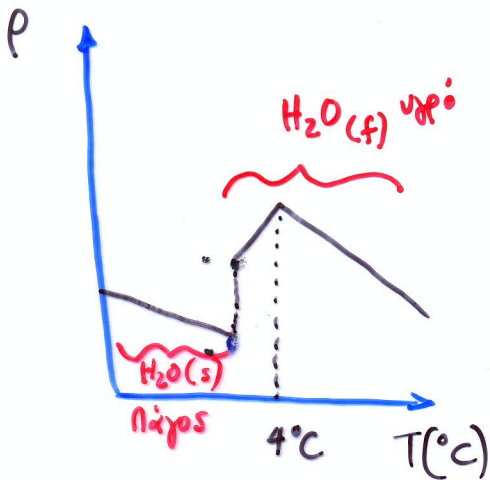


Εφαρμογή δεσμών υδρογόνου



Στα περισσότερα υγρά καθώς η θερμοκρασία μειώνεται, η πυκνότητα αυξάνεται.

Στο υγρό αυτό συμβαίνει μόνο μέχρι των 4°C οπότε και αρχίζει να μειώνεται.

Όταν γίνει πάγος μειώνεται ακόμα

πλεονέκτημα → Ο πάγος διαστέλλεται (μεγαλώνει ο όγκος του)

Εξήγηση: Υψηλή T ⇒ μικρό ποσοστό δεσμών -H λόγω σχετικά μεγάλης κινητικής ενέργειας

Πτώση T → σχηματίζονται δεσμοί -H σε αυξανόμενη ταχύτητα

T = 4°C → Μέση απόσταση μεταξύ μορίων ελάχιστη

Πάγος ⇒ Μέσω των δεσμών -H τα μόρια οργανώνονται σε κρυσταλλικό πλέγμα σε συγκεκριμένη απόσταση μεταξύ τους. Αφήνουν πολλά κενά

Διπλά τετραέδρα

Αν δεν υπήρχαν οι δεσμοί -H θα μπορούσαν να πλησιάσουν περισσότερο

Χημεία διαλυμάτων

Διάλυμα: Ομογενή σύστημα διαστοράς όπου η ουσία σε διαστορά έχει διαστάσεις $< 10^{-7}$ cm

Ομοιομορφη σύσταση και ιδιότητες

Διαλύτης (solvent): Σύστημα στη μεγαλύτερη αναλογία
(αν δεν το γέμει, εννοούμε το υγρό: υδατικό διάλυμα)

Διαλυμένη ουσία (solute)

Τύποι διαλυμάτων:

- Αέριο σε υγρό (Α/Υ)
- Υγρό σε υγρό (Υ/Υ)
- Στερεό σε υγρό (Σ/Υ)

Διαλυτότητα: $\frac{\text{gr δ.ο.}}{100\text{ml διαλύτη}}$ εξαρτάται από θερμοκρασία (T)

Μέγιστη ποσότητα ουσίας που μπορεί να διαλυθεί σε ορισμένη ποσότητα διαλύτη στη συγκεκριμένη T

Συμμόρφωση διαλυμάτων - Μονάδες Συφράσεις

1) $\% \text{ W/W} : \% \text{ κατά βάρος}$

Μέρη βάρους διαλυμένης ουσίας (δ.ο.) σε 100 μέρη βάρους διαλύματος

Π.χ. 10% W/W CaCl_2

10 g CaCl_2 σε 100 g διαλύματος ή 10 mg CaCl_2 σε 100 mg διαλύματος

2) $\% \text{ W/V} : \% \text{ κατ' όγκο}$ *

Ποσότητα δ.ο. σε g σε 100 ml διαλύματος

15% W/V NaCl 15 g NaCl σε 100 ml διαλύματος

Μοριακότητα υατ' ογυο, Molarity (M)

M = Αριθμός moles δ.ο. σε 1 L διαλύματος

Π.χ. Διαλύατε 6,3 g HNO₃ σε 500 ml H₂O (A.B. H=1, N=14, O=16)

Ποιά είναι η M του διαλύματος; M_{HNO₃} = 3·16+14+1 = 63 g/mol

6,3 g HNO₃ → $\frac{6,3 \text{ g} \cdot \text{mol}}{63 \text{ g}}$ HNO₃ = 0,1 moles HNO₃

0,1 moles HNO₃ σε 500 ml H₂O
x 1000
X = 0,1 $\frac{1000}{500}$ = 0,2 M

Η αληθινή $\frac{0,1 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0,2 \text{ M HNO}_3$

Αντίστροφα: Μας ζητούν να παρουσιάσουμε υδατικό διάλυμα HNO₃ 1 M και μας δίνουν ένα δοχείο όγυον 100 ml

1 M HNO₃ → 1 mole HNO₃ σε 1000 ml διαλύματος
x 100 ml

X = 0,1 mole HNO₃ → 6,3 g HNO₃

Απαιώση Διαχυμάτων

M₁ · V₁ = M₂ · V₂

Π.χ. Έχω stock πυκνά H₂SO₄ 10M. Μου ζητούν να παρουσιάσω διάγυμα H₂SO₄ 0,5M σε ένα δοχείο 100 ml.

(10M) · V₁ = (0,5M) (100 ml) ⇒ V₁ = $\frac{0,5 \cdot 100}{10}$ ml = 5 ml

Άρα θα πάρω 5 ml η. H₂SO₄ και θα τα προσθέσω σε 95 ml H₂O. Μηνώ να κύνω και το αντίστροφο αλλά είναι επικίνδυνο

Μοριακότητα κατά βάρος, Molality, m

Αριθμός moles δ.ο. σε 1000 g διαλύτη

Π.χ. Διάλυμα 2m FeCl₂ . Ζυγίζω 2 moles FeCl₂ και τα διαλύω σε 1000 g διαλύτη

Από σημαίνει 254 g FeCl₂ σε 1000 g διαλύτη

Μπορώ επίσης 25,4 g FeCl₂ σε 100 g διαλύτη

Μοριακό υγίομα συστατικών, X

$$X_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2 + \dots + n_i}$$

n_1 → Αριθμός moles του συστατικού 1
 $n_1 + n_2 + \dots + n_i$ → Άθροισμα αριθμού moles όλων των συστατικών.

Μέρη στο εκατομμύριο (ppm)

Ποσότητα mg δ.ο. / 1000 g διαλύματος

Ποσότητα mg δ.ο. / 1000 ml διαλύματος (υδατικό διάλυμα)

Π.χ. 5,4 ppm NaCl : 5,4 mg NaCl σε 1000 ml διαλύματος

$$\frac{5,4 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{58 \text{ g}} \text{ σε } 1000 \text{ ml διαλύματος}$$

Πολύ αραιό
 διάλυμα
 Γι' αυτό ευφράδουμε σε ppm
 ← 9,2 · 10⁻⁵ M NaCl

Πορεία της διάχυσης

35

Η διάχυση μίας ουσίας σε ένα διαλύτη εξαρτάται από τις σχετικές δυνάμεις που αναπτύσσονται μεταξύ:

- α) Μόρια διαλυμένης ουσίας μεταξύ τους
- β) Μόρια διαλύτη μεταξύ τους
- γ) Μόρια διαλύτη - Μόρια διαλυμένης ουσίας (επιδιάλυση)

Αν οι δυνάμεις τύπου (α) και (β) είναι μικρές \rightarrow εύκολος ξεχωρισμός των όμοιων μορίων

Αν οι δυνάμεις (γ) είναι πιο μεγάλες από τις (α) και (β) \Rightarrow Διάχυση

(α) > Ενδόθερμες διαδικασίες. Πρέπει να δοθεί ενέργεια για να σπάσουν οι δυνάμεις που συγκρατούν τα όμοια μόρια ή ιόντα

(γ) \rightarrow Εξώθερμη διαδικασία. Απόδοση ενέργειας στο περιβάλλον κατά τη δημιουργία νέων "δυσμών" μεταξύ μορίων δ.ο και μορίων διαλύτη.

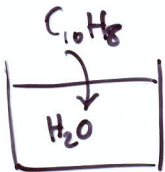
Κανόνας: "Τα όμοια διαλύουν όμοια"

Πολιμές ουσίες διαλύονται εύκολα στο νερό (H_2O)
(π.χ. $NaCl \rightarrow Na^+ Cl^-$) Πολιμό μόριο
(αίγατα)

και δεν διαλύονται σε οργανικούς διαλύτες (π.χ. C_6H_6 , βενζόλιο, CCl_4 , τετραχλωράνθρακας)

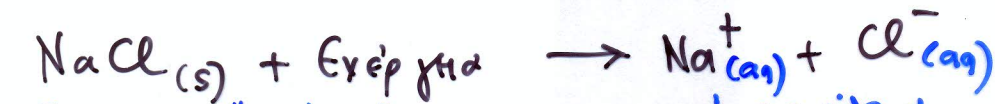
Όμοιος μη πολυπής ουσίες δεν διαλύονται σε πολυ-
(π.χ. $C_{10}H_8$) (ναφθαλένιο)

και διαλύει (π.χ. H_2O) ενώ διαλύονται εύκολα
σε μη πολυπής διαλύτη (π.χ. βενζόλιο C_6H_6).

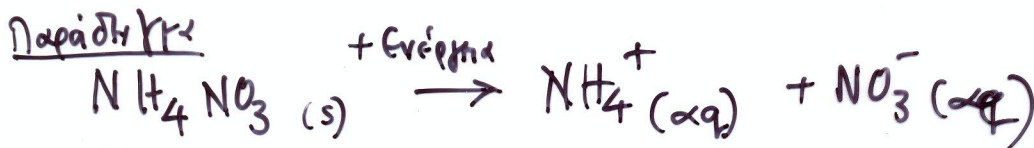


οι δυνάμεις $C_{10}H_8 - H_2O$ πολύ ασθενείς
από τις δυνάμεις $H_2O - H_2O$ και $C_{10}H_8 - C_{10}H_8$

Διάλυση ιοντικού κρυστάλλου σε υγρό
(απορρό) (π.χ. γάλα)



Πρέπει να "σπάσει" το κρυσταλλικό πλέγμα
Αν ενέργεια παρέχεται με γρήγορο \rightarrow Η διάλυση τέτοιων
ενώσεων είναι ενδόθετη.



"Συμμεταίωμα παιζο κίχου"

Διάλυση υγρών και αερίων σε υγρά

"Όμοιο διαλύει όμοιο"

$CCl_4 - C_6H_6$ Αραιώνονται σε οποιαδήποτε αναλογία

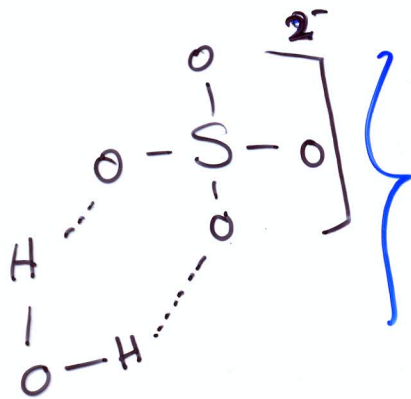
Αλκοόλη - νερό NaI
(CH_3OH)
π.χ

$CCl_4 - H_2O$ όχι

Στα διαλύματα υγρών σε υγρό στο σάδιον (γ)
(Επιδιαλύωση) αποδίδεται περισσότερη ενέργεια
από το άθροισμα των δύο πρώτων σαδίων (α) και (β)

↓
Διάλυση υγρών σε υγρό Εξώθετη

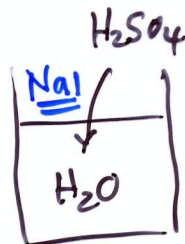
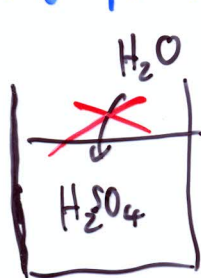
Παράδειγμα: Διάλυση H_2SO_4 στο H_2O



Ισχυροί δεσμοί υδρογόνου
μεταξύ δ.ο. και διαλύτη

↓
Έντονα Εξώθετη αντίδραση
η διάλυση H_2SO_4 στο H_2O

Ευκρινέωση παρατηρείται
υγρό λόγω βρασμού ←



Διαλυτότητα αερίων σε υγρά πολύ μικρή, ειδικά αν τα
μόρια του αερίου σχηματίζουν δεσμό -H ή ανυδρών με
τα μόρια του H_2O .

αέριο
π.χ. NH_3 σε H_2O

CO_2 στο H_2O



Εξάρτηση της διαλυτότητας από τη θερμοκρασία

38

Αύξηση T (Θερμοκρασία) \Rightarrow $\begin{cases} \text{Αύξηση διαλυτότητας αν η διάλυση} \\ \text{ενδόθερμη} \\ \text{Μείωση διαλυτότητας αν η διάλυση} \\ \text{εξώθερμη} \end{cases}$

Παραδείγματα: \rightarrow Γενικά στα άλατα (π.χ. KNO_3 , KI)
αύξηση $T \Rightarrow$ αύξηση διαλυτότητας

\rightarrow Αντίθετα ισχύουν στην περίπτωση του
διαλυμένου O_2 στο νερό.

Αύξηση T του νερού \Rightarrow Μείωση διαλυτότητας O_2

Συμπεριφέροντα: $20^\circ C$ ($54,3 \mu g O_2 / l$)
 $25^\circ C$ ($40,4 \mu g O_2 / l$)

\downarrow
Οδηγεί στο φαινόμενο της
θερμικής μόνωσης

Αύξηση T νερού λόγω θερμικής αβεβαιότητας \rightarrow Ελάττωση
διαλυμένου O_2 στο νερό \Rightarrow Δύσπνοση ή ανεπάρκεια της
υδρόβιας ζωής

Εξάρτηση διαλυτότητας από την πίεση

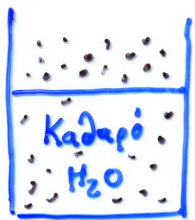
Η πίεση επηρεάζει πολύ τη διαλυτότητα των
(αερίων)
αερίων (π.χ. CO_2 , O_2) σε υγρά.

Προσθετική (αδροιστική) ιδιότητα διαλυμάτων

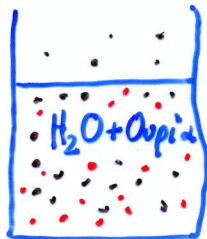
Θα εξετάσουμε αραία διαλύματα μη ηλεκτιτών ουσιών σε υγρά ($\leq 0,2M$) (μη ηλεκτρολυτικά διαλύματα)

Ιδιότητες που εξαρτώνται μόνο από τον αριθμό των διαλυμένων σωματιδίων και όχι από τη φύση τους.

1) Τάση ατμών διαλύματος - Νόμος Raoult



Καθαρός διαλύτης
 P^0 : Τάση ατμών καθαρού διαλύτη



Διαλύτης + διαλυμένη ουσία
 P : Νέα τάση ατμών διαλύτη

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} \quad (n: \text{αριθμός moles})$$

$$X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$$

A: διαλύτης

B: διαλυμένη ουσία

Raoult: $P < P^0$ 'Όταν μέσα σε έναν διαλύτη, διαλυθεί μια ουσία τότε η τάση των ατμών του διαλύτη μηώνεται

Μαθηματική σχέση: $P = P^0 \cdot X_A$

$$\left. \begin{aligned} X_A + X_B = 1 \Rightarrow X_A = 1 - X_B \\ \Rightarrow P = P^0 (1 - X_B) \Rightarrow \\ \Rightarrow P^0 - P = P^0 X_B \Rightarrow \end{aligned} \right\}$$

$$\Rightarrow \Delta P = P^0 X_B$$

Άρα η ελάττωση (ΔP) της τάσης των ατμών είναι ανάλογη προς το μοριακό υψός (X_B) της διαλυμένης ουσίας.

Παράδειγμα: Καθαρό νερό $P^0 = 23,76 \text{ mmHg}$ (25°C)

Διάλυμα νερό + ουρία $P = 22,98 \text{ mmHg}$

Ποιά είναι η molality (m) του διαλύματος ουρίας;

$$\Delta P = P^{\circ} X_{\text{ααρια}} \Rightarrow X_{\text{ααρια}} = \frac{(23,76 - 22,98) \text{ mmHg}}{23,76 \text{ mmHg}} \Rightarrow$$

40

$$\Rightarrow X_{\text{ααρια}} = 0,033$$

Δηλαδή $\frac{n_{\text{ααρια}}}{n_{\text{ααρια}} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = 0,033 \Rightarrow$

$$\frac{n_{\text{ααρια}}}{n_{\text{H}_2\text{O}}} = 0,033$$

Επειδή $n_{\text{H}_2\text{O}} \gg n_{\text{ααρια}}$
(αραιό διάλυμα)

Molality: $n_{\text{ααρια}}$ σε 1000g διαλύτη (H₂O)

Πρέπει να βρούμε 1000g H₂O πόσα moles H₂O είναι (n_{H₂O})

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \frac{\text{gr}}{\text{mol}}$$

$$\text{Αρα } 1 \text{ mol H}_2\text{O} \quad 18 \text{ g}$$

$$\times \quad \quad \quad 1000 \text{ g}$$

$$x = \frac{1000}{18} \text{ mol H}_2\text{O} = 55,5 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$\text{Αρα } \frac{n_{\text{ααρ}}}{n_{\text{H}_2\text{O}}} = 0,033 \Rightarrow n_{\text{ααρ}} = n_{\text{H}_2\text{O}} \cdot 0,033 = 55,5 \cdot 0,033 = 1,8 \text{ mol ααρια σε } 1000 \text{ g H}_2\text{O}$$

Αρα έχουμε διάλυμα ααριας 1,8 m