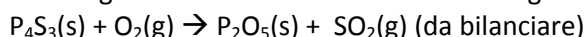


**POLITECNICO DI MILANO ING. ENG-AER-MEC. Corso di FONDAMENTI DI CHIMICA**  
**I PROVA IN ITINERE – 13 novembre 2009. Compito A**

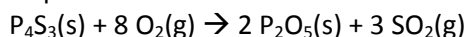
**Avvertenze:** scrivere le soluzioni sull'apposito foglio che va completato con tutti i dati richiesti prima di iniziare la prova e che deve essere consegnato alla fine senza la minuta. Le soluzioni vanno scritte nello stesso ordine numerico degli esercizi proposti. **I calcoli devono essere indicati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

**Esercizio 1 (Punti 3)**

Quando si accende un fiammifero si ha la combustione del  $P_4S_3$  (l'ossigeno è in eccesso) con formazione di fumo bianco costituito da  $P_2O_5$  e  $SO_2$ . Calcolare la quantità di  $P_2O_5$  e il volume di  $SO_2$  a c.n. ( $0^\circ C$  e 1 atm) che si ottengono se il fiammifero contiene 0.15 g di  $P_4S_3$ , sapendo che la reazione che avviene è la seguente:



Risp.



$$\text{Mol di } P_4S_3 = 0.15 / 220 = 0.68 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{Mol } P_2O_5 = 2 \text{ mol di } P_4S_3$$

$$\text{Mol di } P_2O_5 = 0.68 \cdot 10^{-3} * 2 = 1.36 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{Massa di } P_2O_5 = 1.36 \cdot 10^{-3} * 142 = 0.193 \text{ mol}$$

$$\text{Mol } SO_2 = 3 * 0.68 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 2.04 \cdot 10^{-3}$$

$$V \text{ di } SO_2 = \text{mol } SO_2 * V_{\text{molar}} = 2.04 \cdot 10^{-3} * 22.4 \text{ (l/mol)} = 45.7 \cdot 10^{-3} \rightarrow 45.7 \text{ mL}$$

**Esercizio 2 (Punti 4)**

Una bombola di gas liquido a 298 K, del volume di 50 L piena per i 2/3 di butano, viene accidentalmente esposta alla temperatura di  $200^\circ C$ . Spiegare che cosa accade nella bombola sapendo che la temperatura critica del butano è  $152^\circ C$ . Calcolare la pressione sviluppatasi al suo interno ( $T_{\text{ebollizione}} = 0.5^\circ C$ , densità a 298K: 0.6 g/mL)

Risp.

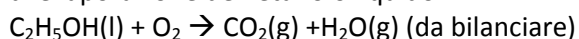
Essendo la temperatura maggiore della temperatura critica del butano, tutto il liquido passerà allo stato gassoso

$$50 \text{ L} * 2/3 = 33.3 \text{ L} \rightarrow 33300 \text{ mL} * 0.6 \text{ g/mL} = 19800 \text{ g} \rightarrow 19800 \text{ g} / 58 \text{ (g/mol)} = 341 \text{ mol}$$

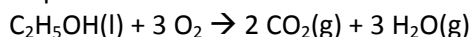
$$P = 341 \text{ mol} * 0.082 \text{ (L atm/ mol K)} * 473 \text{ K} / 50 \text{ L} = 264.5 \text{ atm (267 atm dipende dalle approssimazioni)}$$

**Esercizio 3 (Punti 3)**

Il  $\Delta H^\circ_f$  dell'etanolo in fase gassosa ( $C_2H_5OH(g)$ ) è  $-239.5 \text{ KJ/mol}$ . Quando 50 g di etanolo liquido ( $C_2H_5OH(l)$ ) vengono bruciati in eccesso di ossigeno, si ottiene una quantità di calore pari a  $-1341.7 \text{ KJ}$ . Calcolare il  $\Delta H^\circ$  di evaporazione dell'etanolo liquido.



Risp.



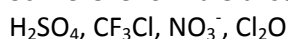
$$\Delta H^\circ \text{ combustione} = -1341.7 \text{ KJ} * 46 \text{ (g/mol)} / 50 \text{ g} = -1234.4 \text{ KJ/mol}$$

$$\Delta H^\circ_f C_2H_5OH(l) = (-1234.4 - 725.4 - 787) \text{ KJ/mol} = -278$$

$$\Delta H^\circ \text{ evaporazione} = \Delta H^\circ_f \text{ gas} - \Delta H^\circ_f \text{ liq} = -239.5 - (-278) = +38.5 \text{ KJ/mol}$$

**Esercizio 4 (Punti 4)**

Scrivere le formule di struttura delle seguenti molecole, evidenziando la loro geometria:



Indicare l'ibridazione dell'atomo centrale e individuare le specie che presentano momento dipolare diverso da zero.

Risp.

$H_2SO_4$ : Tetraedrica,  $sp^3$ , momento dipolare diverso da 0

$CF_3Cl$ : tetraedrica,  $sp^3$ , momento dipolare diverso da 0

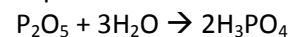
$NO_3^-$ : trigonale planare,  $sp^2$ , momento dipolare 0 (risonanza)

Cl<sub>2</sub>O: angolare, sp<sup>3</sup>, momento dipolare diverso da 0

### Esercizio 5 (Punti 3)

Dalla seguente reazione si ottengono 9 g di H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>. Reazione: P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> + H<sub>2</sub>O → H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> (da bilanciare)  
Calcolare la resa della reazione ottenuta sciogliendo 9.0 g di P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> in 80 g di H<sub>2</sub>O.

Risp.



$$\text{Mol } P_2O_5 = 9 \text{ g} / 142 \text{ (g/mol)} = 0.063 \text{ mol}$$

$$\text{Mol } H_3PO_4 = 2 \text{ mol } P_2O_5 = 0.063 * 2 = 0.126 \text{ mol}$$

$$\text{massa } H_3PO_4 = 0.126 * 98 \text{ (g/mol)} = 12.4 \text{ g}$$

$$\text{Resa: } 9 / 12.4 * 100 = 73 \% \text{ ( in moli } = 0.092 / 0.126 * 100 = 73 \% )$$

### Esercizio 6 (Punti 3)

Indicare, dando una spiegazione, quale delle seguenti molecole biatomiche non può esistere:

Li<sub>2</sub>, Be<sub>2</sub>.

Risp.

Non può esistere il Be<sub>2</sub>, il numero di elettroni in orbitali leganti ed in orbitali antileganti è uguale e pertanto l'ordine di legame è 0.

### Esercizio 7 (Punti 3)

Quale delle seguenti proprietà dipende dalle entità delle forze intermolecolari:

1. Elettronegatività, 2. Energia di prima ionizzazione, 3 Temperatura di ebollizione

Motivare la risposta.

Risp.

Elettronegatività: NO dipende da EI e AE; Energia di I ionizzazione: NO dipende da Zeff; temperatura di ebollizione: SI dipende dalle forze intermolecolari es. legami ad idrogeno, dipolo-dipolo ect.

### Esercizio 8 (Punti 3)

Perché il potenziale di seconda ionizzazione del litio è molto più alto di quello del berillio?

Risp.

Entrambi gli elettroni del berillio appartengono al II guscio e quindi sono facili da rimuovere, mentre il secondo elettrone del litio appartiene al I guscio (orbitale 1s).

### Esercizio 9 (Punti 4)

Descrivere il tipo di solido e la natura dei legami presenti in un cristallo di

- a. CaO
- b. Fe
- c. CO<sub>2</sub>
- d. CH<sub>3</sub>OH

Quale sostanza è sicuramente solida, quale liquida e quale gassosa a temperatura ambiente.

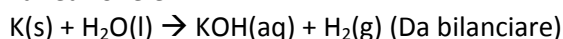
Risp.

- a. Composto ionico, legame ionico (attrazione elettrostatica catione anione) energia reticolare elevata, solido a Tamb.
- b. Legame metallico (catione in un mare di elettroni), solido a Tamb
- c. Composto covalente, solido molecolare, interazioni dipolo indotto-dipolo indotto, gas a T amb
- d. Composto covalente, solido molecolare, legame ad idrogeno, liquido a T amb

### Esercizio 10 (Punti 3)

7 g di K vengono aggiunti a 1 L di acqua a 14°C. Calcolare il calore sviluppato nella reazione e la temperatura finale dell'acqua (La capacità termica specifica per l'acqua è 4.186 J/g K).

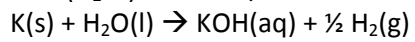
La reazione è



Risp.

$$\Delta H^{\circ}f(\text{KOH}_{\text{aq}}) = -482 \text{ KJ/mol}$$

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



$$\text{Mol K} = 7/39 = 0.18 \text{ mol}$$

$$\Delta H^{\circ}\text{reax} = Q = 0.18 (-482 - (-286)) = -35.3 \text{ KJ}$$

$$H^{\circ} \text{ reax} = q = m \text{ csp } \Delta T = \rightarrow \Delta T = 35300 / 1000 \cdot 4.186 = 8.4 \text{ K}$$

$$T \text{ finale} = 287 + 8.4 = 295.4 \text{ K} = 22.4^{\circ}\text{C}$$