

2) Ανύψωση σημείου βρασμού διαλύτη

T_b^0 : Σημείο βρασμού καθαρού διαλύτη

T_b : Σημείο βρασμού διαλύτη όταν μέσα του έχει διαλυθεί μια μη ηλεκτρολύτη ουσία (αραιό διάλυμα)

Τότε $T_b > T_b^0$ και συγκεκριμένα $T_b - T_b^0 = K_b \cdot m \Rightarrow$

$$\Rightarrow \boxed{\Delta T_b = K_b \cdot m}$$

→ molality
του διαλύματος

K_b ($^{\circ}\text{C}/m$): Σταθερά μοριακής ανύψωσης Σ.Ζ. και εξαρτάται από το διαλύτη

$$K_{b, \text{H}_2\text{O}} = 0,52 \text{ } ^{\circ}\text{C}/m \quad K_{b, \text{καρποφόρμιο}} = 3,63 \text{ } ^{\circ}\text{C}/m$$

3) Ταπίνωση σημείου τήξεως του διαλύτη

(τήξεως)

(αγάρι σε παγωμένους δρόμους)

T_f^0 : Σημείο τήξεως καθαρού διαλύτη

T_f : Σημείο τήξεως διαλύτη σε διαλυτά μη ηλεκτρολύτη ουσία

Τότε $T_f < T_f^0$ και συγκεκριμένα $T_f^0 - T_f = K_f \cdot m \Rightarrow$

$$\Rightarrow \boxed{\Delta T_f = K_f \cdot m}$$

→ molality
διαλύματος

K_f ($^{\circ}\text{C}/m$): Σταθερά μοριακής ταπίνωσης σημείου τήξεως

$$K_{f, \text{H}_2\text{O}} = 1,86 \text{ } ^{\circ}\text{C}/m$$

Εφαρμογή: Προσδιορισμός Μ.Β. ουσίας από την ανύψωση Σ.Ζ ή κατάψυξη Σ.Π. (Σ.Τ)

Ουσία: Αιθυλενική γλυκόλη (EG) : Αντικαταστάτης υγρού σε αεροκλιματιστές

Μας δίνεται $\Delta T_f = 7,79^\circ C$ ($T_f^0 = 0^\circ C$, $T_f = -7,79^\circ C$)
 $k_{f,H_2O} = 1,86^\circ C/m$

Διάλυμα EG : 651 gr EG σε 2505 gr H₂O MB_{EG} = ?

Λύση: $\Delta T_f = k_f \cdot m \Rightarrow m = \frac{7,79^\circ C}{1,86^\circ C/m} \Rightarrow m = 4,19 m$

δηλαδή έχουμε 4,19 moles EG σε 1000 gr H₂O
x 2505 gr H₂O

$$x = 4,19 \frac{2505}{1000} \text{ moles EG} = 10,50 \text{ moles EG}$$

Άρα 10,50 moles EG συζύουν 651 gr
1 mole EG y

$$y = 651 \frac{1}{10,50} \text{ gr} = 62 \text{ gr}$$

Άρα 1 mole EG συζύει 62 gr \Rightarrow $MB_{EG} = 62 \frac{gr}{mol}$

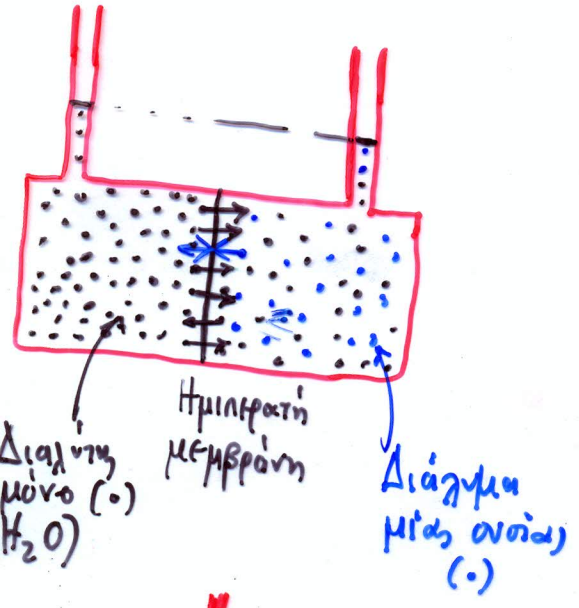
Γενικός νόμος: $MB = \frac{k_f}{\Delta T_f} \frac{1000g}{G}$ g: γραμμάρια δ. ο.

$MB = \frac{k_b}{\Delta T_b} \frac{1000g}{G}$ G: γραμμάρια διαλύτη

Ζητάω αναγνωστή λύση.

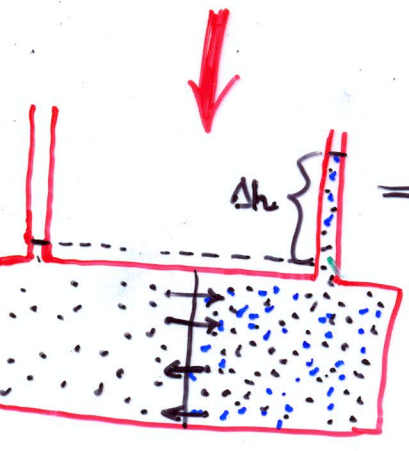
Όσμωση: Δίοδος (πέρασμα) μορίων διαλύτη από ένα αραιότερο προς ένα πυκνότερο διάλυμα μέσω μίας ημιπερατής μεμβράνης.

↓
 Επιτρέπει να περάσουν μόρια διαλύτη αλλά όχι μόρια διαλυμένης ουσίας.



Ισότονα διαλύματα

Δύο διαλύματα που έχουν την ίδια ωσμωτική πίεση



⇒ Αυτή η διαφορά ύψους αντιστοιχεί σε μια πίεση που ονομάζεται ωσμωτική πίεση, π . Επειδή εξασκείται αυτή η π , το φαινόμενο της ώσμωσης σταματάει.

Ισχύει ότι $\pi \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow \pi = \frac{n}{V} \cdot R \cdot T \Rightarrow \pi = M \cdot R \cdot T$

• όγκος διαλύματος
 αριθμός moles διαλυτ. ουσίας
 0,082 $\frac{\text{lit. atm}}{\text{mol. K}}$ Παγκόσμια σταθερά αερίων

M: Molarity διαλύματος

Θερμοκρασία διαλύματος σε K ($T^{\text{K}} = \theta^{\text{C}} + 273$)

Παρασκευάζουμε διάλυμα αιμοglobίνης (Hb) διαλύοντας

35g Hb σε ορισμένο όγκο διαλύματος ίσο με 1 Lt.

Μετράμε την ωσμωτική πίεση, π , του διαλύματος και την

βρίσκουμε $\pi = 10$ mmHg στους 25°C .

Ποιό είναι το Μ.Β. της αιμοglobίνης; (Hb)

Δίνονται $1\text{atm} = 760$ mmHg και $R = 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$

$$\begin{aligned} \text{Λύση: } \pi \cdot V &= n R T \Rightarrow n = \frac{\pi \cdot V}{R T} = \frac{10 \text{ mmHg} \cdot 1 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}} \\ &= 0,409 \frac{\text{mmHg} \cdot \cancel{\text{L}} \cdot \text{mol}}{\cancel{\text{L}} \cdot \text{atm}} = 0,409 \frac{\text{mmHg}}{760 \text{ mmHg}} \text{ mol} = 5,38 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \end{aligned}$$

$$\begin{array}{r} \text{Άρα } 35 \text{ gr Hb αντιστοιχεί σε } 5,38 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \\ \times \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad \qquad 1 \text{ mol} \end{array}$$

$$x = 35 \text{ gr} \frac{1}{5,38 \cdot 10^{-4}} = 64999 \text{ gr Hb}$$

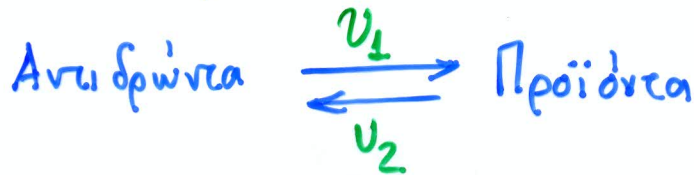
Άρα 1 mol Hb έχει 64999 gr \Rightarrow

$$\text{MB}_{\text{Hb}} = 65000 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}$$

Χημική ισορροπία

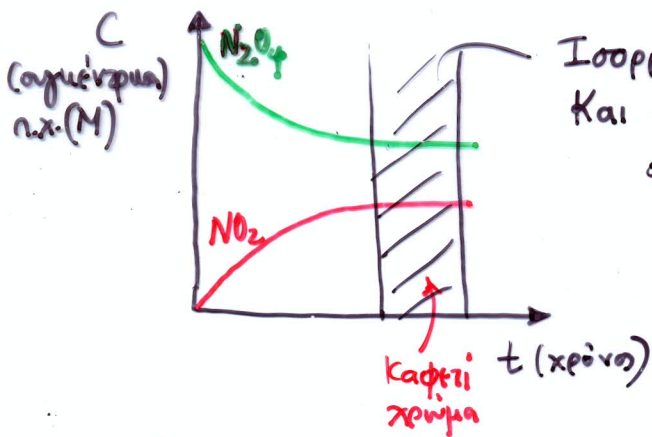
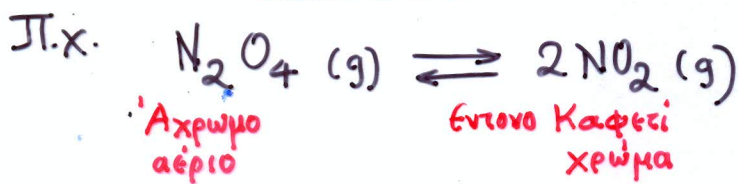
45

Γενικά μία χημική αντίδραση γίνεται και προς την αντίθετη κατεύθυνση



Όταν οι δύο ταχύτητες v_1 και v_2 εξισωθούν ($v_1 = v_2$) τότε έχω φτάσει σε χημική ισορροπία.

↓
Με το πέρασμα του χρόνου οι συγκεντρώσεις των αντιδρώντων και των προϊόντων παραμένουν σταθερές.



Ισορροπία Χημική
Και οι δύο αντιδράσεις γίνονται αλλά οι συγκεντρώσεις $[\text{N}_2\text{O}_4]$ και $[\text{NO}_2]$ παραμένουν σταθερές.

Σταθερά χημικής ισορροπίας

$$K = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$$

Συγκεντρώσεις αντιδρώντων και προϊόντων σε μίγμα ισορροπίας

Π.χ. $T = 25^\circ\text{C}$
 $[\text{NO}_2] = 0,055 \text{ mol/l}$
 $[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,643 \text{ mol/l}$
(αρχικά $[\text{NO}_2]_{\text{αρχ}} = 0$
 $[\text{N}_2\text{O}_4]_{\text{αρχ}} = 0,67 \text{ mol/l}$)

Υπολογίζουμε τη $K = \frac{(0,055)^2 \frac{\text{mol}}{\text{lt}^2}}{0,643 \frac{\text{mol}}{\text{lt}}} = 4,70 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{lt}}$

46

Η K μιας χημικής αντίδρασης εξαρτάται από την θερμοκρασία T .

Εντάως για δεδομένη θερμοκρασία, κάθε χημική αντίδραση έχει την δική της χαρακτηριστική K .

Γενικά ισχύει



$$K = \frac{[\Gamma]^\gamma [\Delta]^\delta}{[A]^a [B]^b} = \frac{\text{Προϊόντα}}{\text{Αντιδρώντα}}$$

Η K έχει μονάδες αλλά την δίνουν χωρίς μονάδες.

Μέγεθος της K :

Ⓛ $K \gg 1$

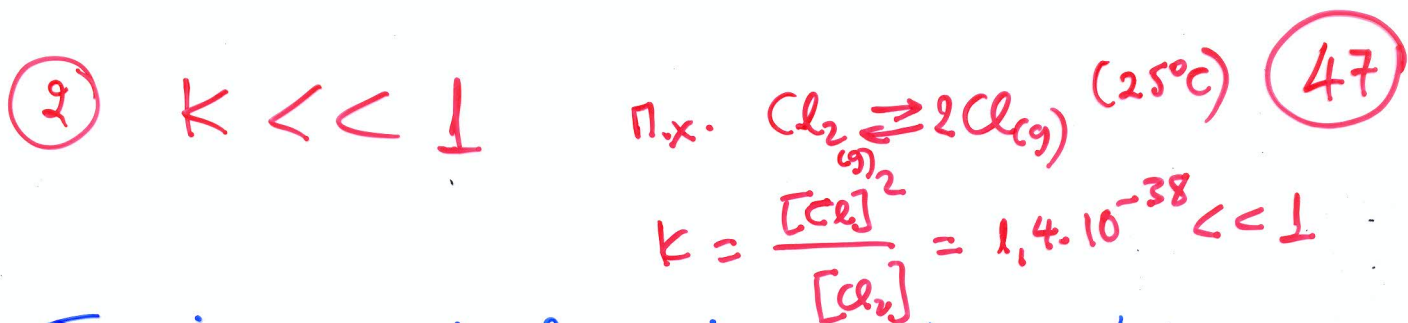
π.χ. $2O_3 \rightleftharpoons 3O_2(g)$
 $K = \frac{[O_2]^3}{[O_3]^2} = 2,54 \cdot 10^{12} \gg 1$
 (2300°C)

Στο μίγμα ισορροπίας θα περιέχεται πολύ περισσότερο προϊόν (O_2) από αντιδρών (O_3)

Αν $[O_2] = 0,5 M \rightarrow \frac{(0,5)^3}{[O_3]^2} = 2,54 \cdot 10^{12} \Rightarrow [O_3]^2 = \frac{(0,5)^3}{2,54 \cdot 10^{12}}$

$\Rightarrow [O_3] = 2,22 \cdot 10^{-7} M$

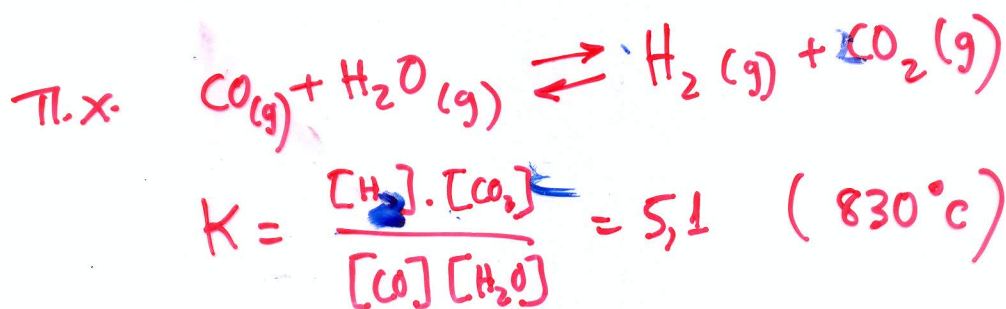
Οπώς $[O_3] \ll [O_2]$



Στο μίγμα ισορροπίας θα περιέχεται πολύ περισσότερο
αντιδρών (Cl₂) από προϊόν (Cl)

π.χ. αν $[\text{Cl}_2] = 0,76 \text{ M} \Rightarrow [\text{Cl}] = 10^{-19} \text{ M}$

3) K όχι πολύ μεγαλύτερο ούτε πολύ μικρότερο του 1



Στο μίγμα ισορροπίας, οι συγκεντρώσεις αντιδρώντων
και προϊόντων θα είναι συγκρίσιμες.

π.χ. $[\text{CO}] = 0,2 \text{ M}$ $[\text{H}_2\text{O}] = 0,4 \text{ M}$ $[\text{H}_2] = 0,3 \text{ M}$ $[\text{CO}_2] = 1,36 \text{ M}$

Την παραπάνω K την ονομάζουν και K_c

Αν όλα τα αντιδρώντα και προϊόντα είναι αέρια τότε
ορίζουμε και την K_p



$$K_p = \frac{P_\Gamma^\gamma \cdot P_\Delta^\delta}{P_A^a \cdot P_B^b}$$

$$P = nRT$$

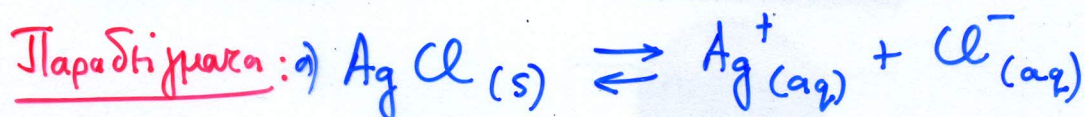
$$K_p = K_c (RT)^{(\gamma+\delta)-(a+b)}$$

Ετερογενής ισορροπία

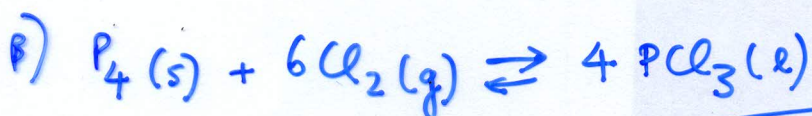
48

Ετερογενής: Κάποιο από τα αντιδρώντα ή προϊόντα είναι σε διαφορετική φάση από τα υπόλοιπα συστατικά της αντίδρασης.

Όταν υπάρχει κάποιο υδαρό στερεό συστατικό ή υδαρό υγρό συστατικό, δεν περιλαμβάνουμε την συγκέντρωσή του στην έκφραση της σταθεράς ισορροπίας.



$$K'_c = \frac{[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]}{[\text{AgCl}]_s} \Rightarrow K'_c \cdot [\text{AgCl}]_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] \Rightarrow$$
$$\rightarrow \boxed{K_c = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]}$$



$$K'_c = \frac{[\text{PCl}_3]^4}{[\text{P}_4][\text{Cl}_2]^6} \rightarrow \boxed{K_c = \frac{1}{[\text{Cl}_2]^6}}$$

Επίσης μπορούμε να γράψουμε την $K_p = \frac{1}{P_{\text{Cl}_2}^6}$ Στην K_p "ρίδαμε" μόνο της πιέσεις των αερίων



Στους 800°C , η μερική πίεση του CO_2 είναι $0,236 \text{ atm}$. Υπολογίστε K_p και K_c .
 $P = 0,082 \frac{\text{lit. atm}}{\text{mol. K}}$

$$K_p = \frac{P_{\text{CO}_2}}{1} = P_{\text{CO}_2} = 0,236$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = K_c \cdot (0,082 \cdot T)^1 = K_c \cdot (0,082 \cdot 1073) \Rightarrow$$

$$[T = (800 + 273) \text{ K} = 1073 \text{ K}] \quad K_c = \frac{K_p}{0,082 \cdot 1073} = 2,68 \cdot 10^{-3}$$

Παράγοντες που επηρεάζουν την ισορροπία ενός συστήματος

- α. Πίεση
- β. Συμπίεση
- γ. Θερμοκρασία

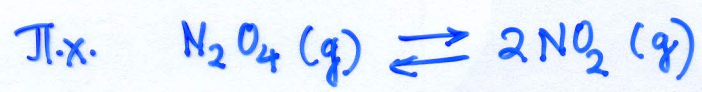
Le Chatelier: Όταν σε ένα σύστημα σε ισορροπία, μεταβάλλουμε κάποιον παράγοντα που επηρεάζει την ισορροπία, τότε η θέση της ισορροπίας θα μετακινήσει προς εκείνη την κατεύθυνση που θα τείνει να εξουδετερώνει τη μεταβολή

α. Μεταβολή της πίεσης

Επηρεάζει μόνο ισορροπίες στις οποίες συμμετέχουν αέρια συστατικά.

Αύξηση P \implies Η ισορροπία υνκίται προς την κατεύθυνση όπου ο αριθμός των moles των αέριων συστατικών μειώνεται

Μείωση P \implies Αντίστροφα



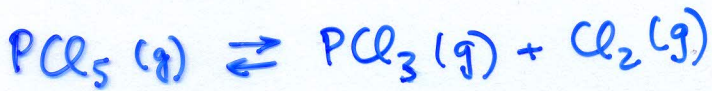
Αύξηση P \implies Μετακίνηση ισορροπίας προς τα αριστερά
 $N_2O_4 \longleftarrow 2NO_2$

Τρόπος σκέψης: Πρέπει η K_p να παραμείνει σταθερή

$$K_p = \frac{P_{NO_2}^2}{P_{N_2O_4}}$$

Αύξηση P \implies Ο αριθμός αυξάνει (P_{NO₂})² πιο γρήγορα από τον παρανομαστή

\implies Για να μείνει K_p σταθερή πρέπει να αυξηθεί και ο παρανομαστής (P_{N₂O₄}). Έτσι η αρχική μεγάλη αύξηση του P_{NO₂}² θα εξισορρονηθεί.



$$K_p = \frac{P_{PCl_3} \cdot P_{Cl_2}}{P_{PCl_5}}$$

Αύξηση πίεσης (P) τότε ισορροπία μετακινείται προς τα αριστερά (μείωση των moles των αερίων)

Μείωση πίεσης (P) τότε ισορροπία μετακινείται προς τα δεξιά (αύξηση των moles των αερίων)



2 moles αερίων

2 moles αερίων

Αύξηση πίεσης
ή
Μείωση πίεσης

} ⇒ Καμμία επίδραση στην ισορροπία γιατί ο αριθμός αερίων moles σε αντιδρώντα και τα προϊόντα είναι ο ίδιος.

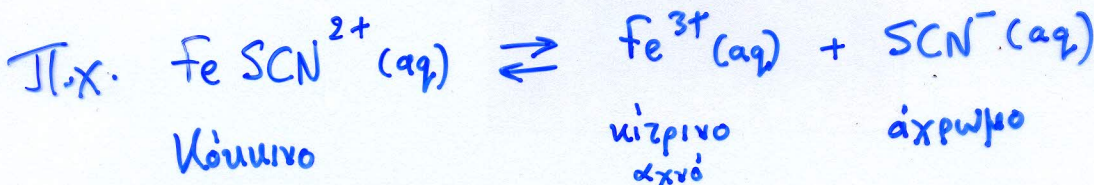
β. Μεταβολή της συγκέντρωσης

Αύξηση της συγκέντρωσης ενός συστατικού

→ Μετάθεση της ισορροπίας προς την αντίθετη κατεύθυνση

Μείωση της συγκέντρωσης ενός συστατικού

→ Μετάθεση της ισορροπίας προς την κατεύθυνση του συστατικού.



Προσθέτουμε ιόντα SCN^{-} στο διάλυμα. Αύξηση $[SCN^{-}] \rightarrow$ Για να μειωθεί (εξουδετέρωση της μεταβολής) \rightarrow η ισορροπία προς τα αριστερά \rightarrow παραγωγή $FeSCN^{2+} \rightarrow$ Το διάλυμα κοκκινίζει