ar]3d⁶**

4) Indicate a fianco di ciascuna delle seguenti sostanze se tra gli elementi costituenti è presente un legame ionico, covalente polare o covalente puro.

MgO **ionico**

SO₂ **covalente polare**

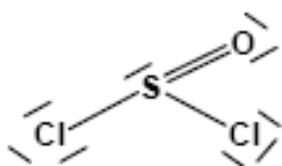
O₃ **covalente puro**

PF₃ **covalente polare**

5) Per SOCl₂ Indicare

a) n° elettroni di valenza: **26;**

b) Disegnare la migliore formula di Lewis indicando le cariche formali sui singoli atomi:



6) Dati 1596.8 g di Fe₂O₃ e 144.0 g di carbonio, che reagiscono dando ferro e anidride carbonica determinare:

a) il reagente limitante.

Dobbiamo vedere se le moli dei reagenti sono in rapporto stechiometrico oppure no. Calcoliamo le moli dei reagenti

(mol = massa g/ PM g mol⁻¹): mol (Fe₂O₃) = 1596.8 g/159.69 g mol⁻¹ = 10.00 mol; mol (C) = 144.0 g/ 12.011g mol⁻¹ = 12.00 mol.

Rapporto stechiometrico 2 mol Fe₂O₃/3 mol C = 0.666; rapporto reale 10.00/12.00 = 0.833: il **carbonio è il reagente**

limitante.

b) la massa di Fe che si ottiene se la reazione ha una resa del 100% .

La massa di ferro la calcoliamo dopo aver calcolato le moli di ferro ottenibili dalla reazione assumendo una resa del

100%; le moli di Fe ottenibili dipendono dalle moli del reagente limitante: mol ottenute = 12.00 mol C (reag limitante) x

$(4 \text{ mol Fe} / 3 \text{ mol C}) = 16.00 \text{ mol di Fe}$. Quindi $g(\text{Fe}) = 16.00 \text{ mol} \times 55.847 \text{ g mol}^{-1} = 893.6 \text{ g}$.

c) la massa di reagente in eccesso rimasta non reagita.

E' la differenza tra la massa iniziale e quella reagita di Fe_2O_3 . La massa reagita la calcoliamo partendo dalle moli del

reagente limitante che determinano il numero di mol di Fe_2O_3 che si consumano nella reazione: mol $(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 12.00$

mol C x $(2 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3 / 3 \text{ mol C}) = 8.00 \text{ mol}$. Quindi la massa di Fe_2O_3 reagita è data da $8.00 \text{ mol} \times 159.69 \text{ g mol}^{-1} =$

1277.5 g. La massa di reagente in eccesso non reagita sarà pari a $(1596.8 \text{ g} - 1277.5 \text{ g}) = 319.4 \text{ g}$.

d) la massa di Fe ottenibile se la resa fosse del 90%:

$893.6 \times 0.90 = 804.2 \text{ g}$;

7) Una miscela di gas alla pressione totale di 2.00 atm è costituita da 55% in volume di CO e 45% di H_2 .

a) Le pressioni parziali dei componenti sono:

$p_{\text{CO}} = \underline{\hspace{2cm}} 1.1 \text{ atm}$

$p_{\text{H}_2} = \underline{\hspace{2cm}} 0.9 \text{ atm}$

b) Calcolare la composizione della miscela espressa in % in massa:

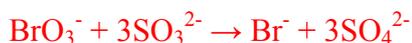
$\% \text{CO} = \underline{\hspace{2cm}} 94.4\%$

$\% \text{H}_2 = \underline{\hspace{2cm}} 5.6\%$

8) Date le coppie $\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_3^{2-}$ ($E^\circ = 0.17 \text{ V}$) e $\text{BrO}_3^-/\text{Br}^-$ ($E^\circ = 1.44 \text{ V}$), indicare (a) l'ossidante più forte e quello più debole; (b) scrivere la reazione redox spontanea bilanciata; (c) scrivere il potenziale di cella

(a) BrO_3^- appartiene alla coppia con un potenziale normale di riduzione più alto e quindi è l'ossidante più forte (il solfato sarà il più debole).

(b) Il principio fondamentale per prevedere l'andamento delle reazioni di ossidoriduzione dice che la forma ossidata della coppia con il potenziale più alto ossida la forma ridotta della coppia con il potenziale più basso. In termini elettrochimici, svolgerà il ruolo di catodo (cioè subirà la reazione di riduzione) la coppia con E più alto (in questo caso bromato/bromuro) e sarà anodo (cioè subirà la ossidazione) la coppia con E più basso (solfato/solfito). Quindi la reazione spontanea sarà:



Per bilanciarla usare le due semireazioni, (da considerare nel verso opportuno)



(c) 1.27 V

9) Sciogliendo una certa quantità di zucchero in un dato volume di acqua si abbassa la temperatura di congelamento di 1 °C. Di quanto la si abbasserà sciogliendo nella stessa quantità di acqua un uguale numero di moli di CaCl_2 ?

$\Delta T_{\text{criosc}} = k_{\text{criosc}} \times m \times i$ (dove i corrisponde al numero di ioni generato dal composto in soluzione). Una mole di CaCl_2 genera tre ioni; quindi $i = 3$, quindi, a parità di moli e di quantità di solvente, l'abbassamento crioscopico è pari al triplo di quello di una sostanza che non genera ioni, come lo zucchero. In questo caso 3°C .

10) Si trattano 10.0 ml di soluzione 0.100 M di fluoruro di potassio (K_a dell'acido fluoridrico = 7.0×10^{-4}) con una soluzione 0.040 M di HCl. Calcolare (a) il pH della soluzione iniziale e (b) la concentrazione di ioni F^- dopo l'aggiunta di 15 ml di soluzione di acido.

Il sale KF in acqua si dissocia liberando ioni K^+ e F^- . Lo ione fluoruro è base coniugata di un acido debole e quindi è una base, con $K_b = 10^{-14}/7.0 \times 10^{-4} = 1.43 \times 10^{-11}$. Le mmoli (millimoli) di ione F^- inizialmente presenti sono $10 \text{ ml} \times 0.100 \text{ M} = 1.0$.

(a) pH iniziale: la soluzione contiene la base fluoruro in conc. 0.100 M. Essendo $C^\circ > 100K_b$ è lecito l'uso della formula approssimata. Quindi $[\text{OH}^-] = 1.20 \times 10^{-6}$, $\text{pOH} = 5.92$, $\text{pH} = 8.08$.

(b) 15 ml di HCl 0.040 M contengono $15 \times 0.040 = 0.6$ mmoli di ioni H_3O^+ , che reagiscono quantitativamente con F^- :



Gli ioni H_3O^+ sono in difetto, provocano la formazione di 0.6 mmoli di HF e rimane un eccesso di fluoruro pari a $1.0 - 0.6 = 0.4$ mmoli.