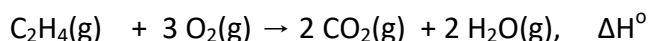


Ενδεικτική επίλυση

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 ΔH° , οπότε:



Όταν αντιδρά 1 mol εκλύονται ΔH°

Όταν αντιδρούν 2,5 mol εκλύονται $2,5 \cdot \Delta H^\circ$

Δίνεται 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 kJ/mol .

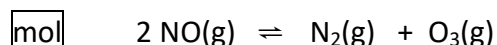
4.2.

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
-------	------	-----	-----

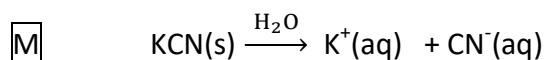
με $0 < 2x < 4 \Rightarrow 0 < x < 2$. Από τη σταθερά Χημικής Ισορροπίας, η οποία ως πηλίκο συγκεντρώσεων είναι θετικός αριθμός, έχουμε:

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

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.

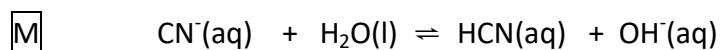
4.3. Για το διάλυμα KCN 0,1 M ισχύει:



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:

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

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

Επομένως, το διάλυμα Δ1 έχει $\text{pH} = 11,5$.