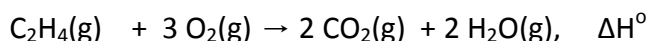


## Ενδεικτική επίλυση

**4.1** Υπολογίζουμε τη σχετική μοριακή μάζα του αιθενίου ( $C_2H_4$ ),  $M_r = 2 \cdot 12 + 4 \cdot 1 = 28$ , και στη συνέχεια τα mol αιθενίου που αντέδρασαν:

$$n = \frac{m}{M_r} = \frac{70}{28} \text{ mol} = 2,5 \text{ mol}$$

Έστω ότι η αντίδραση καύσης του αιθενίου σε πρότυπες συνθήκες έχει μεταβολή ενθαλπίας  $\Delta H^\circ$ .



Όταν αντιδρά 1 mol έχουμε μεταβολή ενθαλπίας  $\Delta H^\circ$

Όταν αντιδρούν 2,5 mol έχουμε μεταβολή ενθαλπίας  $2,5 \cdot \Delta H^\circ$

Αφού εκλύεται θερμότητα η αντίδραση είναι εξώθερμη, άρα  $\Delta H^\circ < 0$ . Επομένως, ισχύει ότι:  $2,5 \cdot \Delta H^\circ = -3.500 \text{ kJ} \Rightarrow \Delta H^\circ = -1.400 \text{ kJ}$ .

Άρα, η πρότυπη ενθαλπία καύσης του  $C_2H_4$  είναι  $-1.400 \text{ kJ/mol}$ .

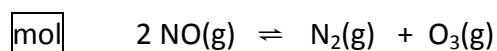
## 4.2.

**α)** Για να ελέγξουμε αν θα εκδηλωθεί αντίδραση και προς ποια κατεύθυνση προσδιορίζουμε το πηλίκο αντίδρασης  $Q_c$ .

$$Q_c = \frac{[N_2] \cdot [O_2]}{[NO_2]^2} = \frac{\frac{2 \text{ mol}}{V} \cdot \frac{2 \text{ mol}}{V}}{\left(\frac{4 \text{ mol}}{V}\right)^2} = \frac{4}{16} = 0,25$$

Παρατηρούμε ότι  $Q_c < K_c$ , άρα θα εκδηλωθεί χημική αντίδραση προς τα δεξιά, ώστε το  $Q_c$  να αυξηθεί μέχρι να φτάσει την τιμή της  $K_c$  στη χημική ισορροπία.

**β)** Η μεταβολή των mol στην χημική ισορροπία είναι:



Αρχ.        4            2            2

Αντ.        2x

Παρ.                    2+x        2+x

Ισορ.       4-2x        2+x        2+x

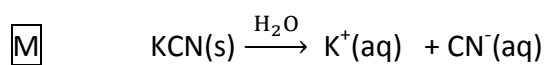
με  $0 < 2x < 4 \Rightarrow 0 < x < 2$ . Από τη σταθερά Χημικής Ισορροπίας, η οποία ως πηλίκο συγκεντρώσεων είναι θετικός αριθμός, έχουμε:

$$K_c = \frac{[N_2] \cdot [O_2]}{[NO_2]^2} \Rightarrow 4 = \frac{\frac{(2+x)}{V} \cdot \frac{(2+x)}{V}}{\left(\frac{(4-2x)}{V}\right)^2} \Rightarrow 2^2 = \frac{(2+x)^2}{(4-2x)^2} \Rightarrow 2 = \frac{(2+x)}{(4-2x)} \Rightarrow x = 1,2.$$

Επομένως στην ισορροπία έχουμε:  $n_{NO} = 1,6 \text{ mol}$  και  $n_{N_2} = n_{O_2} = 3,2 \text{ mol}$ .

**γ)** Γνωρίζουμε ότι με αύξηση της θερμοκρασίας η αντίδραση μετατοπίζεται προς την ενδόθερμη πλευρά, οπότε αν είναι ενδόθερμη αυξάνεται η τιμή της σταθεράς ισορροπίας, ενώ αν είναι εξώθερμη μειώνεται η τιμή της σταθεράς ισορροπίας. Στην περίπτωση που εξετάζουμε έχουμε μείωση από 4 σε 1, άρα η αντίδραση είναι εξώθερμη.

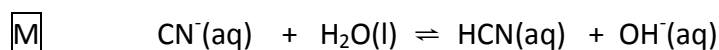
**4.3.** Για το διάλυμα KCN 0,1 M ισχύει:



Αρχ.            0,1

Τελ.                            0,1            0,1

Το  $K^+$  πρακτικά δεν αντιδρά με το νερό (προέρχεται από την ισχυρή βάση KOH), ενώ το ιόν κυανίου αντιδρά.



Αρχ.            0,1

Αντ.            z

Παρ.    z            z

Ισορ.            0,1-z    z            z

Από την σταθερά ιοντισμού έχουμε:

$$K_{b,CN^-} = \frac{[HCN] \cdot [OH^-]}{[CN^-]} \Rightarrow \frac{K_w}{K_{a,HCN}} = \frac{z^2}{(0,1-z)} M \Rightarrow \frac{10^{-14}}{10^{-10}} M \simeq \frac{z^2}{0,1} M \Rightarrow z = 10^{-2,5}$$

Άρα  $[OH^-] = 10^{-2,5} M$ ,  $pOH = 2,5$  και  $pH = 14 - 2,5 = 11,5$ .

Επομένως, το διάλυμα Δ1 έχει  $pH = 11,5$ .