

Ενδεικτική επίλυση

4.1

α. Για το διάλυμα Δ1 έχουμε:

$$P_{\Delta 1} = c_{\Delta 1} \cdot R \cdot T = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 27) \text{ K} = 2,46 \text{ atm}$$

β. Έστω x η σχετική μοριακή μάζα της A. Η συγκέντρωση του διαλύματος Δ2 είναι:

$$c_{\Delta 2} = \frac{n}{V} = \frac{\frac{m}{M_r}}{V} = \frac{\frac{0,92}{x} \text{ mol}}{0,1 \text{ L}} = \frac{9,2}{x} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

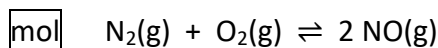
Αφού τα Δ1 και Δ2 είναι ισοτονικά ισχύει:

$$P_{\Delta 2} = c_{\Delta 2} \cdot R \cdot T \Rightarrow 2,46 \text{ atm} = \frac{9,2}{x} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273 + 27) \text{ K} \Rightarrow x = 92$$

Άρα, η σχετική μοριακή μάζα της ουσίας A είναι 92.

4.2

α. Προσδιορίζουμε τις μεταβολές mol κατά την πρώτη αντίδραση:



Αρχ. 6 3

Αντ. 2 2

Παρ. 4

Τελ. 4 1 4

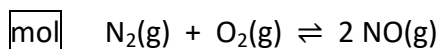
Το N_2 είναι σε περίσσεια, άρα

$$\alpha_1 = \frac{\text{mol O}_2 \text{ που αντέδρασαν}}{\text{mol O}_2 \text{ που μπορούσαν να αντιδράσουν}} = \frac{2}{3} \text{ (ή 66,7\%)}$$

β. Η σταθερά χημικής ισορροπίας της αντίδρασης είναι:

$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{O}_2]} = \frac{\left(\frac{4 \text{ mol}}{V_{\text{δοχείου}}}\right)^2}{\left(\frac{4 \text{ mol}}{V_{\text{δοχείου}}}\right) \cdot \left(\frac{1 \text{ mol}}{V_{\text{δοχείου}}}\right)} \Rightarrow K = 4$$

γ. Προσδιορίζουμε τις μεταβολές mol κατά τη δεύτερη αντίδραση:



Αρχ. 6 6

Αντ. γ γ

Παρ. 2γ

Τελ. 6-γ 6-γ 2γ

Με $0 < y < 6$.

Η σταθερά ισορροπίας δεν αλλάζει αφού η θερμοκρασία παραμένει στους θ_1 °C.

$$K = \frac{([\text{NO}]')^2}{([\text{N}_2]') \cdot ([\text{H}_2]')} \Rightarrow 4 = \frac{\left(\frac{2y \text{ mol}}{V'_{\text{δοχείου}}}\right)^2}{\left(\frac{6-y \text{ mol}}{V'_{\text{δοχείου}}}\right) \cdot \left(\frac{6-y \text{ mol}}{V'_{\text{δοχείου}}}\right)} \Rightarrow 4 = \left(\frac{2y}{6-y}\right)^2 \Rightarrow y = 3$$

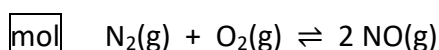
Τα αντιδρώντα είναι σε στοιχειομετρική αναλογία και η απόδοση είναι:

$$\alpha_2 = \frac{\text{mol O}_2 \text{ που αντέδρασαν}}{\text{mol O}_2 \text{ που μπορούσαν να αντιδράσουν}} = \frac{3}{6} = \frac{1}{2} \text{ (ή 50\%)}$$

δ. Παρατηρούμε ότι $\alpha_1 > \alpha_2$. Στην 1^η αντίδραση υπάρχει περίσσεια αντιδρώντος (N_2), ενώ στη 2^η αντίδραση τα αντιδρώντα είναι σε στοιχειομετρική αναλογία. Η περίσσεια αντιδρώντος, σύμφωνα με την Αρχή Le Chatelier, μετατοπίζει την ισορροπία προς τα προϊόντα, με αποτέλεσμα να αυξάνεται η απόδοση.

Εναλλακτικά:

Αν α η απόδοση της αντίδρασης και $n_2 \leq n_1$ έχουμε:



Αρχ. n_1 n_2

Αντ. αn_2 αn_2

Παρ. $2\alpha n_2$

Τελ. $n_1 - \alpha n_2$ $n_2(1-\alpha)$ $2\alpha n_2$

Από την σταθερά ισορροπίας έχουμε:

$$4 = \frac{4\alpha^2 n_2^2}{(n_1 - \alpha n_2)n_2(1 - \alpha)} \Rightarrow (n_1 - \alpha n_2)(1 - \alpha) = \alpha^2 n_2 \Rightarrow$$

$$n_1 - \alpha n_1 - \alpha n_2 + \alpha^2 n_2 = \alpha^2 n_2 \Rightarrow$$

$$\alpha = \frac{n_1}{n_1 + n_2} \quad (1)$$

Από τη σχέση (1) φαίνεται ότι καθώς το n_2 αυξάνεται (μέχρι την τιμή n_1), μεγαλώνει ο παρονομαστής, οπότε η τιμή του κλάσματος μικραίνει και η απόδοση μειώνεται.

Αντίθετα, με αύξηση του n_1 (αύξηση της περισσειας) αυξάνεται ισόποσα αριθμητής και παρονομαστής με αποτέλεσμα η τιμή του κλάσματος να αυξάνεται, οπότε αυξάνεται και η απόδοση.

4.3

- $\text{Fe} + 6 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 3 \text{NO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$
- $3 \text{Zn} + 8 \text{HNO}_3 \rightarrow 3 \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$.