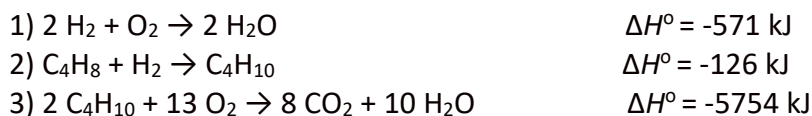


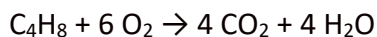
Esercizio Termochimica

Dopo aver riportato la reazione di combustione del butene (C_4H_8) opportunamente bilanciata, si determini il calore sviluppato dalla completa combustione di 112.2 g di tale composto calcolare note le entalpie delle seguenti reazioni:



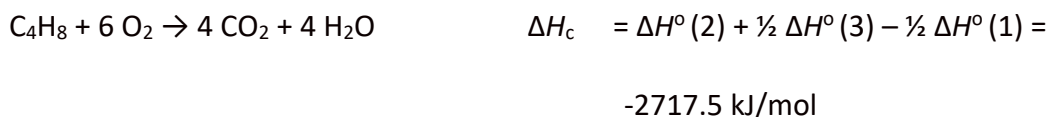
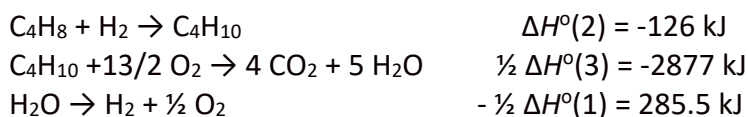
Svolgimento:

La reazione di combustione del butene è la seguente:



Utilizzando la legge di Hess possiamo ricavare l'entalpia di combustione del butene a partire dalle entalpie delle reazioni 1, 2 e 3 che chiameremo $\Delta H^\circ(1)$, $\Delta H^\circ(2)$ e $\Delta H^\circ(3)$.

La reazione di combustione del butene può essere infatti ottenuta sommando la reazione 2 alla reazione 3 divisa per due e sottraendo la reazione 1 anch'essa divisa per due:



Il butene bruciato è pari a 112.2 g dunque nota la sua massa molare pari a 56.1 g/mol sappiamo che 2 moli di butene hanno completamente reagito. Il calore sviluppato sarà dunque pari a:

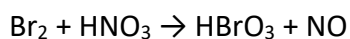
$$Q = 2 \text{ mol} \cdot |\Delta H_c| = 2 \text{ mol} \cdot 2717.5 \text{ kJ/mol} = 5435 \text{ kJ}$$

Esercizio Redox

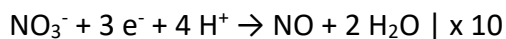
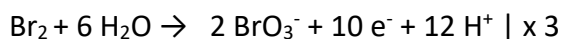
Disciogliendo bromo gassoso in una soluzione acquosa di acido nitrico concentrato è possibile ottenere monossido di azoto e HBrO_3 . Dopo aver bilanciato la reazione con il metodo ionico elettronico si calcolino quanti grammi di bromo sono necessari per produrre 3.2 L di monossido di azoto, alla temperatura di 25°C ed alla pressione di 1.0 atm.

Svolgimento:

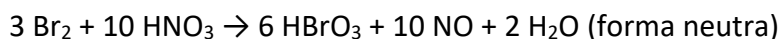
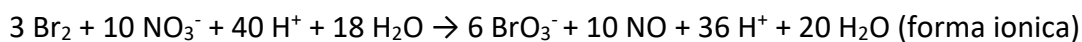
La reazione da bilanciare è la seguente:



Bilancio la reazione con il metodo ionico-elettronico



La reazione bilanciata è:



$$n(\text{NO}) \text{ prodotte} = PV/RT = 1.0 \text{ atm} \cdot 3.2 \text{ L} / 0.0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 298.15 \text{ K} = 0.131 \text{ mol}$$

$$n(\text{Br}_2) = 3/10 \cdot n(\text{NO}) = 0.0393 \text{ mol}$$

$$mM(\text{Br}_2) = 159.8 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Br}_2) = 0.0393 \text{ mol} \cdot 159.8 \text{ g/mol} = 6.28 \text{ g}$$

Esercizio Colligative

Un elettrolita forte viene sciolto in acqua dissociandosi secondo la seguente reazione:



Sciogliendo 190.4 g di tale sale in 3.2 kg di H₂O, si ottiene una soluzione che congela alla temperatura di -3.5 °C. Si determini la massa molare del sale AB₂. Si calcoli inoltre la pressione osmotica della soluzione alla temperatura di 25 °C sapendo che la densità della soluzione ottenuta è pari a 1.05 g/cm³ (K_{cr}(H₂O) = 1.86 °C · Kg/m).

Svolgimento:

Possiamo ricavare la molalità della soluzione sapendo che:

$$\Delta t_{eb} = i \cdot m \cdot K_{eb}$$

Dove $i = 3$ e $\Delta t_{eb} = 3.5$ °C, dunque la molalità sarà:

$$m = 3.5 \text{ °C} / (3 \cdot 1.86 \text{ °C/m}) = 0.627 \text{ m}$$

sapendo che $m = n(AB_2)/\text{Massa}(H_2O)$ ricaviamo il numero di moli di AB₂:

$$n(AB_2) = 0.627 \text{ m} \cdot 3.2 \text{ kg} = 2.0 \text{ mol}$$

da cui ricaviamo la massa molare del composto:

$$MM(AB_2) = 190.4 \text{ g} / 2 \text{ mol} = 95.2 \text{ g/mol}$$

La pressione osmotica è pari a:

$$\pi = i \cdot M \cdot R \cdot T$$

dove M è la molarità della soluzione e i il coefficiente di Van't Hoff che, come detto, vale $i = 3$. Ricaviamo il volume della soluzione conoscendo la densità della soluzione e dunque la molarità:

$$V = \text{Massa} / d = (3200 \text{ g} + 190.4 \text{ g}) / 1.05 \text{ g/cm}^3 = 3229 \text{ cm}^3 \approx 3.23 \text{ litri}$$

dunque:

$$M = n(AB_2) / V = 2.0 \text{ mol} / 3.23 \text{ l} = 0.619 \text{ M}$$

$$\pi = i \cdot M \cdot R \cdot T = 3 \cdot 0.619 \text{ M} \cdot 0.0821 \text{ (l} \cdot \text{atm)} / (\text{mol} \cdot \text{K}) \cdot 298.15 \text{ K} = 45.5 \text{ atm}$$

Esercizio pH

Si mescolino 0.4 litri di una soluzione acquosa di acido nitrico il cui pH è pari a 1.9 con 0.6 litri di una soluzione acquosa di idrossido di sodio il cui pH è pari a 10.8 e si calcoli il pH della soluzione risultante. Noto il pKa dell'acido formico pari a 3.74 si calcoli il nuovo pH della soluzione ottenuta a seguito dell'aggiunta di 1.2 grammi di formiato di sodio (HCOONa).

Svolgimento:

Calcoliamo il numero di moli di HNO_3 e NaOH rispettivamente presenti nelle due soluzioni di partenza sapendo che, essendo HNO_3 e NaOH rispettivamente un acido forte ed una base forte, la loro concentrazione sarà pari a dieci elevato al pH (per HNO_3) e al pOH (per NaOH):

$$M(\text{HNO}_3) = 10^{-1.9} = 1.26 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$M(\text{NaOH}) = 10^{-(14-10.8)} = 6.31 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$n(\text{HNO}_3) = M_1 \cdot V_1 = 1.26 \cdot 10^{-2} \text{ M} \cdot 0.4 \text{ l} = 5.04 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n(\text{NaOH}) = M_2 \cdot V_2 = 6.31 \cdot 10^{-4} \text{ M} \cdot 0.6 \text{ l} = 3.79 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

La soluzione risultante dal mescolamento delle due soluzioni originali avrà dunque un volume totale $V = V_1 + V_2 = 1.0 \text{ l}$ e un eccesso di acido forte rispetto la base forte di moli pari a

$$(5.04 - 0.379) \cdot 10^{-3} = 4.66 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Dunque, la molarità di ioni H^+ presenti in soluzione sarà:

$$[\text{H}^+] = 4.66 \cdot 10^{-3} \text{ mol} / 1.0 \text{ l} = 4.66 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

e il pH sarà dunque pari a:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 4.66 \cdot 10^{-3} = 2.33$$

Come varia il pH se aggiungiamo 1.2 grammi di formiato di sodio ($\text{MM}=68.01 \text{ g/mol}$)?

$$n(\text{HCOONa}) = 1.2 \text{ g} / 68.01 \text{ g/mol} = 1.76 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$[\text{HCOONa}] = 1.76 \cdot 10^{-2} \text{ mol} / 1.0 \text{ l} = 1.76 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

Essendo la soluzione acida con $[\text{H}^+] = 4.66 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ avremo che le concentrazioni iniziali dopo l'aggiunta di HCOONa alla soluzione saranno:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 1.76 \cdot 10^{-2} \text{ M} - 4.66 \cdot 10^{-3} = 1.294 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 4.66 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Note le concentrazioni di $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ e $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ possiamo applicare l'equazione di Henderson-Hasselbalch:

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log([\text{HCOO}^-] / [\text{HCOOH}]) = 3.74 + \log(1.294 \cdot 10^{-2} / 4.66 \cdot 10^{-3}) = 4.18$$