



ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ
ΠΑΤΡΩΝ
UNIVERSITY OF PATRAS

ΑΝΟΙΚΤΑ ακαδημαϊκά
μαθήματα ΠΠ

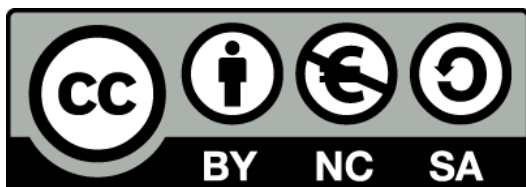
ΜΑΘΗΜΑ: «ΧΗΜΕΙΑ II»

Β' ΕΞΑΜΗΝΟ (ΕΑΡΙΝΟ)

Διδάσκουσα: ΣΟΥΠΙΩΝΗ

ΜΑΓΔΑΛΗΝΗ

ΕΠΙΚΟΥΡΟΣ ΚΑΘΗΓΗΤΡΙΑ ΤΜΗΜΑΤΟΣ ΧΗΜΕΙΑΣ



Ευρωπαϊκή Ένωση
Ευρωπαϊκό Κοινωνικό Ταμείο



ΥΠΟΥΡΓΕΙΟ ΠΑΙΔΕΙΑΣ & ΘΡΗΣΚΕΥΜΑΤΩΝ, ΠΟΛΙΤΙΣΜΟΥ & ΑΘΛΗΤΙΣΜΟΥ
ΕΙΔΙΚΗ ΥΠΗΡΕΣΙΑ ΔΙΑΧΕΙΡΙΣΗΣ

Με τη συγχρηματοδότηση της Ελλάδας και της Ευρωπαϊκής Ένωσης



ΕΥΡΩΠΑΪΚΟ ΚΟΙΝΩΝΙΚΟ ΤΑΜΕΙΟ

Άδειες Χρήσης

- Το παρόν εκπαιδευτικό υλικό υπόκειται σε άδειες χρήσης Creative Commons.
- Για εκπαιδευτικό υλικό, όπως εικόνες, που υπόκειται σε άλλου τύπου άδειας χρήσης, η άδεια χρήσης αναφέρεται ρητώς.
- Αναφορά-Μη-Εμπορική Χρήση-Παρόμοια Διανομή



Χρηματοδότηση

- Το παρόν εκπαιδευτικό υλικό έχει αναπτυχθεί στα πλαίσια του εκπαιδευτικού έργου του διδάσκοντα.
- Το έργο «**Ανοικτά Ακαδημαϊκά Μαθήματα στο Πανεπιστήμιο Πατρών**» έχει χρηματοδοτήσει μόνο τη αναδιαμόρφωση του εκπαιδευτικού υλικού.
- Το έργο υλοποιείται στο πλαίσιο του Επιχειρησιακού Προγράμματος «Εκπαίδευση και Δια Βίου Μάθηση» και συγχρηματοδοτείται από την Ευρωπαϊκή Ένωση (Ευρωπαϊκό Κοινωνικό Ταμείο) και από εθνικούς πόρους.



Ευρωπαϊκή Ένωση
Ευρωπαϊκό Κοινωνικό Ταμείο



ΕΠΙΧΕΙΡΗΣΙΑΚΟ ΠΡΟΓΡΑΜΜΑ
ΕΚΠΑΙΔΕΥΣΗ ΚΑΙ ΔΙΑ ΒΙΟΥ ΜΑΘΗΣΗ
επένδυση στην κοινωνία της γνώσης
ΥΠΟΥΡΓΕΙΟ ΠΑΙΔΕΙΑΣ & ΘΡΗΣΚΕΥΜΑΤΩΝ, ΠΟΛΙΤΙΣΜΟΥ & ΑΘΛΗΤΙΣΜΟΥ
ΕΙΔΙΚΗ ΥΠΗΡΕΣΙΑ ΔΙΑΧΕΙΡΙΣΗΣ

Με τη συγχρηματοδότηση της Ελλάδας και της Ευρωπαϊκής Ένωσης



ΕΣΠΑ
2007-2013
πρόγραμμα για την ανάπτυξη
ΕΥΡΩΠΑΪΚΟ ΚΟΙΝΩΝΙΚΟ ΤΑΜΕΙΟ

Η Ύλη της «ΧΗΜΕΙΑΣ II»

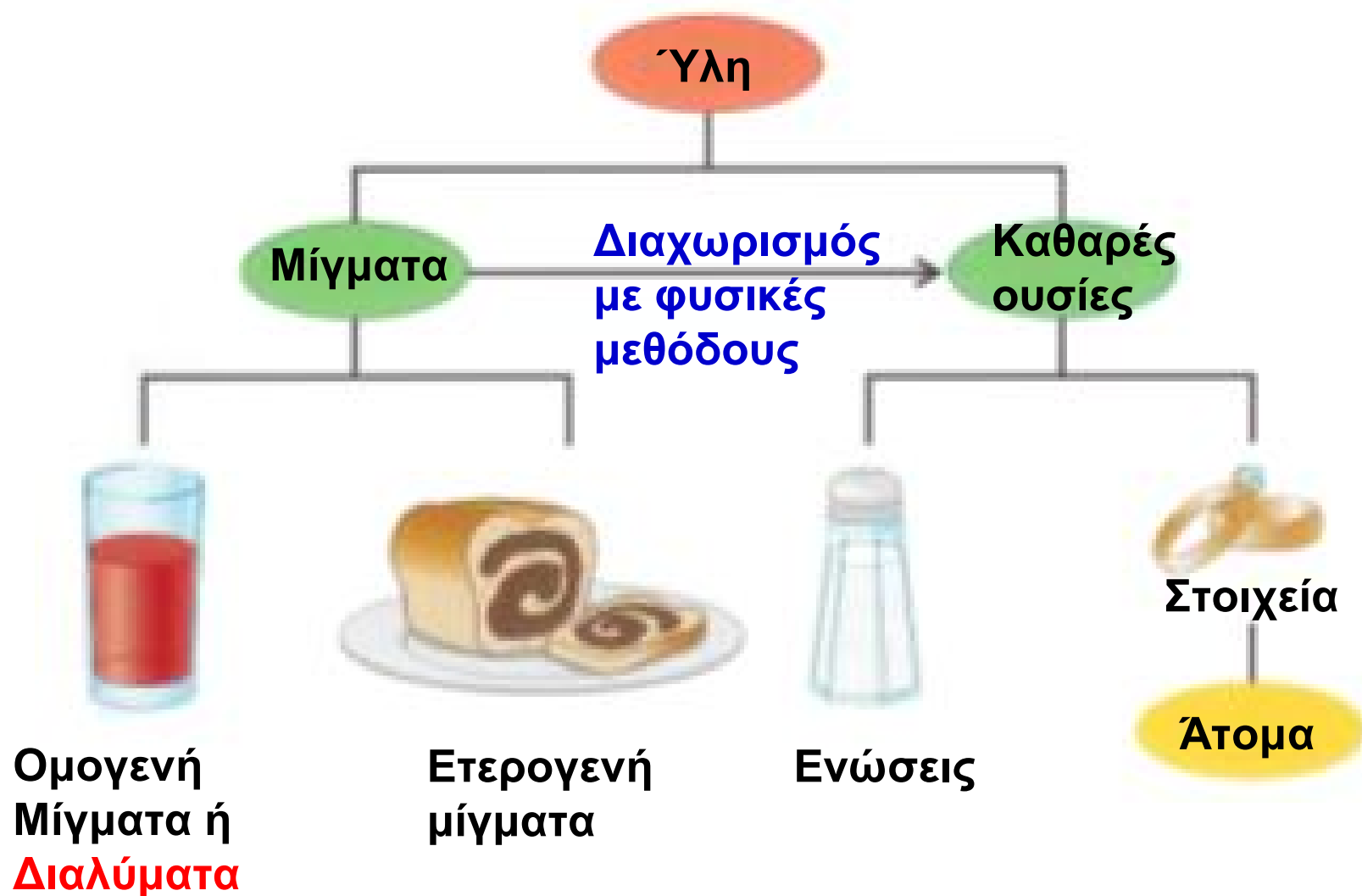
1. Διαλύματα
2. Θερμοχημεία
3. Ταχύτητες Αντίδρασης
4. Χημική Ισορροπία
5. Οξέα και Βάσεις
6. Ισορροπίες Οξέων-Βάσεων
7. Διαλυτότητα και Ισορροπίες Συμπλόκων Ιόντων
8. Θερμοδυναμική και Ισορροπία

1. ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ

- Τύποι διαλυμάτων
- Διαλυτότητα και η διαδικασία διάλυσης
- Επιδράσεις θερμοκρασίας και πίεσης πάνω στη διαλυτότητα
- Τρόποι έκφρασης της συγκέντρωσης
- Τάση ατμών διαλύματος
- Ανύψωση σημείου ζέσεως και ταπείνωση σημείου πήξεως
- Ώσμωση
- Αθροιστικές ιδιότητες ιοντικών διαλυμάτων
- Κολλοειδή

Η ύλη εμφανίζεται ως μίγματα και ως καθαρές ουσίες



Μίγματα

Μίγμα: ένα υλικό που μπορεί να διαχωριστεί με φυσικό τρόπο σε δύο ή περισσότερες ουσίες.

Ετερογενές μίγμα: το μίγμα που δεν έχει ενιαία σύσταση σε όλη του την έκταση και έτσι τα συστατικά του διακρίνονται είτε με γυμνό οφθαλμό είτε με το μικροσκόπιο.

Ομογενές μίγμα ή διάλυμα: το μίγμα που εμφανίζει ενιαία σύσταση και ίδιες ιδιότητες σε όλη του την έκταση.

Φάση: ένα τμήμα φυσικού συστήματος (αερίου, υγρού ή στερεού) το οποίο είναι ομογενές στη σύσταση και τις ιδιότητές του και μπορεί να διαχωριστεί από άλλες φάσεις με φυσικό τρόπο.



Ομογενή μίγματα = διαλύματα



Πολλές ουσίες, μεταξύ αυτών και το μπλε στερεό που βλέπουμε πάνω στην ύαλο ωρολογίου, διαλύονται πλήρως στο νερό σχηματίζοντας διαλύματα.

Το μπλε στερεό είναι ένυδρος θειικός χαλκός (II) ή πενταϋδρικός θειικός χαλκός (II) (κοινώς γαλαζόπετρα).

Γιατί παρασκευάζουμε διαλύματα;

Τύποι διαλυμάτων

Ανάλογα με τη φυσική κατάσταση υπό την οποία εμφανίζονται σε συνηθισμένες συνθήκες, τα διαλύματα διακρίνονται σε αέρια (ή αεριώδη), στερεά και υγρά.

☆ Όλα τα αέρια μίγματα είναι ομογενή, άρα θα είναι και διαλύματα (π.χ. ο ατμοσφαιρικός αέρας).

☆ Από τα στερεά διαλύματα σπουδαιότερα είναι τα κράματα, τα οποία λαμβάνονται με σύντηξη δύο ή περισσότερων μετάλλων (π.χ. ο ορείχαλκος ή μπρούντζος: κράμα Cu/Zn).

☆ Υγρά διαλύματα σχηματίζονται με διάφορους τρόπους, όπως είναι η ανάμιξη δύο υγρών (π.χ. νερό και αιθανόλη), η διάλυση ενός στερεού σε υγρό (π.χ. NaCl σε νερό) και η διάλυση ενός αερίου σε υγρό (π.χ. αμμωνία σε νερό).

Διαλυμένη ουσία και διαλύτης

Διαλυμένη ουσία, στην περίπτωση διαλύματος αερίου ή στερεού διαλυμένου σε υγρό, είναι το αέριο ή το στερεό. Σε άλλες περιπτώσεις, η διαλυμένη ουσία είναι το συστατικό με τη μικρότερη αναλογία.

Διαλύτης, σε ένα διάλυμα αερίου ή στερεού σε ένα υγρό, είναι το υγρό. Σε άλλες περιπτώσεις, ο διαλύτης είναι το συστατικό με τη μεγαλύτερη αναλογία.

Ο διαλύτης λέγεται και διαλυτικό μέσο.

☞ Στα διαλύματα οι ουσίες μπορεί να βρίσκονται υπό μορφή:

- (α) Μορίων (μοριακά διαλύματα)
 - (β) Ιόντων (ιοντικά διαλύματα)
 - (γ) Μικυλλίων ή Συγκροτημάτων Μορίων (Κολλοειδή Διαλύματα,
- $\emptyset \approx 10^3 - 10^5 \text{ pm}$

Παραδείγματα διαλυμάτων

| Κατάσταση διαλύματος | Κατάσταση διαλύτη | Κατάσταση διαλυμένης ουσίας | Παράδειγμα |
|----------------------|-------------------|-----------------------------|--|
| Αέριο | Αέριο | Αέριο | Αέρας (O ₂ , N ₂ , Ar κ.λπ.) |
| Υγρό | Υγρό | Αέριο | Οξυγόνο σε νερό |
| Υγρό | Υγρό | Υγρό | Αλκοόλη σε νερό |
| Υγρό | Υγρό | Στερεό | NaCl σε νερό |
| Υγρό | Στερεό | Στερεό | Κάλιο και νάτριο |
| Στερεό | Στερεό | Αέριο | Υδρογόνο σε παλλάδιο |
| Στερεό | Στερεό | Στερεό | Άργυρος σε χρυσό |



Αυτά τα κηροπήγια είναι φτιαγμένα από κράμα (στερεό διάλυμα) **αργύρου – χαλκού** (92,5% Ag και 7,5% Cu)

Αναμίξιμα και μη αναμίξιμα ρευστά

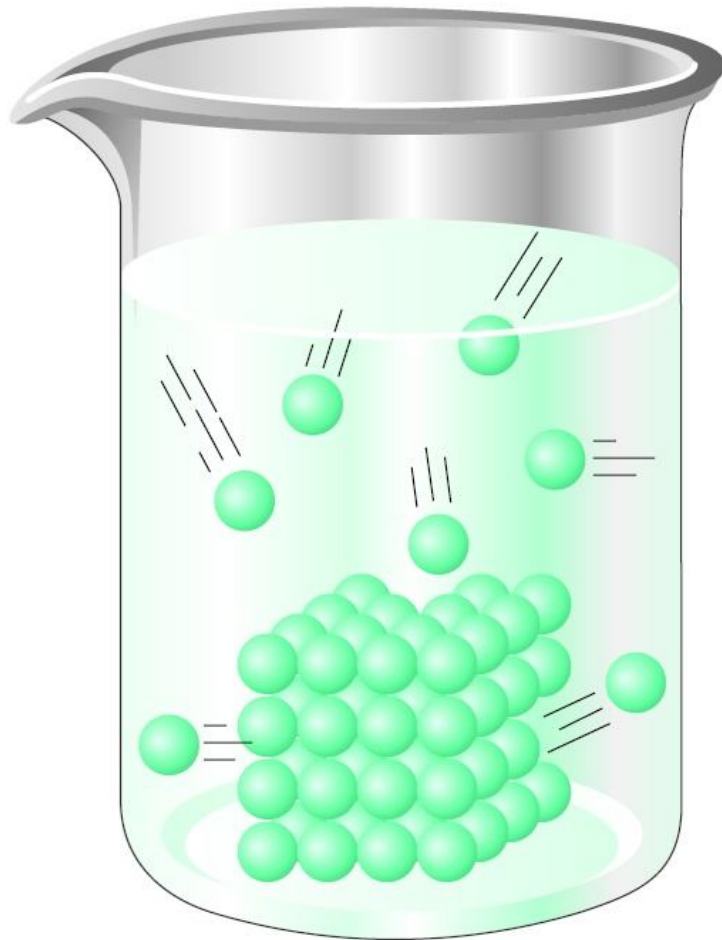
Αναμίξιμα ρευστά: Τα ρευστά (αέρια ή υγρά) που αναμιγνύονται ή διαλύονται το ένα στο άλλο σε κάθε αναλογία.

Τα αέρια είναι αναμίξιμα!

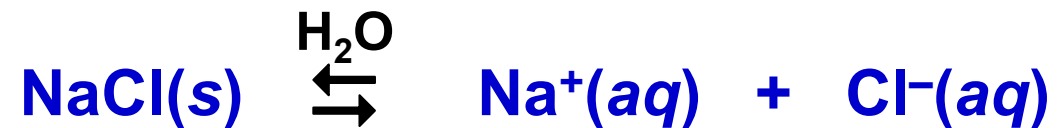
Μη αναμίξιμα ρευστά: τα ρευστά που δεν αναμιγνύονται αλλά σχηματίζουν ξεχωριστές στιβάδες

Π.χ. πετρέλαιο και νερό είναι μη αναμίξιμα υγρά

Διαλυτότητα και η διαδικασία διάλυσης



Όταν η ταχύτητα με την οποία τα ιόντα Na^+ και Cl^- εγκαταλείπουν τον κρύσταλλο εξισωθεί με την ταχύτητα με την οποία τα ιόντα επιστρέφουν στον κρύσταλλο, αποκαθίσταται η ακόλουθη **δυναμική** ισορροπία:



Χημικές οντότητες (μόρια ή ιόντα) που εγκαταλείπουν ή επιστρέφουν στη στερεά φάση

Κορεσμένο διάλυμα και διαλυτότητα

Κορεσμένο διάλυμα: το διάλυμα το οποίο, ως προς μια συγκεκριμένη διαλυμένη ουσία, βρίσκεται σε ισορροπία (ταχύτητα εισόδου χημικών οντοτήτων στο διάλυμα = ταχύτητα επιστροφής χημικών οντοτήτων στη στερεά φάση)

Διαλυτότητα: η μάζα μιας ουσίας που διαλύεται σε ορισμένη ποσότητα διαλύτη (π.χ. νερού) και σε δεδομένη θερμοκρασία για να προκύψει ένα κορεσμένο διάλυμα.

Διαλυτότητα NaCl = 36,0 g / 100 mL νερού (= S)

Αν σε 100 mL νερού (20°C) προσθέσουμε 40 g NaCl, η μέγιστη ποσότητα που μπορεί να διαλυθεί είναι όση η διαλυτότητα του NaCl, δηλαδή 36,0 g.

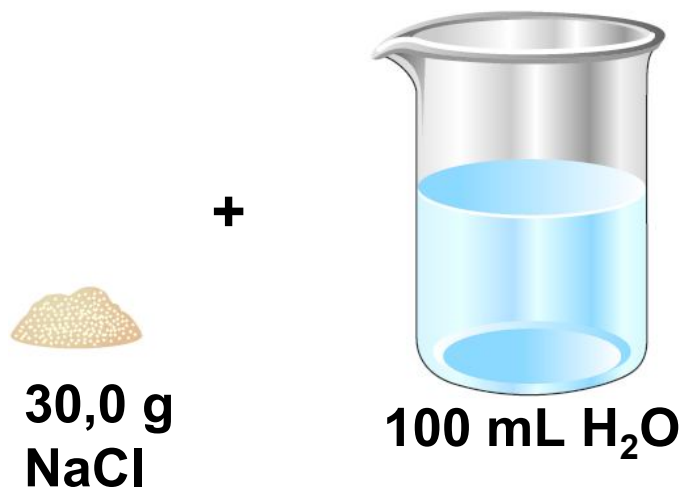
★ Τα υπόλοιπα (4,0 g) θα μείνουν αδιάλυτα στον πυθμένα του ποτηριού!

Ακόρεστο διάλυμα

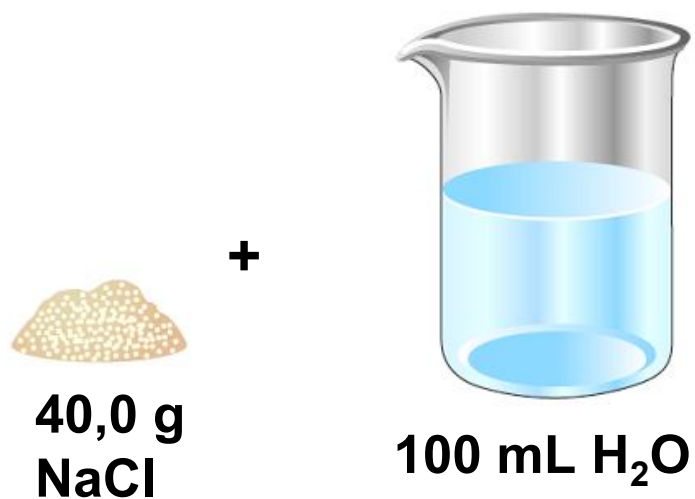
Ακόρεστο διάλυμα: το διάλυμα το οποίο, ως προς μια συγκεκριμένη διαλυμένη ουσία, δεν βρίσκεται σε ισορροπία και στο οποίο μπορεί να διαλυθεί επιπλέον ποσότητα ουσίας.

Αν π.χ. αναμείξουμε 30,0 g NaCl σε 100 mL νερού, θα διαλυθούν όλοι οι κρύσταλλοι και το διάλυμα θα είναι ακόρεστο.

Ακόρεστο και κορεσμένο διάλυμα



Ακόρεστο διάλυμα
που περιέχει
διαλυμένα 30,0 g
NaCl και 100 mL
νερού



Κορεσμένο διάλυμα
που περιέχει
διαλυμένα 36,0 g
NaCl, 100 mL νερού
και 4,0 g αδιάλυτο
NaCl

Αδιάλυτο NaCl

Υπέρκορο διάλυμα

Υπέρκορο διάλυμα: το διάλυμα που περιέχει περισσότερη διαλυμένη ουσία από ό,τι ένα κορεσμένο διάλυμα.

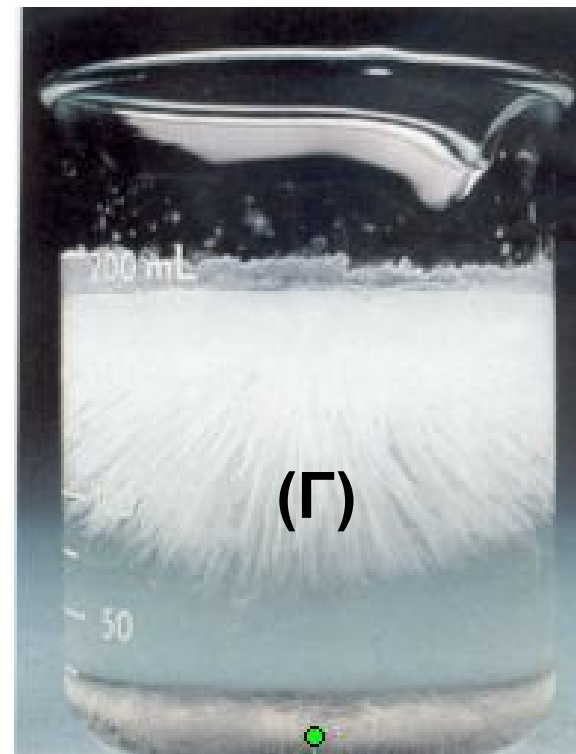
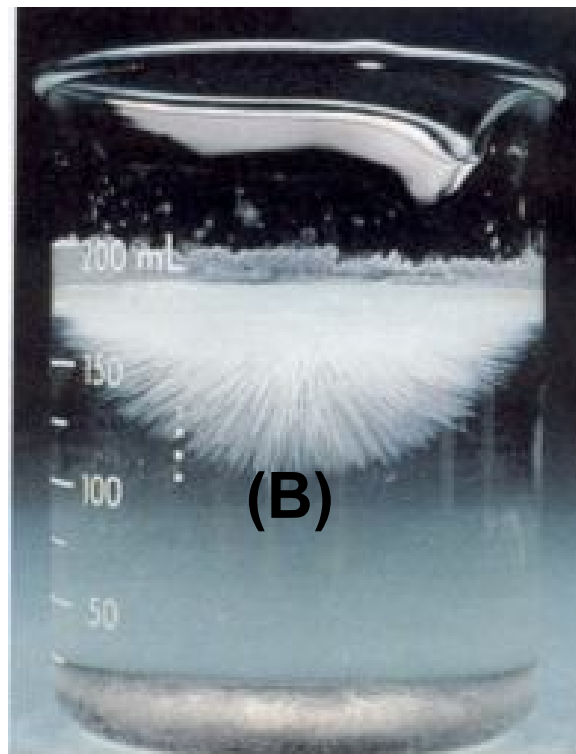
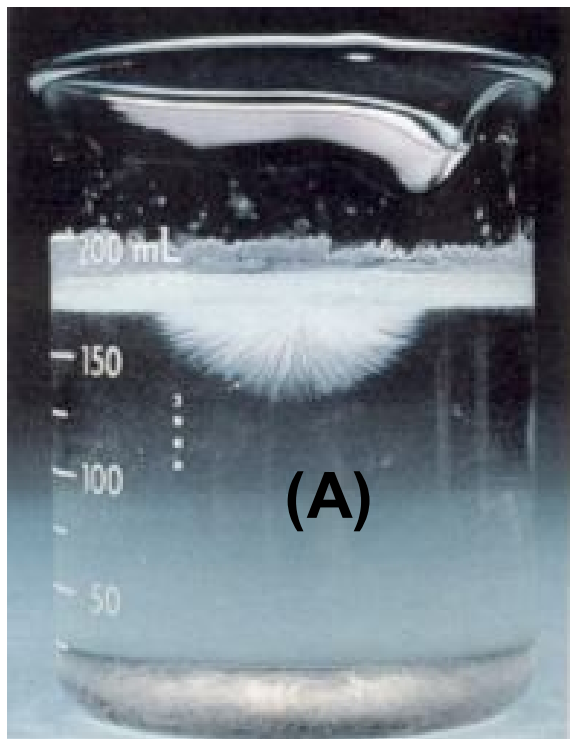
Διαλυτότητα $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ στους 100°C : 231 g / 100 mL

Διαλυτότητα $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ στους 20°C : 50 g / 100 mL

Βραδεία ψύξη διαλύματος $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ που στους 100°C περιέχει 231 g / 100 mL \Rightarrow καμία αποκρυστάλλωση $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ούτε στη θερμοκρασία των 20°C \Rightarrow το διάλυμα σε αυτή τη θερμοκρασία περιέχει πολύ μεγαλύτερη ποσότητα ουσίας εν διαλύσει από αυτή που προβλέπουμε βάσει της διαλυτότητάς της στους 20°C .

Ασταθής κατάσταση: με προσθήκη ενός κρυστάλλου $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ η επιπλέον ποσότητα (181 g) θα αποκρυσταλλωθεί αμέσως!

Κρυστάλλωση από ένα υπέρκορο διάλυμα οξικού νατρίου

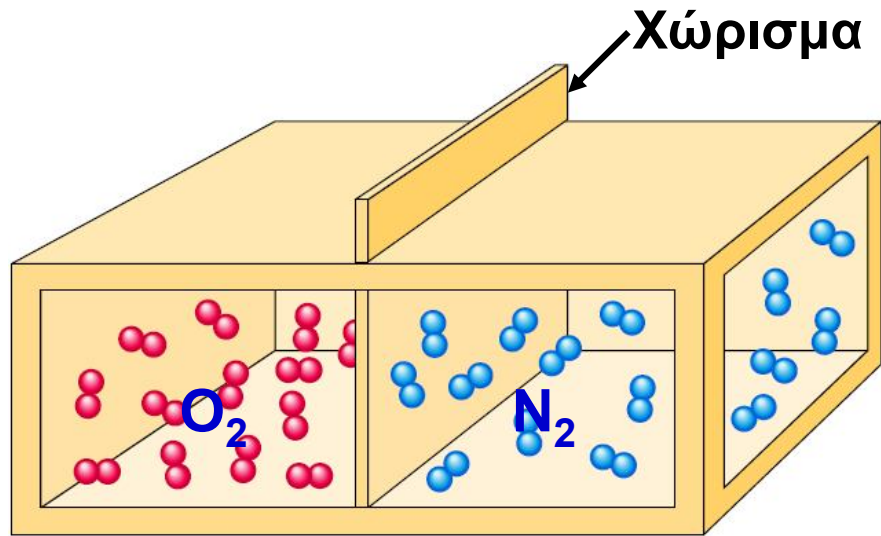


(A) Η κρυστάλλωση ξεκινά με την προσθήκη ενός μικρού κρυστάλλου οξικού νατρίου (CH_3COONa) σε ένα υπέρκορο διάλυμα οξικού νατρίου.

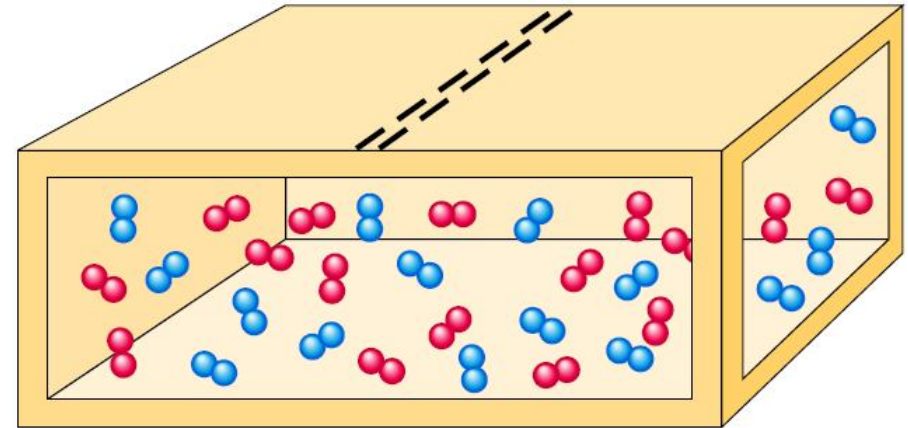
(B, Γ) Μέσα σε δευτερόλεπτα, η ανάπτυξη των κρυστάλλων επεκτείνεται σε όλη τη μάζα του διαλύματος.

Παράγοντες που εξηγούν τη διαλυτότητα

1. Η φυσική τάση των ουσιών να αναμιγνύονται μεταξύ τους.
2. Οι σχετικές ελκτικές δυνάμεις μεταξύ των χημικών οντοτήτων του διαλύματος



Ένα δοχείο διαιρείται με κινητό χώρισμα σε δύο μέρη, από τα οποία το αριστερό περιέχει αέριο οξυγόνο και το δεξιό αέριο άζωτο.



Όταν απομακρυνθεί το χώρισμα, τα μόρια των δύο αερίων αρχίζουν να αναμιγνύονται. Λόγω των τυχαίων κινήσεων που εκτελούν τα μόρια, η ανάμιξή τους στο τέλος είναι πλήρης.

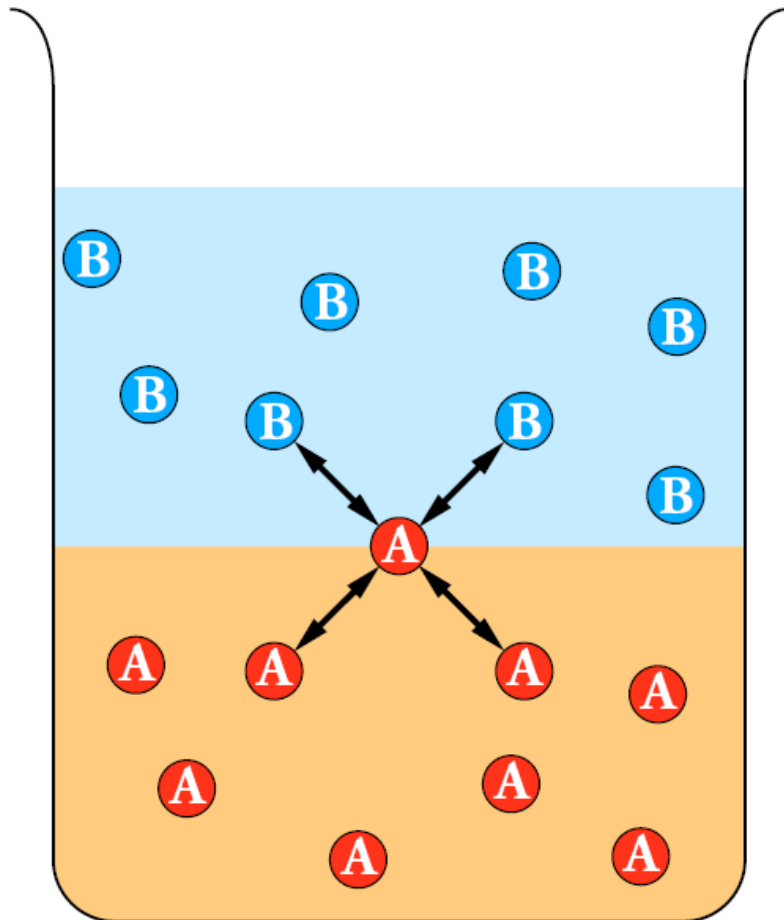
ΑΣΚΗΣΕΙΣ

1. Δώστε ένα παράδειγμα στερεού διαλύματος παρασκευασμένου από δύο στερεά.
2. Ποιοι είναι οι δυο παράγοντες που χρειάζονται για να εξηγήσουν τις διαφορές στις διαλυτότητες των ουσιών;

Μοριακά διαλύματα

Αέρας: η απλούστερη περίπτωση μοριακού διαλύματος

⇒ Similia similibus solvuntur = όμοια ομοίσις διαλύονται
Ουσίες με παρόμοιες διαμοριακές έλξεις είναι αμοιβαία
διαλυτές



Εξήγηση μη αναμιξιμότητας υγρών

Υποθέτουμε ότι ένα μόριο *A* κινείται από το υγρό *A* στο υγρό *B*. Αν η διαμοριακή έλξη μεταξύ δύο μορίων *A* είναι πολύ ισχυρότερη από τη διαμοριακή έλξη μεταξύ ενός μορίου *A* και ενός μορίου *B*, η καθαρή ελκτική δύναμη τείνει να τραβήξει το μόριο *A* πίσω στο υγρό *A*.

Έτσι, το υγρό *A* δεν θα είναι αναμίξιμο με το υγρό *B*.

ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ: Ερμηνεία ιδιοτήτων των Υγρών

Johannes van der Waals (Ολλανδός Φυσικός, 1837-1923, Βραβείο Νόμπελ Φυσικής 1910):

Δυνάμεις αλληλεπίδρασης μεταξύ ουδετέρων μορίων, η ύπαρξη των οποίων διατυπώθηκε για πρώτη φορά το 1873 από τον **Van der Waals** (ελκτικές δυνάμεις μεταξύ μορίων αερίου)

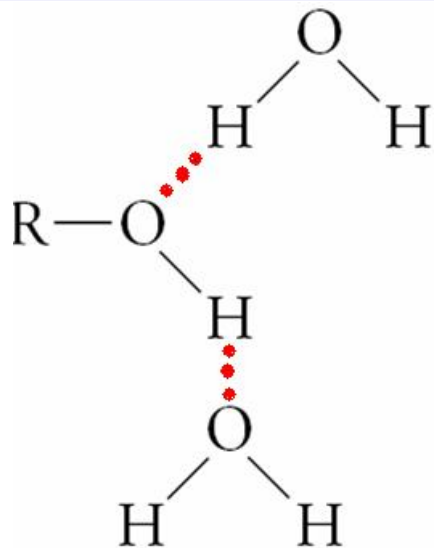
Μεταξύ ουδετέρων μορίων υπάρχουν:

Δυνάμεις διπόλου-διπόλου } Δυνάμεις
Δυνάμεις London } Van der Waals
Δυνάμεις δεσμών υδρογόνου

| Τύπος αλληλεπίδρασης | Ενέργεια κατά προσέγγιση (kJ/mol) |
|-----------------------|-----------------------------------|
| <u>Διαμοριακός</u> | |
| Van der Waals | 0,1 – 10 |
| Δεσμός Υδρογόνου | 10 – 40 |
| <u>Χημικός δεσμός</u> | |
| Ιοντικός | 100 – 1000 |
| Ομοιοπολικός | 100 – 1000 |

Διαλυτότητες των αλκοολών στο νερό

| Όνομα | Τύπος | Διαλυτότητα σε H ₂ O (g/100 g H ₂ O, 20°C) |
|-------------|--|---|
| Μεθανόλη | CH ₃ OH | Αναμίξιμη |
| Αιθανόλη | CH ₃ CH ₂ OH | Αναμίξιμη |
| 1-Προπανόλη | CH ₃ CH ₂ CH ₂ OH | Αναμίξιμη |
| 1-Βουτανόλη | CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH | 7,9 |
| 1-Πεντανόλη | CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH | 2,7 |
| 1-Εξανόλη | CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH | 0,6 |



Νερό (H₂O) και αλκοόλες (ROH) έχουν κοινό γνώρισμα τις ομάδες –OH μέσω των οποίων σχηματίζονται ισχυροί δεσμοί υδρογόνου.

Ασκήσεις

Σύγκριση διαλυτοτήτων στο νερό και σε άλλους διαλύτες

Ποια από τις δύο ενώσεις C_4H_9OH και C_4H_9SH είναι πιθανό να διαλύεται περισσότερο στο νερό; Εξηγήστε.

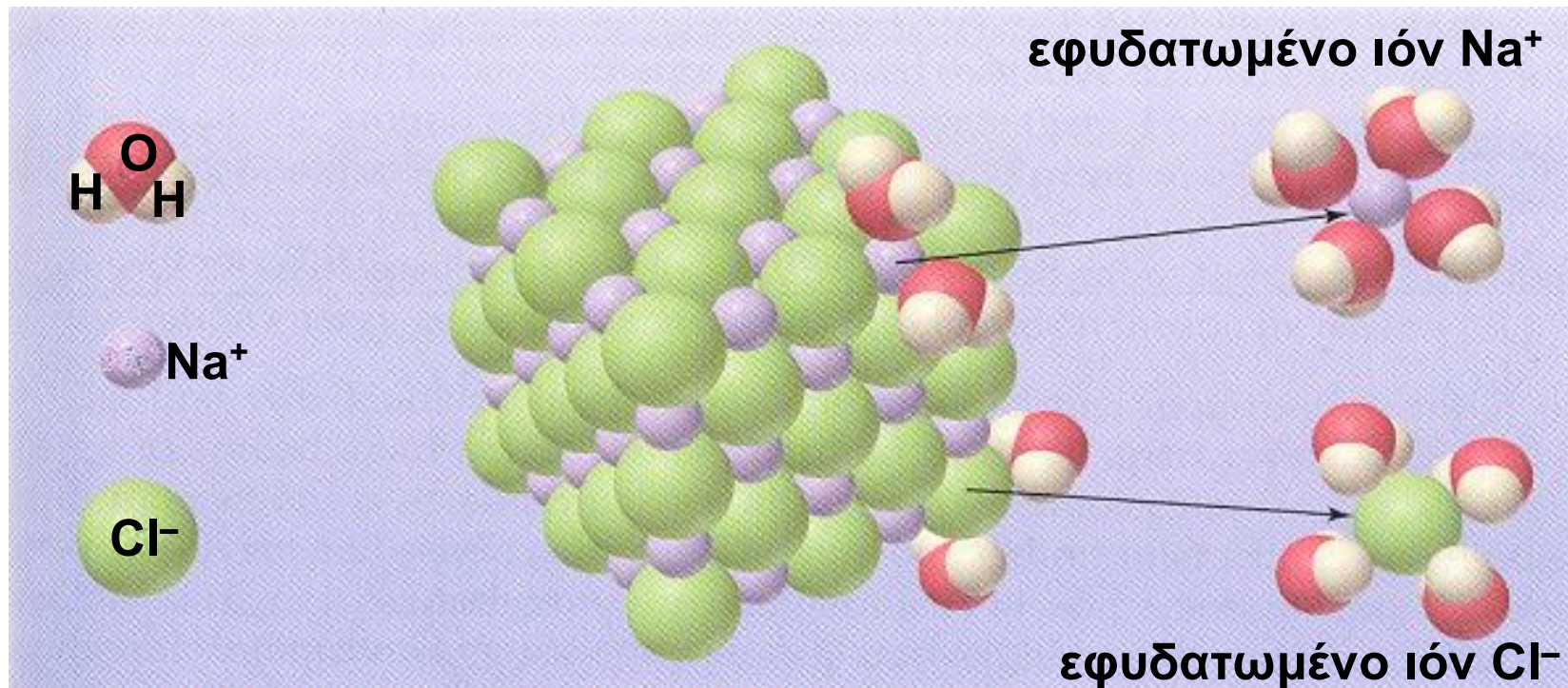
Η πρώτη (C_4H_9OH) θα διαλύεται περισσότερο στο νερό, διότι λόγω της ομάδας $-OH$ θα σχηματίζει δεσμούς υδρογόνου με αυτό.

Πού είναι περισσότερο διαλυτό το βορικό οξύ, $B(OH)_3$, στην αιθανόλη, C_2H_5OH , ή στο βενζόλιο, C_6H_6 ;

Πού διαλύεται περισσότερο το ναφθαλένιο, $C_{10}H_8$, στην αιθανόλη, C_2H_5OH , ή στο βενζόλιο, C_6H_6 ;

Κατατάξετε τις ακόλουθες ενώσεις κατά σειρά αυξανόμενης διαλυτότητας σε εξάνιο, C_6H_{14} ; CH_2OHCH_2OH , $C_{10}H_{22}$, H_2O .

Διαδικασία διάλυσης ιοντικής ένωσης

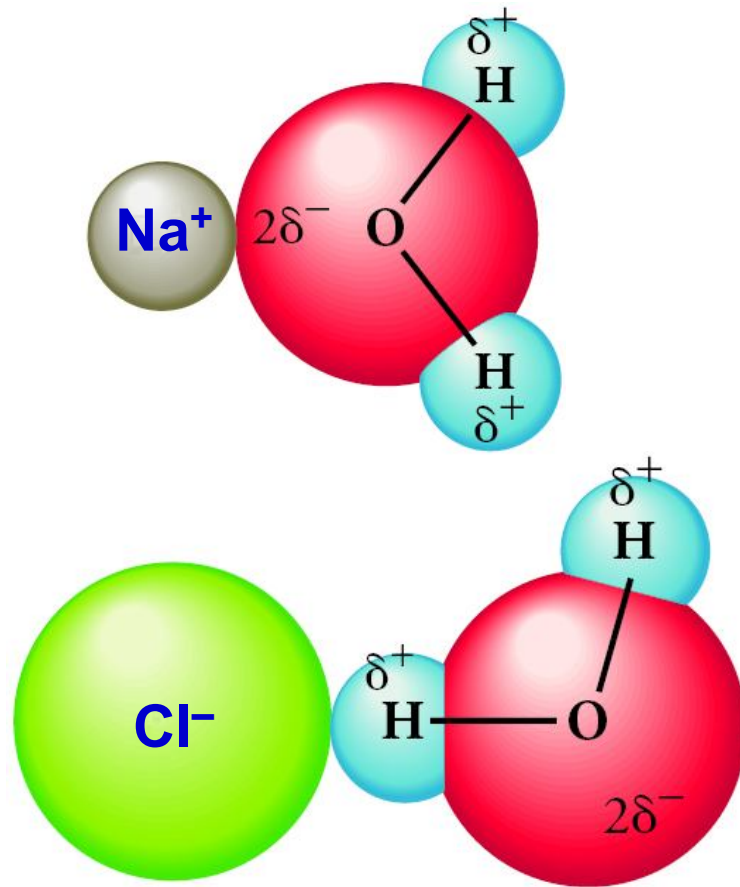


Πώς διαλύεται κρύσταλλος NaCl σε νερό:

Ιόντα Na^+ και Cl^- που κατέχουν θέσεις στην επιφάνεια του κρυστάλλου είναι εκτεθειμένα σε μόρια νερού, τα οποία συγκρούονται με αυτά και τα αποσπούν από το στερεό NaCl .

Τα αποσπασμένα ιόντα Na^+ και Cl^- έλκονται από τα δίπολα μόρια H_2O , τα οποία τα περιβάλλουν δημιουργώντας έτσι εφυδατωμένα ιόντα.

Έλξη ιόντων από μόρια νερού λόγω δυνάμεων ιόντος–διπόλου (= υδάτωση)



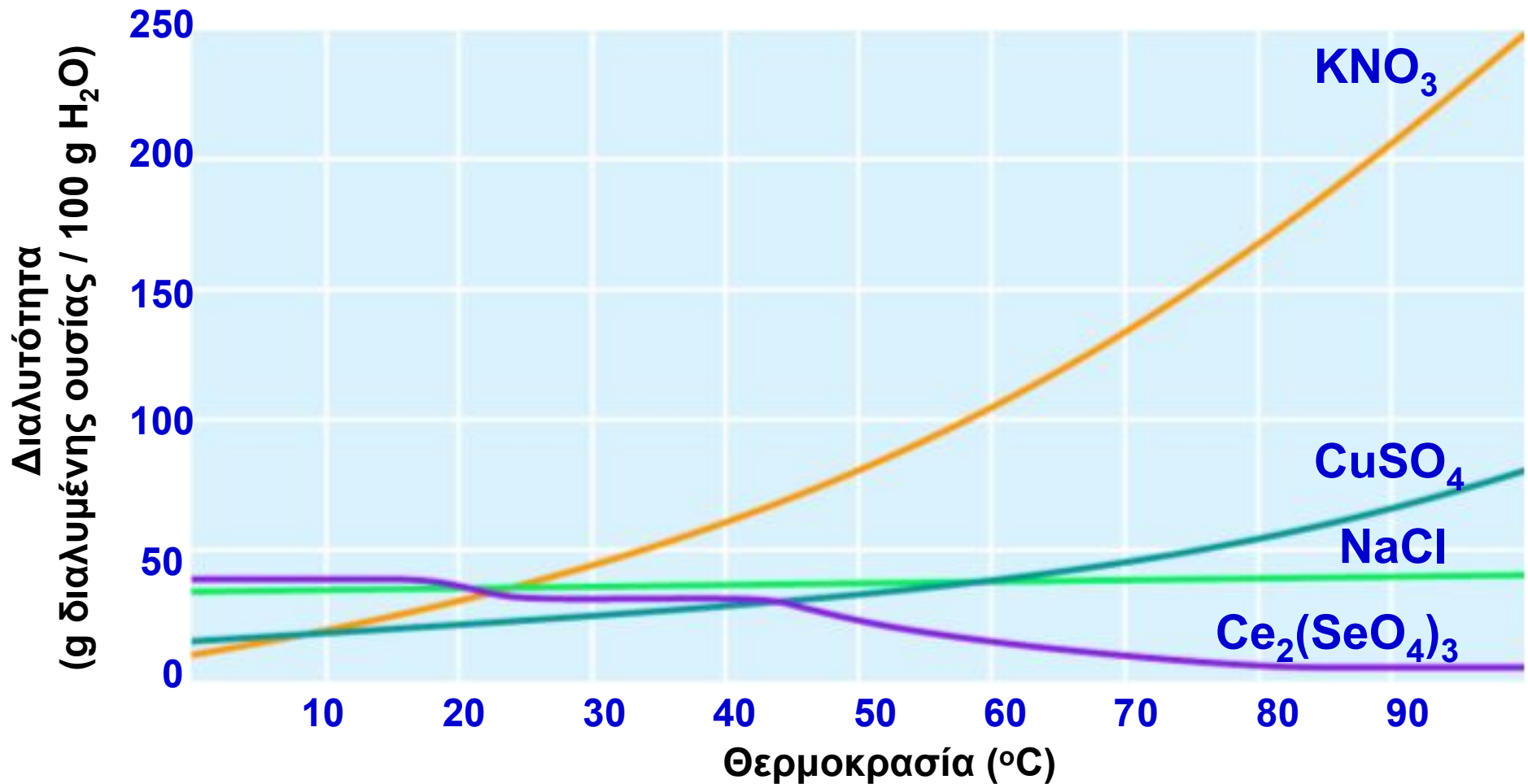
Η άκρη O του μορίου H_2O προσανατολίζεται προς το κατιόν, ενώ ένα άτομο H προσανατολίζεται προς το ανιόν.

!!! Η διαλυτότητα ενός ιοντικού στερεού στο νερό εξαρτάται από την **ενέργεια υδάτωσης** (έλξη μορίων H_2O από ιόντα) και την **ενέργεια πλέγματος**.

Η ενέργεια πλέγματος δρα αντίθετα προς τη διαδικασία διάλυσης.

Η **ενέργεια υδάτωσης**, είναι το ποσόν θερμότητας, (ΔH), που απελευθερώνεται κατά την υδάτωση των ιόντων και (όπως και η ενέργεια πλέγματος), εξαρτάται από την **ακτίνα** το και το **φορτίο** των ιόντων

Επίδραση της θερμοκρασίας πάνω στη διαλυτότητα ιοντικών ενώσεων



★ Με αύξηση της θερμοκρασίας, η διαλυτότητα πολλών ιοντικών ενώσεων μεγαλώνει (KNO₃), μερικών μένει σχεδόν αμετάβλητη (NaCl) και κάποιων ελαττώνεται [Ce₂(SeO₄)₃]

Όταν ιοντικές ενώσεις διαλύονται στο νερό μπορεί να απορροφάται ή να εκλύεται θερμότητα

Στην Ιατρική χρησιμοποιούνται συχνά στιγμιαία επίθεματα:

Στιγμιαίο ψυχρό επίθεμα

Εσωτερικό σακίδιο με NH_4NO_3 .

Εξωτερικό σακίδιο με νερό.

Σπάσιμο εσωτερικού σακιδίου \Rightarrow

διαδικασία διάλυσης **ενδόθερμη**

(απορρόφηση θερμότητας \Rightarrow

ψύξη)

Στιγμιαίο θερμό επίθεμα

Εσωτερικό σακίδιο με CaCl_2 .

Εξωτερικό σακίδιο με νερό.

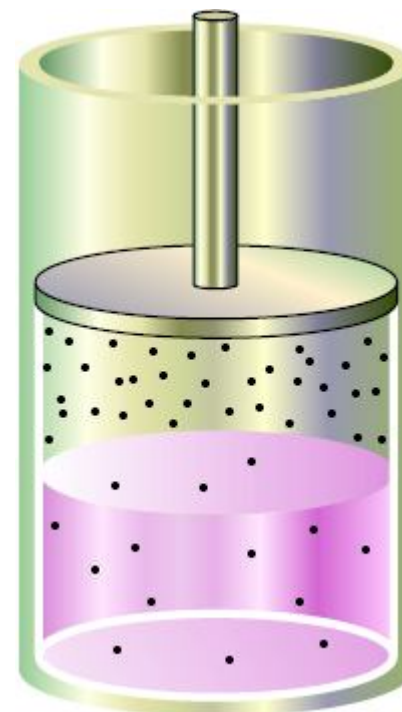
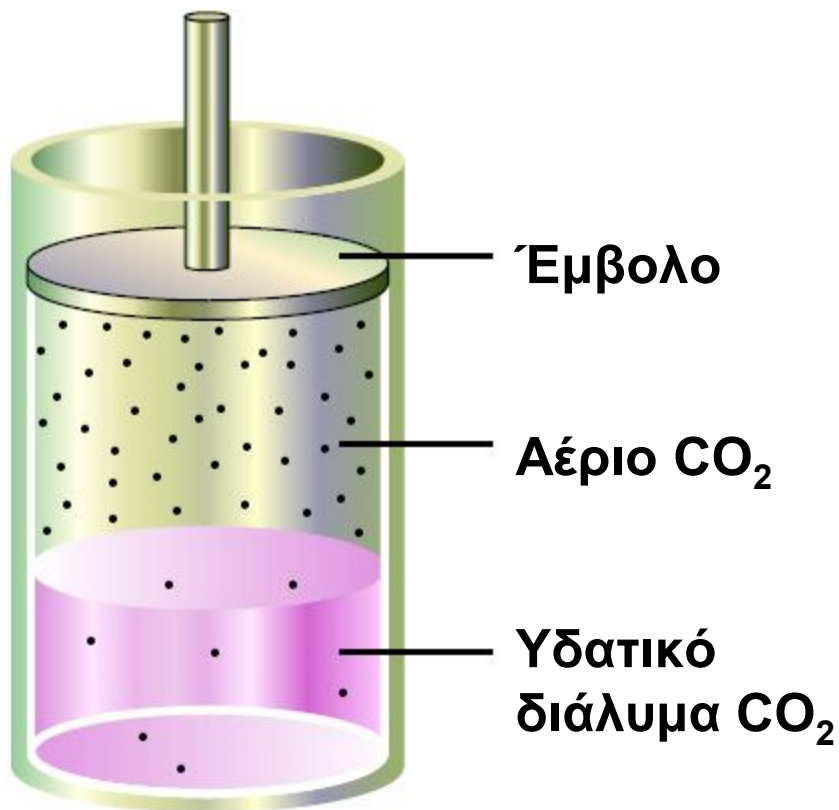
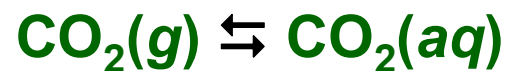
Σπάσιμο εσωτερικού σακιδίου \Rightarrow

διαδικασία διάλυσης **εξώθερμη**

(έκλυση θερμότητας \Rightarrow θέρμανση)

Επίδραση της πίεσης πάνω στη διαλυτότητα

Αρχή του Le Chatelier



✓ Επίδραση της πίεσης πάνω στη διαλυτότητα αερίου

Όταν το έμβολο ωθείται προς τα κάτω, αυξάνοντας τη μερική πίεση του διοξειδίου του άνθρακα, διαλύεται περισσότερο αέριο (γεγονός που τείνει να ελαττώσει τη μερική πίεση του CO_2).

Επίδραση της πίεσης πάνω στη διαλυτότητα

Απότομη ελάττωση της πίεσης ενός αεριούχου ποτού

Ένα αεριούχο ποτό παράγεται διαλύοντας σε αυτό διοξείδιο του άνθρακα υπό πίεση.

Σε υψηλότερες πιέσεις διαλύεται περισσότερο διοξείδιο του άνθρακα από κάθε άλλο τρόπο.

Όταν η πίεση ελαττωθεί απότομα, το διοξείδιο του άνθρακα γίνεται λιγότερο διαλυτό και η περίσσεια του εκφεύγει από το διάλυμα προκαλώντας αφρισμό.

Νόμος του Henry: $S = k_H P$

Άσκηση

Εφαρμογή του νόμου του Henry

Ένα λίτρο νερού στους 25°C διαλύει 0,0404 g O₂ όταν η μερική πίεση του οξυγόνου είναι 1,00 atm. Πόση είναι η διαλυτότητα του οξυγόνου του αέρα στον οποίο η μερική πίεση του O₂ είναι 159 mmHg;

Γράφουμε το νόμο του Henry ($S = K_H P$) για τις δύο πιέσεις και στη συνέχεια διαιρούμε κατά μέλη: $S_1 = K_H P_1$ $S_2 = K_H P_2$ \Rightarrow

$$\frac{S_2}{S_1} = \frac{k_H P_2}{k_H P_1} = \frac{P_2}{P_1}$$

$$S_2 = \frac{P_2 S_1}{P_1} = \frac{(159 \text{ mmHg})(0,0404 \text{ g O}_2 / \text{L})}{760 \text{ mmHg}}$$

$$= 0,008452 \text{ g} = 0,00845 \text{ g O}_2 / \text{L}$$

Συγκέντρωση διαλύματος

Συγκέντρωση διαλύματος: η ποσότητα της ουσίας που έχει διαλυθεί σε δεδομένη ποσότητα διαλύτη ή διαλύματος.

Αραιό διάλυμα: όταν η συγκέντρωση της διαλυμένης ουσίας είναι χαμηλή

Πυκνό διάλυμα: όταν η συγκέντρωση της διαλυμένης ουσίας είναι υψηλή.

Η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας μπορεί να εκφράζεται σε γραμμάρια ή moles.

Η ποσότητα του διαλύτη ή του διαλύματος μπορεί να αναφέρεται σε όγκο ή μάζα.

⇒ δημιουργούνται διάφοροι τρόποι έκφρασης της συγκέντρωσης ενός διαλύματος.

Τρόποι έκφρασης της συγκέντρωσης

Χημικές μονάδες

1. Molarity ή γραμμομοριακή συγκέντρωση (M)
2. Normality ή κανονική συγκέντρωση ή κανονικότητα (N)
3. Molality ή γραμμομοριακή συγκέντρωση κατά 1000 g διαλύτη (m)
4. Γραμμομοριακό κλάσμα (X)

Φυσικές μονάδες

1. Επί τοις εκατό κατά μάζα (% m/m)
2. Επί τοις εκατό κατά μάζα προς όγκο (% m/V)
3. Επί τοις εκατό κατ' όγκο (% V/V)
4. Μέρη ανά εκατομμύριο (ppm)

Molarity ή γραμμομοριακή συγκέντρωση

Molarity ή γραμμομοριακή συγκέντρωση (M) είναι τα moles της διαλυμένης ουσίας σε ένα λίτρο διαλύματος.

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

Ένα υδατικό διάλυμα που είναι $0,30 M$ σε αμμωνία (NH_3) περιέχει $0,30 \text{ mol NH}_3$ ($5,1 \text{ g NH}_3$) ανά λίτρο διαλύματος.

Παρασκευή διαλύματος ορισμένης γραμμομοριακής συγκέντρωσης

Παράδειγμα 1

Πόσα γραμμάρια πενταϋδρικού θειικού χαλκού(II), $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, πρέπει να ζυγίσουμε, προκειμένου να παρασκευάσουμε 250 mL διαλύματος $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ συγκέντρωσης 0,200 M;

Συγκέντρωση 0,200 M σημαίνει 0,200 mol ουσίας σε 1 L ή 1000 mL διαλύματος.

Άρα, για 250 mL διαλύματος, θα χρειασθούμε $(0,200 \text{ mol} \times 250 \text{ mL}) / 1000 \text{ mL} = 0,0500 \text{ mol CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Επειδή 1 mol $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ζυγίζει 249,686 g, τα 0,0500 mol ζυγίζουν 12,48 g $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Τρόπος παρασκευής διαλύματος CuSO_4 συγκέντρωσης $0,200 \text{ M}$



Ζυγίζουμε $12,48 \text{ g}$ $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ($0,0500 \text{ mol}$) πάνω στο δίσκο του εργαστηριακού ζυγού



Μεταφέρουμε προσεκτικά τον πενταϋδρικό θειικό χαλκό(II) σε ογκομετρική φιάλη των 250 mL



Προσθέτουμε νερό μέχρις ότου η στάθμη του διαλύματος φθάσει στη χαραγή της ογκομετρικής φιάλης

Υπολογισμός της molarity από μάζα ουσίας και όγκο διαλύματος

Παράδειγμα 2

Σε μια ογκομετρική φιάλη των 50,0 mL εισάγουμε 0,42 g NaNO_3 . Προσθέτουμε στη φιάλη νερό, ανακινούμε για να διαλυθεί το στερεό NaNO_3 και συμπληρώνουμε με νερό μέχρι τη χαραγή της φιάλης.

Πόση είναι η molarity του διαλύματος που προκύπτει;

Για να υπολογίσουμε τη molarity χρειαζόμαστε τα moles της διαλυμένης ουσίας.

Γι' αυτό στην αρχή μετατρέπουμε τα γραμμάρια του NaNO_3 σε moles.

Η molarity ισούται με τα moles της διαλυμένης ουσίας διαιρεμένα με τον όγκο του διαλύματος σε λίτρα.



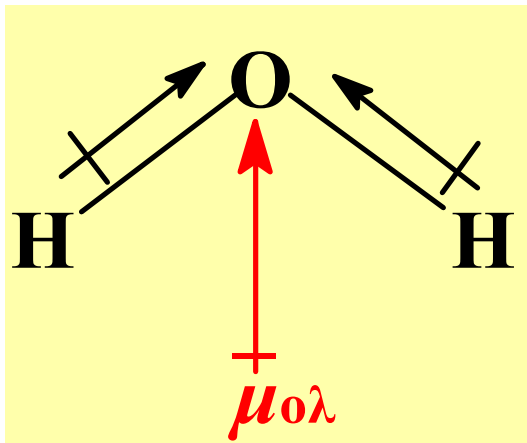
Πολικά μόρια και διπολική ροπή

☞ Διπολική ροπή (μ): ένα ανυσματικό μέγεθος (με μέτρο και κατεύθυνση) που μετρά ποσοτικά το διαχωρισμό φορτίων σε ένα μόριο (και συνεπώς είναι ένας δείκτης της πολικότητας του μορίου)

$$\mu = \delta d$$

d = η απόσταση ανάμεσα στα μερικά φορτία $\delta+$ και $\delta-$

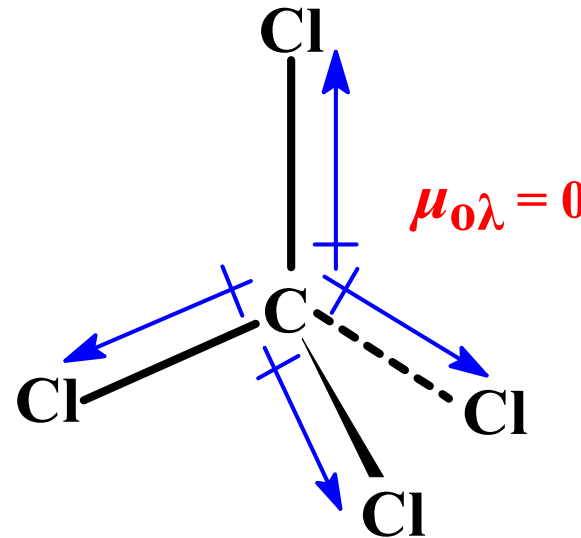
Μονάδα μέτρησης διπολικής ροπής: 1 debye (D) = $3,34 \times 10^{-30}$ C·m (coulomb·meter)



Το μόριο H_2O είναι κεκαμμένο.

Οι επιμέρους διπολικές ροπές των δεσμών O–H δίνουν συνισταμένη διπολική ροπή $\mu_{ολ} \neq 0 \Rightarrow$ μόριο πολικό

Πειραματικά: $\mu(\text{H}_2\text{O}) = 1,94 \text{ D}$



Το μόριο CCl_4 είναι

τετραεδρικό.

Οι επιμέρους διπολικές ροπές των δεσμών C–Cl δίνουν

συνισταμένη διπολική ροπή

$\mu_{ολ} = 0$

\Rightarrow μόριο μη πολικό

Normality ή Κανονική Συγκέντρωση ή Κανονικότητα

Normality (N) είναι τα γραμμοϊσοδύναμα της διαλυμένης ουσίας σε ένα λίτρο διαλύματος.

$$\text{Normality (N)} = \frac{\text{γραμμοϊσοδύναμα διαλυμένης ουσίας}}{\text{λίτρα διαλύματος}}$$

Στην πράξη χρησιμοποιούμε και τα χιλιοστο-γραμμοϊσοδύναμα (meq) ανά χιλιοστόλιτρο (mL).

Ορισμός γραμμοϊσοδυναμίου:

$$eq = \frac{\text{mole διαλυμένης ουσίας}}{n}$$

n = καθαρός αριθμός

Η τιμή του n εξαρτάται από τον τύπο της αντίδρασης!!!

⇒ δεν μπορούμε να προσδιορίσουμε τη normality, αν δεν γνωρίζουμε σε ποια αντίδραση θα χρησιμοποιηθεί το διάλυμα.

Το γραμμοϊσοδύναμο σε μεταθετικές αντιδράσεις

Οξύ: n = αριθμός των H^+ που παρέχονται κατά την αντίδραση



$$1 \text{ eq } H_3PO_4 = \frac{1 \text{ mol } H_3PO_4}{1} = \frac{98,00 \text{ g}}{1} = 98,00 \text{ g } H_3PO_4$$



$$1 \text{ eq } H_3PO_4 = \frac{1 \text{ mol } H_3PO_4}{2} = \frac{98,00 \text{ g}}{2} = 49,00 \text{ g } H_3PO_4$$



$$1 \text{ eq } H_3PO_4 = \frac{1 \text{ mol } H_3PO_4}{3} = \frac{98,00 \text{ g}}{3} = 32,67 \text{ g } H_3PO_4$$

Το γραμμοϊσοδύναμο σε οξειδοαναγωγικές αντιδράσεις

Οξειδωτική ουσία: n = αριθμός των προσλαμβανομένων ηλεκτρονίων κατά την αντίδραση

$$1 \text{ eq KMnO}_4 = \frac{1 \text{ mol KMnO}_4}{5} = 31,61 \text{ g} \quad \text{για } \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$$

$$1 \text{ eq KMnO}_4 = \frac{1 \text{ mol KMnO}_4}{3} = 52,68 \text{ g} \quad \text{για } \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_2$$

Αναγωγική ουσία: n = αριθμός των αποβαλομένων ηλεκτρονίων κατά την αντίδραση

$$1 \text{ eq H}_2\text{S} = \frac{\text{H}_2\text{S}}{2} = 17,04 \text{ g} \quad \text{για } \text{S}^{2-} \rightarrow \text{S}$$

Molality

Molality (m) είναι τα moles της διαλυμένης ουσίας ανά χιλιόγραμμο διαλύτη.

$$\text{Molality } (m) = \frac{\text{moles διαλυμένης ουσίας}}{\text{χιλιόγραμμο διαλύτη}}$$

Π.χ. ένα διάλυμα που προκύπτει με διάλυση 0,30 mol αιθυλενογλυκόλης σε 2,0 kg νερού έχει molality $0,30 \text{ mol} / 2,0 \text{ kg} = 0,15 \text{ m}$ αιθυλενογλυκόλη

! molality: ανεξάρτητη από τη θερμοκρασία.

Υπολογισμός της molality από μάζα ουσίας και μάζα διαλύτη

Παράδειγμα

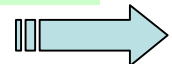
Πόση είναι η molality ενός διαλύματος που παρασκευάσθηκε με διάλυση 225 mg γλυκόζης ($C_6H_{12}O_6$) σε 5,00 mL αιθυλικής αλκοόλης ($d = 0,789 \text{ g/mL}$);

Η molality αναφέρεται σε moles διαλυμένης ουσίας ανά kg διαλύτη.

Θα πρέπει λοιπόν να μετατρέψουμε τα 225 mg γλυκόζης σε moles γλυκόζης και τα mL της αλκοόλης σε kg αλκοόλης.

1 mol $C_6H_{12}O_6$ ζυγίζει 180,2 g \Rightarrow τα 225 mg = 0,225 g είναι

$$\text{moles } C_6H_{12}O_6 = \frac{0,225 \text{ g}}{180,2 \text{ g / mol}} = 1,25 \times 10^{-3} \text{ mol}$$



Υπολογισμός της molality από μάζα ουσίας και μάζα διαλύτη

Η μάζα του διαλύτη βρίσκεται, αν πολλαπλασιάσουμε τον όγκο επί την πυκνότητα:

$$\text{μάζα διαλύτη} = (5,00 \text{ mL})(0,789 \text{ g/mL}) = 3,95 \text{ g} = 0,00395 \text{ kg} \Rightarrow$$

$$\text{Molality} = \frac{1,25 \times 10^{-3} \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{0,00395 \text{ kg διαλύτη}} = 0,316 \text{ m C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

Γραμμομοριακό κλάσμα

Γραμμομοριακό κλάσμα (X) ενός συστατικού A του διαλύματος είναι τα moles του συστατικού A διαιρεμένα δια του συνολικού αριθμού των moles του διαλύματος (δηλαδή, moles υπολοίπων συστατικών και διαλύτη).

$$X_A = \frac{\text{moles συστατικού } A}{\text{συνολικός αριθμός moles διαλύματος}}$$

Π.χ., σε ένα διάλυμα που παρασκευάστηκε από 1 mol αιθυλενογλυκόλης και 9 mol νερού, το γραμμομοριακό κλάσμα της αιθυλενογλυκόλης είναι $1/10 = 0,1$ και το γραμμομοριακό κλάσμα του νερού είναι $9/10 = 0,9$.

Υπολογισμός των γραμμομοριακών κλασμάτων συστατικών διαλύματος

Παράδειγμα

Υπολογίστε τα γραμμομοριακά κλάσματα της γλυκόζης ($C_6H_{12}O_6$) και του νερού σε ένα διάλυμα που περιέχει 6,32 g γλυκόζης διαλυμένα σε 27,3 g νερού.

Επειδή τα γραμμομοριακά κλάσματα αναφέρονται σε moles, θα μετατρέψουμε τις δεδομένες μάζες σε moles.

1 mol $C_6H_{12}O_6$ ζυγίζει 180,2 g \Rightarrow τα 6,32 g είναι

$$\text{moles } C_6H_{12}O_6 = \frac{6,32 \text{ g}}{180,2 \text{ g / mol}} = 0,0351 \text{ mol}$$



Υπολογισμός των γραμμομοριακών κλασμάτων συστατικών διαλύματος

Τα moles του νερού στο διάλυμα είναι

$$\text{moles H}_2\text{O} = \frac{27,3 \text{ g}}{18,0 \text{ g / mol}} = 1,52 \text{ mol}$$

Συνεπώς, το σύνολο των moles του διαλύματος είναι
 $0,0351 \text{ mol} + 1,52 \text{ mol} = 1,555 \text{ mol} \Rightarrow$

$$\text{Γραμμομοριακό κλάσμα γλυκόζης} = \frac{0,0351 \text{ mol}}{1,555 \text{ mol}} = 0,0226$$

$$\text{Γραμμομοριακό κλάσμα νερού} = \frac{1,52 \text{ mol}}{1,555 \text{ mol}} = 0,977$$

Το άθροισμα των γραμμομοριακών κλασμάτων είναι 1,00

Συγκέντρωση επί τοις % κατά μάζα

Συγκέντρωση επί τοις εκατό κατά μάζα (% m/m) είναι ο λόγος της μάζας της διαλυμένης ουσίας (σε g) προς τη μάζα του **διαλύματος** (σε g), πολλαπλασιασμένος επί 100%.

$$\text{Συγκέντρωση επί τοις εκατό κατά μάζα} = \frac{\text{μάζα διαλυμένης ουσίας}}{\text{μάζα διαλύματος}} \times 100\%$$

Π.χ., ένα υδατικό διάλυμα χλωριδίου του νατρίου, NaCl, 4,2% κατά μάζα περιέχει 4,2 g NaCl σε 100 g διαλύματος.

Παρασκευή διαλύματος ορισμένης συγκέντρωσης επί τοις % κατά μάζα

Παράδειγμα

Πώς θα παρασκευάσετε 360 g υδατικού διαλύματος, το οποίο να περιέχει 2,50% κατά μάζα οξικό νάτριο, CH_3COONa ;

Η μάζα του οξικού νατρίου στα 360 g διαλύματος είναι

$$\text{Μάζα } \text{CH}_3\text{COONa} = 360 \text{ g} \times 0,0250 = 9,00 \text{ g}$$

Η ποσότητα νερού στο διάλυμα είναι

$$\begin{aligned} \text{Μάζα } \text{H}_2\text{O} &= \text{μάζα διαλύματος} - \text{μάζα } \text{CH}_3\text{COONa} = 360 \text{ g} - 9,00 \text{ g} \\ &= 351 \text{ g} \end{aligned}$$

Θα παρασκευάσουμε το διάλυμα διαλύοντας 9,00 g οξικού νατρίου σε 351 g νερού.

Συγκέντρωση επί τοις % κατά μάζα προς όγκο

Συγκέντρωση επί τοις εκατό κατά μάζα προς όγκο (% *m/V*) είναι ο λόγος της μάζας της διαλυμένης ουσίας (σε g) προς τον όγκο του διαλύματος (σε mL), πολλαπλασιασμένος επί 100%.

$$\text{Συγκέντρωση επί τοις εκατό κατ' όγκο} = \frac{\text{μάζα διαλυμένης ουσίας}}{\text{όγκος διαλύματος}} \times 100\%$$

Π.χ., ένα υδατικό διάλυμα χλωριδίου του νατρίου, NaCl, 3,6 % κατ' όγκο περιέχει 3,6 g NaCl σε 100 mL διαλύματος.

Παρασκευή διαλύματος ορισμένης συγκέντρωσης επί τοις % κατά μάζα προς όγκο

Παράδειγμα

Πώς θα παρασκευάσετε 250 mL υδατικού διαλύματος K_2SO_4 , συγκέντρωσης 2,8% κατά μάζα προς όγκο;

Συγκέντρωση 2,8% (m/V) σημαίνει 2,8 g K_2SO_4 σε 100 mL διαλύματος. Άρα, για 250 mL διαλύματος, θα χρειασθούμε $(2,8 \text{ g} \times 250 \text{ mL}) / 100 \text{ mL} = 7,0 \text{ g } K_2SO_4$.

Σε μια ογκομετρική φιάλη των 250 mL εισάγουμε 7,0 g K_2SO_4 .

Προσθέτουμε στη φιάλη νερό, ανακινούμε για να διαλυθεί το στερεό K_2SO_4 και συμπληρώνουμε με νερό μέχρι τη χαραγή της φιάλης. Το διάλυμα που παρασκευάσαμε έχει πράγματι συγκέντρωση (m/V)

$$\frac{7,0 \text{ g}}{250 \text{ mL}} \times 100\% = 2,8\%$$

Συγκέντρωση επί τοις % κατ' όγκο

Συγκέντρωση επί τοις εκατό κατ' όγκο (% V/V) είναι ο λόγος του όγκου της διαλυμένης ουσίας (σε mL) προς τον όγκο του διαλύματος (σε mL), πολλαπλασιασμένος επί 100%.

$$\text{Συγκέντρωση επί τοις εκατό κατ' όγκο} = \frac{\text{όγκος διαλυμένης ουσίας}}{\text{όγκος διαλύματος}} \times 100\%$$

Π.χ., ένα υδατικό διάλυμα μεθανόλης 8,5% κατ' όγκο περιέχει 8,5 mL μεθανόλης στα 100 mL διαλύματος.

Το διάλυμα αυτό παρασκευάζεται με εισαγωγή 8,5 mL μεθανόλης σε ογκομετρική φιάλη των 100 mL και συμπλήρωση με νερό μέχρι τη χαραγή της φιάλης.

Τι σημαίνει συγκέντρωση υδροχλωρικού οξέος 37%;

!!! Όταν η συγκέντρωση εκφράζεται επί τοις εκατό, πρέπει να καθορίζεται αν αυτή είναι επί τοις εκατό κατά μάζα, κατ' όγκο ή κατά μάζα προς όγκο.

Εφόσον αυτό δεν αναφέρεται, θεωρούμε ότι πρόκειται για:

* Συγκέντρωση επί τοις εκατό κατά μάζα προς όγκο (m/V), αν η διαλυμένη ουσία είναι στερεή.

* Συγκέντρωση επί τοις εκατό κατ' όγκο (V/V), αν η διαλυμένη ουσία είναι υγρή.

* Συγκέντρωση επί τοις εκατό κατά μάζα (m/m), για διαλυμένα στο νερό αέρια, όπως NH_3 και HCl .

⇒ $\text{HCl}(aq)$ 37% σημαίνει κατά μάζα

Μέρη ανά εκατομμύριο (ppm)

Η συγκέντρωση σε μέρη ανά εκατομμύριο (c_{ppm}) ορίζεται από τη σχέση

$$c_{\text{ppm}} = \frac{\text{μάζα διαλυμένης ουσίας}}{\text{μάζα διαλύματος}} \times 10^6 \text{ ppm}$$

Π.χ., ένα υδατικό διάλυμα με συγκέντρωση ιόντων χλωριδίου (Cl^-) 7 ppm, περιέχει:

7 g ιόντων Cl^- σε 10^6 g διαλύματος ή

7 mg ιόντων Cl^- σε 1000 g διαλύματος.

Επειδή η πυκνότητα ενός τέτοιου αραιού διαλύματος είναι πρακτικά η πυκνότητα του καθαρού νερού ($d = 1,00 \text{ g/mL}$ ή 1000 g/L), μπορούμε να πούμε ότι η συγκέντρωση των 7 ppm αντιστοιχεί σε 7 mg ιόντων Cl^- ανά λίτρο διαλύματος.

Ανάλογα ορίζεται η συγκέντρωση σε μέρη ανά δισεκατομμύριο (ppb).

Υπολογισμός της συγκέντρωσης σε ppm από τη μάζα της διαλυμένης ουσίας

Παράδειγμα

Σε κάποια κράτη, το ανώτατο επιτρεπόμενο όριο νιτρικών ιόντων στο πόσιμο νερό είναι 40 mg ανά λίτρο νερού.

Εκφράστε αυτό το όριο σε ppm.

Η πυκνότητα του νερού, μαζί με τα ίχνη των διαλυμένων ουσιών, θεωρείται πρακτικά ίση με 1,00 g/mL, οπότε ένα λίτρο νερού έχει μάζα 1000 g

⇒ το επιτρεπτό όριο των νιτρικών δίνεται από τη σχέση

$$\frac{40 \text{ mg NO}_3^-}{1000 \text{ g νερού}}$$



Υπολογισμός της συγκέντρωσης σε ppm από τη μάζα της διαλυμένης ουσίας

Επειδή οι μονάδες μάζας πρέπει να είναι ίδιες, μετατρέπουμε τα 40 mg σε γραμμάρια (0,040 g) και έχουμε

$$c_{\text{ppm}} = \frac{0,040 \text{ g NO}_3^-}{1000 \text{ g}} \times 10^6 \text{ ppm} = 40 \text{ ppm NO}_3^-$$

Αραίωση διαλυμάτων

Το υδροχλωρικό οξύ του εμπορίου (**37% *m/m***) είναι **12,0 M** σε HCl. Έστω ότι στο εργαστήριο χρειαζόμαστε ένα διάλυμα υδροχλωρικού οξέος **2,00 M**.

Από ένα πυκνό διάλυμα μπορούμε να παρασκευάσουμε ένα λιγότερο πυκνό ή αραιό διάλυμα προσθέτοντας στο πυκνό ορισμένη ποσότητα διαλύτη, που εδώ είναι το νερό.

Θα πρέπει να γνωρίζουμε τη σχέση μεταξύ της molarity του διαλύματος πριν την αραίωση (αρχική molarity) και τη molarity μετά την αραίωση (τελική molarity).

Εξίσωση ορισμού της molarity:

$$\text{Molarity (M)} = \frac{\text{moles διαλυμένης ουσίας}}{\text{λίτρα διαλύματος}} \quad (1)$$

Αραίωση διαλυμάτων

Παράδειγμα

Πόσα mL υδροχλωρικού οξέος 12,0 M χρειαζόμαστε για να παρασκευάσουμε με αραίωση 200,0 mL διαλύματος HCl(aq) 3,00 M;

Γνωρίζουμε τον τελικό όγκο (200,0 mL), την τελική συγκέντρωση (3,00 M) και την αρχική συγκέντρωση (12,0 M).

Γράφουμε λοιπόν τον τύπο της αραίωσης και λύνουμε ως προς αρχικό όγκο:

$$M_i \times V_i = M_f \times V_f \quad \Rightarrow$$

$$V_i = \frac{M_f V_f}{M_i} \quad \Rightarrow \quad V_i = \frac{3,00 \text{ M} \times 200,0 \text{ mL}}{12,0 \text{ M}} = 50,0 \text{ mL}$$

Αθροιστικές ιδιότητες διαλυμάτων

Εξαρτώνται από τη συγκέντρωση των μορίων ή ιόντων της διαλυμένης ουσίας και όχι από τη χημική ταυτότητα της διαλυμένης ουσίας.

- ❖ Ταπείνωση της τάσης ατμών ενός διαλύτη
- ❖ Ανύψωση σημείου ζέσεως
- ❖ Ταπείνωση σημείου πήξεως
- ❖ Ωσμωτική πίεση

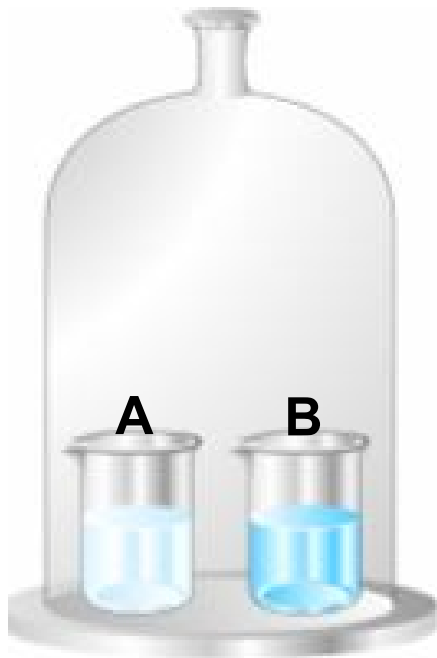
Τάση ατμών διαλύματος

Ταπείνωση της τάσης ατμών ενός διαλύτη A :

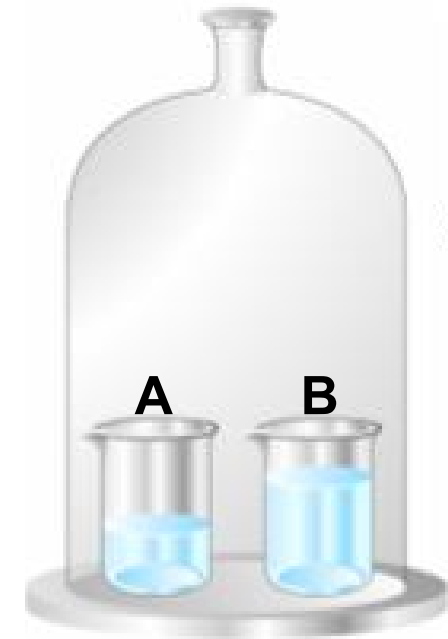
$(\Delta P) =$ τάση ατμών καθαρού διαλύτη (P_A°) – τάση ατμών διαλύματος (P_A)

Επίδειξη της ταπείνωσης της τάσης ατμών:

Δύο διαλύματα A και B της ίδιας ουσίας κάτω από γυάλινο δοχείο



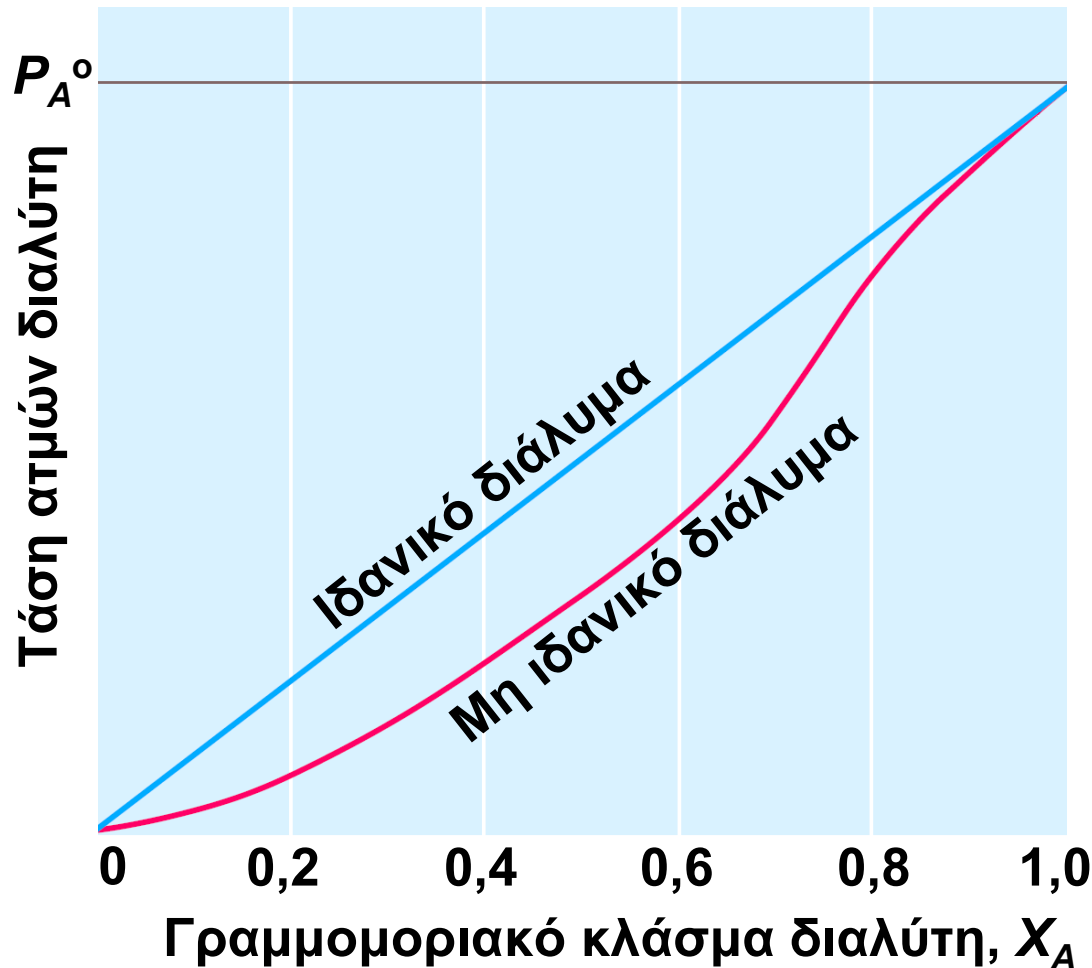
Διάλυμα B πυκνότερο του A
 \Rightarrow η τάση ατμών του A είναι μεγαλύτερη. Η μερική πίεση του ατμού στο γυάλινο δοχείο έχει μια ενδιάμεση τιμή: Είναι μεγαλύτερη από την τάση ατμών του διαλύματος B, αλλά μικρότερη από την τάση ατμών του A.



Μετά από λίγο χρόνο, τα δύο διαλύματα εξισώνονται ως προς συγκέντρωση και τάση ατμών.

➤ Ως αποτέλεσμα, ο ατμός εγκαταλείπει το διάλυμα A (το οποίο γίνεται πυκνότερο) και συμπυκνώνεται στο διάλυμα B (το οποίο γίνεται λιγότερο πυκνό).

Νόμος του Rault (1886): $P_A = P_A^\circ X_A$



Γράφημα τάσεων ατμών δύο διαλυμάτων για αποσαφήνιση του νόμου του Rault

Τάσεις ατμών του διαλύτη A για δύο διαλύματα έναντι του X_A :

Για το «ιδανικό διάλυμα», η τάση ατμών είναι ανάλογη προς το X_A για όλα τα γραμμομοριακά κλάσματα (ο νόμος του Rault ακολουθείται για κάθε συγκέντρωση της διαλυμένης ουσίας).

Για το «μη ιδανικό διάλυμα», ο νόμος του Rault ακολουθείται για μικρές συγκεντρώσεις διαλυμένης ουσίας (X_A περίπου 1), όμως σε άλλες συγκεντρώσεις η τάση ατμών αποκλίνει αρκετά.

Η ταπείνωση της τάσης ατμών ενός διαλύτη συναρτήσει του γραμμομοριακού κλάσματος X_B

Αν δεχθούμε ότι ισχύει ο νόμος του **Rault** και ότι η διαλυμένη ουσία είναι **μη πτητική** (οπότε $P_A \equiv$ τάση ατμών διαλύματος) είναι:

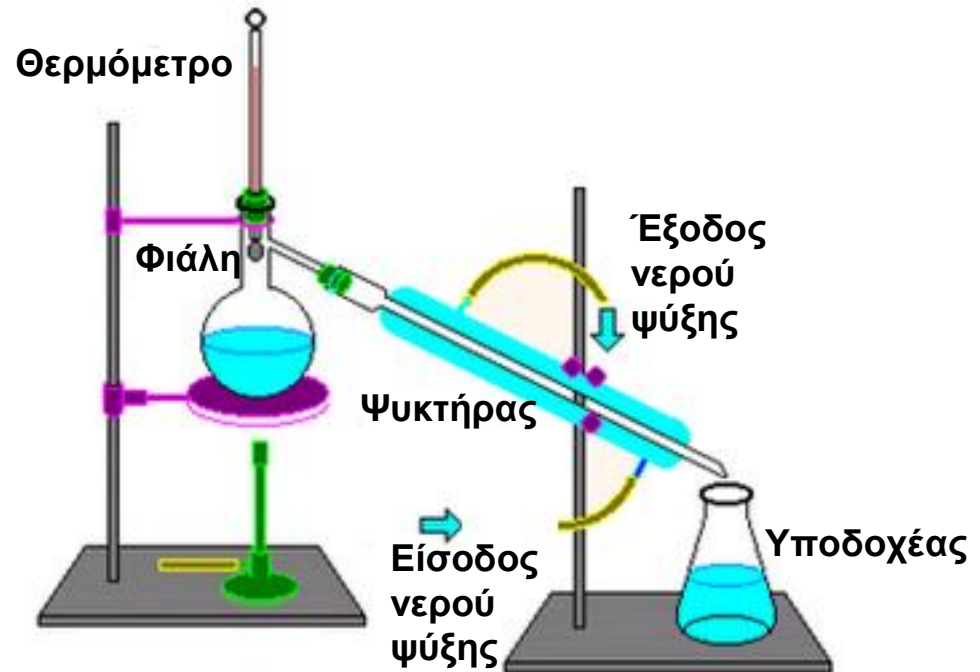
$$\left. \begin{array}{l} \Delta P = P_A^\circ - P_A \\ \text{Νόμος Rault: } P_A = P_A^\circ X_A \end{array} \right\} \Rightarrow \Delta P = P_A^\circ - P_A^\circ X_A = P_A^\circ (1 - X_A)$$

$$\text{Αλλά: } X_A + X_B = 1 \Rightarrow X_B = 1 - X_A \Rightarrow \Delta P = P_A^\circ X_B$$

★ Έτσι αποδεικνύεται ότι η ταπείνωση της τάσης ατμών είναι μια **αθροιστική ιδιότητα**, αφού εξαρτάται από τη **συγκέντρωση** και όχι από τη φύση της διαλυμένης ουσίας

Πώς διαχωρίζεται μια μη πτητική ουσία που βρίσκεται διαλυμένη σ' έναν πτητικό διαλύτη; Με απλή απόσταξη

Το διάλυμα στη σφαιρική **φιάλη απόσταξης** θερμαίνεται μέχρι βρασμού. Ο ατμός περνά από τον **ψυκτήρα**, όπου συμπυκνώνεται προς υγρό (πτητικό διαλύτη), το οποίο συλλέγεται στη φιάλη **υποδοχέα**. Τελικά, στη φιάλη απόσταξης παραμένει η μη πτητική ουσία.



Τυπική εργαστηριακή διάταξη απλής απόσταξης

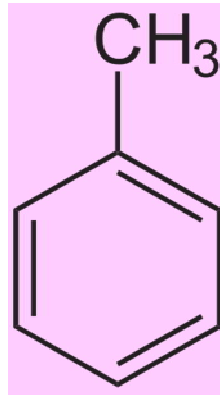
Πώς διαχωρίζεται στα συστατικά του ένα διάλυμα δύο πτητικών ουσιών, το οποίο ακολουθεί το νόμο του Raoult (ιδανικό διάλυμα); Με κλασματική απόσταξη

Σε ιδανικά διαλύματα οι **διαμοριακές ελκτικές δυνάμεις** είναι όμοιες για όλα τα μόρια του διαλύματος [π.χ. διαλύματα βενζολίου (Σ.Ζ. 80,1°C) - τολουολίου (Σ.Ζ. 111°C)].



Βενζόλιο (A)

$$P_A^\circ = 75 \text{ mmHg}$$
$$X_A = 0,70$$
$$P_A^\circ X_A = 52,5 \text{ mmHg}$$



Τολουόλιο (B)

$$P_B^\circ = 22 \text{ mmHg}$$
$$X_B = 0,30$$
$$P_B^\circ X_B = 6,60 \text{ mmHg}$$

Η ολική τάση ατμών πάνω από ιδανικό διάλυμα ουσιών A και B είναι:

$$P = P_A^\circ X_A + P_B^\circ X_B$$

ή

$$P = 59 \text{ mmHg}$$

Γραμμομοριακό κλάσμα A και B στον ατμό:

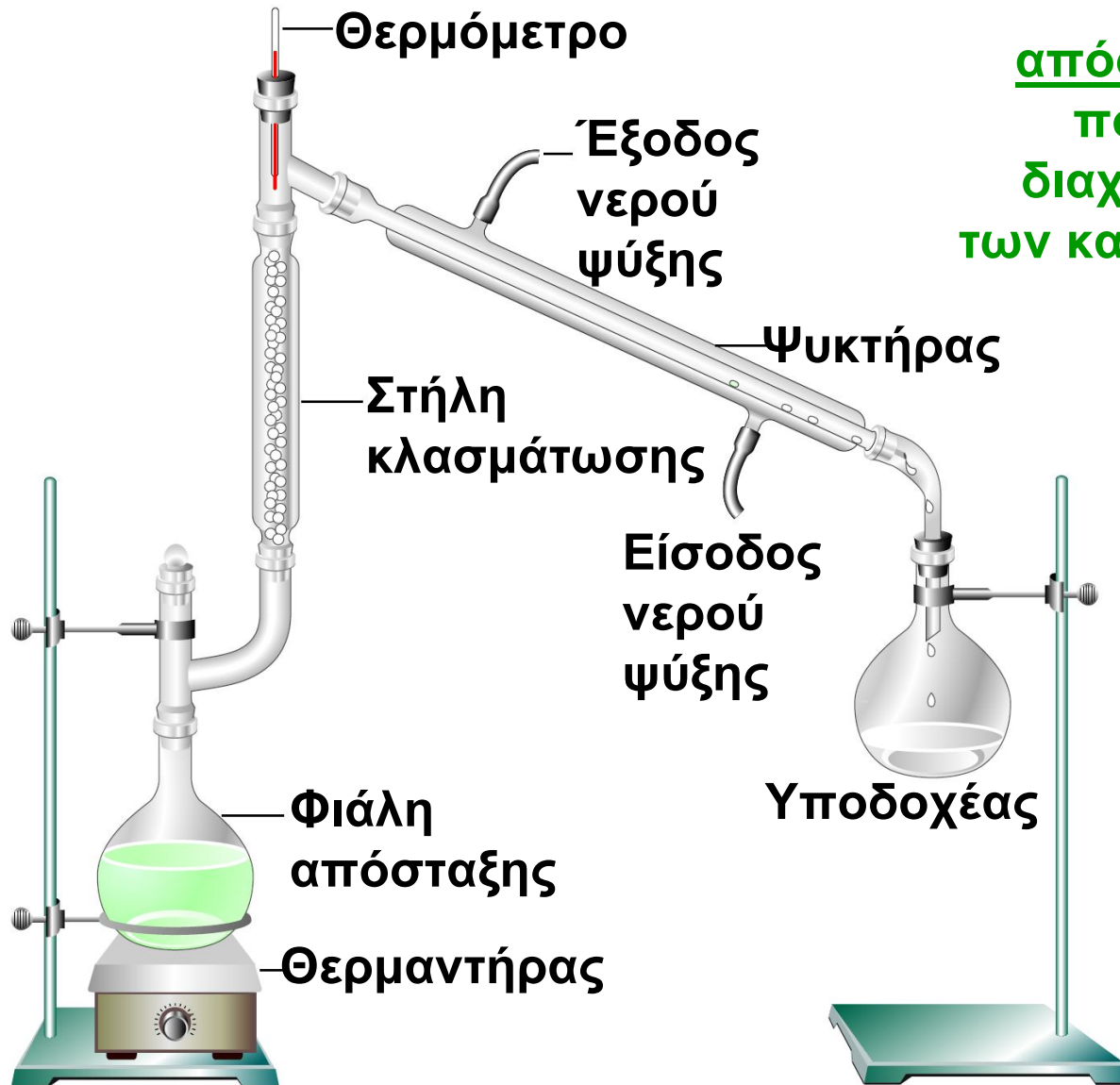
$$X_{A \text{ (ατμός)}} = 52,5/59 = 0,89$$

$$X_{B \text{ (ατμός)}} = 6,60/59 = 0,11$$



Κλασματική απόσταξη

Μια τυπική εργαστηριακή συσκευή κλασματικής απόσταξης διαλυμάτων υγρών που χρησιμοποιείται για τον διαχωρισμό και την παραλαβή των καθαρών υγρών συστατικών

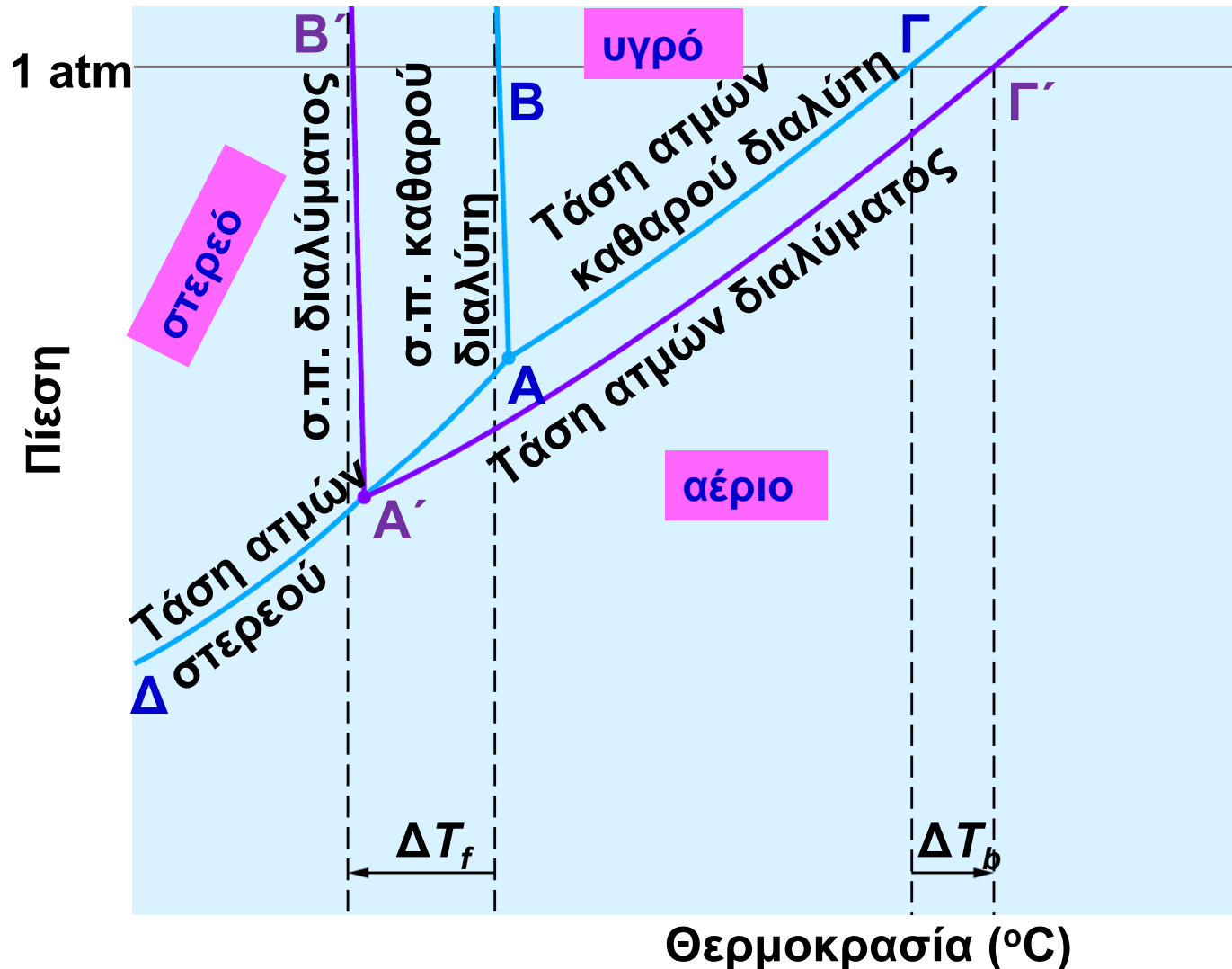


Η στήλη κλασμάτωσης περιέχει ένα υλικό πλήρωσης (π.χ. γυάλινους δακτυλίους) πάνω στους οποίους συμπυκνώνεται ο ατμός και **επαναποστάζει**. Η σύνδεση με τον υποδοχέα είναι χαλαρή για την αποφυγή δημιουργίας υπερπίεσης στο εσωτερικό της συσκευής.

Ανύψωση Σημείου Ζέσεως και Ταπείνωση Σημείου Πήξεως

AB (A'B') = Καμπύλη σ.π. ή σ.τ.
 ΑΓ (A'Γ') = Καμπύλη σ.ζ. και τάσης ατμών

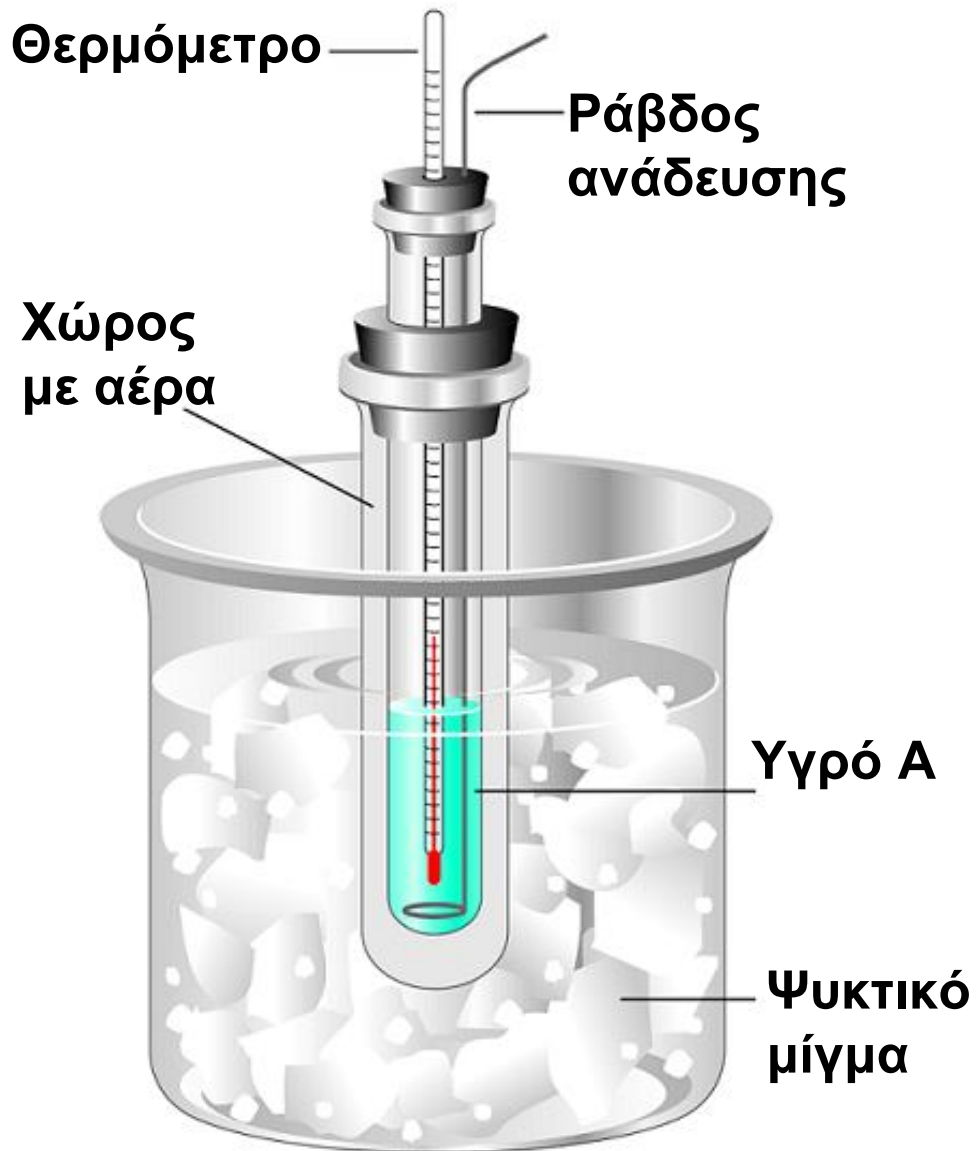
Διάγραμμα φάσεων:
 Παρουσίαση συνθηκών (P, T) κάτω από τις οποίες μια ουσία υπάρχει ως στερεό, υγρό ή αέριο



Ανύψωση σ.ζ.
 $\Delta T_b = K_b C_m$
 $C_m = \text{molality}$
 διαλύματος
 $K_b = \text{Σταθερά ανύψωσης σ.ζ.}$

Ταπείνωση σ.π.
 $\Delta T_f = K_f C_m$
 $C_m = \text{molality}$
 διαλύματος
 $K_f = \text{Σταθερά ταπείνωσης σ.π.}$

Προσδιορισμός του σ.π. ενός υγρού (για υπολογισμό M.B. διαλυμένης ουσίας)



Το υγρό Α ψύχεται με τη βοήθεια ενός ψυκτικού μίγματος (π.χ. πάγος και αλάτι).

Για να ελέγχεται η ταχύτητα ελάττωσης της θερμοκρασίας, παρεμβάλλεται ανάμεσα στο υγρό και το ψυκτικό μίγμα ένας χώρος με αέρα.

Από τη: $\Delta T_f = K_f C_m$
 \Rightarrow molality \Rightarrow M.B.

Άσκηση

Υπολογισμός M.B. από ταπείνωση σ.π.

Ένα δείγμα 0,205 g λευκού φωσφόρου διαλύθηκε σε 25,0 g δισουλφιδίου του άνθρακα, CS₂. Η ανύψωση του σημείου βρασμού του διαλύματος του CS₂ βρέθηκε ίση με 0,159°C. Πόσο είναι το μοριακό βάρος του φωσφόρου στο διάλυμα; Ποιος είναι ο τύπος του μοριακού φωσφόρου;

$$\text{Από } \Delta T_b = K_b c_m \Rightarrow c_m \quad (K_b = 2,40^\circ\text{C}/m, \text{ Πίνακας 12.3})$$

$$c_m = \frac{\Delta T}{K_b} = \frac{0,159^\circ\text{C}}{2,40^\circ\text{C}/m} = 0,06625 m$$

Ο αριθμός των moles του λευκού φωσφόρου (P_x) που υπάρχει στο διάλυμα είναι



Άσκηση

$$\frac{0,06625 \text{ mol } P_x}{1 \text{ kg } CS_2} \times 0,0250 \text{ kg } CS_2 = 0,001656 \text{ mol } P_x$$

⇒ Γραμμομοριακή μάζα λευκού φωσφόρου (P_x) =

$$\frac{0,205 \text{ g}}{0,001656 \text{ mol}} = 123,79 \text{ g/mol} = 124 \text{ g/mol}$$

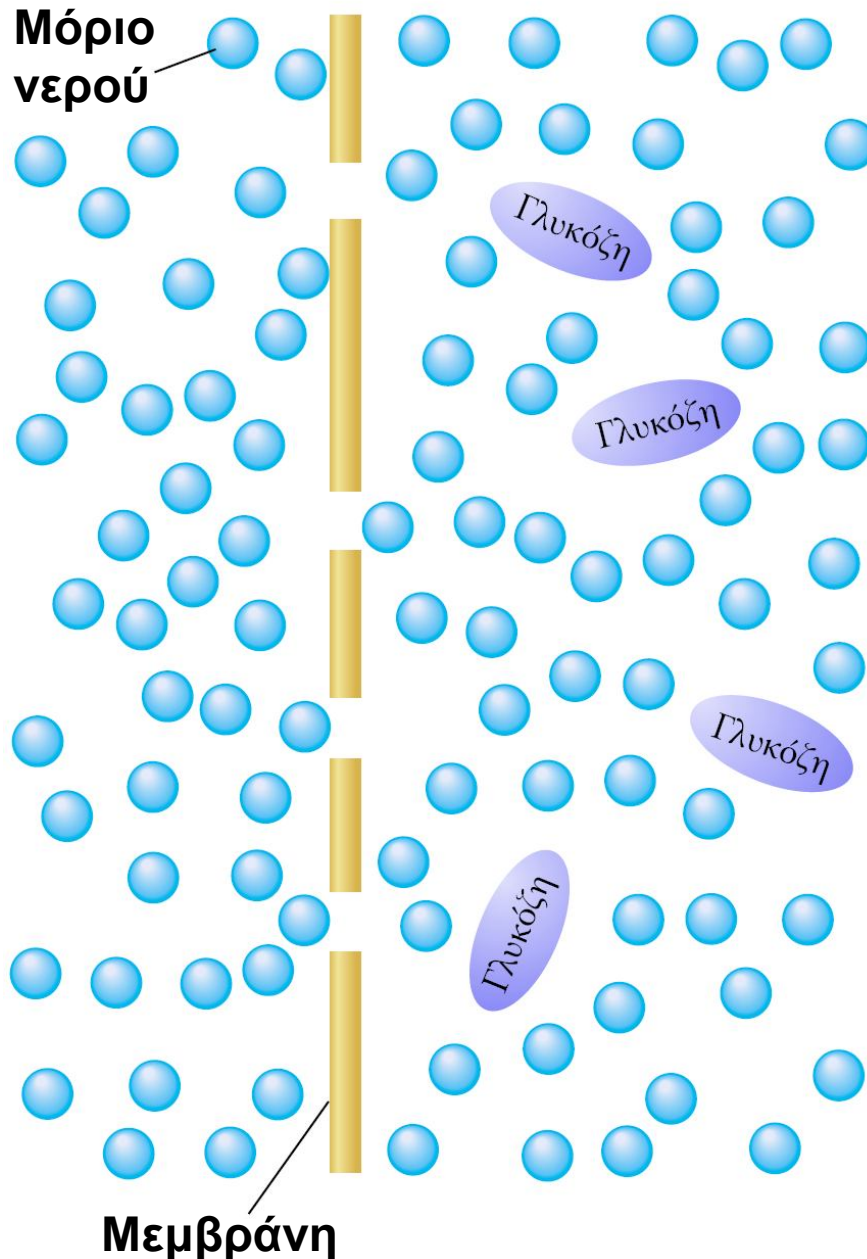
⇒ M.W. λευκού φωσφόρου (P_x) = 124 amu.

Ο ζητούμενος αριθμός x προκύπτει, αν διαιρέσουμε το M.W. του P_x με το ατομικό βάρος του φωσφόρου (30,97 amu):

$$x = 123,77 \text{ amu} \div 30,97 \text{ amu} = 3,9964 = 4,00$$

⇒ Μοριακός τύπος λευκού φωσφόρου = P_4

Ώσμωση

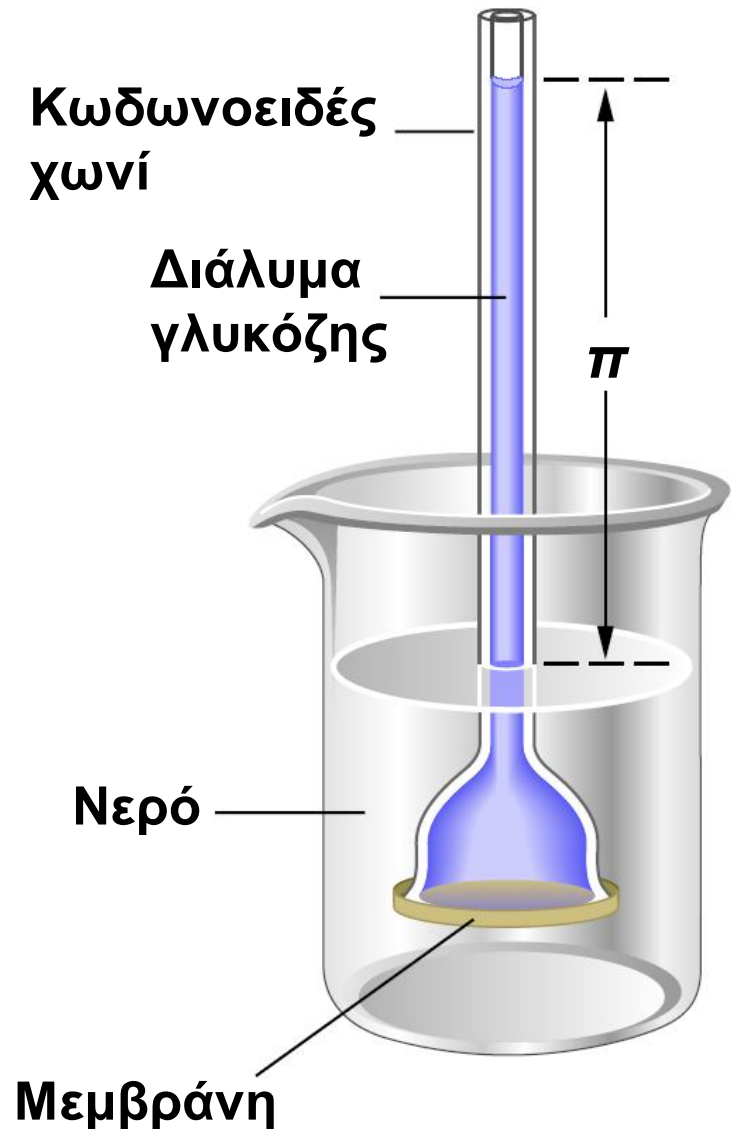


Το φαινόμενο κατά το οποίο ο διαλύτης (νερό) ρέει μέσω μιας **ημιπερατής μεμβράνης** προκειμένου να εξισώσει τις συγκεντρώσεις της διαλυμένης ουσίας (γλυκόζη) στις δύο πλευρές της μεμβράνης.

➔ Σε διαλύματα του ίδιου διαλύτη η **ταχύτητα** «μετανάστευσης» αυτού είναι μεγαλύτερη από το αραιότερο προς το πυκνότερο διάλυμα

Ωσμωτική πίεση

Αριθμητικά ίση με ελάχιστη πίεση εφαρμοζόμενη στο διάλυμα για να σταματήσει η ώσμωση.



$$\pi V = nRT$$

$$n / V = M \Rightarrow \pi = MRT \text{ (Νόμος του van't Hoff)}$$

$$\text{Ωσμωτική πίεση } \pi = MRT$$

π.χ. διάλυμα $0,02 \text{ M} \Rightarrow$

$$\pi = MRT$$

$$= 0,02 \text{ mol/L} \times 0,082 \text{ L}\cdot\text{atm}/(\text{K} \cdot \text{mol}) \times 298 \text{ K} = 0,5 \text{ atm}$$

= πίεση που ασκεί υδάτινη στήλη ύψους $> 4,5 \text{ m}$!

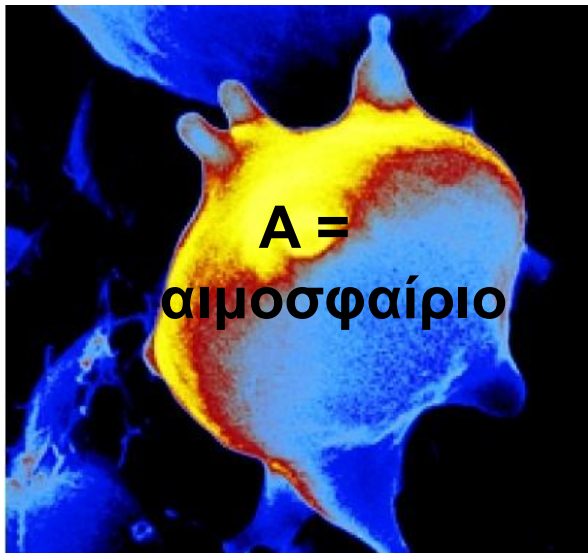
Αντίστροφη ώσμωση \Rightarrow αφαλάτωση νερού

Εφαρμογές ωσμωτικής πίεσης

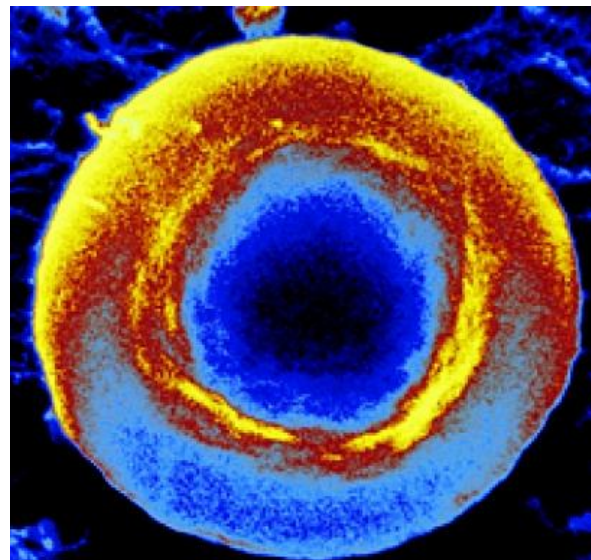
1. Φυσιολογικές λειτουργίες ζωικών και φυτικών κυττάρων (ως υδατικά διαλύματα μέσα σε ημιπερατές μεμβράνες, ορισμένη ωσμωτική πίεση, διόγκωση – συρρίκνωση κυττάρων) π.χ.

π (αιμοσφαιρίων) = 7,7 atm = π (NaCl 0,9% V/V, φυσιολογικός ορός)

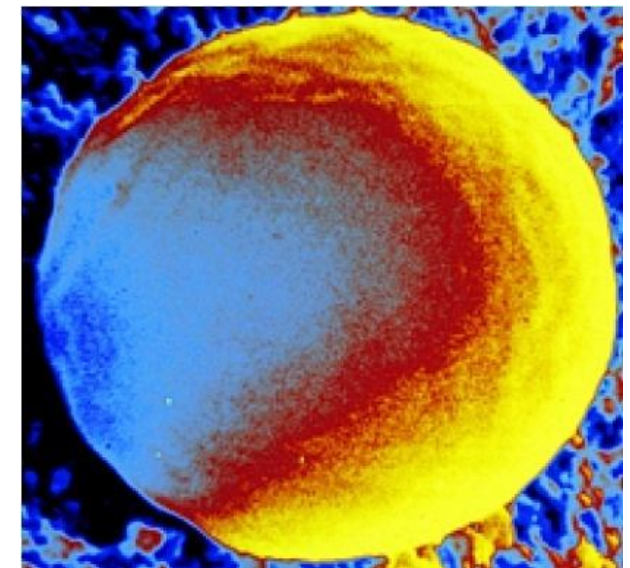
υπότονα, ισότονα και υπέρτονα διαλύματα



π διαλύματος > π A
συρρίκνωση του A



π διαλύματος = π A
κανονικό σχήμα του A



π διαλύματος < π A
διόγκωση του A

Εφαρμογές ωσμωτικής πίεσης

2. Αντίστροφη ώσμωση



Η μέθοδος της αντίστροφης ώσμωσης χρησιμοποιείται για την αφαλάτωση του θαλασσινού νερού

Εφαρμογές ωσμωτικής πίεσης

3. Προσδιορισμός γραμμομοριακών μαζών μακρομοριακών ή πολυμερών ουσιών (η π δίνει μετρήσιμες τιμές!), π.χ.

Δείγμα ανθρώπινης αιμογλοβίνης, μάζας 4,00 g, διαλύεται στο νερό παρέχοντας 0,100 L διαλύματος του οποίου η ωσμωτική πίεση στους 7°C βρέθηκε ίση με 0,0312 atm. Πόση είναι κατά προσέγγιση η γραμμομοριακή μάζα της αιμογλοβίνης;

$$\pi = MRT \Rightarrow$$



$$M = \frac{\pi}{RT} = \frac{0,0132 \text{ atm}}{(0,0821 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1})(280 \text{ K})} = 5,74 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Σε 1,00 L διαλύματος περιέχονται 40,0 g αιμογλοβίνης \Rightarrow
το 1 mol αιμογλοβίνης είναι:

$$\frac{40,0 \text{ g}}{5,74 \times 10^{-4}} = 69.700 \text{ g}$$

Αθροιστικές ιδιότητες ιοντικών διαλυμάτων

Διαλύματα Ηλεκτρολυτών

-  **Ηλεκτρολύτες**: ουσίες των οποίων τα υδατικά διαλύματα είναι καλύτεροι αγωγοί του ηλεκτρισμού από το καθαρό νερό
-  Οι αθροιστικές ιδιότητες διαλυμάτων ηλεκτρολυτών είναι μεγαλύτερες από εκείνες των **μη ηλεκτρολυτών**

Αθροιστικές ιδιότητες ιοντικών διαλυμάτων

Διάλυμα NaCl 0,100 m $\Rightarrow \Delta T_f \cong 2 \Delta T_f$ (διάλυμα γλυκόζης 0,100 m)

NaCl = Na⁺ + Cl⁻ (δύο σωματίδια)

$\Rightarrow \Delta T_f = i K_f c_m$ (i = συντελεστής van't Hoff)

!! Οι τιμές i που υπολογίζονται από την ΔT_f είναι συνήθως μικρότερες από τον αριθμό των ιόντων που δίνει η τυπική μονάδα της ένωσης. Π.χ. για K₂SO₄ 0,029 m

$\Rightarrow i = 2,6$ αντί 3

Θεωρία Debye-Hückel:

Ενεργότητα (ή δραστική συγκέντρωση): $\alpha = f c$

f = συντελεστής ενεργότητας (<1), c = στοιχειομετρική συγκέντρωση)

Άσκηση

Υπολογισμός αθροιστικών ιδιοτήτων ιοντικών διαλυμάτων

Εκτιμήστε το σημείο ζέσεως ενός υδατικού διαλύματος MgCl_2 0,050 *m*. Δεχθείτε ότι η τιμή του *i* βασίζεται στον τύπο της ένωσης.

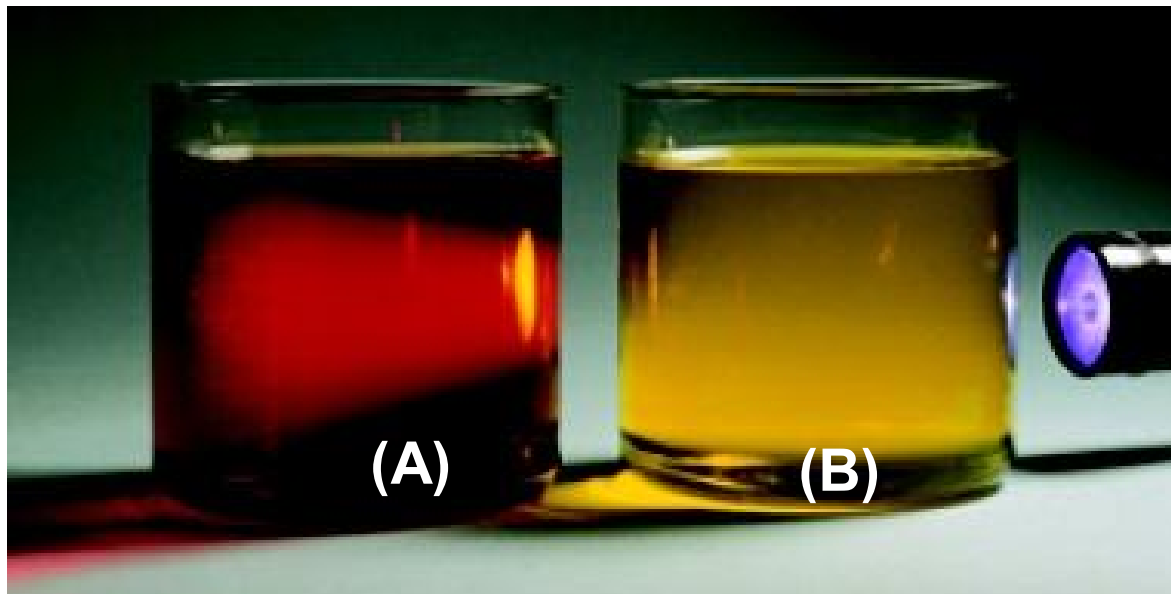
Κολλοειδή

Κολλοειδές: η διασπορά σωματιδίων μιας ουσίας (διεσπαρμένη φάση) στη μάζα μιας άλλης ουσίας ή διαλύματος (μέσο διασποράς)

Διεσπαρμένα σωματίδια: $\varnothing = 1 \times 10^3 \text{ nm}$ έως $2 \times 10^5 \text{ nm}$

Μοριακά συστήματα ή διαλύματα: $\varnothing < 1 \times 10^3 \text{ nm}$

Φαινόμενο Tyndall: η σκέδαση φωτός από σωματίδια μεγέθους κολλοειδούς



(A) Κολλοειδές διάλυμα που σκεδάζει το φως

(B) Κοινό διάλυμα

Πού οφείλεται το γαλάζιο χρώμα του ουρανού;

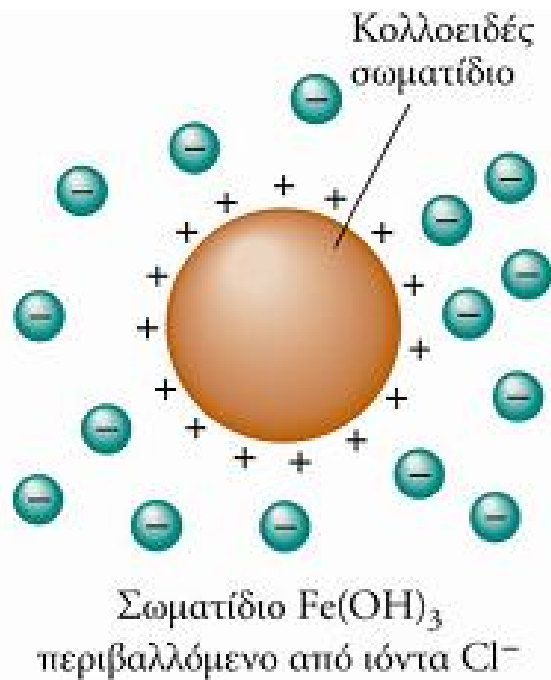
Τύποι κολλοειδών

| Μέσο διασποράς | Διεισπαρμένη φάση | Όνομα | Παράδειγμα |
|----------------|-------------------|-------------|--|
| Αέριο | Υγρό | Αερόλυμα | Αιθαλομίχλη, ομίχλη |
| Αέριο | Στερεό | Αερόλυμα | Καπνός |
| Υγρό | Αέριο | Αφρός | Χτυπημένη κρέμα |
| Υγρό | Υγρό | Γαλάκτωμα | Μαγιονέζα (λάδι σε νερό) |
| Υγρό | Στερεό | Λύμα (sol) | AgCl(s) σε H ₂ O |
| Στερεό | Αέριο | Αφρός | Ελαφρόπετρα, αφρώδη πλαστικά |
| Στερεό | Υγρό | Πηκτή | Ζελέ, οπάλιο (ορυκτό με υγρές εγκλείσεις) |
| Στερεό | Στερεό | Στερεό λύμα | Ερυθρό γυαλί (γυαλί με διεισπαρμένο μέταλλο) |

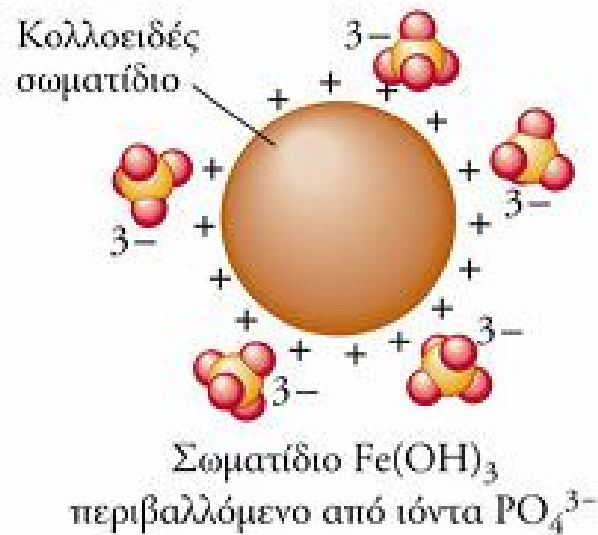
Υδρόφιλα-υδρόφοβα Κολλοειδή

Υδρόφιλο Κολλοειδές: υπάρχει ισχυρή έλξη μεταξύ διεσπαρμένης φάσης και μέσου διασποράς (π.χ. ζελατίνη σε νερό)

Υδρόφοβο Κολλοειδές: υπάρχει έλλειψη έλξεων μεταξύ διεσπαρμένης φάσης και μέσου διασποράς (π.χ. σωματίδια χρυσού σε νερό)



A



B

Στιβάδες ιόντων περιβάλλουσες φορτισμένα κολλοειδή σωματίδια υδροξειδίου του σιδήρου (III)

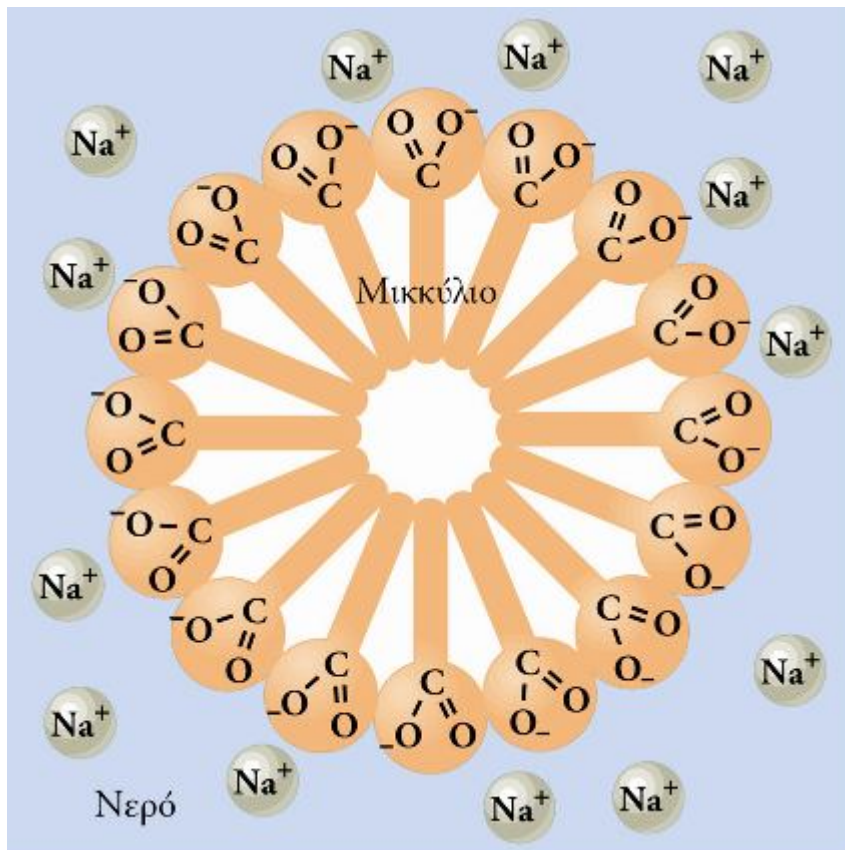
Θρόμβωση κολλοειδούς: διαδικασία όπου η διεσπαρμένη φάση κολλοειδούς εξαναγκάζεται σε συσσωμάτωση και κατά συνέπεια διαχωρισμό από το μέσο διασποράς

Κολλοειδή Σύζευξης

Η διεσπαρμένη φάση αποτελείται από Μικκύλια (Micelles)

δηλ. κολλοειδή σωματίδια που σχηματίζονται από τη σύζευξη μορίων ή ιόντων καθένα από τα οποία έχει ένα υδρόφοβο και ένα υδρόφιλο άκρο.

ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑ Κολλοειδούς σύζευξης: Σαπούνι αποτελούμενο από στεατικό νάτριο ($C_{17}H_{35}COONa$) σε νερό



Στεατικά ιόντα σε σύζευξη κατά ομάδες (μικκύλια) σε υδατικό διάλυμα.

Άσκηση

Επιλογή κατάλληλου άλατος για θρόμβωση κολλοειδούς

Κολλοειδή σωματίδια θείου είναι αρνητικά φορτισμένα με θειοθειικά ιόντα, $S_2O_3^{2-}$, και άλλα ιόντα στην επιφάνεια του θείου. Ποιο από τα άλατα, $NaCl$, $MgCl_2$ και $AlCl_3$ θεωρείτε αποτελεσματικότερο για τη θρόμβωση του κολλοειδούς θείου;

Αναφορά

- Το υλικό της παρουσίασης προέρχεται από τις Πανεπιστημιακές παραδόσεις της καθηγήτριας Μαγδαληνής Σουπιώνη
- Οι εικόνες που περιέχονται στην ενότητα προέρχονται από το προσωπικό αρχείο της καθηγήτριας Μαγδαληνής Σουπιώνη

Σημείωμα Αναφοράς

Copyright, Πανεπιστήμιο Πατρών, Μαγδαληνή
Σουπιώνη. «Χημεία II». Έκδοση: 1.0. Πάτρα 2015.

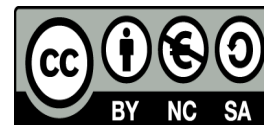
Διαθέσιμο από τη δικτυακή διεύθυνση:

<https://eclass.upatras.gr/courses/GEO327/>

Σημείωμα Αδειοδότησης

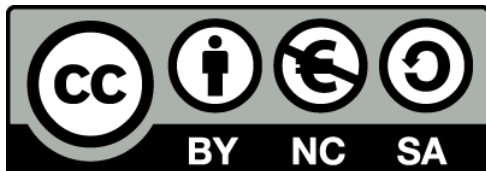
Το παρόν υλικό διατίθεται με τους όρους της άδειας χρήσης Creative Commons Αναφορά, Μη Εμπορική Χρήση Παρόμοια Διανομή 4.0 [1] ή μεταγενέστερη, Διεθνής Έκδοση. Εξαιρούνται τα αυτοτελή έργα τρίτων π.χ. φωτογραφίες, διαγράμματα κ.λ.π., τα οποία εμπεριέχονται σε αυτό και τα οποία αναφέρονται μαζί με τους όρους χρήσης τους στο «Σημείωμα Χρήσης Έργων Τρίτων».

[1] <http://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/4.0/>



- Ως **Μη Εμπορική** ορίζεται η χρήση:
- που δεν περιλαμβάνει άμεσο ή έμμεσο οικονομικό όφελος από την χρήση του έργου, για το διανομέα του έργου και αδειοδόχο
- που δεν περιλαμβάνει οικονομική συναλλαγή ως προϋπόθεση για τη χρήση ή πρόσβαση στο έργο
- που δεν προσπορίζει στο διανομέα του έργου και αδειοδόχο έμμεσο οικονομικό όφελος (π.χ. διαφημίσεις) από την προβολή του έργου σε διαδικτυακό τόπο
- Ο δικαιούχος μπορεί να παρέχει στον αδειοδόχο ξεχωριστή άδεια να χρησιμοποιεί το έργο για εμπορική χρήση, εφόσον αυτό του ζητηθεί

Τέλος Ενότητας



Ευρωπαϊκή Ένωση
Ευρωπαϊκό Κοινωνικό Ταμείο



ΥΠΟΥΡΓΕΙΟ ΠΑΙΔΕΙΑΣ & ΘΡΗΣΚΕΥΜΑΤΩΝ, ΠΟΛΙΤΙΣΜΟΥ & ΑΘΛΗΤΙΣΜΟΥ
ΕΙΔΙΚΗ ΥΠΗΡΕΣΙΑ ΔΙΑΧΕΙΡΙΣΗΣ

Με τη συγχρηματοδότηση της Ελλάδας και της Ευρωπαϊκής Ένωσης



ΕΥΡΩΠΑΪΚΟ ΚΟΙΝΩΝΙΚΟ ΤΑΜΕΙΟ