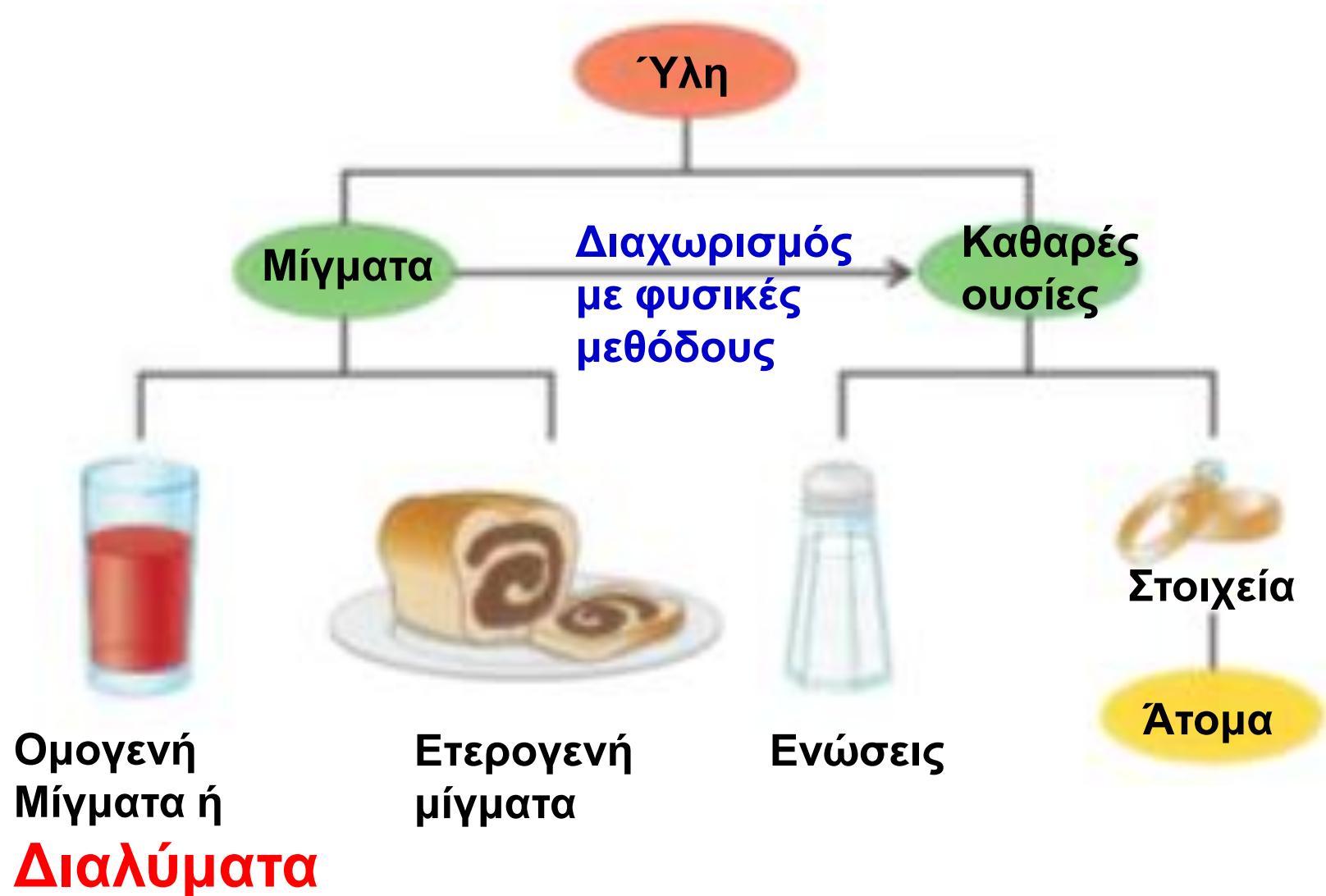


1. ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

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).

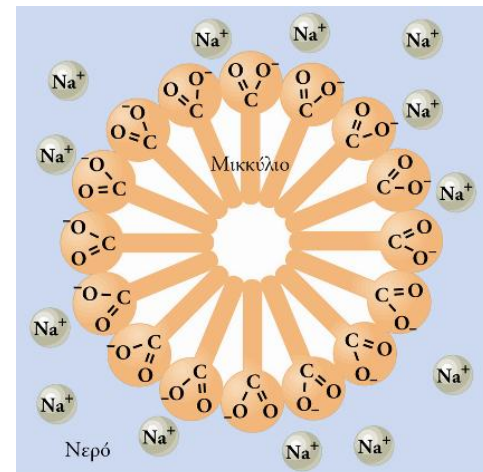
Διαλυμένη ουσία και διαλύτης

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 διαλ. ουσίες μπορούν να βρίσκονται υπό μορφή:

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



Στεατικό νάτριο ($\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$) σε νερό

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.

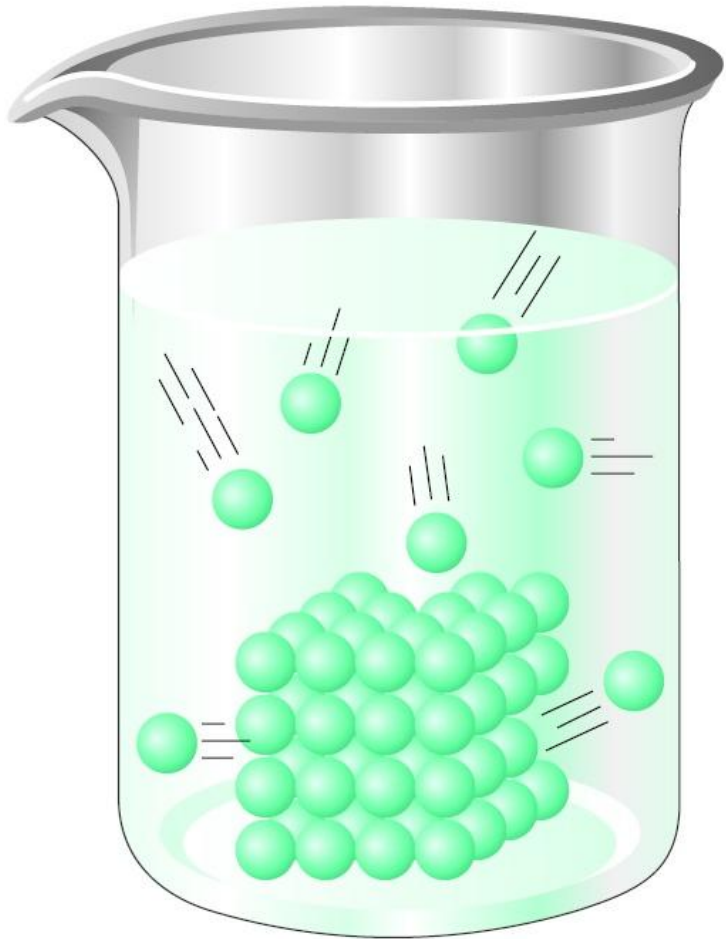
Π.χ. Τα αέρια είναι αναμίξιμα!

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

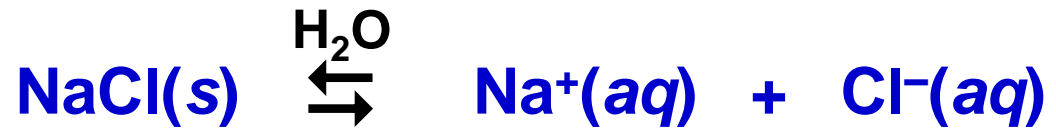


Πετρέλαιο και νερό είναι μη αναμίξιμα υγρά

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.

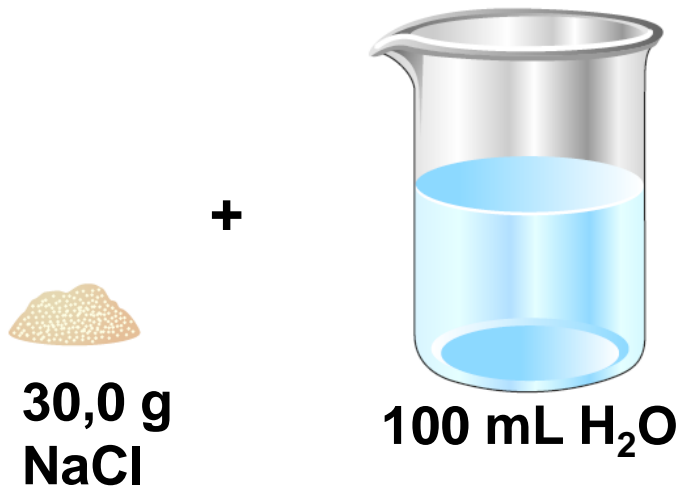
☆ Τα υπόλοιπα (4,0 g) θα μείνουν **αδιάλυτα** στον πυθμένα του ποτηριού!

Ακόρεστο διάλυμα

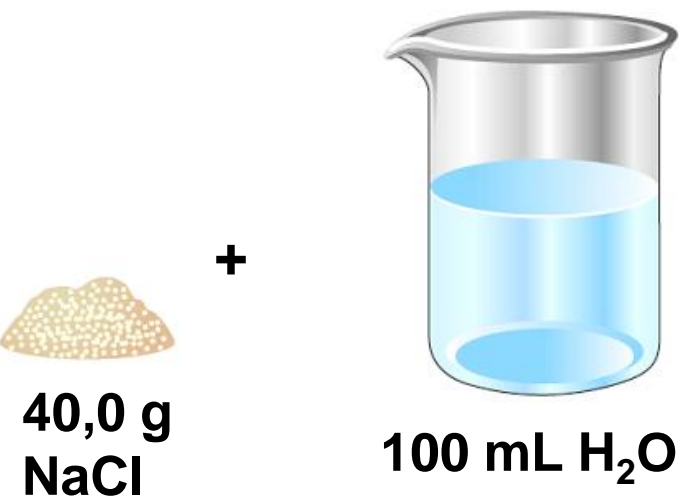
Ακόρεστο διάλυμα: το διάλυμα το οποίο, ως προς μια συγκεκριμένη διαλυμένη ουσία, δεν βρίσκεται σε ισορροπία και στο οποίο μπορεί να διαλυθεί επιπλέον ποσότητα ουσίας.

Αν π.χ. αναμίξουμε 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.

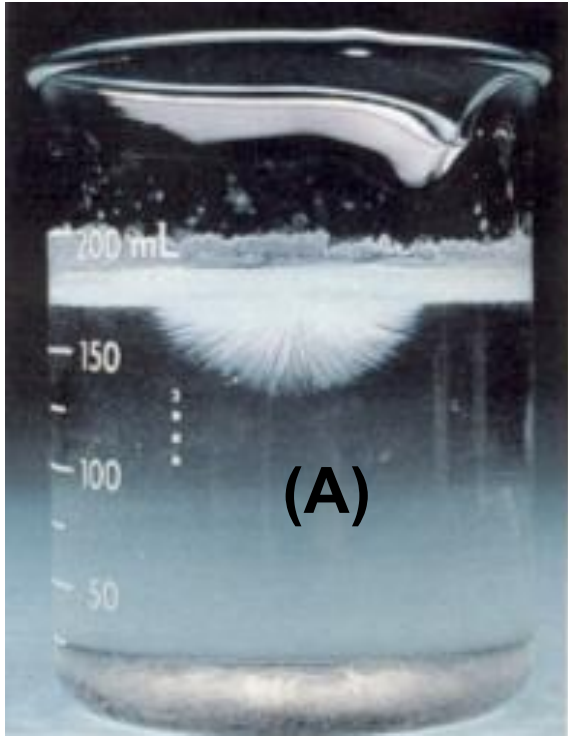
Διαλυτότητα $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ στους 100°C : 231 g / 100 mL

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

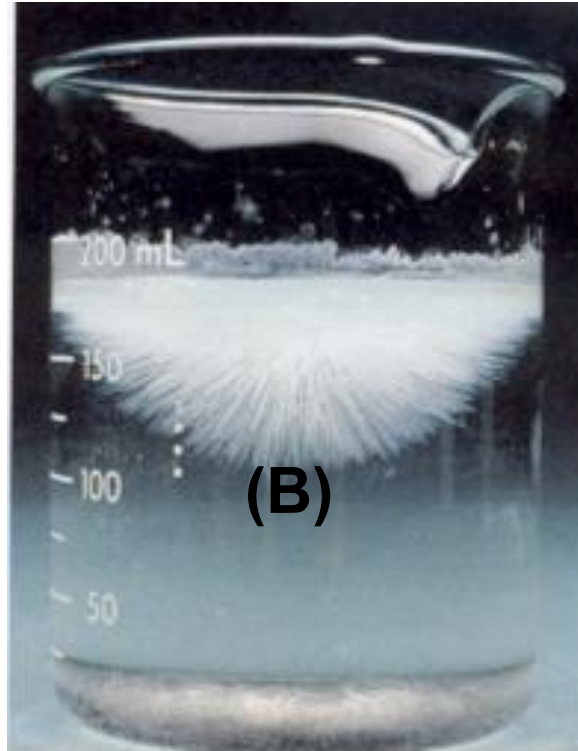
Βραδεία ψύξη διαλύματος $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ που στους 100°C περιέχει 231 g / 100 mL \Rightarrow καμία αποκρυστάλλωση $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ούτε στη θερμοκρασία των 20°C \Rightarrow το διάλυμα σε αυτή τη θερμοκρασία περιέχει πολύ μεγαλύτερη ποσότητα ουσίας εν διαλύσει από αυτή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

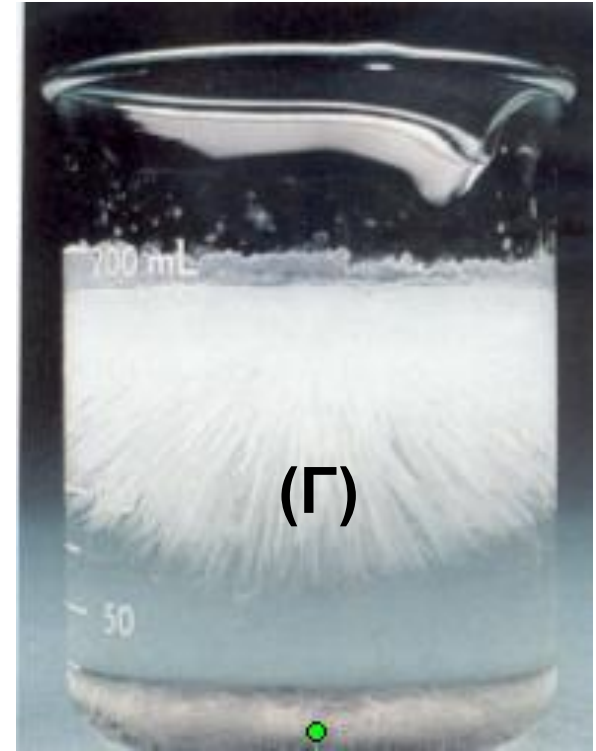
Κρυστάλλωση από ένα υπέρκορο διάλυμα οξικού νατρίου



(Α)



(Β)



(Γ)

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

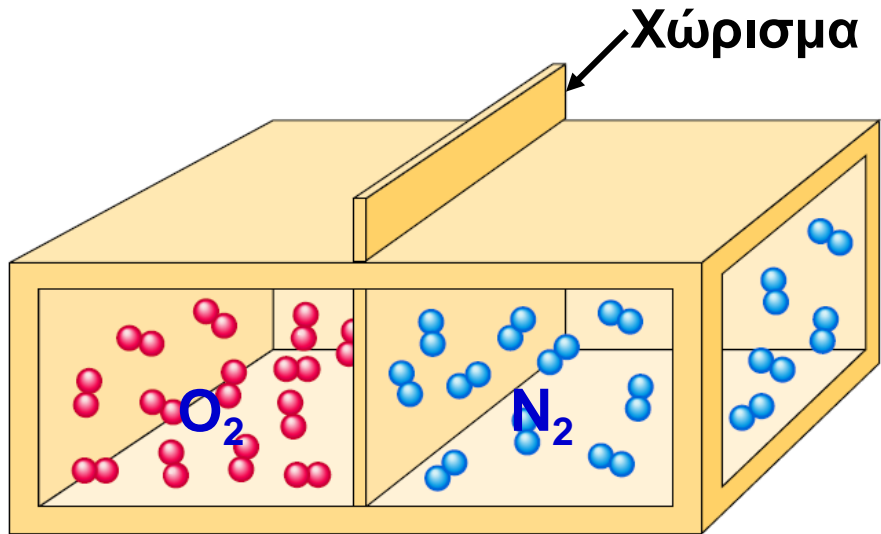
(Β, Γ) Μέσα σε δευτερόλεπτα, η ανάπτυξη των κρυστάλλων επεκτείνεται σε όλη τη μάζα του διαλύματος.

Παράγοντες που εξηγούν τη διαλυτότητα

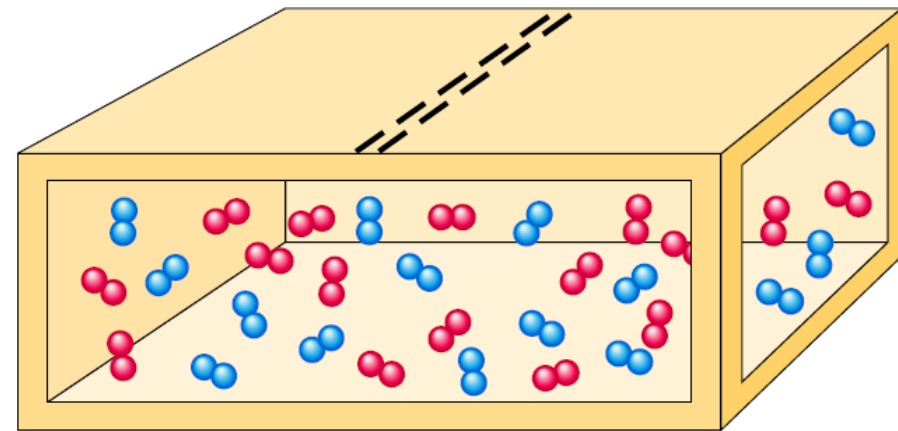
1. Η φυσική τάση των ουσιών να αναμιγνύονται μεταξύ τους.

Για επίτευξη ισορροπίας ανάμεσα σε φυσική τάση διαλύτη-διαλ. ουσίας να αναμιχθούν και τάση συστήματος για χαμηλότερη δυνατή ενέργεια λαμβάνονται υπόψη και:

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.

Είδη διαλυμάτων

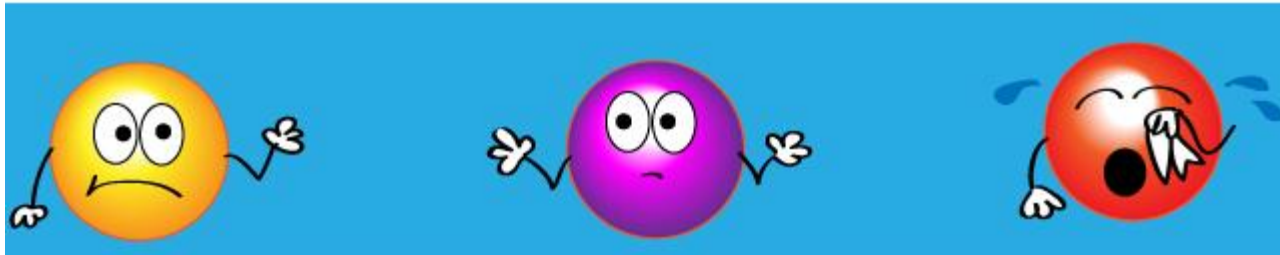
☞ Στα διαλύματα οι διαλυμένες ουσίες μπορούν να βρισκονται υπό μορφή:

(α) **Μορίων** (μοριακά διαλύματα, π.χ. ζάχαρη στο νερό)



Στα μοριακά διαλύματα τα «μόρια» δε διασπώνται

(β) **Ιόντων** (ιοντικά διαλύματα π.χ. NaCl στο νερό)



Στα ιοντικά διαλύματα τα «μόρια» διασπώνται προς ιόντα

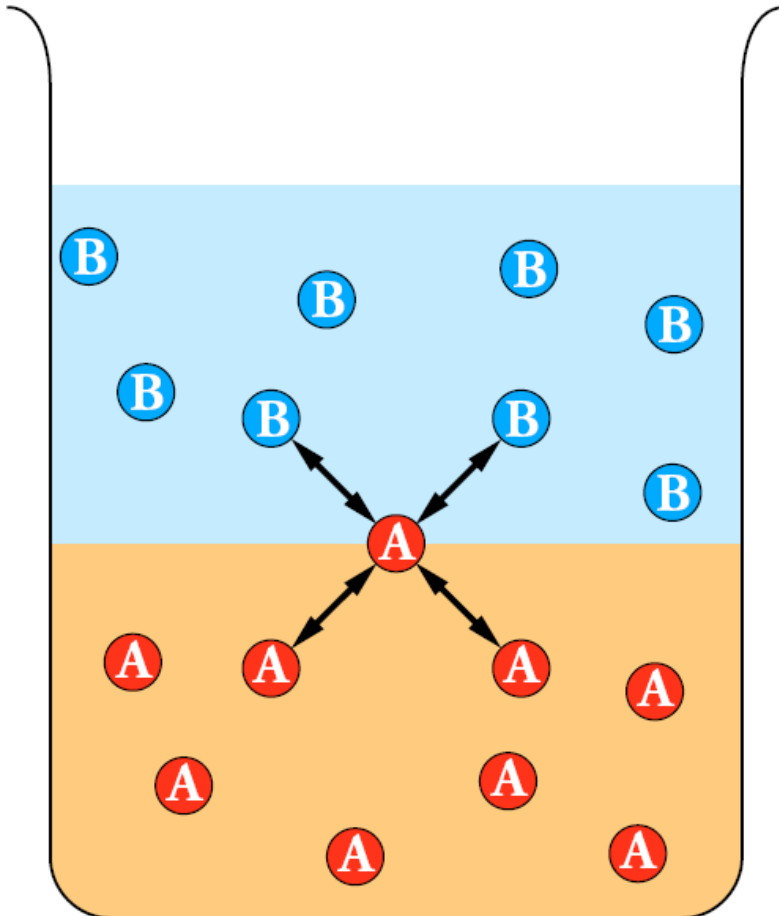
(γ) **Μικυλλίων ή Συγκροτημάτων Μορίων**

(Κολλοειδή Διαλύματα, π.χ. άμυλο ή σαπούνι στο νερό)

Μοριακά διαλύματα

Αέρας: η απλούστερη περίπτωση μοριακού διαλύματος

➔ Similia similibus solvuntur = όμοια ομοίοις διαλύονται
(Δηλαδή: 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

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)



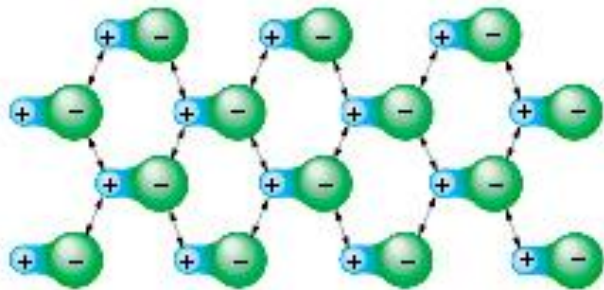
Μεταξύ ουδετέρων μορίων υπάρχουν:

1. Δυνάμεις διπόλου-διπόλου
 2. Δυνάμεις London
 3. Δυνάμεις δεσμών υδρογόνου
- } Δυνάμεις
Van der Waals

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

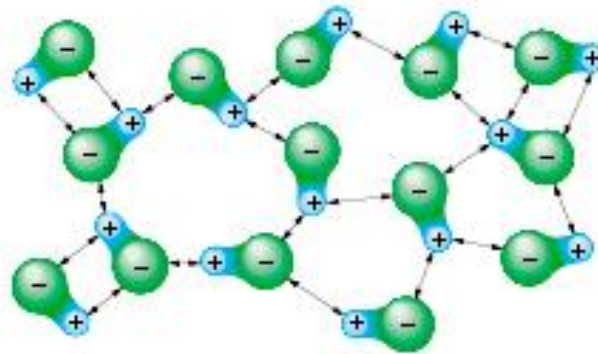
Τύπος αλληλεπίδρασης	Ενέργεια κατά προσέγγιση (kJ/mol)
<u>Διαμοριακός</u>	
Van der Waals	0,1 – 10
Δεσμός Υδρογόνου	10 – 40
<u>Χημικός δεσμός</u>	
Ιοντικός	100 – 1000
Ομοιοπολικός	100 – 1000

ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ



Στερεό

Τα μόρια τείνουν να ευθυγραμμιστούν στη στερεά κατάσταση έτσι ώστε τα θετικά άκρα να «βλέπουν» τα αρνητικά.



Υγρό

Η συνηθισμένη τυχαία κίνηση των μορίων στην υγρή κατάσταση εν μέρει μόνο καταστρέφει την ευθυγράμμιση αυτή των πολικών μορίων.

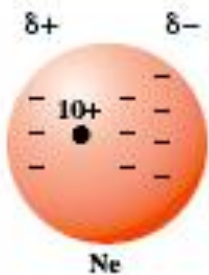
Η δύναμη διπόλου-διπόλου προκύπτει από τάση πολικών μορίων να ευθυγραμμίζονται «κατάλληλα»

Ευθυγράμμιση των πολικών μορίων HCl

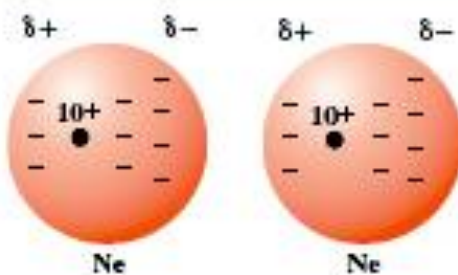
Σε κάποια στιγμή, υπάρχουν περισσότερα ηλεκτρόνια στη μια πλευρά του πυρήνα ενός ατόμου νέου από ό,τι στην άλλη.

Αν το άτομο αυτό βρεθεί κοντά σε ένα δεύτερο άτομο νέου, τότε τα ηλεκτρόνια του δεύτερου ατόμου αποκλύβονται. Το αποτέλεσμα είναι η δημιουργία δύο στιγμιαίων διπόλων και μια ελκτική δύναμη ανάμεσά τους.

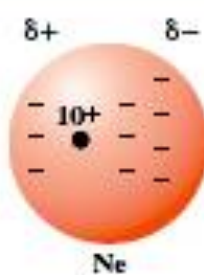
Αργότερα, η κίνηση των ηλεκτρονίων στα δύο άτομα έχει αλλάξει, αλλά αυτό γίνεται ταυτόχρονα στα δύο άτομα με αποτέλεσμα τη διατήρηση της ελκτικής δύναμης ανάμεσά τους.



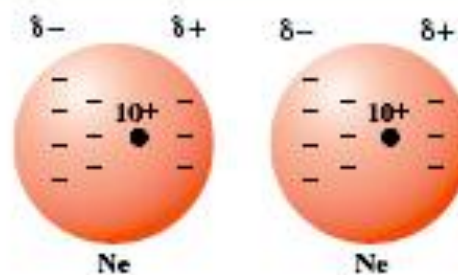
Ne



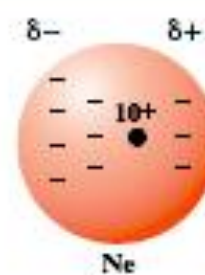
Ne



Ne



Ne



Ne

Οι δυνάμεις London προκύπτουν σε μη πολικά μόρια από μικρά στιγμιαία δίπολα δημιουργούμενα λόγω αλλαγής θέσεων των ηλεκτρονίων κατά την κίνησή τους γύρω από τον πυρήνα

Πρόελευση δυνάμεων London σε μόρια αερίου Ne

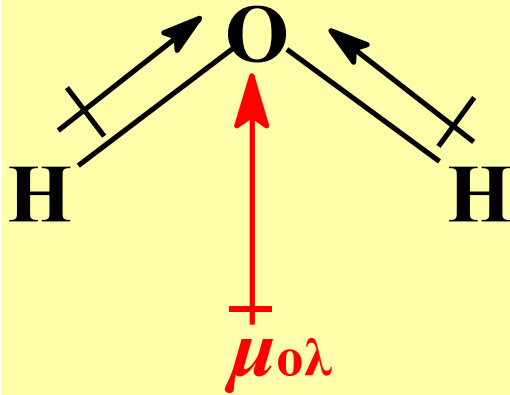
Πολικά (ή πολωμένα) μόρια και διπολική ροπή

☞ 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)

$$\mu = q \delta$$

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)

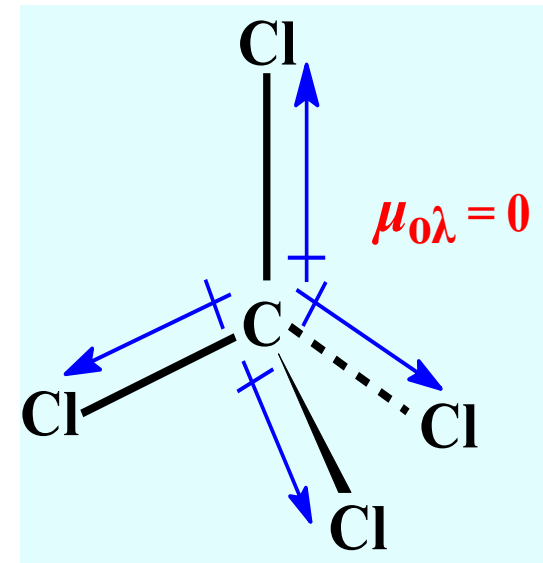


Το μόριο H_2O είναι κεκαμμένο.

Οι επιμέρους διπολικές ροπές των δεσμών O–H δίνουν συνισταμένη διπολική ροπή

$\mu_{ολ} \neq 0 \Rightarrow$ μόριο πολικό

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

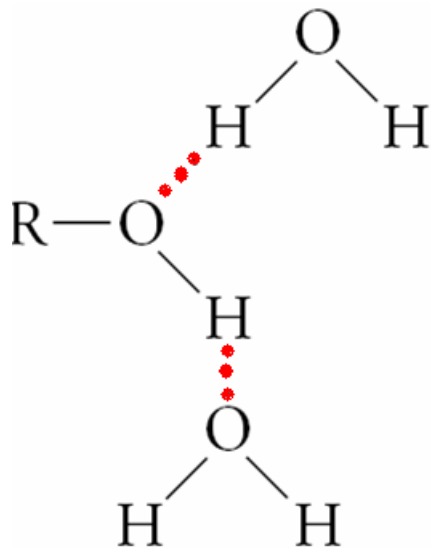


Το μόριο CCl_4 είναι τετραεδρικό. Οι επιμέρους διπολικές ροπές των δεσμών C–Cl δίνουν συνισταμένη διπολική ροπή

$\mu_{ολ} = 0 \Rightarrow$ μόριο μη πολικό

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. «Μεγαλώνοντας» η R–, οι αλκοόλες χάνουν την ομοιότητα τους με το νερό...

Ασκήσεις

Σύγκριση διαλυτοτήτων στο νερό και σε άλλους διαλύτες

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

Εξήγηση

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

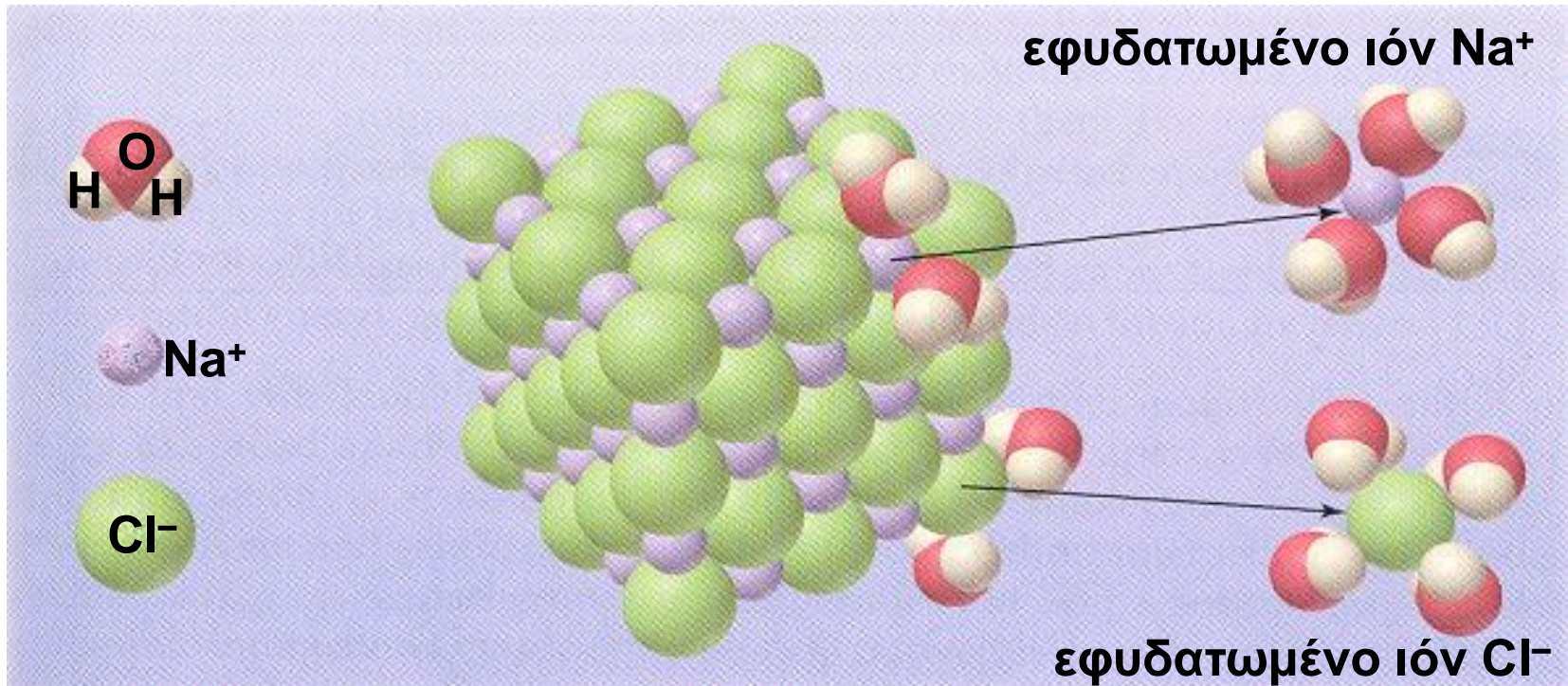
12.31 Πού είναι περισσότερο διαλυτό το βορικό οξύ, $B(OH)_3$, στην αιθανόλη, C_2H_5OH , ή στο βενζόλιο, C_6H_6 ; Εξηγήστε.

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

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

Ιοντικά διαλύματα

Διαφορές στη διαλυτότητα ιοντικών ενώσεων στο νερό (π.χ. διαλυτότητα $\text{NaCl}=36,0$, ενώ $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = 0,002$ g/100 mL) ερμηνεύονται βάσει διαφορετικών ελκτικών ενεργειών μεταξύ ιόντος-ιόντος στον κρύσταλλο και ιόντος-νερού.



Πώς διαλύεται κρύσταλλος NaCl σε νερό:

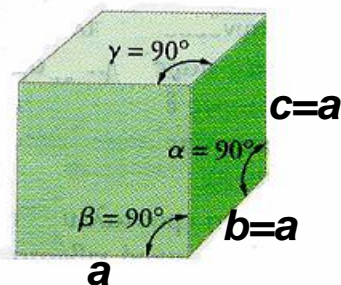
Ιόντα Na^+ και Cl^- που κατέχουν θέσεις στην επιφάνεια του κρυστάλλου είναι εκτεθειμένα σε μόρια νερού, τα οποία συγκρούονται με αυτά και τα αποσπούν από το στερεό NaCl .

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

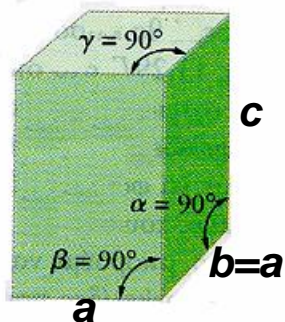
Πολλές ιοντικές ενώσεις είναι ΚΡΥΣΤΑΛΛΙΚΑ ΣΤΕΡΕΑ

Μοναδιαία κυψελίδα: η μικρότερη κιβωτιοειδής μονάδα η οποία επαναλαμβάνόμενη σε τρεις διαστάσεις δημιουργεί τον κρύσταλλο.

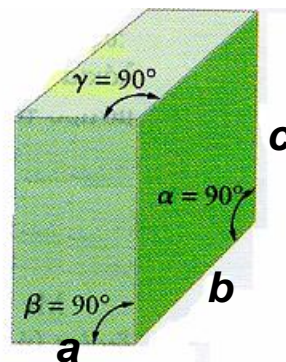
Έτσι, όλα τα κρυσταλλικά σώματα με βάση τις διαστάσεις (a, b, c) και τις γωνίες (α, β, γ) κατατάσσονται σε επτά κρυσταλλικά συστήματα



κυβικό



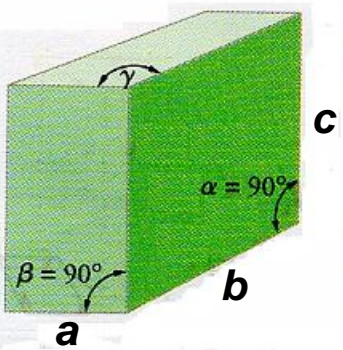
τετραγωνικό



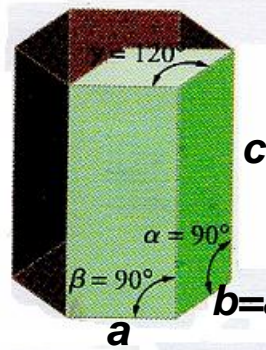
ορθορομβικό

Σχήματα μοναδιαίων κυψελίδων των διαφόρων κρυσταλλικών συστημάτων

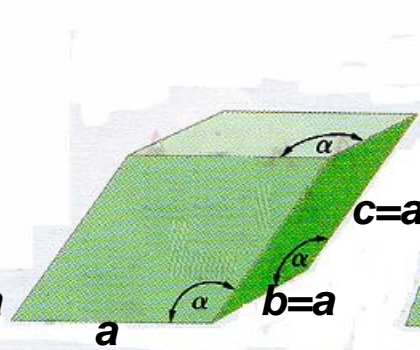
Μοναδιαίες κυψελίδες των 7 κρυσταλλικών συστημάτων και οι σχέσεις ανάμεσα στα μήκη των ακμών και τις γωνίες



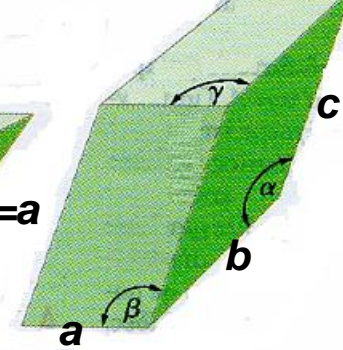
μονοκλινές



εξαγωνικό



ρομβοεδρικό

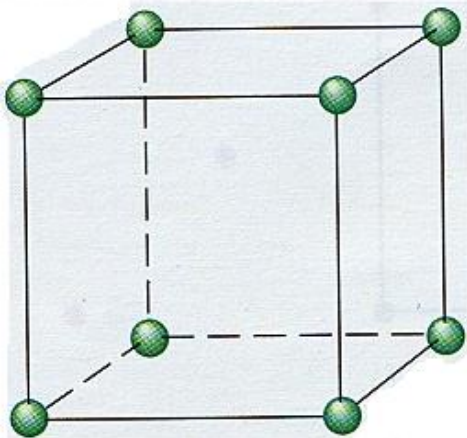


τρικλινές

Κυβικές μοναδιαίες κυψελίδες

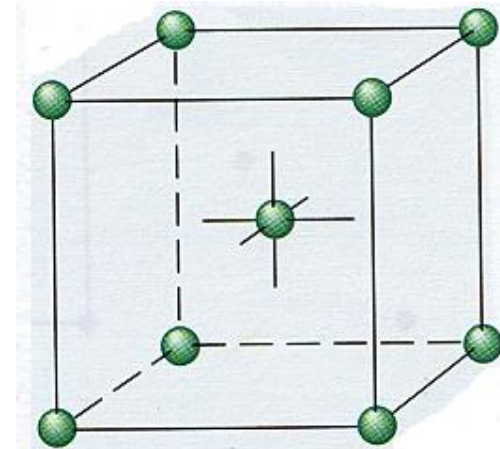
Σχεδόν και τα 7 κρυσταλλικά συστήματα έχουν περισσότερα από ένα πιθανά κρυσταλλικά πλέγματα (**14 κρυσταλλικά πλέγματα κατά Bravais**)

Για παράδειγμα το κυβικό σύστημα έχει τρία πιθανά πλέγματα:



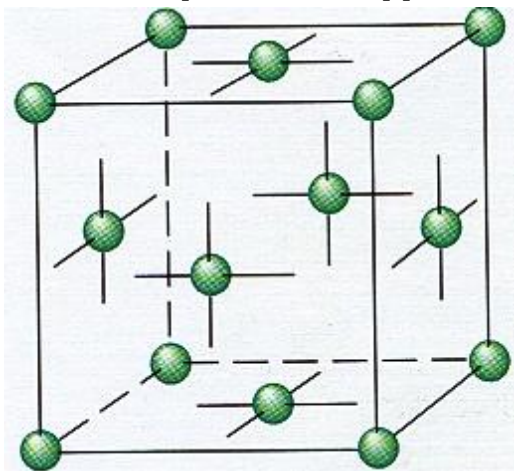
Απλό κυβικό πλέγμα

Απλό κυβικό πλέγμα: με πλεγματικά σημεία μόνο στις γωνίες της μοναδιαίας κυψελίδας



Ενδοκεντρωμένο κυβικό πλέγμα (*bcc*)

Ενδοκεντρωμένο κυβικό πλέγμα: με ένα πλεγματικό σημείο στο κέντρο της μοναδιαίας κυψελίδας εκτός εκείνων στις γωνίες της



Ολοεδρικά κεντρωμένο κυβικό πλέγμα (*fcc*)

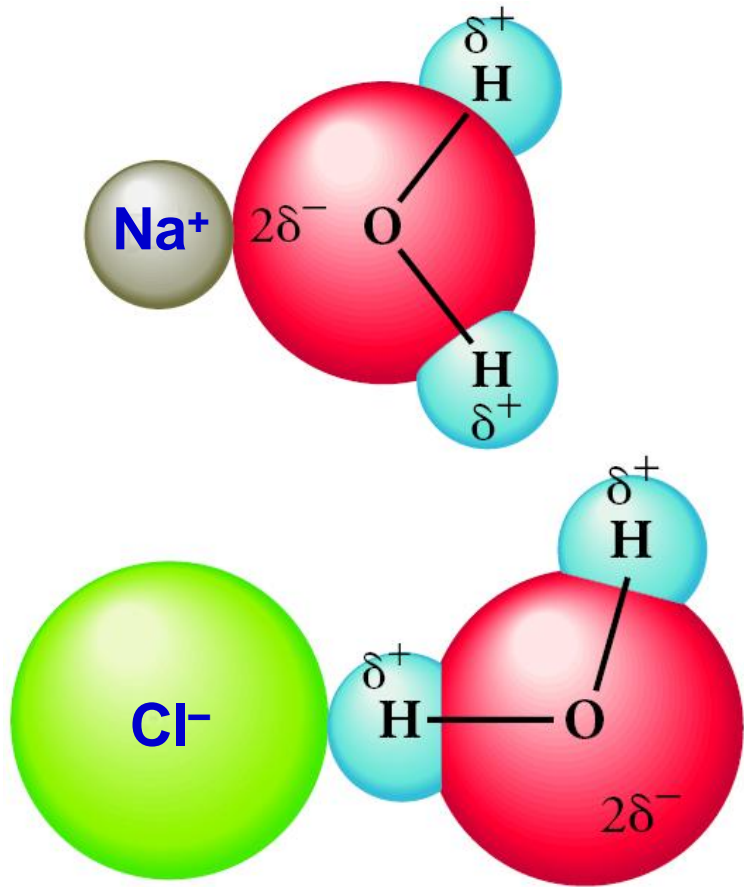
Ολοεδρικά κεντρωμένο κυβικό πλέγμα: με ένα πλεγματικό σημείο στο κέντρο κάθε έδρας της μοναδιαίας κυψελίδας εκτός εκείνων στις γωνίες της

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.

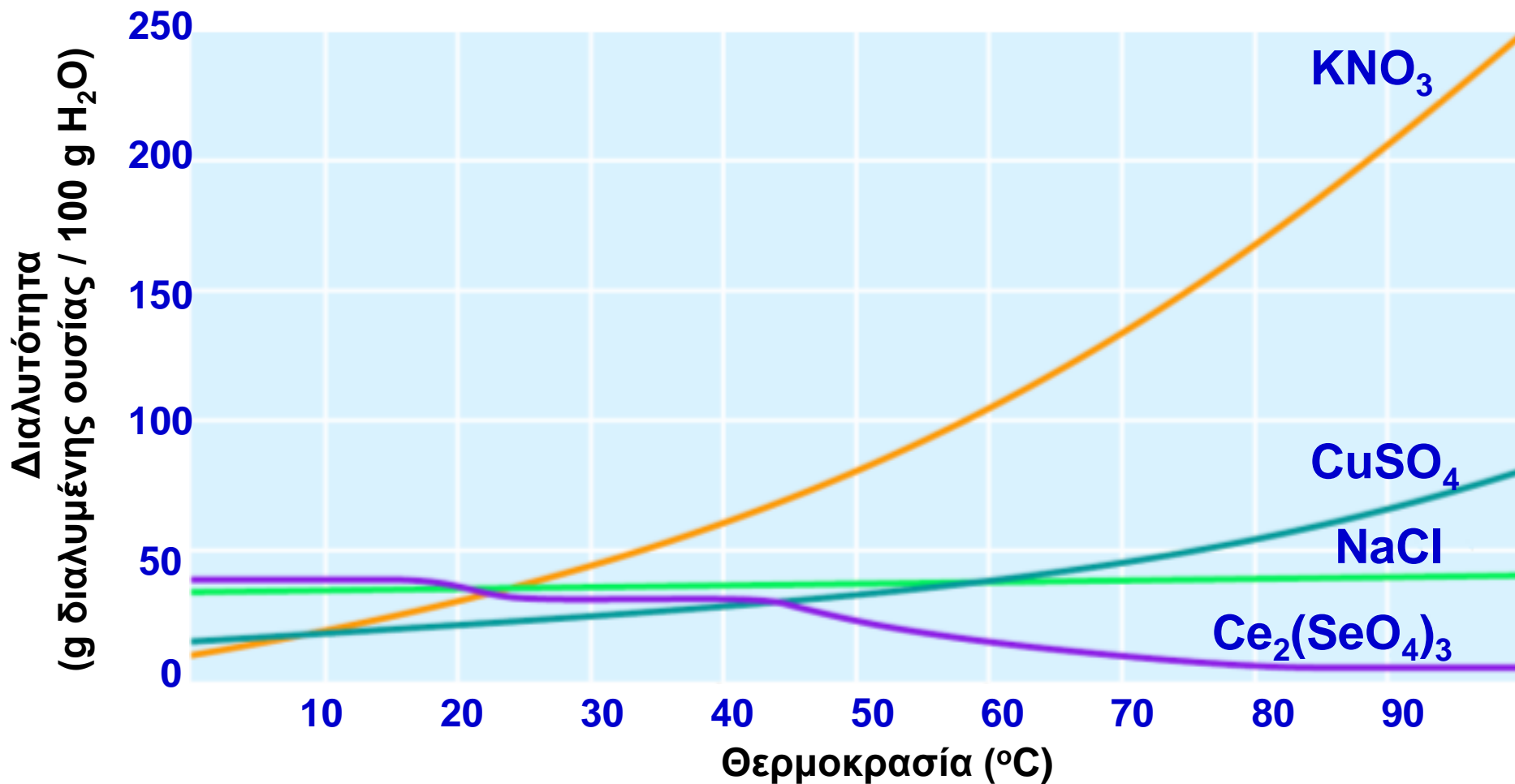
!!! Η διαλυτότητα ιοντικού στερεού στο νερό εξαρτάται από την **ενέργεια υδάτωσης** (έλξη μορίων H_2O από ιόντα) και την **ενέργεια πλέγματος** (ενέργεια συγκρατούσα τα ιόντα στο κρυσταλλικό πλέγμα).

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 \Rightarrow ενώσεις των Na^+ , K^+ ευδιάλυτες, ενώ των PO_4^{3-} δυσδιάλυτες!

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



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.

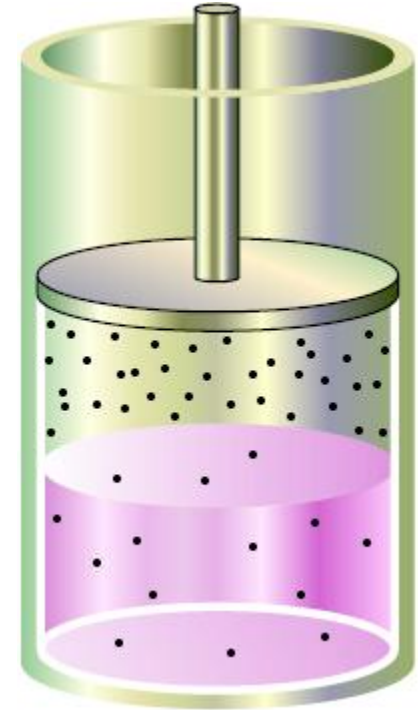
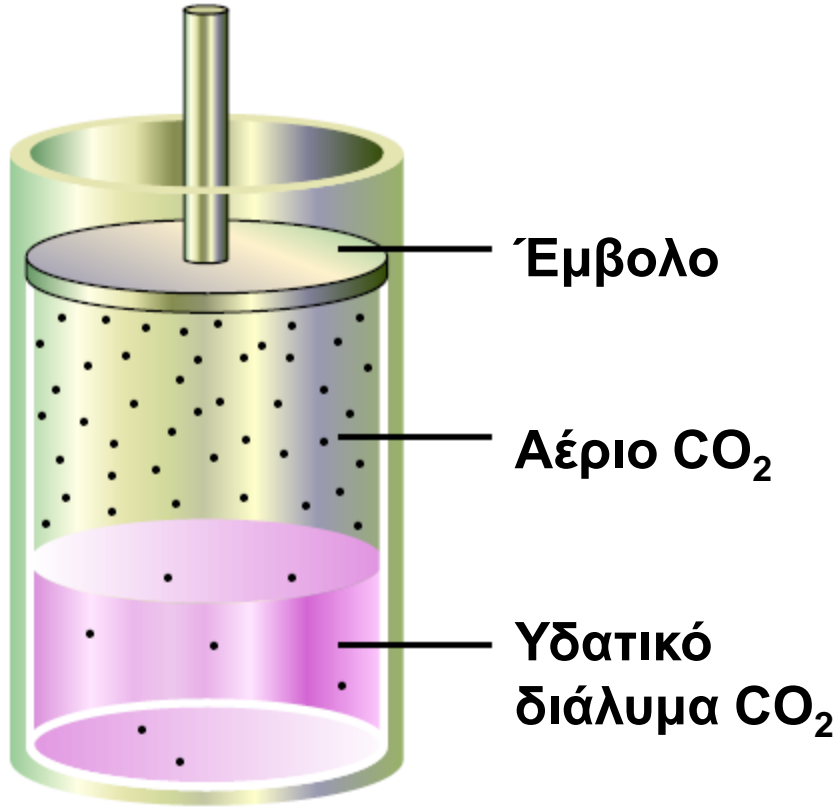
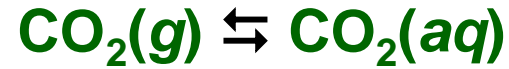
Σπάσιμο εσωτερικού σακιδίου \Rightarrow

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.

Ισχύει: **Νόμος του Henry: $S = k_H P$**

Όπου: **S** = διαλυτότητα του αερίου σε g/L ,

P = μερική πίεση του αερίου και **k_H** = σταθερά