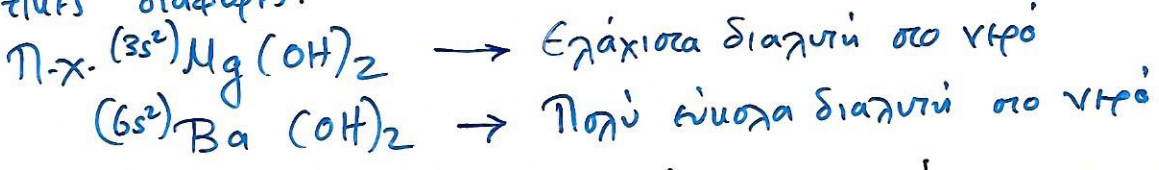


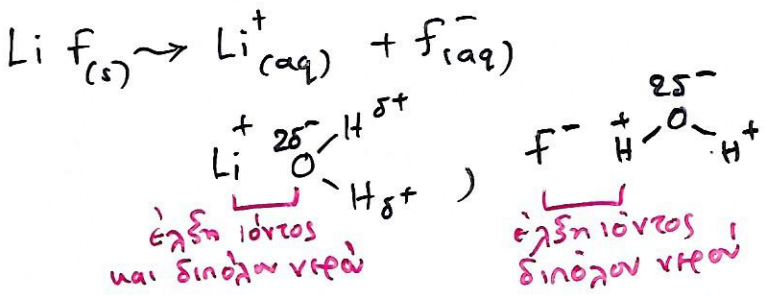
Ιοντικά Διαγράμματα

Οι διαλυτότητες των ιοντικών ενώσεων στο νερό εμφανίζουν πολύ σημαντικές διαφορές.



Δύο διαφορετικοί ενεργειακοί παράγοντες μπορούν να ερμηνεύσουν την διαλυτότητα

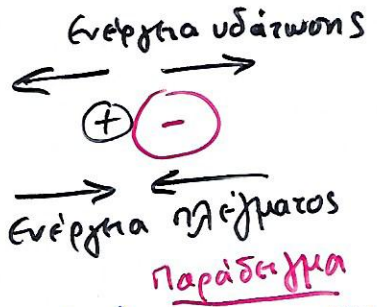
Ελκυστική δύναμη μεταξύ ενός ιόντος και ενός μορίου νερού
Ενέργεια υδάτωσης



Η ενέργεια υδάτωσης αποχωρίζει τα αντίθετα φορτισμένα ιόντα της ιοντικής ένωσης

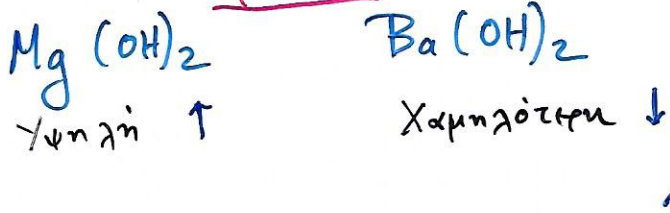
Ελκυστική δύναμη μεταξύ των δύο αντίθετα φορτισμένων ιόντων εντός του κρυσταλλικού πλέγρου
Ενέργεια πλέγματος

Τείνει να συσφραζτεί τα ιόντα ενωμένα στον κρύσταλλο.



$Av \text{ } E_{\text{υδάτωσης}} > E_{\text{πλέγματος}}$

Η διάλυση εννοείται
 Αλλιώς, ισχύει το αντίστροφο.



Ταση \uparrow : Αύξηση διαλυτότητας
 Ταση \downarrow : Μείωση διαλυτότητας

Ενέργεια πλέγματος
 Πρόβλημα διαλυτότητας $\uparrow + \downarrow$

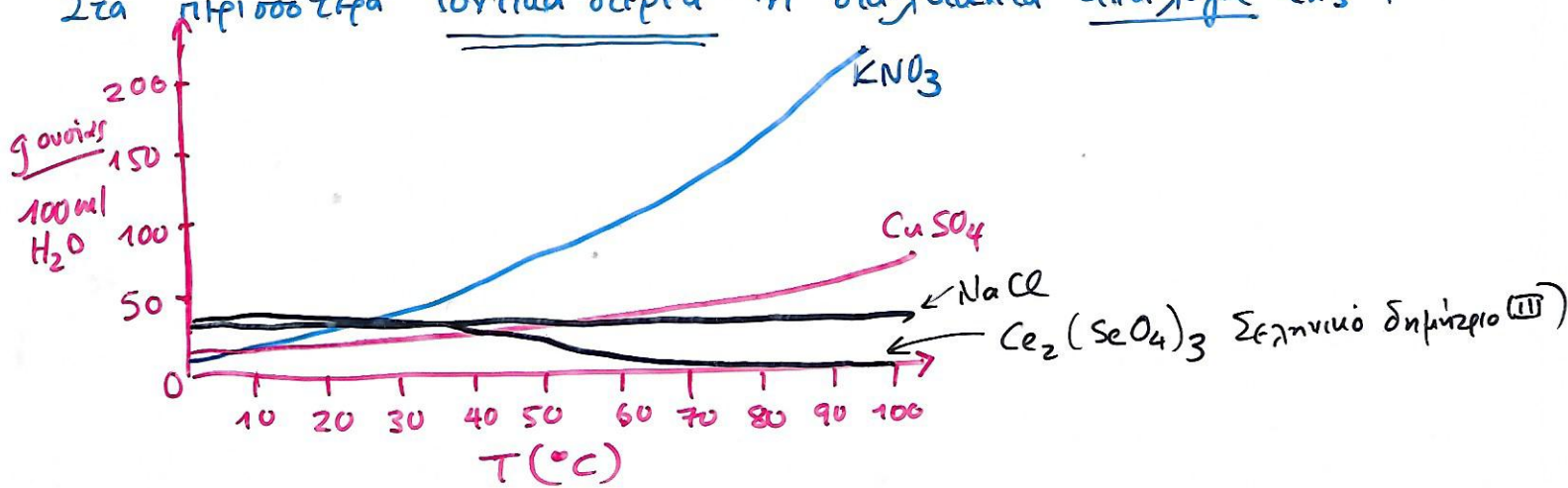
Πολύ χαμηλότερη \uparrow
 $\downarrow + \uparrow$

Το $Ba(OH)_2$ πιο διαλυτό από $Mg(OH)_2$ λόγω πολύ χαμηλότερης ενέργειας πλέγματος αν και η ενέργεια υδάτωσης του δίνει το βόνημα.

12.3 Επίδραση θερμοκρασίας και πίεσης στη διαλυτότητα

Θερμοκρασία
 Στα περισσότερα αέρια η διαλυτότητα αντιτίθεται ανάλογη της T
 Π.χ. Φυσαλλίδες αέρα μέσα σε νερό που θερμαίνεται

Στα περισσότερα ιοντικά στερεά η διαλυτότητα ανάλογη της T



Απορρόφηση ή εξέλιξη θερμότητας κατά τη διάλυση

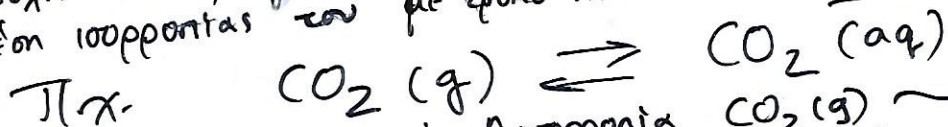
↓
 Ενδόθερμη διάλυση
 π.χ. διάλυση NH_4NO_3 σε H_2O
 Το διάλυμα ψύχεται
Στιγμιαίο παγετό πάχυν

↓
 Εξώθερμη διάλυση
 π.χ. διάλυση $NaOH$ σε H_2O
 Το διάλυμα ζεσταίνεται
Θερμό πακέτο: Διάλυση $CaCl_2$ ή $MgSO_4$ σε H_2O

Πίεση

Μικρή επίδραση της πίεσης στη διαλυτότητα υγρών ή στερεών σε υγρά.
 Όμως, μεγάλη επίδραση στη διαλυτότητα ενός αερίου
 Αύξηση $P \rightarrow$ αύξηση διαλυτότητας αερίου σε υγρό
 Μείωση $P \rightarrow$ μείωση

Αρχή Le Chatelier: Όταν ένα σύστημα σε ισορροπία διαταράσσεται από μια μεταβολή πίεσης, συγκέντρωσης ή θερμοκρασίας, το σύστημα θα μετατοπιστεί τη θέση ισορροπίας του με τρόπο που τείνει να εξουδετερώσει τη μεταβολή.



Αν P αυξηθεί τότε η ισορροπία $CO_2(g) \rightleftharpoons CO_2(aq)$ έτοιμο να υπάρξει λιγότερο CO_2 σε αέρια μορφή και έτσι να ελασυνθεί λιγότερη P . Έτσι όμως αυξάνεται το $CO_2(aq) \rightarrow$ αύξηση διαλυτότητας CO_2 στο νερό.

Νόμος του Henry: Η διαλυτότητα (S) ενός αερίου σε ένα υγρό είναι ανάλογη της μετριμής πίεσης του αερίου (P) πάνω από το υγρό

$$S = K_H \cdot P \quad K_H: \text{Σταθερά Henry για το αέριο}$$

(για το συγκεκριμένο υγρό στη συγκεκριμένη T)

Εφαρμογή: Η διαλυτότητα του O₂ στο νερό ελαττώνεται με τη μείωση της ατμοσφαιρικής πίεσης που συμβαίνει στα υψηλά υψόμετρα, π.χ. πάνω από 3000 μ. → Δύσπνοση ή επιβίωση για τα ψάρια σε γρήγορη υψηλού υψομέτρου.

Αθροιστικές ιδιότητες διαλυμάτων

Είναι οι ιδιότητες που εξαρτώνται από τη συγκέντρωση των μορίων ή ιόντων της διαλυμένης ουσίας στο διάλυμα και όχι από τη χημική ταυτότητα της διαλυμένης ουσίας.

12.4 Τρόποι έκφρασης της συγκέντρωσης

α) Molarity (M) = $\frac{\text{moles διαλυμένης ουσίας}}{\text{λίτρα διαλύματος}}$

β) % κατά μάζα διαλ. ουσίας = $\frac{\text{μάζα διαλυμένης ουσίας}}{\text{μάζα διαλύματος}} \times 100\%$

π.χ. διάλυμα 2,5% κ.μ. NaC₂H₃O₂ (οξικό νάτριο)

Εννοεί 2,5 g NaC₂H₃O₂ σε 100 g διαλύματος

Ζυγίζουμε 2,5 g NaC₂H₃O₂ και 100 - 2,5 = 97,5 g H₂O και αναμιγνύουμε

γ) Molality (m) = $\frac{\text{moles διαλυμένης ουσίας}}{\text{κιλιόγραμμο διαλύτη (κιλά)}}$

δ) Γραμμομοριακό υγρόσημα ουσίας A (χ_A) σε ένα διάλυμα
moles ουσίας A

$$X_A = \frac{\text{Συνολικά moles διαλύματος}}$$

Παράδειγμα 1: Υδατικό διάλυμα γλυκόζης (C₆H₁₂O₆, Μ.Μ. = 180,2 amu) έχει συγκέντρωση 0,120 m. Ποιά είναι τα γραμμομοριακά υγρόσημα καθενός συστατικού στο διάλυμα;
0,120 m C₆H₁₂O₆ ⇒ 0,120 moles C₆H₁₂O₆ σε 1,00 kg H₂O

Τα συστατικά του διαλύματος είναι:



B: 1,00 kg $H_2O \rightarrow$ Μετατροπή σε moles
moles H_2O : $1,00 \times 10^3 \text{ g } H_2O \times \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18,0 \text{ g } H_2O} = 55,6 \text{ mol } H_2O$

Άρα $X_A = \frac{0,120 \text{ mol}}{(0,120 + 55,6) \text{ mol}} = 0,00215$

$X_B = \frac{55,6 \text{ mol}}{(0,120 + 55,6) \text{ mol}} = 0,998$

Πρέπει $X_A + X_B = 1$
 $0,998 + 0,00215 = 1,000$

Παράδειγμα 2: Μετατροπή molality σε molarity. Ένα υδατικό διάλυμα είναι 0,273m σε KCl. Πόση είναι η molarity του KCl; Η πυκνότητα του διαλύματος είναι $1,011 \times 10^3 \text{ g/L}$. Μ.Μ KCl = 74,6 amu

Πρέπει να βρούμε ο όγκος του διαλύματος. $d = \frac{m}{V}$ Άρα πρέπει να βρούμε τη μάζα του διαλύματος

Μάζα KCl \rightarrow 0,273 moles
Μάζα $H_2O \rightarrow$ 1000 g ($= 1,000 \times 10^3 \text{ g}$)

μετατροπή σε g $\frac{74,6 \text{ g KCl}}{1 \text{ mol KCl}} = 20,4 \text{ g KCl}$

Άρα μάζα διαλύματος είναι:
 $1,000 \times 10^3 \text{ g} + 20,4 \text{ g} = 1,000 \times 10^3 \text{ g} + 0,0204 \cdot 10^3 \text{ g} = 1,020 \cdot 10^3 \text{ g}$

Όγκος διαλύματος $V = \frac{m}{d} = \frac{1,020 \times 10^3 \text{ g} \cdot \text{L}}{1,011 \times 10^3 \text{ g}} = 1,009 \text{ L διαλύματος}$

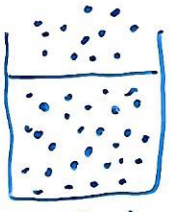
Άρα η molarity του διαλύματος $= \frac{0,273 \text{ mol KCl}}{1,009 \text{ L διαλύματος}} = 0,271 \text{ M KCl}$

Παρατήρηση: Molarity και molality σχεδόν ίδιες (0,273m - 0,271M)
Αυτό συμβαίνει όταν έχουμε αραιά διαλύματα και πυκνότητα παρόμοια με αυτή του νερού δηλ. 1 g/ml (ή 1 kg/L).

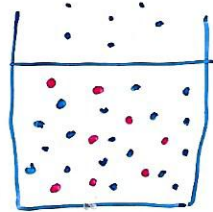
12.5 Τάση ατμών διαλύματος

A: Διαλύτης $\rightarrow P_A^{\circ}$: τάση ατμών καθαρού διαλύτη
 $\rightarrow P_A$: τάση ατμών διαλύτη σε διάλυμα με διαλυμένη ουσία (B).

- : Μόρια διαλύτη - A
- : Μόρια διαλυμένης ουσίας - B



Καθαρός διαλύτης P_A°



Διαλύτης A και διαλυμένη ουσία B

P_A : νέα τάση ατμών

$P_A < P_A^{\circ}$ και ισχύει
 ότι $P_A = P_A^{\circ} X_A$ (Νόμος Raoult)
 ↓
 γραμμομοριακό υγρόμα του διαλύτη στο διάλυμα.

Όταν σε έναν καθαρό διαλύτη (P_A°) διαλύεται μία διαλυμένη ουσία B, η τάση των ατμών του μειώνεται σε P_A

$$\Delta P = P_A^{\circ} - P_A = P_A^{\circ} - P_A^{\circ} X_A = P_A^{\circ} (1 - X_A) = P_A^{\circ} X_B$$

Λάβαμε υπόψη ότι $X_A + X_B = 1$

$$\Delta P = P_A^{\circ} X_B$$

Η ταπίνωση της τάσης των ατμών του καθαρού διαλύτη όταν αυτός μπει σε διάλυμα είναι ανάλογη με το γραμμομοριακό υγρόμα X_B της διαλ. ουσίας B.

Δεν εξαρτάται από το είδος της ουσίας.
 Προσοχή: Πρέπει η ουσία B να είναι μη πτητική και μη ηλεκτρολύτη
 Αν πάρουμε 1m μίας ουσίας B ή 1m μίας ^{άλλης} ουσίας Γ τότε το ΔP που θα επιτύχουμε είναι το ίδιο

Αθροιστική ιδιότητα

Παράδειγμα: Υπολογίστε την ταπίνωση της τάσης ατμών του νερού όταν 5,67g γλυκόζης, $C_6H_{12}O_6$, διαλύονται σε 25,2g H_2O στους 25°C. Η τάση ατμών του νερού στους 25°C είναι 23,8 mm Hg. Πόση είναι η τάση ατμών του διαλύματος; $M.C_6H_{12}O_6 = 180,2 \text{ amu}$

$P_A^{\circ} = 23,8 \text{ mm Hg}$ $X_B = ?$ (B = γλυκόζη)

moles $C_6H_{12}O_6$: $5,67 \text{ g } C_6H_{12}O_6 \times \frac{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6}{180,2 \text{ g } C_6H_{12}O_6} = 0,0315 \text{ mol } C_6H_{12}O_6$

Moies H_2O : $25,2 \text{ g } H_2O \times \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18,0 \text{ g } H_2O} = 1,40 \text{ mol } H_2O$

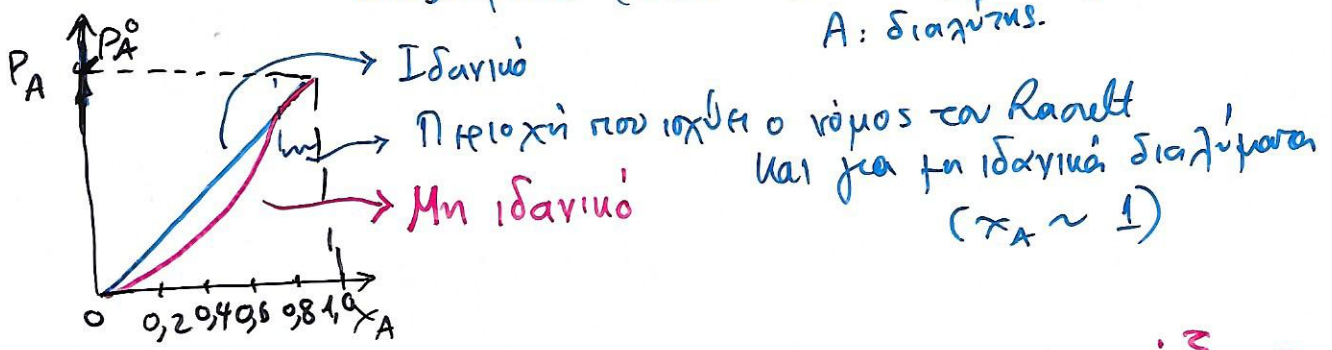
Αρα $X_B = X_{C_6H_{12}O_6} = \frac{\text{moles } C_6H_{12}O_6}{\text{moles } C_6H_{12}O_6 + \text{moles } H_2O} = \frac{0,0315}{0,0315 + 1,40} =$
 $= \frac{0,0315}{1,432} = 0,0220$

Αρα $\Delta P = P_A^\circ \cdot X_B = 23,8 \text{ mm Hg} \times 0,0220 = 0,524 \text{ mm Hg}$

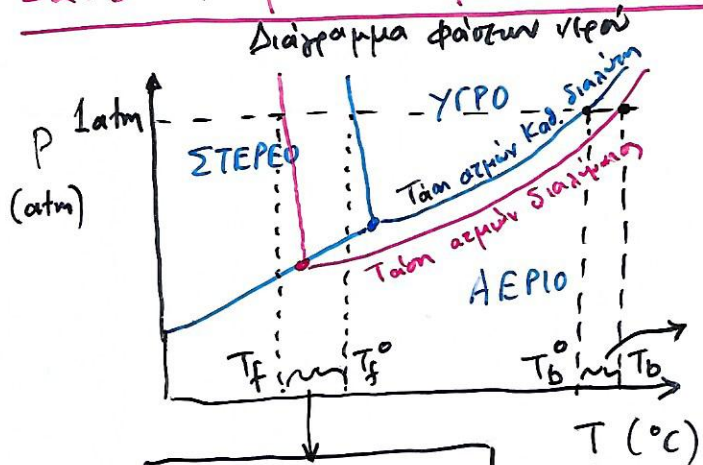
Η τάση αερών του διαλύματος είναι $P_A = P_A^\circ - \Delta P = (23,8 - 0,524) \text{ mm Hg} = 23,3 \text{ mm Hg}$

Ιδανικό διάλυμα: Ακολουθεί το νόμο του Raoult για όλα τα γραμμομοριακά μέρη του διαλύτη
 Συναρτώνται όταν διαλύτης και διαλυμένη ουσία μοιάζουν χημικά

Μη ιδανικό διάλυμα: Ο νόμος του Raoult ακολουθείται μόνο για αραιά διαλύματα (όταν δηλαδή $X_A \approx 1$)
 A: διαλύτης.



12.6 Ανύψωση σημείου βρασμού και ταπίνωση σημείου πήξης



Ανύψωση σημείου βρασμού του νερού (διαλύτη) λόγω προσθήκης μιας μη πτητικής διαλυμένης ουσίας στο διάλυμα.

$$\Delta T_b = k_b \cdot C_m$$

C_m : Molality της διαλυμένης ουσίας

Σταθερά ανύψωσης σ.β. που είναι χαρακτηριστική για κάθε διάλυτη

$$\Delta T_b = T_b - T_b^\circ$$

↓
 διαλύματος καθαρού διαλύτη

$$\Delta T_f = k_f \cdot C_m$$

↓
 Molality διαλυμένης ουσίας

$$\Delta T_f = T_f^\circ - T_f$$

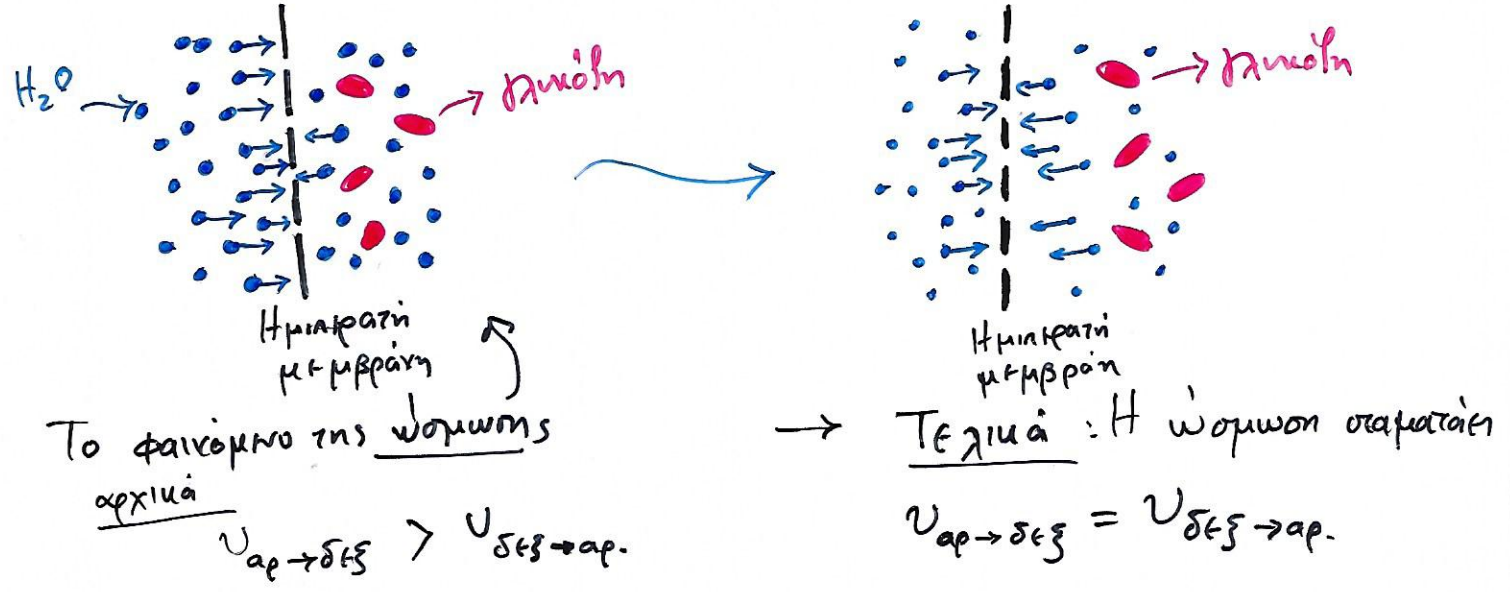
↓
 καθαρό διάλυμα ↓
 διάλυμα

Ταπίνωση σημείου πήξης διαλύτη λόγω προσθήκης μη πτητικής διαλ. ουσίας

k_f : σταθερά ταπίνωσης σημείου πήξης που είναι χαρακτηριστική για κάθε διάλυτη

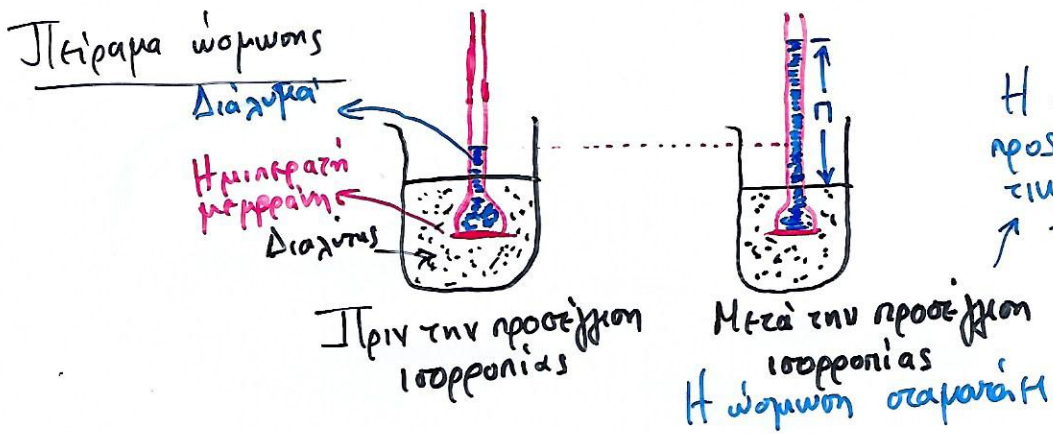
12.7 Όσμωση

Ημιπερατή μεμβράνη: Διαθέτει πόρους που επιτρέπουν τη διέλευση μόνο μορίων διαλύτη αλλά όχι μορίων διαλυμένης ουσίας, ιδίαιτερα δε εκείνων που έχουν μεγάλη μοριακή μάζα.
 ↓
 Μια βιώσιμη κώση,
 Ένας φυσικός ιστός
 Ένα κομμάτι σελοφάν



Όσμωση: Το φαινόμενο κατά το οποίο ο διαλύτης ρέει μέσω μιας ημιπερατής μεμβράνης, προτιμώμενη να εξισώσει τις συγκεντρώσεις της διαλυμένης ουσίας στις δύο πλευρές της μεμβράνης.

Ο διαλύτης ρέει από το διάλυμα χαμηλότερης προς το διάλυμα μεγαλύτερης συγκέντρωσης.



Η στήλη του υγρού αυξή προς τα κάτω μια υδροστατική πίεση, π (ωσμωτική) που αναβάλλει τις ταχύτερες διέλευσης από τη μεμβράνη να εξισωθούν

Όσμωτική πίεση: Η ελάχιστη πίεση που απαιτείται να εφαρμοστεί στο διάλυμα για να σταματήσει η ώσμωση.

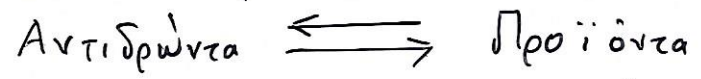
↓
 Αθροιστική ιδιότητα
 M : Molarity

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

π : ωσμωτική πίεση διαλύματος
 R : Παγκόσμια σταθερά αερίων
 T : Απόλυτη θερμοκρασία (K)

Κεφάλαιο 14 - Χημική ισορροπία

Αντιστρέφεις αντιδράσεις



Το τελικό αποτέλεσμα είναι μίγμα αντιδρώντων και προϊόντων και όχι απλά μίγμα προϊόντων.

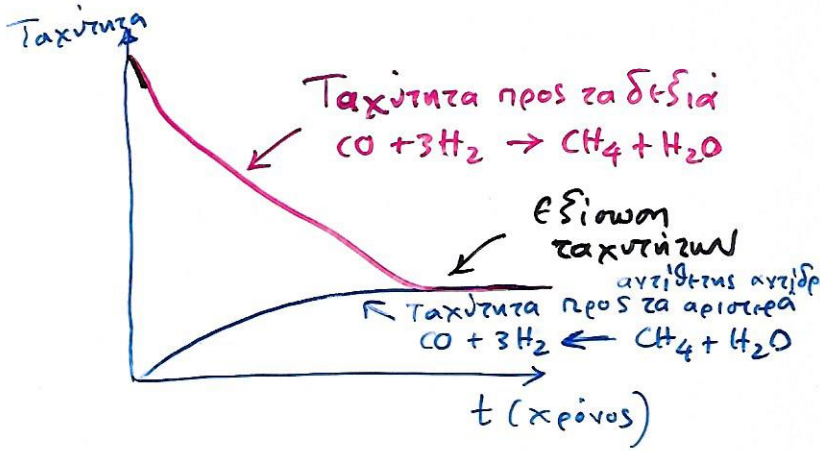
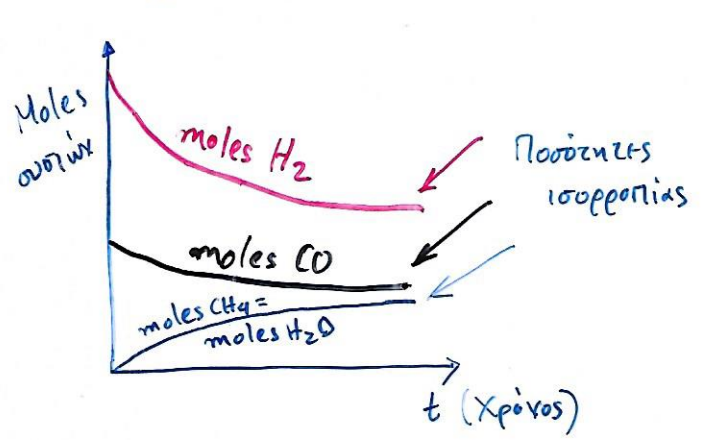


Ποιές συνθήκες ευνοούν την παραγωγή CH_4 και H_2O και ποιές την παραγωγή CO και H_2 ;

Όταν στο μίγμα της αντίδρασης παύουν να μεταβάλλονται οι συγκεντρώσεις αντιδρώντων και προϊόντων \rightarrow Έχει επιχθεί χημική ισορροπία.

14.1 Χημική ισορροπία - Μια δυναμική ισορροπία

	CO (g)	$+ 3\text{H}_2\text{(g)}$	\rightleftharpoons	$\text{CH}_4\text{(g)}$	$+ \text{H}_2\text{O (g)}$
Αρχικές ποσότητες	1 mol	3 mol		0	0
Μεταβολές	-x	-3x		+x	+x
Ισορροπία	1-x	3-3x		x	x



Χημική ισορροπία: Η κατάσταση στην οποία φθάνει το μίγμα μιας αντίδρασης όταν η ταχύτητα της αντίδρασης προς τα δεξιά εξισωθεί με την ταχύτητα της αντίθετης αντίδρασης (προς τα αριστερά)

\rightarrow Είναι δυναμική γιατί παρ'όλο που τόσο η αντίδραση προς τα δεξιά όσο και η αντίθετή της συνεχίζονται, δεν βλέπουμε καμμία καθαρή μεταβολή στη σύνθεση του μίγματος της αντίδρασης.
Οι συγκεντρώσεις αντιδρώντων ή προϊόντων μένουν σταθερές
 (όταν έχει επιχθεί χημική ισορροπία)