

POLITECNICO DI MILANO ING. ENG-AER-MEC. Corso di Fondamenti di Chimica
I Prova IN ITINERE- 20 Novembre 2015. Compito A

AVVERTENZE: scrivere le soluzioni sull'apposito foglio che va completato con tutti i dati richiesti prima di iniziare la prova e che deve essere consegnato alla fine senza la minuta. Le soluzioni vanno scritte nello stesso ordine numerico degli esercizi proposti. **I calcoli devono essere indicati per esteso e le risposte devono essere motivate.**

Esercizio 1 (3 punti). Dati i seguenti composti scrivere il nome o la formula bruta appropriati. SO_2 ; HNO_3 ; Na_3PO_4 , clorato di sodio, pentafluoruro di antimonio, acido solforoso

SOLUZIONE:

Anidride solforosa, acido nitrico, fosfato di sodio, NaClO_3 , SbF_5 , H_2SO_3

Esercizio 2 (4 punti). Considerando le molecole date nell'esercizio 1, scriverne la formula di struttura di Lewis, la geometria molecolare completa e indicare che tipo di orbitale ibrido utilizza l'atomo centrale.

SOLUZIONE:

SO_2 angolare, sp^2

HNO_3 ; trigonale planare, sp^2

Na_3PO_4 , 3Na^+ ; PO_4^{3-} tetraedica, sp^3

NaClO_3 Na^+ ; ClO_3^- trigonale piramidale, sp^3

SbF_5 trigonale bipiramidale, sp^3d

H_2SO_3 trigonale piramidale, sp^3

Esercizio 3 (3 punti). Calcolare le quantità massime di Na_2FeO_4 e di Na_2SO_4 che si possono ottenere facendo reagire secondo l'equazione $\text{FeS}_2 + 9\text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{FeO}_4 + 2\text{Na}_2\text{SO}_4 + 6\text{Na}_2\text{O}$ un campione di pirite di 15.8 g contenente 97.3% FeS_2 con 68.94g di Na_2O_2

SOLUZIONE:

Nel campione abbiamo $15.8\text{g} \cdot 97.3/100 = 15.37\text{g}$ di FeS_2 ovvero 0.13 mol

$68.94\text{g} / 77.98\text{g/mol} = 0.88$ mol di Na_2O_2

per fare reagire tutto il solfato di ferro avremmo bisogno di $9 \cdot 0.88$ mol = 1.153 mol di Na_2O_2 che risulta quindi essere il reagente limitante. Dunque da 0.88 mol di Na_2O_2 si formano:

$[0.88/9] \cdot 165\text{g/mol} = 16.1$ g di Na_2FeO_4 e $[0.88/9 \cdot 2] \cdot 142\text{g/mol} = 27.8$ g di Na_2O_2

Esercizio 4 (4 punti). Dati i seguenti composti solidi dire 1) a quale tipo di solido cristallino appartengono 2) che tipo di interazione esiste tra le particelle 3) se sono solidi a temperatura ambiente. N_2 , CaCl_2 , SiO_2 , I_2 ,

SOLUZIONE:

N_2 , solido molecolare, interazioni di London, gas

CaCl_2 , solido ionico, legame ionico, solido

SiO_2 , solido covalente, legame covalente, solido

I_2 , solido molecolare, interazioni di London, solido

Esercizio 5 (3 punti). Spiegare tramite la teoria dell'orbitale molecolare (disegnare gli orbitali) perché la molecola He_2^+ esiste allo stato gassoso mentre He_2 non esiste.

SOLUZIONE: Vedi slides lezione

Esercizio 6 (3 punti). Calcolare il volume molare di un gas alla temperatura di 30°C e alla pressione di 1140 torr.

SOLUZIONE:

Sapendo che in condizioni normali il volume molare di un gas è 22,414 l/mol

$$V_0=22,414 \text{ l/mol}$$

$$T_0=273 \text{ K}$$

$$P_0=1 \text{ atm}=760 \text{ mmHg}$$

$$PV/T=P_0V_0/T_0$$

$$V= P_0V_0T/PT_0=(760 \times 22,414 \times 303)/(273 \times 1140)=16,581 \text{ l/mol}$$

Esercizio 7 (3 punti). Calcolare la tensione di vapore a 20°C e l'innalzamento del punto di ebollizione di una soluzione acquosa al 5,13% in peso di uno zucchero ($C_{12}H_{22}O_{11}$). La tensione di vapore dell'acqua a 20°C è 17,39 mmHg, la costante ebullioscopica dell'acqua è 0,513°C Kg/mol. Si assuma la densità della soluzione uguale a 1 g/ml.

SOLUZIONE:

La quantità di zucchero (b) e acqua (a) in 100 g di soluzione sono

$$b=5,13 \text{ g } n_B=0,015 \text{ mol}; a=94,87 \text{ g } n_a=5,27 \text{ mol}$$

$$x_a=n_a/n_{tot}=5,27/(0,015+5,27)=0,997$$

La tensione di vapore a 20°C si calcola da

$$P= P_0 \times x_a=17,34 \text{ mmHg}$$

Per calcolare l'innalzamento ebullioscopico si applica

$$\Delta T=K_{eb} \times (n_b/m_{solvente}) \times 1000 \text{ g/Kg}= 0,513 \times 0,015 \times 1000/94,87=0,081 \text{ °C}$$

Esercizio 8 (4 punti). Calcolare la pressione osmotica di una soluzione di 0,75M di urea (CH_4N_2O) di densità 1,05 g/ml a 25°C. Calcolarne l'abbassamento del punto di gelo e dire quale sarebbe la pressione osmotica di una soluzione alla stessa molarità di $CaCl_2$. La costante crioscopica dell'acqua è 1,86°C Kg/mol.

SOLUZIONE:

$$\Pi=0,75 \times 0,082 \times (273+25)=18,33 \text{ atm}$$

Per calcolare l'abbassamento crioscopico bisogna trasformare la molarità in molalità

1L di soluzione pesa 1050g

$$\text{peso di urea}=0,75 \text{ mol} \times 60,06 \text{ g/mol}=45 \text{ g}$$

$$\text{peso acqua}=1050-45=1005 \text{ g}$$

$$m=(0,75/1005) \times 1000=0,746 \text{ mol/kg}$$

$$\Delta T_{cr}=1,86 \times 0,746=1,39 \text{ °C}$$

Una soluzione di $CaCl_2$ ha un coefficiente di Vant'hoff di 3 quindi alla stessa concentrazione e temperatura avrebbe un valore di pressione osmotica 3 volte più grande.

Esercizio 9 (3 punti). La pressione esercitata su una mole di gas ideale a 2,00 atm a 300K viene ridotta ad 1,00 atm. La trasformazione avviene a temperatura costante. Calcolare i valori del calore (q), del lavoro (w) e la variazione di energia interna ΔU .

SOLUZIONE:

In un processo isoterma, relativo a un gas ideale $\Delta U = 0$ perché dipende solo dalla temperatura e quindi a T costante non si hanno variazioni.

Calcolo V_f e V_i dalla relazione dei gas perfetti. $PV=nRT$

$$\text{Il lavoro e' uguale } w=-P\Delta V \text{ da cui } w=-nRT \ln(V_f/V_i)=-[1 \text{ mol} \times 8,31 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 300 \text{ K} \times \ln(2)]=-1728 \text{ J}$$

Il calore sarà 1728J (endotermico)

Esercizio 10 (3 punti). Quali delle seguenti proprietà dipendono dalle forze intermolecolari? Motivare la risposta.

A) Elettronegatività; no l'elettronegatività dipende EA e AE

B) Energia di prima ionizzazione; no dipende da Z_{eff} e da raggio atomico

3) Temperatura di ebollizione, si per portare una sostanza alla fase di gas si devono rompere le forze intermolecolari tra le particelle