

Esercizio 1 (Punti 3)

Un composto incognito contenente C, H e O viene bruciato consumando 320 g di O₂. Si producono in questo modo 352 g di CO₂ e 144 g di H₂O. Determinare la formula molecolare del composto, sapendo che la sua massa molecolare è pari a 88 g/mol, e quindi bilanciare correttamente la reazione. (3 punti)

Risp: 10 moli di O₂, 8 di CO₂ e 8 di H₂O. $C_xH_yO_z + 10 O_2 (g) \Rightarrow 8 CO_2 (g) + 8 H_2O (g)$

$C_8H_{16}O_4 + 10 O_2 (g) \Rightarrow 8 CO_2 (g) + 8 H_2O (g)$ $Z=16+8-20=4$ $C_8H_{16}O_4 = 176$ g/mol.

Poiché la massa molecolare del composto incognito è pari a 88 g/mol, si avrà 2·C₄H₈O₂

$2 C_4H_8O_2 + 10 O_2 (g) \Rightarrow 8 CO_2 (g) + 8 H_2O (g)$

Esercizio 2 (Punti 4)

L'acetilene, C₂H₂, può essere ottenuto per aggiunta controllata di acqua al carburo di calcio, CaC₂ secondo la reazione non bilanciata: CaC₂ (s) + H₂O (l) → Ca(OH)₂ (s) + C₂H₂ (g). Calcolare il calore svolto se si fanno reagire 125 kg di carburo di calcio con un eccesso di acqua a 10°C e 1 atm, ed il volume di acetilene ottenuto, misurato nelle stesse condizioni assumendo una resa del processo pari al 70%.

$[\Delta H_f^\circ (CaC_2, s) = -60$ kJ/mol $\Delta H_f^\circ (Ca(OH)_2, s) = -987$ kJ/mol $\Delta H_f^\circ (C_2H_2, g) = 227$ kJ/mol $\Delta H_f^\circ (H_2O, l) = -286$ kJ/mol]

Risp: $\Delta H_f^\circ (Ca(OH)_2, s) = -987$ kJ/mol $\Delta H_f^\circ (C_2H_2, g) = 227$ kJ/mol $\Delta H_f^\circ (H_2O, l) = -286$ kJ/mol

Reazione bilanciata: CaC₂ (s) + 2 H₂O → Ca(OH)₂ (s) + C₂H₂ (g). Per questa reazione:

$\Delta H^\circ = \Delta H_f^\circ (Ca(OH)_2, s) + \Delta H_f^\circ (C_2H_2, g) - \Delta H_f^\circ (CaC_2, s) - 2 \Delta H_f^\circ (H_2O, l) =$

$[-987 + 227 + 60 - 2 \cdot (-286)]$ kJ/mol = -128 kJ/mol di CaC₂

Le moli di CaC₂ sono $1.25 \cdot 10^5$ g / 64.1 g mol⁻¹ = $1.95 \cdot 10^3$ mol, per cui il calore svolto è

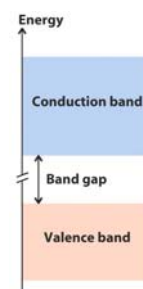
$q = -n_{CaC_2} \cdot \Delta H^\circ_{reaz} = 1.95 \cdot 10^3$ mol · 128 kJ/mol = 250 MJ. Resa 100% → quindi 70% = 175 MJ.

Il volume di acetilene è quindi: $V = n_{C_2H_2} RT / P = 1.95 \cdot 10^3$ mol · 0.082 molK/atmL · 283 K / 1 atm = 45.3 · 10³ L resa 100% → quindi al 70% è 31.71 · 10³ L.

Esercizio 3 (Punti 3)

Spiegare, utilizzando la teoria MO e delle bande per i solidi, perché il Litio è un conduttore elettrico e termico mentre il Cdiamante è un isolante.

Svolgimento: La teoria MO introduce il concetto di orbitale molecolare, ovvero orbitale policentrico esteso su tutta la molecola e derivante dalla combinazione lineare di n orbitali atomici. Quando n è molto grande, la combinazione lineare porta alla formazione di vere e proprie bande di valenza, sature o solo parzialmente occupate, e bande vuote. Il litio presenta una banda di valenza parzialmente occupata e quindi gli elettroni sono in grado di muoversi liberamente in essa, qualsiasi sia lo stimolo elettrico o termico fornito. Il diamante presenta invece una banda di valenza satura ed una di antilegame vuota con energia di troppo superiore rispetto a quella di valenza. Il gap di banda è tale per cui gli elettroni non riescono a passare nella banda vuota. In definitiva non si ha libertà di movimento da parte degli elettroni.

**Esercizio 4 (Punti 4)**

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

CH₃COOH, SF₄, CuSO₄, HNO₂

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

Risp:

CH₃COOH: Tetraedrica, sp³ per CH₃ e trigonale sp² per CO₂ momento dipolare diverso da 0

SF₄: altalena, sp³d, momento dipolare diverso da 0

CuSO₄: ionico ma SO₄ lo zolfo è sp³

HNO₂: sp² per N=O (1 coppia di non legame) trigonale planare, e sp³ OH (angolare, 2 coppie di non legame) dipolo diverso da zero

Esercizio 5 (Punti 3)

Passando da H₂O a H₂S la temperatura di ebollizione scende da 100°C a -60.7°C. Perché? Se poi si considera H₂Se, la temperatura di ebollizione risale a -41.7°C. Perché?

Risp. In H₂O liq ci sono forti legami ad idrogeno tra le molecole, che sono molto minori in H₂S liq e in H₂Se liq. Quest'ultima molecola è più polarizzabile della precedente perché il selenio possiede più elettroni dello zolfo.

Esercizio 6 (Punti 3)

Per il processo eterogeneo: $\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)} \rightleftharpoons \text{NH}_3_{(g)} + \text{HCl}_{(g)}$ stabilire se la variazione di entalpia standard è positiva, negativa o nulla. Utilizzando gli opportuni dati termochimici calcolare la variazione di entalpia standard della reazione e confrontandola con la previsione effettuata. $[\Delta H_f^\circ(\text{NH}_4\text{Cl}(s)) = -314,4 \text{ kJ/mol}$ $\Delta H_f^\circ(\text{NH}_3(g)) = -46,192 \text{ kJ/mol}$ $\Delta H_f^\circ(\text{HCl}(g)) = -92 \text{ kJ/mol}]$

Risp: Da un solido si ottengono due gas quindi reazione esotermica. Infatti $\Delta H^\circ_{\text{reazione}} = -176 \text{ kJ}$

Esercizio 7 (Punti 3)

Mettete in ordine di dimensioni i seguenti ioni, spiegando le ragioni che determinano l'ordine scelto:

Cl^- , Mg^{2+} , Ca^{2+} .

Risp: Gli ioni Cl^- e Ca^{2+} hanno lo stesso numero di elettroni (18) ma Ca^{2+} ha un nucleo di carica positiva maggiore e quindi sarà più piccolo. D'altra parte Ca^{2+} è più grande di Mg^{2+} perché scendendo lungo un gruppo le dimensioni degli atomi (e degli ioni, a parità di configurazione elettronica esterna) aumentano.

Esercizio 8 (Punti 3)

La famiglia Rossi consuma una quantità di calore pari a $35,1 \cdot 10^3 \text{ kJ}$ per il fabbisogno di acqua calda giornaliero. Calcolare quanti m^3 di metano (misurati a $T=0^\circ \text{ C}$ e a $P=1 \text{ atm}$) devono teoricamente essere bruciati giornalmente nell'impianto $[\Delta H_{\text{comb}}^0(\text{CH}_4) = -890,5 \text{ kJ}$ (per 1 mol di metano combusta)]

Risp $\Delta H_{\text{comb}}^0(\text{CH}_4) = -890,5 \text{ kJ}$ (per 1 mol di metano combusta)

$Q_{\text{risc}}(\text{H}_2\text{O}) = n \text{ CH}_4 \cdot (-\Delta H_{\text{comb}}^0(\text{CH}_4))$ quindi $n \text{ CH}_4 = Q(\text{H}_2\text{O}) / (-\Delta H_{\text{comb}}^0(\text{CH}_4)) = 39,5 \text{ mol}$

$V(\text{CH}_4) = n \text{ CH}_4 \cdot 22,4 \text{ L/mol} = 884,8 \text{ L}$ ($T=0^\circ \text{ C}$ e $P=1 \text{ atm}$ sono condizioni normali per i gas in EU)

Esercizio 9 (Punti 4)

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

- Cu
- NaNO_3
- SO_2
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$

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

Risp.

- Legame metallico (cations in un mare di elettroni), solido a T_{amb}
- Composto ionico, legame ionico (attrazione elettrostatica catione anione) energia reticolare elevata, solido a T_{amb} .
- Composto covalente, solido molecolare, interazioni dipolo-dipolo, gas a T_{amb}
- Composto covalente, solido molecolare, legame ad idrogeno, liquido a T_{amb}

Esercizio 10 (Punti 3)

Dati gli stati eccitati dell'idrogeno atomico con configurazione elettronica $3s^1$ e $3p^1$, stabilire se tali stati elettronici sono isoenergetici. Stabilire inoltre se per il Cl atomico gli elettroni nell'orbitale $3s$ e negli orbitali $3p$ hanno la stessa energia. Motivare eventuali analogie o differenze dei sistemi considerati.

Risp: per l'atomo d'idrogeno (e ioni idrogenoidi con un solo elettrone), l'energia di una configurazione elettronica è determinata unicamente dal numero quantico principale: quindi le configurazioni $3s^1$ e $3p^1$ sono isoenergetiche. Nel caso del cloro, come per tutti gli atomi polielettronici, l'energia di uno elettrone dipende, oltre che dal nr. quantico n , anche dal nr. quantico l : in particolare elettroni in orbitali ns sono più stabili di elettroni in orbitali np per il minore schermo che subiscono gli elettroni in orbitali s rispetto ad elettroni in orbitali p . Ciò consegue dalla maggiore penetrazione degli orbitali ns rispetto agli nd .

Esercizio 11 (Punti 4)

L'energia di idratazione (E_{hydr}) di uno ione è l'energia che si libera quando questo passa dallo stato gassoso isolato allo stato in cui è solvatato dalle molecole d'acqua in una soluzione acquosa. Vi aspettate che sia maggiore E_{hydr} per Al^{3+} o Ca^{2+} ? E nel caso di Cl^- e I^- , quale avrà maggiore E_{hydr} ?

Risp: E_{hydr} degli ioni è legata ad interazioni ione-dipolo. Si ha $E_{\text{hydr}} \propto Z\mu/d^2$ dove Z è la carica dello ione e μ è il momento di dipolo delle molecole di acqua e d è la distanza tra le molecole acqua e lo ione. μ e le dimensioni delle molecole d'acqua sono fisse e nel caso di Cl^- e I^- la carica è la stessa. E_{hydr} dipende in questo caso dalla distanza che è \gg per I^- che per Cl^- , che avrà quindi maggiore E_{hydr} . Con analoghi ragionamenti si ha che $E_{\text{hydr}}(\text{Al}^{3+}) \gg E_{\text{hydr}}(\text{Ca}^{2+})$.