

Γενική Χημεία

Νίκος Ξεκουκουλωτάκης
Επίκουρος Καθηγητής

Πολυτεχνείο Κρήτης
Τμήμα Μηχανικών Περιβάλλοντος
Γραφείο Κ2.125, τηλ.: 28210-37772
e-mail: nikosxek@gmail.com



Περιεχόμενα

- Καταστάσεις της ύλης
 - ✓ αέρια, υγρά, στερεά
- Μεταβολές καταστάσεων
- Διαμοριακές δυνάμεις
 - ✓ δεσμός υδρογόνου στο μόριο του νερού
- Διαλύματα
 - ✓ συγκέντρωση
 - ✓ περιεκτικότητα



Ταξινόμηση της ύλης

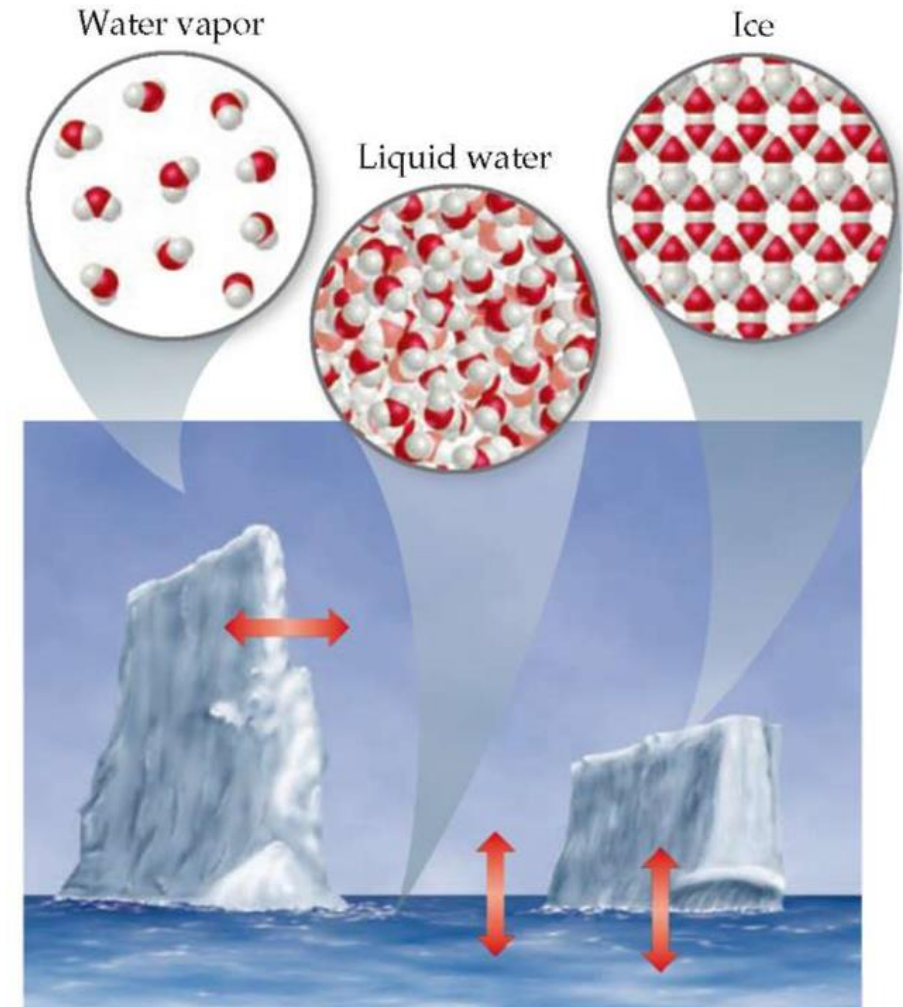
- Ένας τρόπος ταξινόμησης των υλικών σωμάτων στηρίζεται στις **σχετικές θέσεις των σωματιδίων και πόσο ισχυρά αλληλεπιδρούν μεταξύ τους.**
- Ο τρόπος αυτός ταξινόμησης συχνά ονομάζεται **ταξινόμηση με βάση τη φυσική κατάσταση.**



Ταξινόμηση με βάση τη φυσική κατάσταση

➤ Τα υλικά σώματα με βάση τη φυσική τους κατάσταση ταξινομούνται σε:

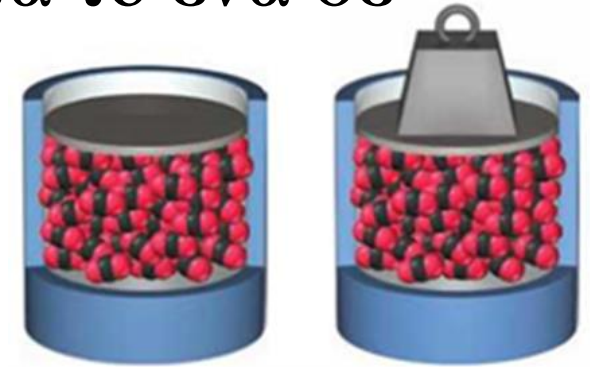
- ✓ στερεά
- ✓ υγρά
- ✓ αέρια



Στερεά



- Τα σωματίδια από τα οποία αποτελούνται τα στερεά σώματα (άτομα, μόρια ή ιόντα) έλκονται ισχυρά μεταξύ τους.
- Κατά συνέπεια, τα σωματίδια ταξινομούνται κοντά το ένα σε σχέση με το άλλο σε καθορισμένες θέσεις.
- Τα στερεά έχουν καθορισμένο όγκο, σχετικά άκαμπτο σχήμα και δεν ρέουν.
- Τα στερεά είναι σχετικά ασυμπίεστα, δηλαδή έχουν την τάση να διατηρούν το σχήμα τους κατά την επίδραση εξωτερικών δυνάμεων.
- Δεν μετακινούνται αλλά πραγματοποιούν μία ταλάντωση γύρω από μία θέση ισορροπίας.



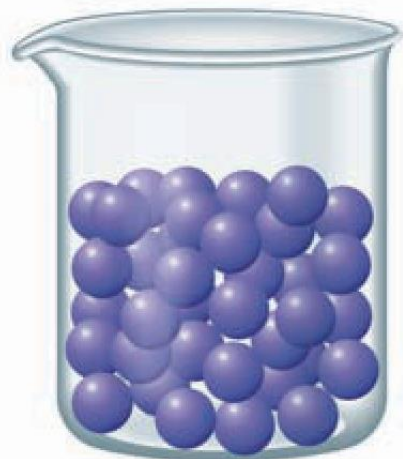


- Τα σωματίδια από τα οποία αποτελούνται τα υγρά σώματα ταξινομούνται περίπου το ίδιο κοντά μεταξύ τους όσο και στα στερεά σώματα.
- Όμως, οι δυνάμεις μεταξύ των σωματιδίων είναι ελαφρώς πιο ασθενείς.
- Κατά συνέπεια, τα σωματίδια μπορούν να κινούνται διαρκώς το ένα ως προς το άλλο και τυχαία προς όλες τις κατευθύνσεις.
- Ωστόσο βρίσκονται σε πολύ κοντινές αποστάσεις μεταξύ τους, έτσι ώστε ο ελεύθερος χώρος μεταξύ των μορίων είναι ελάχιστος.
- Άρα τα υγρά είναι ρευστά και σχετικά ασυμπίεστα.

Υγρά



- Έχουν καθορισμένο όγκο αλλά όχι καθορισμένο σχήμα.
- Αποκτούν το σχήμα του δοχείο που τα περιέχει.



Liquid

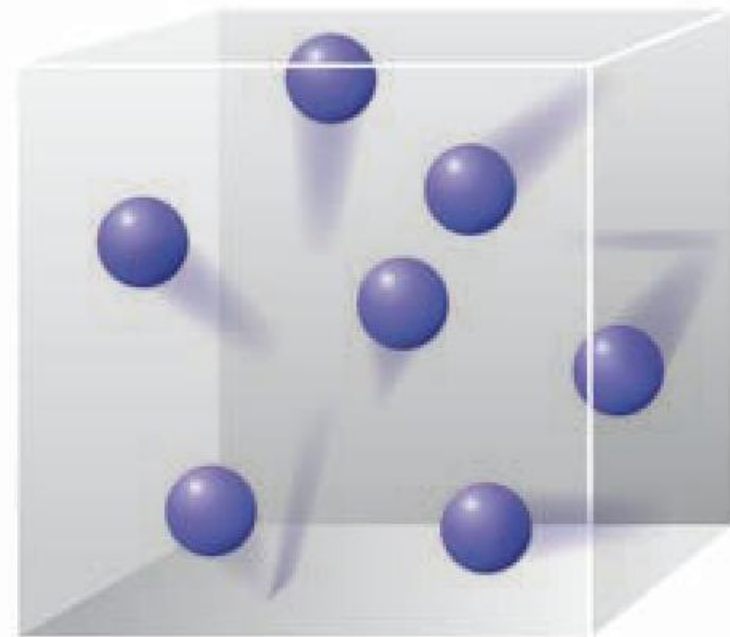


Liquid

Αέρια



- Τα αέρια αποτελούνται από σωματίδια (άτομα ή μόρια) τα οποία έλκονται πολύ ασθενώς μεταξύ τους.
- Οι έλξεις είναι τόσο ασθενείς ώστε τα σωματίδια βρίσκονται σε διαρκή και τυχαία κίνηση προς όλες τις κατευθύνσεις μέσα στο χώρο τον οποίο καταλαμβάνει το αέριο.
- Κατά συνέπεια, τα αέρια καταλαμβάνουν όλο το διαθέσιμο χώρο ενός δοχείου.
- Μπορούν να διανύουν σχετικά μεγάλες αποστάσεις πριν συγκρουστούν μεταξύ τους.

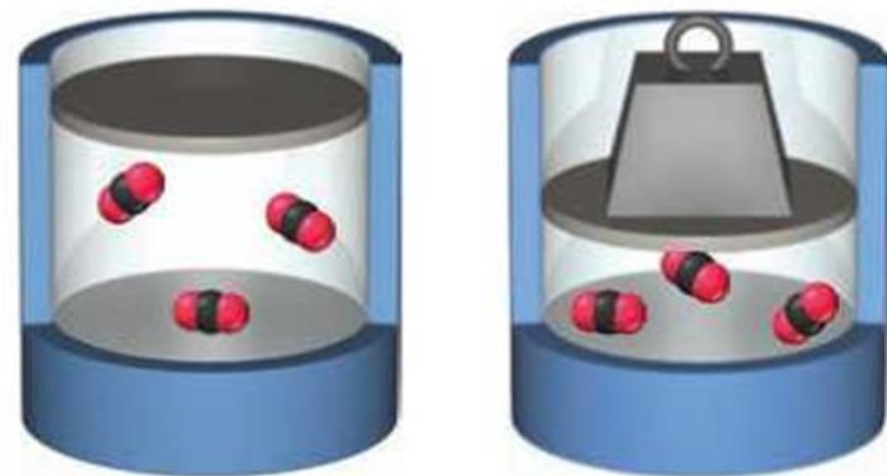


Gas

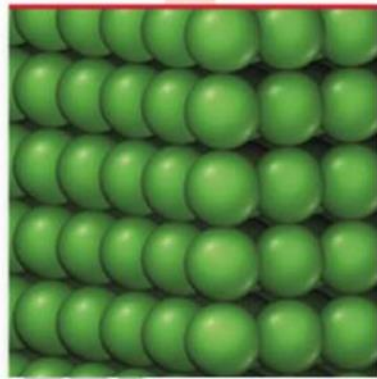
Αέρια



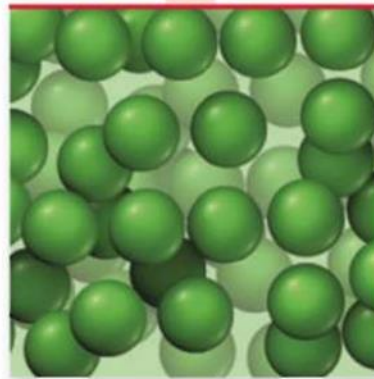
- Οι μεγάλοι χώροι μεταξύ των σωματιδίων κάνουν τα αέρια εύκολα συμπιεστά επειδή τα σωματίδια μόρια μπορούν να εξαναγκαστούν να χωρέσουν σε μικρότερο χώρο.
- Δεν έχουν καθορισμένο όγκο ή σχήμα.
- Αποκτούν το όγκο και το σχήμα του δοχείο που τα περιέχει.
- Ένα αέριο είναι ρευστό επειδή κάθε σωματίδιο (άτομο ή μόριο) μπορεί να αλλάξει εύκολα θέση σε σχέση με τα υπόλοιπα.



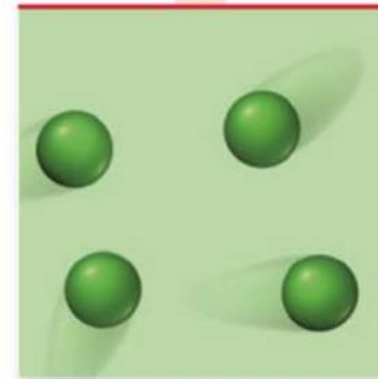
Στερεά, Υγρά και Αέρια



Solid matter

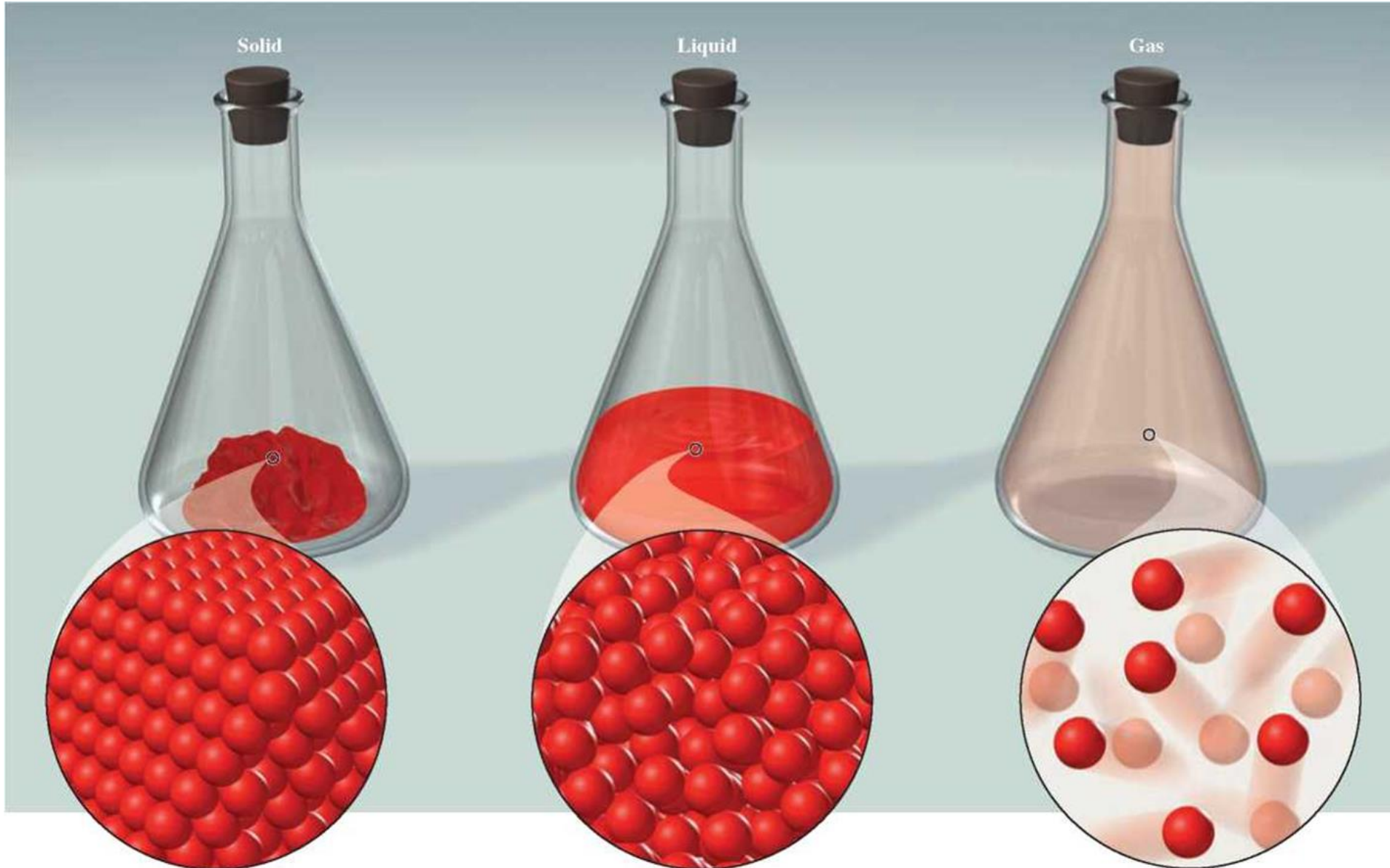


Liquid matter



Gaseous matter

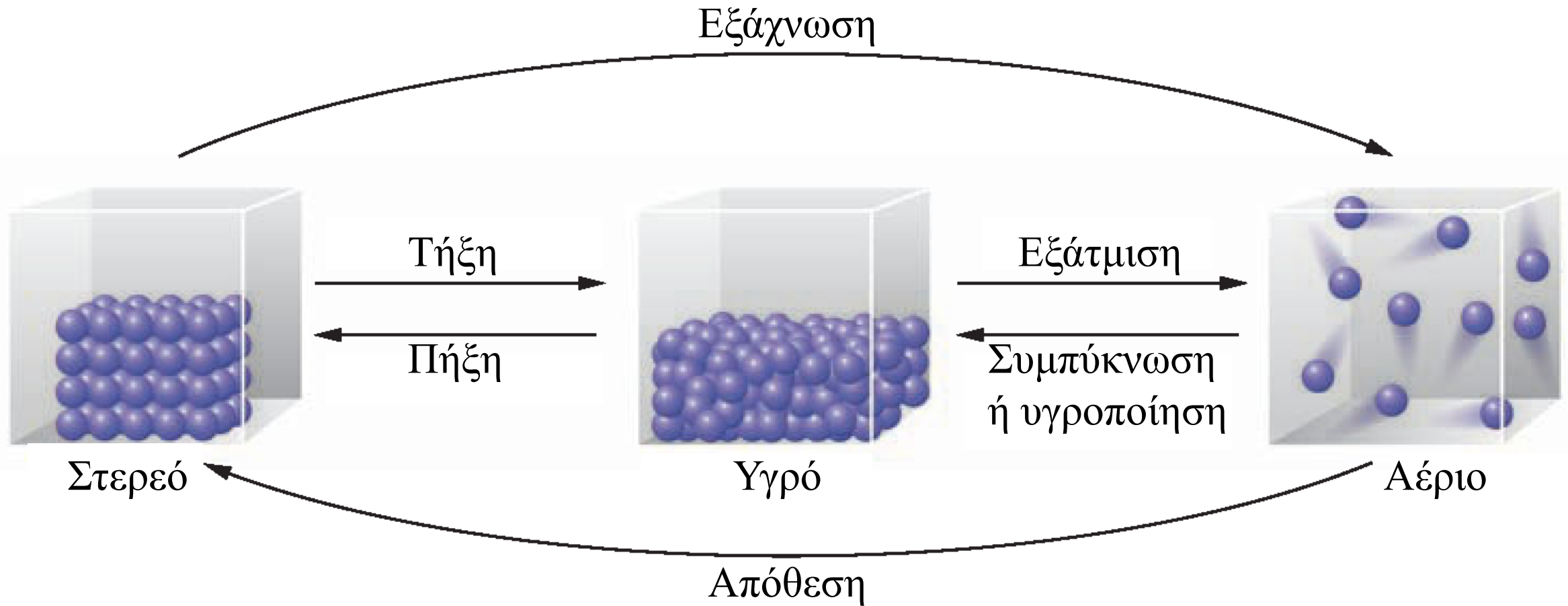
Στερεά, Υγρά και Αέρια



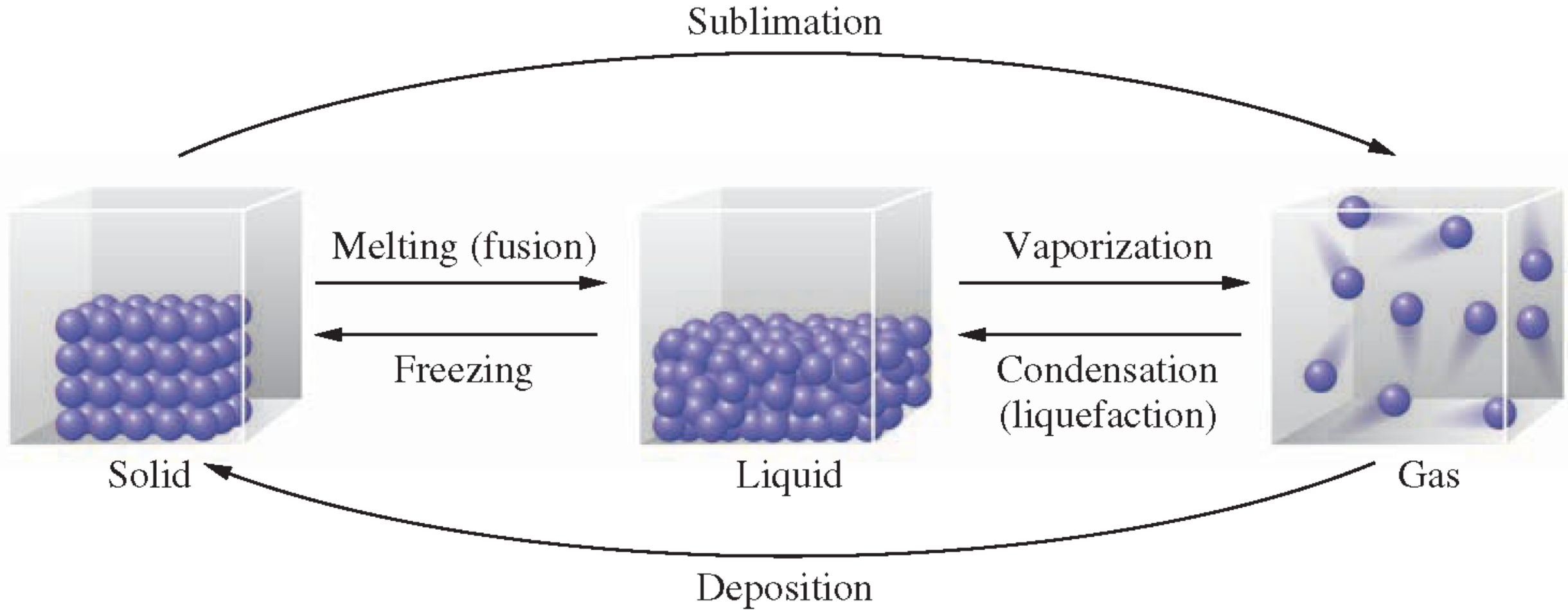


Μεταβολές καταστάσεων

- Μια μεταβολή μιας ουσίας από μια κατάσταση σε μια άλλη ονομάζεται μεταβολή κατάστασης ή μετατροπή φάσης.



Μεταβολές καταστάσεων





Διαμοριακές δυνάμεις

- Οι διαμοριακές δυνάμεις (**intermolecular forces**) είναι οι δυνάμεις αλληλεπίδρασης οι οποίες ασκούνται μεταξύ των μορίων μίας ουσίας.
 - Μεταξύ ουδετέρων μορίων υπάρχουν τρεις τύποι ελκτικών δυνάμεων:
 - ✓ Δυνάμεις διπόλου-διπόλου
 - ✓ Δυνάμεις London ή διασποράς
 - ✓ Δεσμός υδρογόνου
- Δυνάμεις } Δυνάμεις van der Waals → Ενέργεια: 0,1 έως 10 kJ/mol
- Ενέργεια: 10 έως 40 kJ/mol



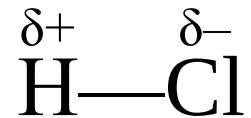
Διαμοριακές δυνάμεις

- Οι διαμοριακές δυνάμεις οι οποίες αναπτύσσονται μεταξύ των σωματιδίων στην υγρή και τη στερεή κατάσταση δεν μπορεί να θεωρηθούν αμελητέες.
- Συνεισφέρουν σημαντικά στη διαμόρφωση των ιδιοτήτων των υγρών και των στερεών.

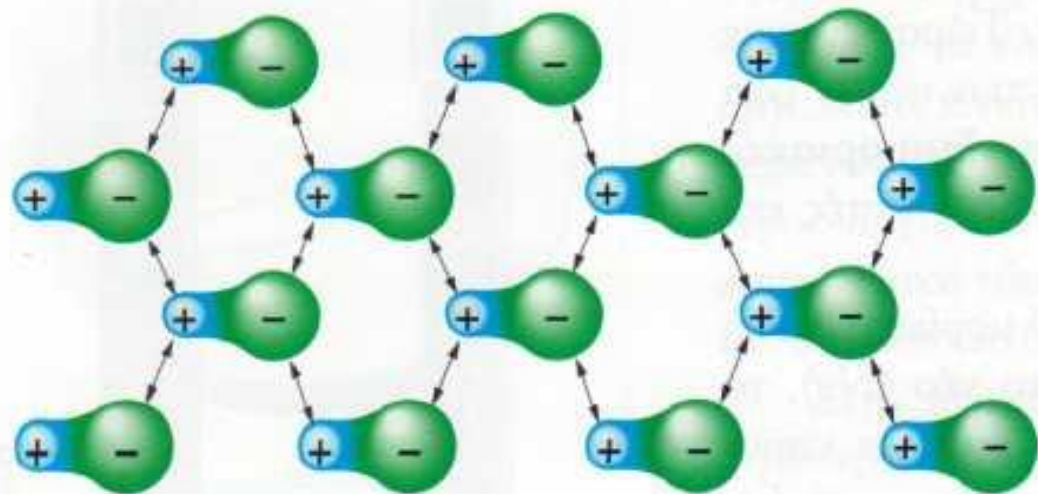


Δυνάμεις διπόλου-διπόλου

- Η δύναμη διπόλου-διπόλου είναι μία ελκτική διαμοριακή δύναμη.
- Προκύπτει από την τάση των πολικών μορίων να προσανατολίζονται έτσι ώστε το θετικό άκρο του ενός μορίου να είναι κοντά στο αρνητικό άκρο του άλλου μορίου.

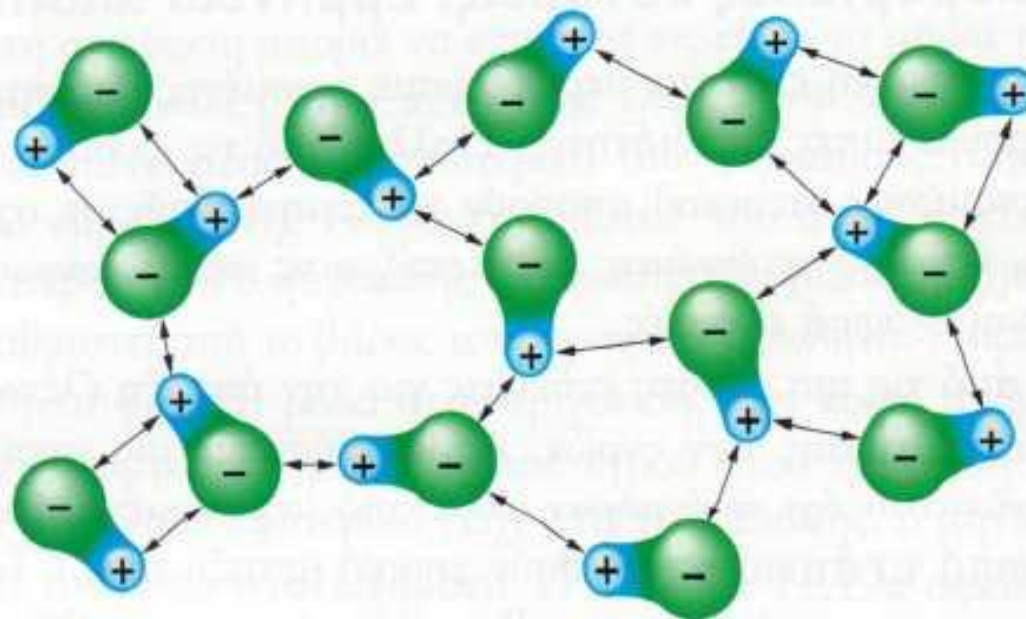


Δυνάμεις διπόλου-διπόλου



Στερεό

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



Υγρό

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



Δυνάμεις London (ή διασποράς)

- Οι δυνάμεις London (ή δυνάμεις διασποράς) είναι ασθενείς ελκτικές δυνάμεις μεταξύ των μορίων.
- Προκύπτουν από τα μικρά στιγμιαία δίπολα τα οποία δημιουργούνται λόγω της αλλαγής θέσεων των ηλεκτρονίων κατά την κίνησή τους γύρω από τους πυρήνες.

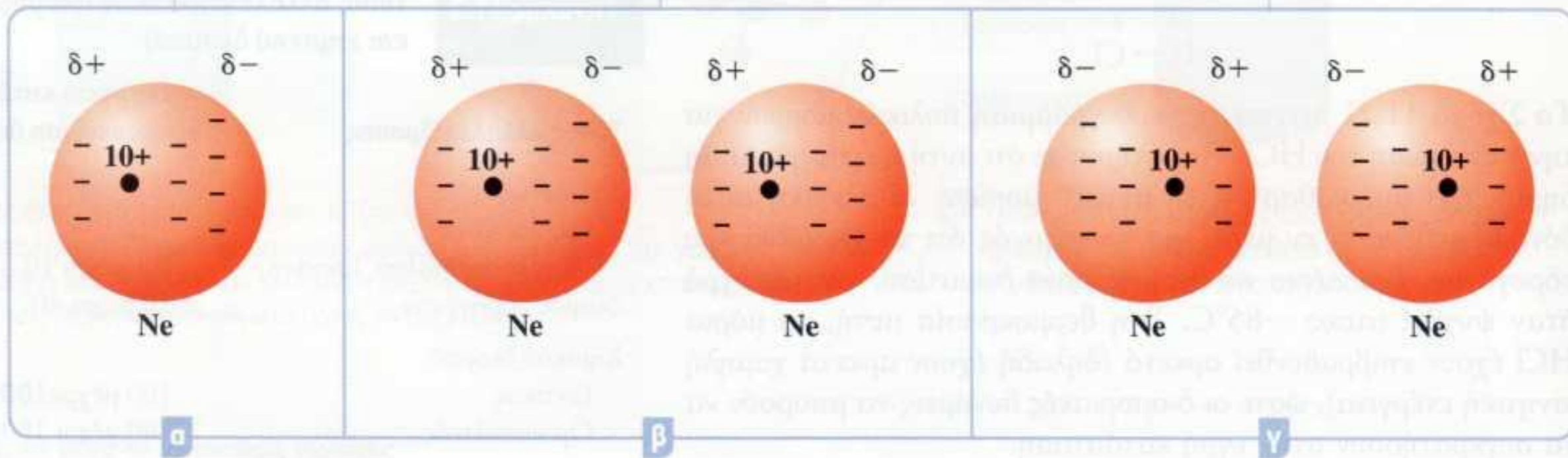
Δυνάμεις London (ή διασποράς)



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 απωθούνται. 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.





Δυνάμεις London (ή διασποράς)

- Οι δυνάμεις London αυξάνονται όσο αυξάνεται η γραμμομοριακή μάζα (ή το μοριακό βάρος) των ουσιών.
- Τα μόρια με μεγάλη γραμμομοριακή μάζα έχουν συνήθως πολλά ηλεκτρόνια και η ισχύς των δυνάμεων London αυξάνει με τον αριθμό των ηλεκτρονίων.
- Μεγάλη γραμμομοριακή μάζα συνεπάγεται, συχνά, μεγάλα άτομα, τα οποία είναι περισσότερο πολώσιμα (παραμορφώνονται εύκολα και δίνουν στιγμιαία δίπολα επειδή τα ηλεκτρόνιά τους βρίσκονται πιο μακριά από τους πυρήνες).

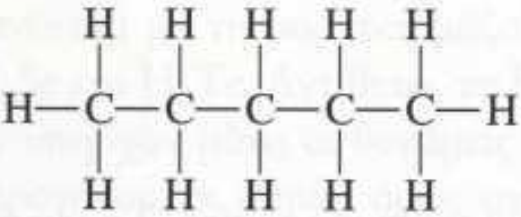
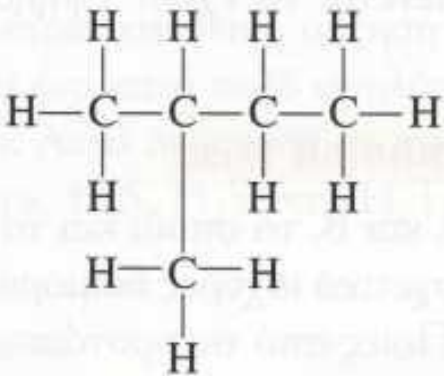
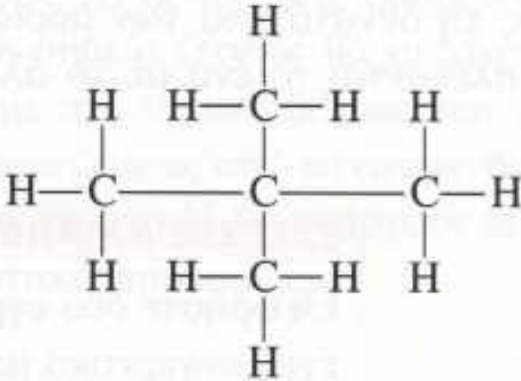


Δυνάμεις London (ή διασποράς)

- Οι δυνάμεις London εξαρτώνται επίσης και από το σχήμα των μορίων.
- Για μόρια που έχουν περίπου την ίδια γραμμομοριακή μάζα, εκείνο που είναι περισσότερο συμπαγές πολώνεται λιγότερο και συνεπώς οι δυνάμεις London σε αυτό είναι μικρότερες.

Δυνάμεις London (ή διασποράς)



		
		
Όνομα: πεντάνιο Σημείο Ζέσεως: 36°C ΔH_{vap}: 25,8 kJ/mol	Όνομα: 2-μεθυλοβουτάνιο Σημείο Ζέσεως: 28°C ΔH_{vap}: 24,7 kJ/mol	Όνομα: 2,2-διμεθυλοπροπάνιο Σημείο Ζέσεως: 9,5°C ΔH_{vap}: 22,8 kJ/mol



Δυνάμεις van der Waals

- Από τις δυνάμεις van der Waals, οι δυνάμεις London είναι πάντοτε παρούσες και συνήθως κυριαρχούν.
- Οι δυνάμεις διπόλου-δίπολου αποκτούν ιδιαίτερη σημασία μόνο σε μικρά πολικά μόρια ή σε μεγάλα μόρια που έχουν πολύ μεγάλες διπολικές ροπές.
- Η έλξη διπόλου-διπόλου στο μικρό πολικό μόριο HCl αντιστοιχεί σε λιγότερο από το 20% της συνολικής ελκτικής του ενέργειας, ενώ το υπόλοιπο 80% αντιστοιχεί στις δυνάμεις London.



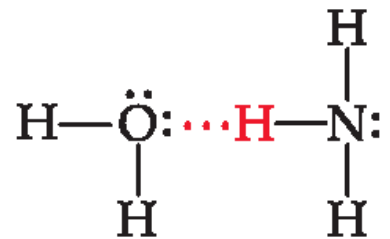
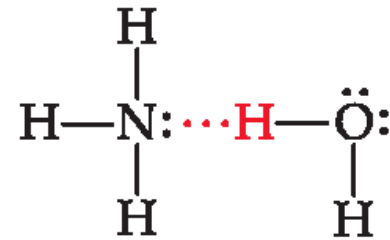
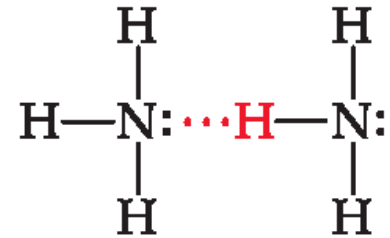
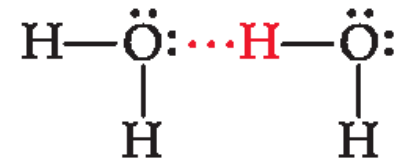
Δεσμός υδρογόνου

- Δεσμός υδρογόνου είναι μία ασθενής έως μέτρια ελκτική διαμοριακή δύναμη.
- Αναπτύσσεται μεταξύ ενός ατόμου υδρογόνου ομοιοπολικά συνδεδεμένου με ένα πολύ ηλεκτραρνητικό άτομο, X, και ενός μονήρους ζεύγους ηλεκτρονίων ενός άλλου μικρού ηλεκτραρνητικού ατόμου Y.



- Δεσμούς υδρογόνου συναντάμε συχνά όταν τα X και Y είναι τα άτομα F, O και N.

Δεσμός υδρογόνου





Παράδειγμα 9.1

➤ Τι είδους διαμοριακές δυνάμεις αναμένονται για τις παρακάτω ουσίες;

- i. μεθάνιο, CH_4
- ii. τριχλωρομεθάνιο, CHCl_3
- iii. βουτανόλη, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$

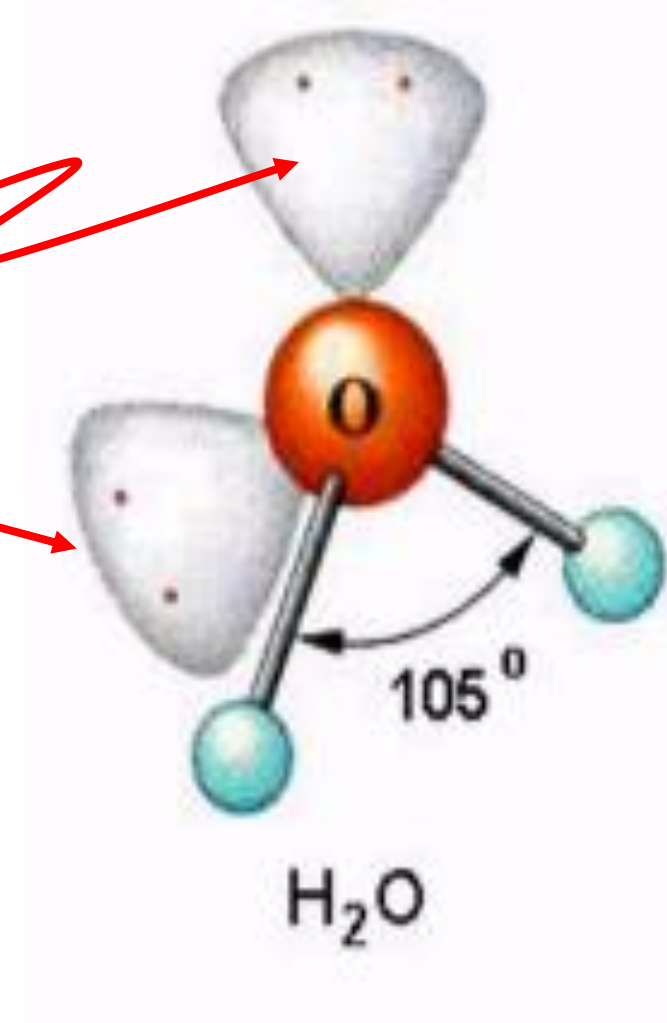
➤ Απάντηση:

- i. μεθάνιο, CH_4 : δυνάμεις London
- ii. τριχλωρομεθάνιο, CHCl_3 : δυνάμεις London και δυνάμεις διπόλου-διπόλου
- iii. βουτανόλη, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$: δυνάμεις London, δυνάμεις διπόλου-διπόλου και δεσμός υδρογόνου

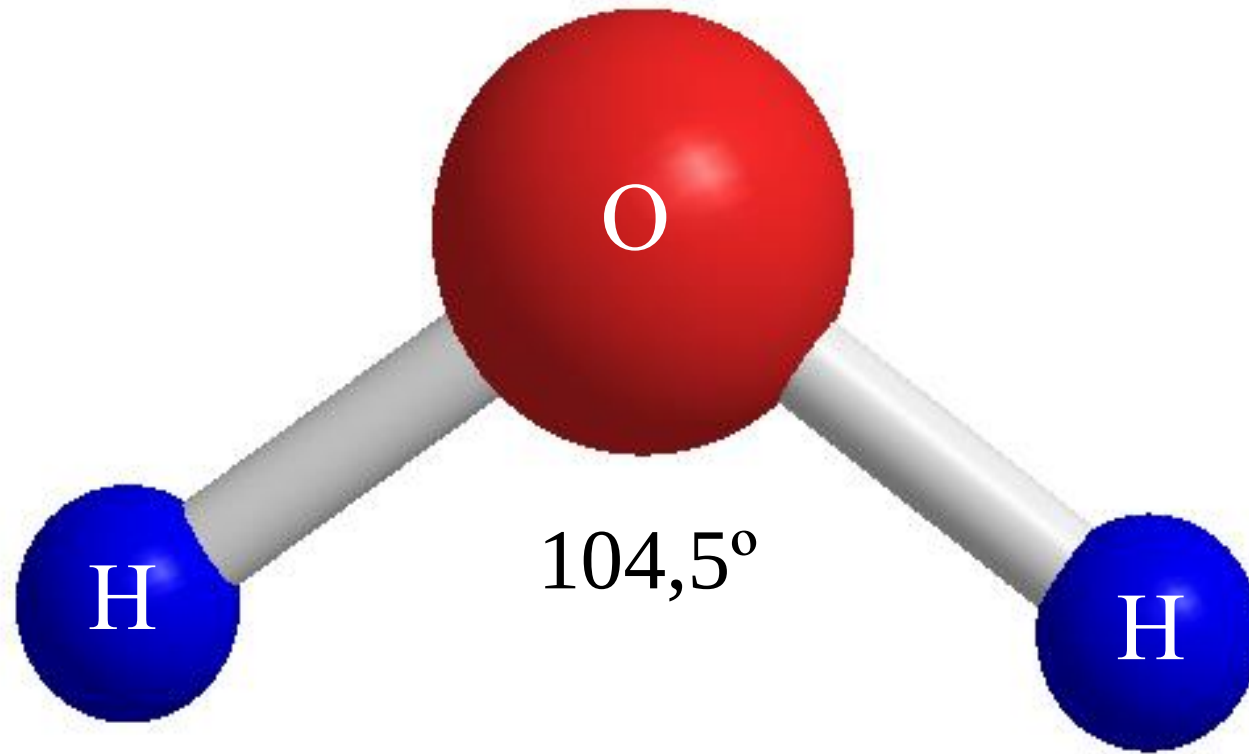
Σχήμα του μορίου του νερού, H_2O



Μη δεσμικά ζεύγη
ηλεκτρονίων



Σχήμα του μορίου του νερού



Το μόριο του νερού έχει σχήμα ισοσκελούς τριγώνου με το οξυγόνο να βρίσκεται στην κορυφή.



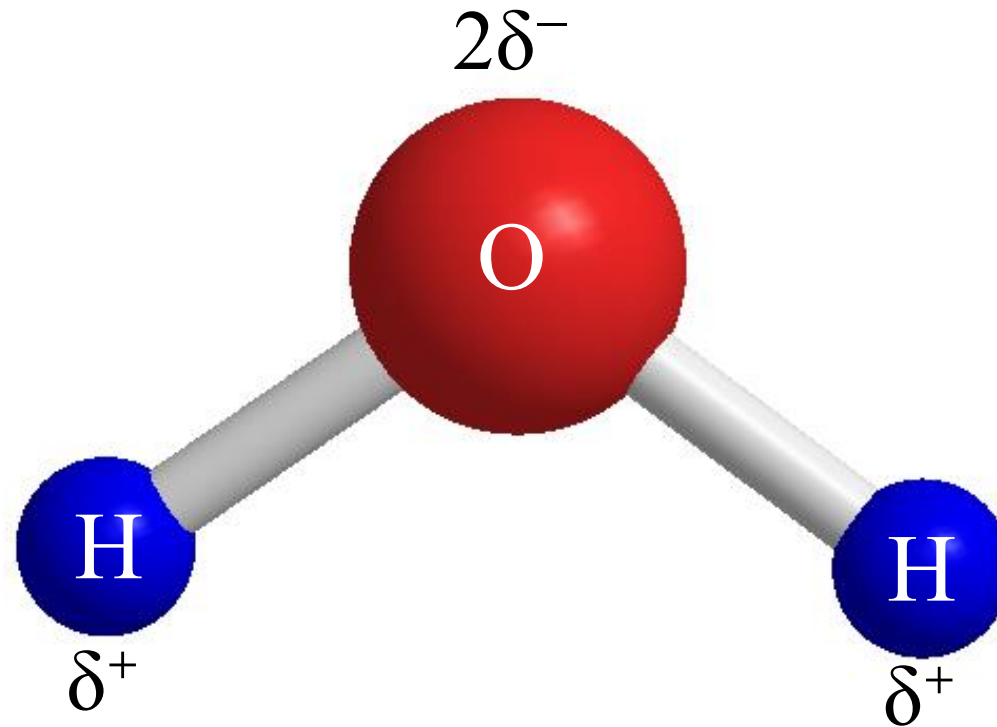
Πολικότητα του νερού

- Λόγω της μεγάλης διαφοράς ηλεκτραρνητικότητας μεταξύ των ατόμων υδρογόνου και οξυγόνου, οι χημικοί δεσμοί στο μόριο του νερού είναι ισχυρά πολωμένοι.
- Το οξυγόνο είναι περισσότερο ηλεκτραρνητικό από το υδρογόνο, κατά συνέπεια έλκει το ζεύγος ηλεκτρονίων του ομοιοπολικού δεσμού προς το μέρος του.



Πολικότητα του νερού

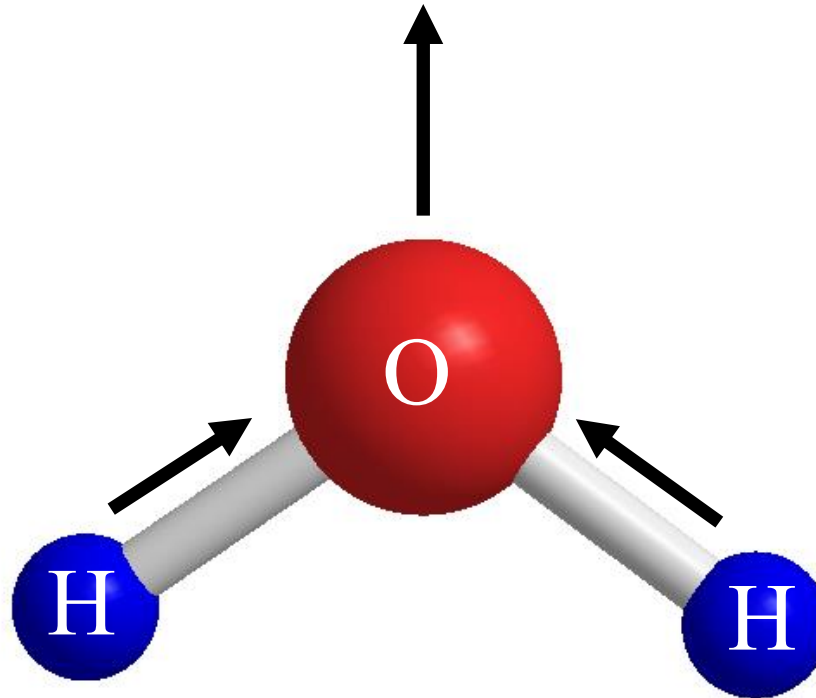
- Αυτό έχει ως αποτέλεσμα την εμφάνιση κλάσματος θετικού φορτίου (δ^+) στα άτομα του υδρογόνου και ισοδύναμου κλάσματος αρνητικού φορτίου ($2\delta^-$) στο άτομο του οξυγόνου





Διπολική ροπή του νερού

- Μέτρο της πολικότητας ενός μορίου είναι η διπολική ροπή, μ (διανυσματικό μέγεθος).
- Λόγω του σχήματος του, το μόριο του νερού εμφανίζει μεγάλη συνισταμένη διπολική ροπή.

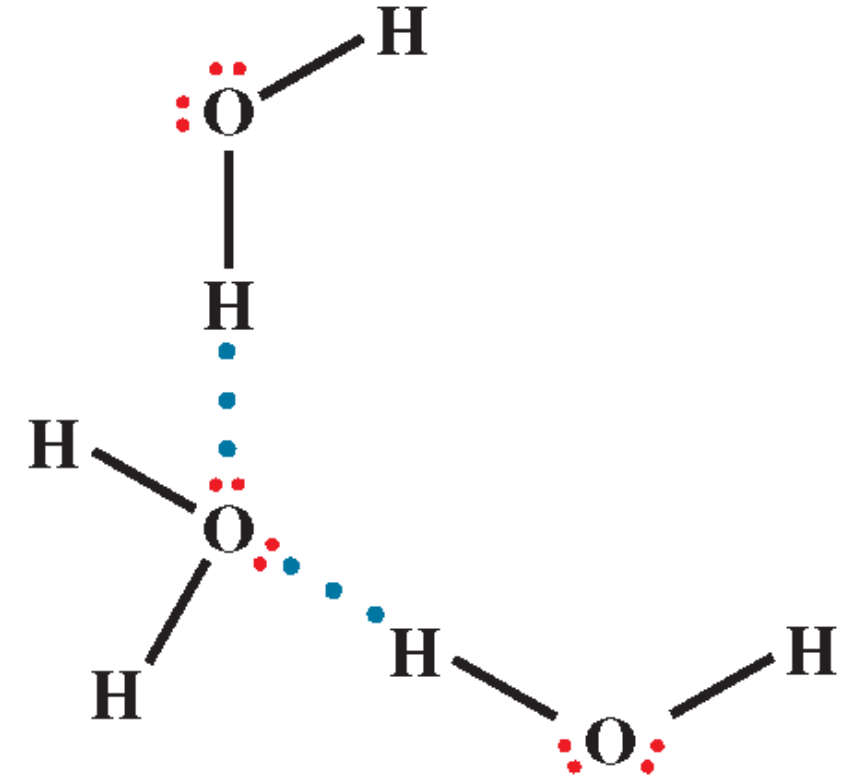
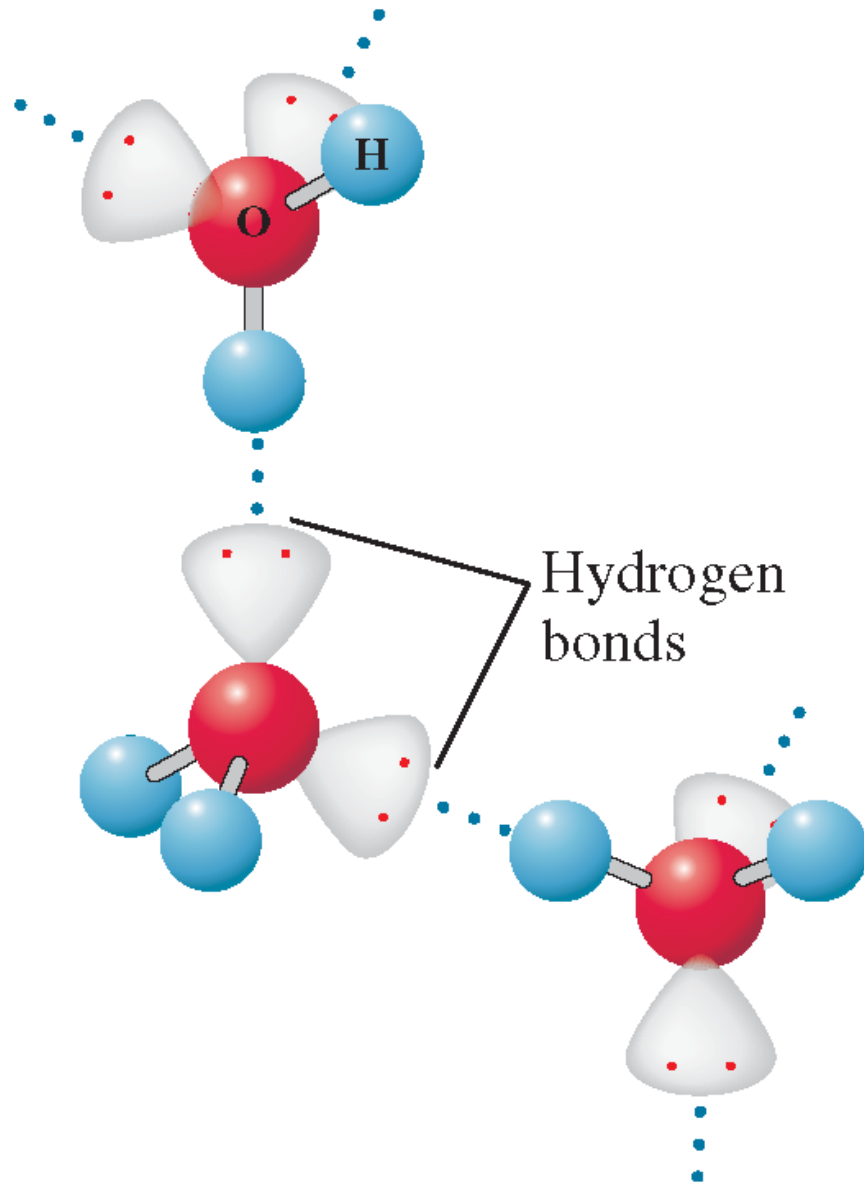




Δεσμός υδρογόνου στο νερό

- Αναπτύσσεται μια ελκτική ηλεκτροστατική δύναμη Coulomb μεταξύ των αντίθετα φορτισμένων ατόμων υδρογόνου και οξυγόνου.
- Τα μόρια του νερού τείνουν να διευθετηθούν με το υδρογόνο του ενός μορίου να κατευθύνεται προς το οξυγόνο ενός γειτονικού μορίου.

Δεσμός υδρογόνου στο νερό





Δεσμός υδρογόνου

- Μεταξύ του ατόμου υδρογόνου ενός μορίου νερού και των μη δεσμικών ζευγών ηλεκτρονίων του οξυγόνου ενός γειτονικού μορίου νερού αναπτύσσεται μια ισχυρή διαμοριακή ηλεκτροστατική έλξη.
- Η έλξη αυτή ονομάζεται δεσμός υδρογόνου.
- Η ισχύς του δεσμού υδρογόνου είναι περίπου το 1 έως 5% της ισχύος του ομοιοπολικού δεσμού H-O.



Δεσμός υδρογόνου

- Λόγω του δεσμού υδρογόνου τα μόρια του νερού συγκρατούνται πολύ ισχυρά μεταξύ τους συγκριτικά με άλλα μόρια παραπλήσιου μοριακού βάρους.
- Η ύπαρξη του δεσμού υδρογόνου εξηγεί πολλές από τις αξιοσημείωτες και μοναδικές ιδιότητες του νερού.
- Τα μόρια του νερού συνδέονται μεταξύ τους και σχηματίζουν συμπλέγματα με χαρακτηριστική δομή.



Δεσμός υδρογόνου και ιδιότητες νερού

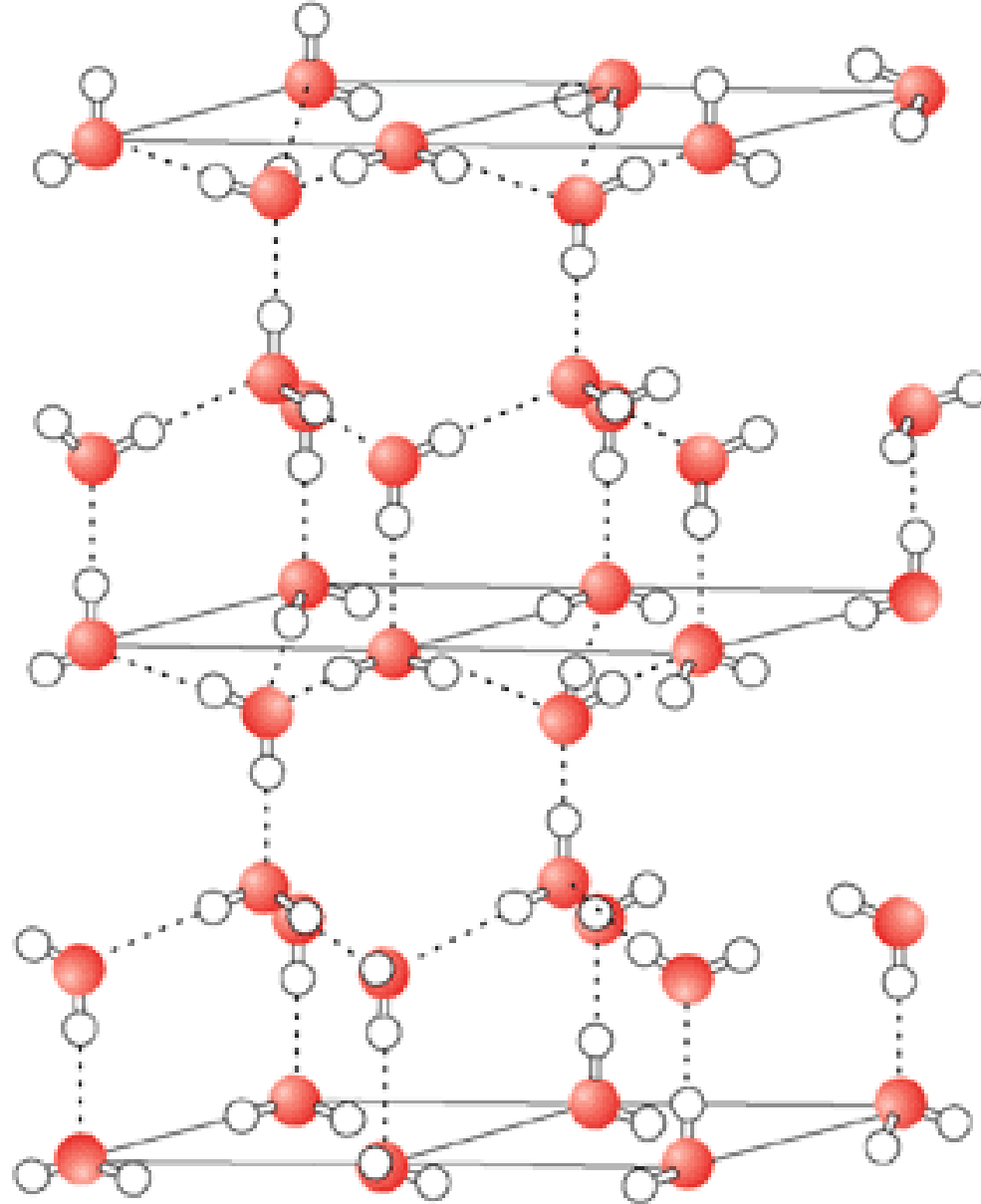
- Η ύπαρξη των δεσμών υδρογόνου στο μόριο του νερού εξηγεί πολλές από τις μοναδικές και αξιοσημείωτες φυσικοχημικές ιδιότητές του:
- ✓ μεγάλη πυκνότητα
- ✓ **υψηλό σημείο ζέσεως** (το νερό είναι υγρό στις συνηθισμένες συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης)
- ✓ **μεγάλη διαλυτική ικανότητα**
- ✓ μεγάλη επιφανειακή τάση
- ✓ μεγάλο ιξώδες
- ✓ μεγάλη θερμοχωρητικότητα



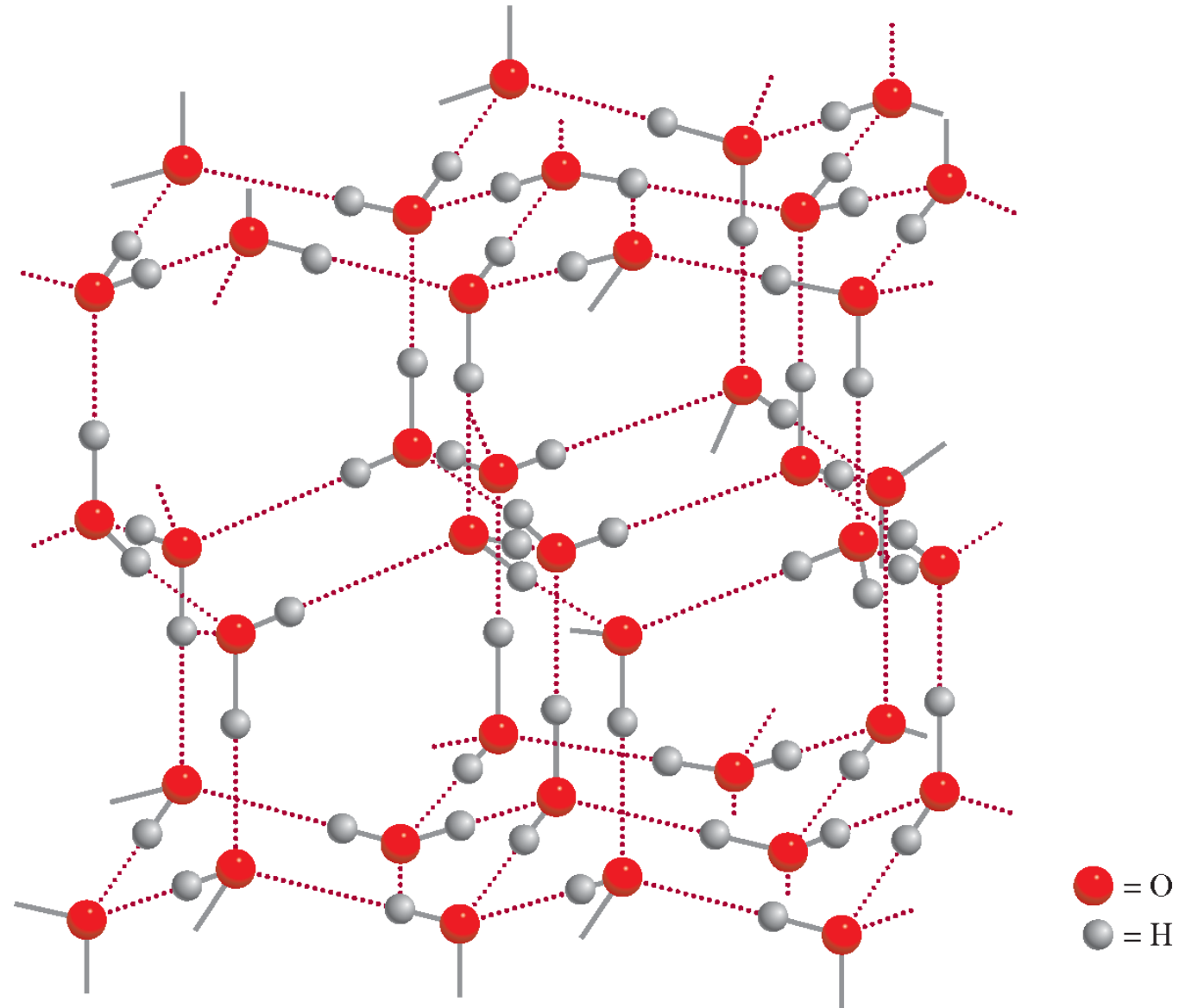
Δομή του πάγου

- Στον πάγο, τα μόρια του νερού διευθετούνται σε μία τετραεδρική, ανοικτή διάταξη.
- **Κάθε άτομο οξυγόνου περιβάλλεται τετραεδρικά από τέσσερα άτομα υδρογόνου.**
- Δύο άτομα υδρογόνου ενώνονται με ομοιοπολικό δεσμό και τα άλλα δύο συγκρατούνται ισχυρά με δεσμούς υδρογόνου.

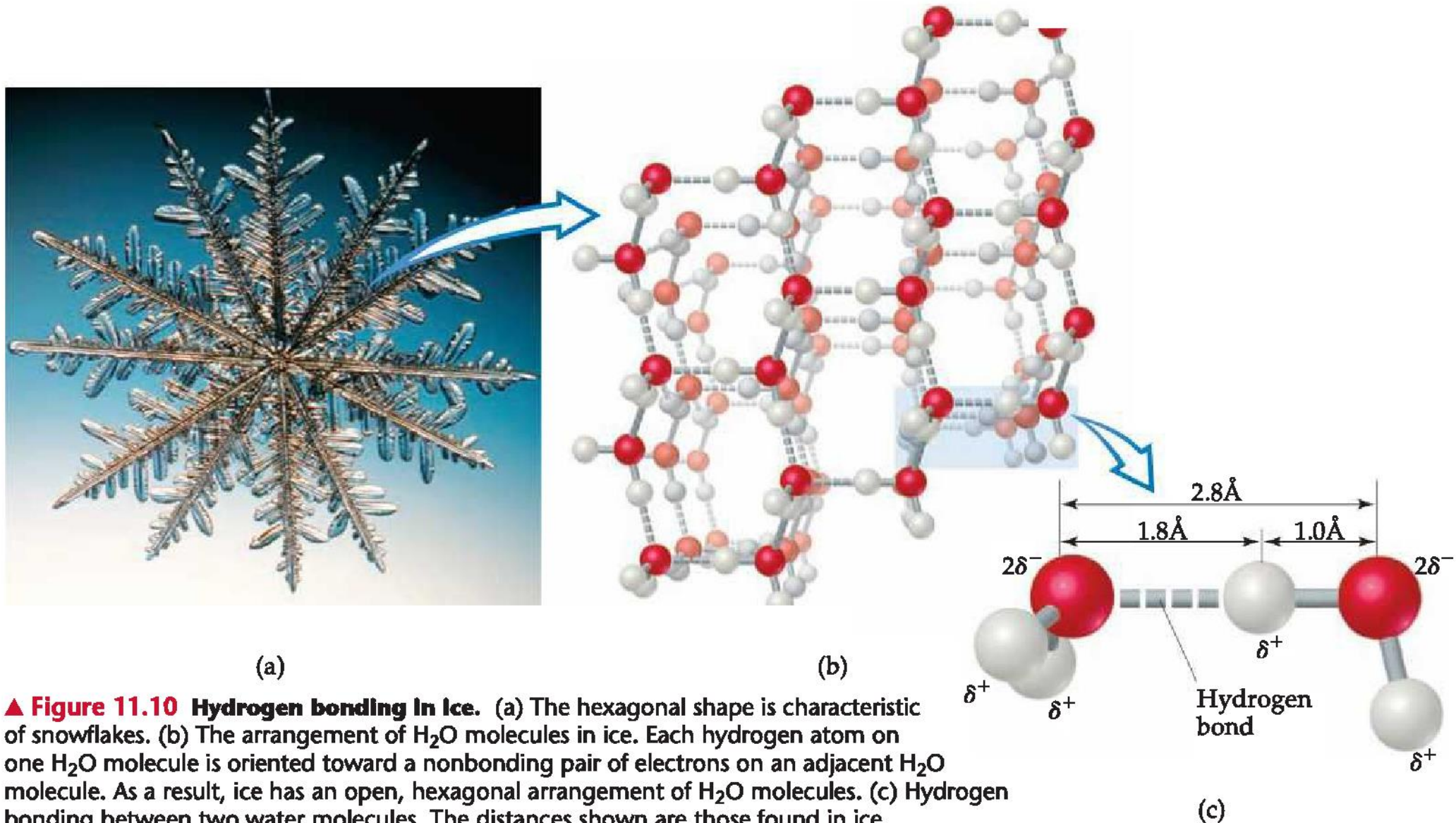
Δομή του πάγου



Δομή του πάγου



Δομή του πάγου





Δομή του πάγου

- Στη δομή αυτή του πάγου η ανάπτυξη δεσμών υδρογόνου μεταξύ των μορίων του νερού είναι η βέλτιστη δυνατή.
- Κάθε μόριο νερού σχηματίζει 4 δεσμούς υδρογόνου με τα γειτονικά του μόρια.
- Λόγω της ύπαρξης των δεσμών υδρογόνου, η δομή του πάγου περιέχει μεγάλες κοιλότητες.
- Κατά συνέπεια, ο πάγος έχει σχετικά μικρή πυκνότητα.



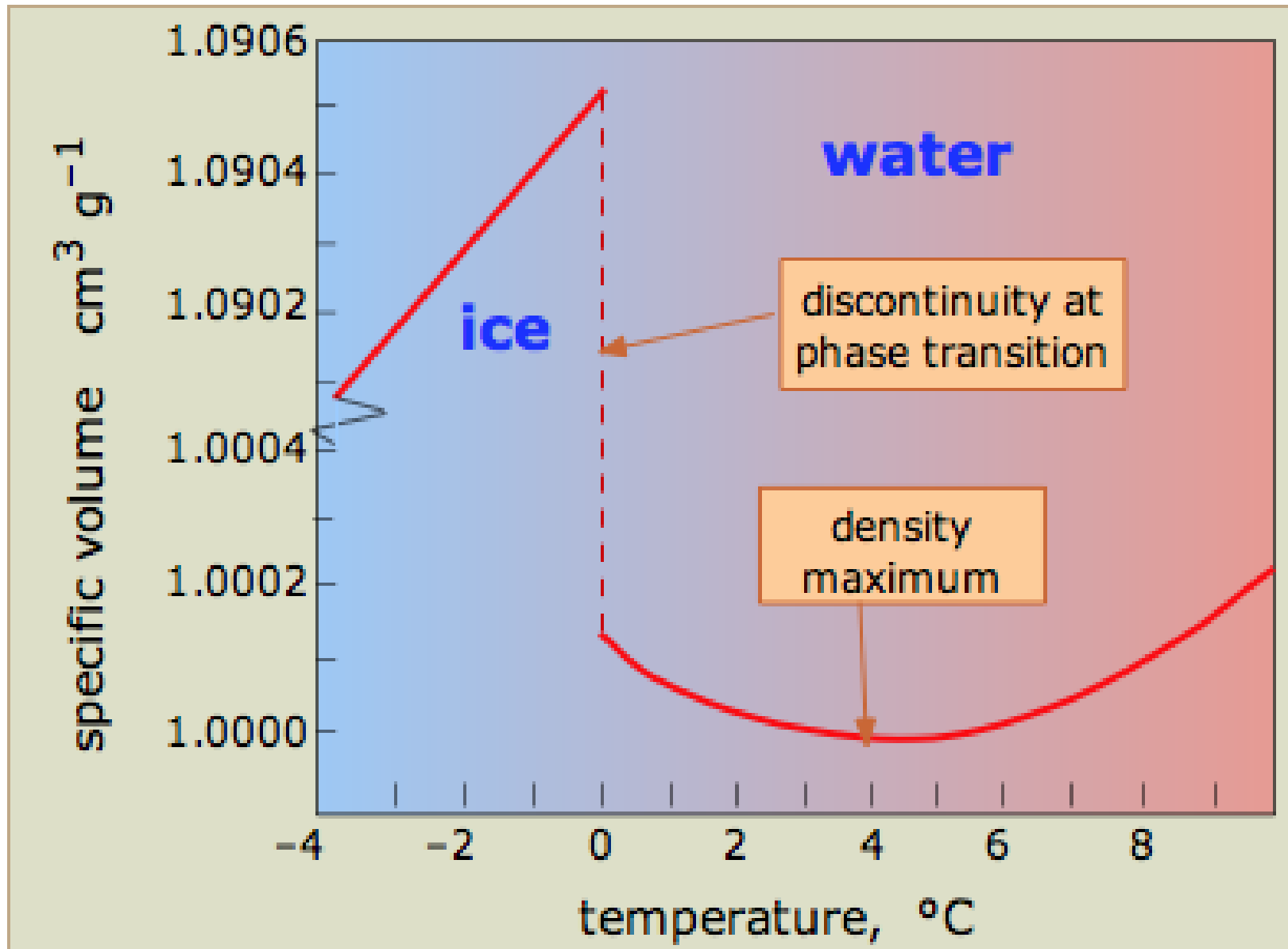
Πυκνότητα του νερού

- Η πυκνότητα, ρ , του νερού είναι το πηλίκο της μάζας του, m , ως προς τον όγκο του V .

$$\rho = \frac{m}{V}$$

- Η πυκνότητα του νερού εξαρτάται από την θερμοκρασία.
- Έστω μια ορισμένη ποσότητα νερού, μάζας m , της οποίας μελετάται η μεταβολή της πυκνότητας συναρτήσει της θερμοκρασίας.

Πυκνότητα του νερού





Πυκνότητα του νερού

- **Μέχρι τους $0\text{ }^{\circ}\text{C}$:** Κατά την αύξηση της θερμοκρασίας του πάγου αυξάνεται και ο όγκος του (θερμική διαστολή) λόγω της αύξησης της κινητικής ενέργειας των μορίων του νερού.
- Άρα μειώνεται η πυκνότητα.
- **Στους $0\text{ }^{\circ}\text{C}$:** Όταν λιώνει ο πάγος ένα μέρος των δεσμών υδρογόνου σπάζει και καταστρέφεται, **εν μέρει**, η τετραεδρική διάταξη των μορίων του νερού.



Πυκνότητα του νερού

- Τα μόρια του νερού τα οποία δεν ενώνονται πλέον μεταξύ τους με δεσμούς υδρογόνου καταλαμβάνουν τους κενούς χώρους οι οποίοι υπάρχουν.
- Άρα η πυκνότητα του νερού στους $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ είναι μεγαλύτερη από αυτήν του πάγου στους $0\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- Το νερό στους $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ εξακολουθεί να έχει σε σημαντικό ποσοστό την τετραεδρική δομή του πάγου.



Πυκνότητα του νερού

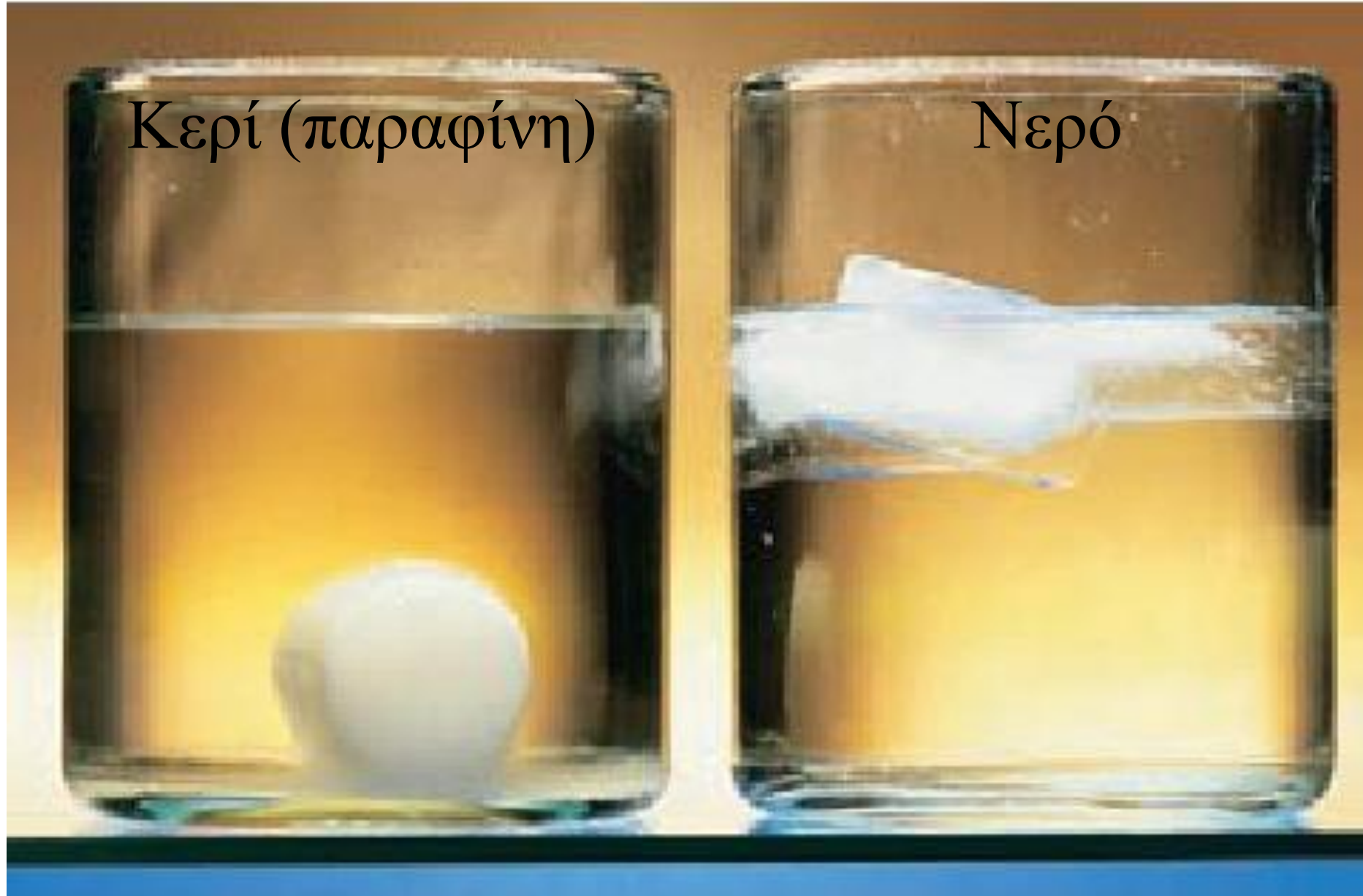
- **0 °C έως 4 °C:** Το φαινόμενο συνεχίζεται μέχρι τους 4 °C.
- Συνεχίζει να σπάζει ένα μέρος των δεσμών υδρογόνου και τα μόρια του νερού τα οποία δεν ενώνονται πλέον μεταξύ τους με δεσμούς υδρογόνου καταλαμβάνουν τους κενούς χώρους, οι οποίοι εξακολουθούν να υπάρχουν στη δομή του νερού.
- Ο όγκος του νερού συνεχίζει να μειώνεται.
- Κατά συνέπεια, **το νερό εμφανίζει την μέγιστη πυκνότητά του στους 4 °C** (για την ακρίβεια στους 3,98 °C).



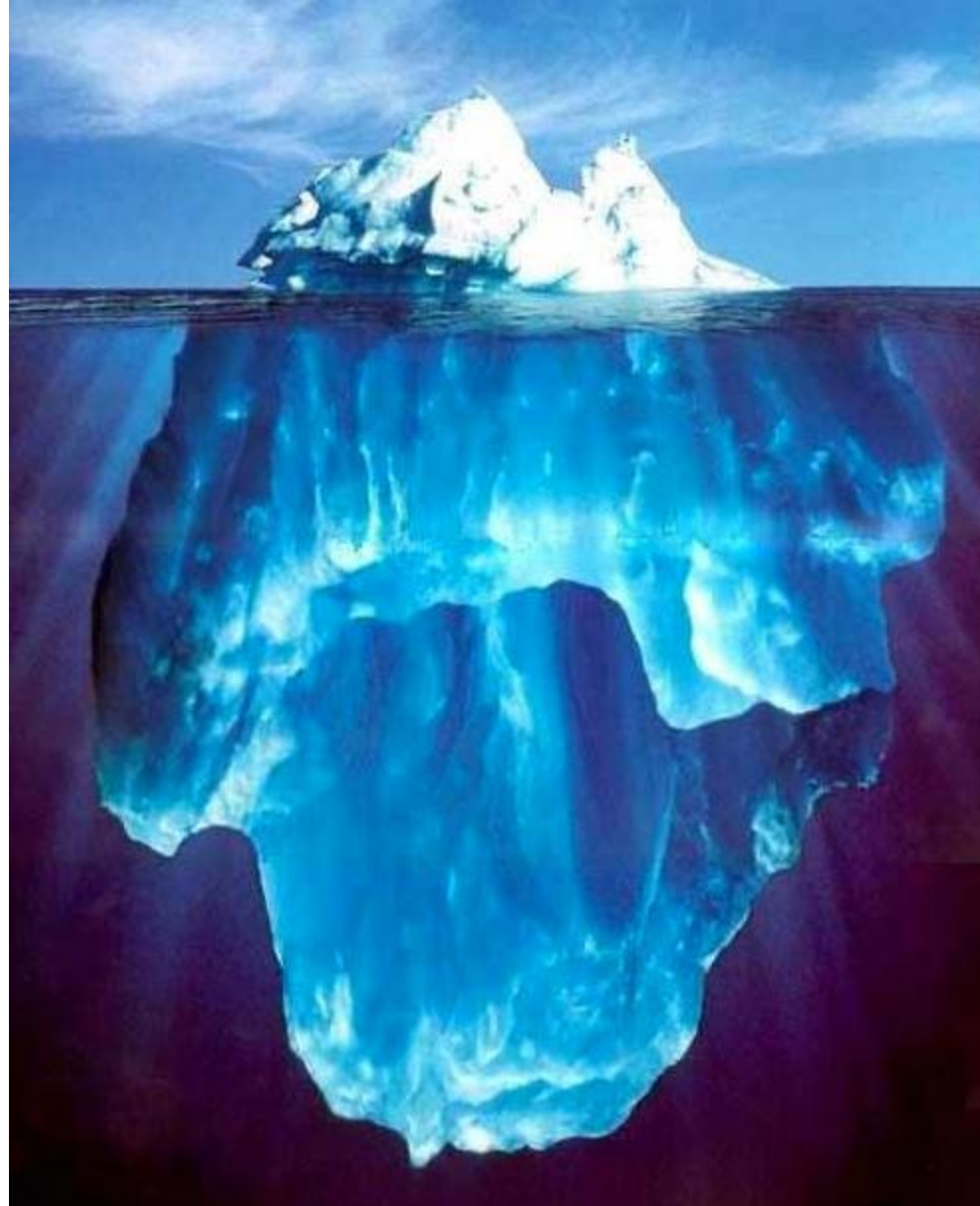
Πυκνότητα του νερού

- **4 °C και πάνω:** Η περαιτέρω αύξηση της θερμοκρασίας προκαλεί αύξηση της θερμικής κίνησης των μορίων του νερού.
- Κατά συνέπεια ο όγκος πλέον αυξάνεται και η πυκνότητα μειώνεται.
- Συνέπεια όλων των παραπάνω είναι **ο πάγος να επιπλέει στο νερό.**
- Αν ο πάγος δεν είχε μικρότερη πυκνότητα και δεν επέπλεε στο νερό τότε το χειμώνα οι λίμνες και τα ποτάμια θα πάγωναν ολοσχερώς.
- Ως αποτέλεσμα είναι ότι δεν θα μπορούσε να υπάρξει και να αναπτυχθεί ζωή μέσα στο νερό.

Ο πάγος επιπλέει στο νερό



Ο πάγος επιπλέει στο νερό



Ο πάγος έχει μεγαλύτερο όγκο από το νερό





Σημείο ζέσεως του νερού

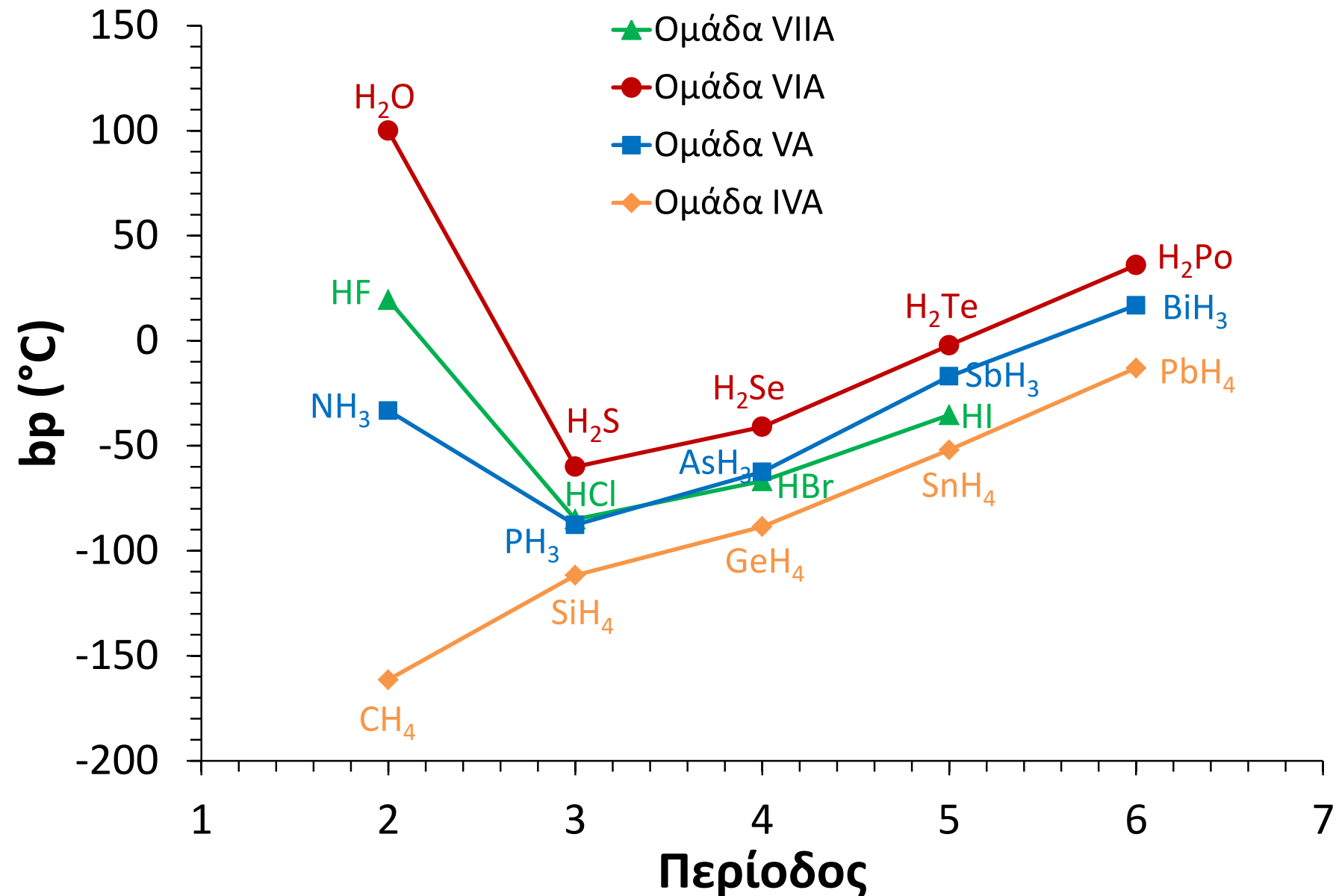
- Το νερό, σε σύγκριση με άλλα μόρια με παρόμοιο μοριακό βάρος, έχει ασυνήθιστα υψηλό σημείο ζέσεως.
- Ως αποτέλεσμα το νερό είναι υγρό στις συνηθισμένες συνθήκες θερμοκρασίας και πίεσης.
- Το νερό βράζει στους $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ σε πίεση 1 atm .
- Το σημείο ζέσεως του νερού είναι ασυνήθιστα υψηλό σε σχέση με τις ενώσεις με υδρογόνο των στοιχείων της ομάδας VI_A του περιοδικού πίνακα (H_2S , H_2Se , H_2Te).



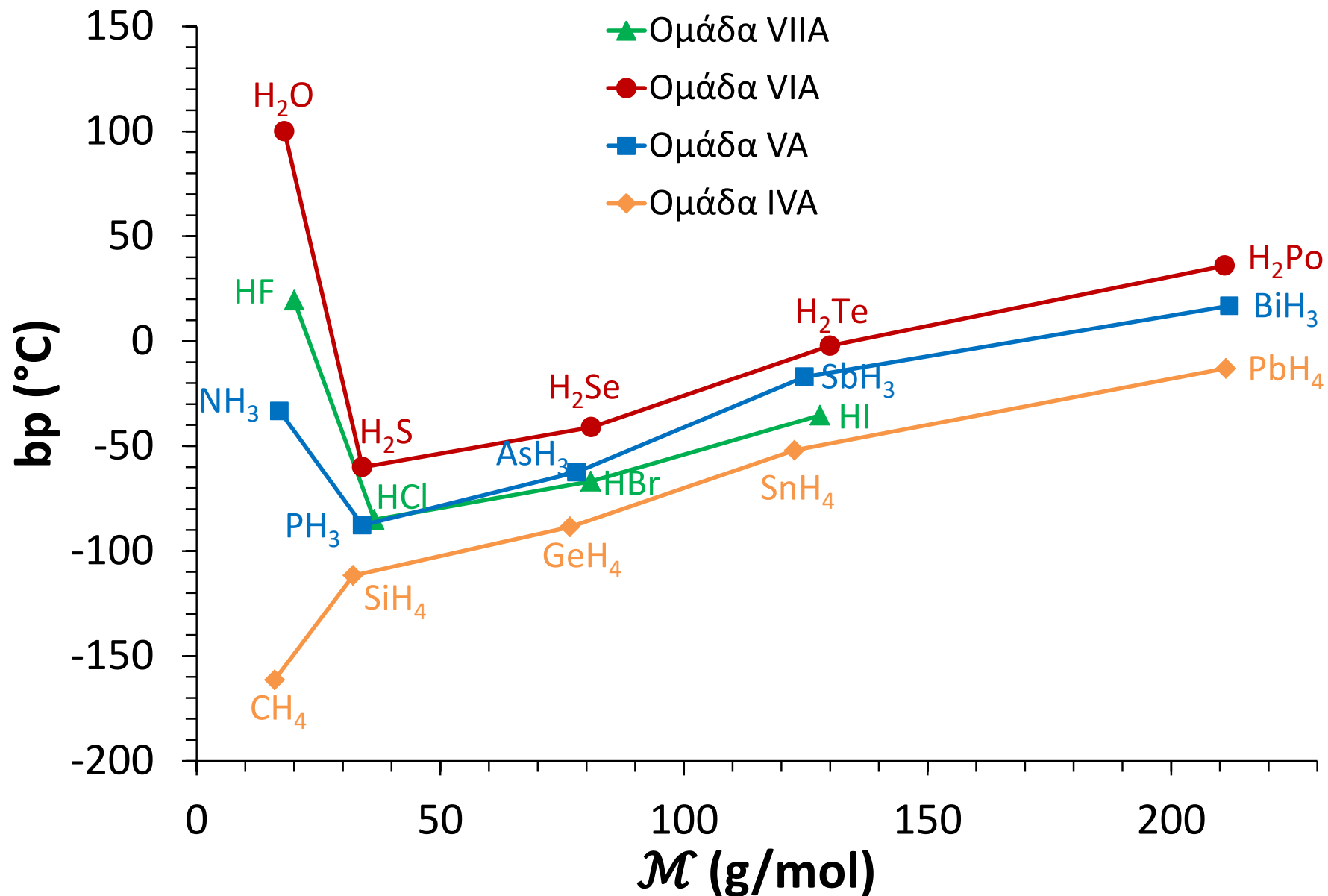
Σημείο ζέσεως του νερού

- Το υψηλό σημείο ζέσεως του νερού μπορεί να εξηγηθεί με την ύπαρξη των δεσμών υδρογόνου μεταξύ των μορίων του νερού.
- Η ύπαρξή τους απαιτεί την προσφορά μεγαλύτερων ποσών ενέργειας με την μορφή θερμότητας ώστε η άτακτη θερμική κίνηση να υπερνικήσει τις διαμοριακές δυνάμεις μεταξύ των μορίων και το υγρό να μετατραπεί σε αέριο.

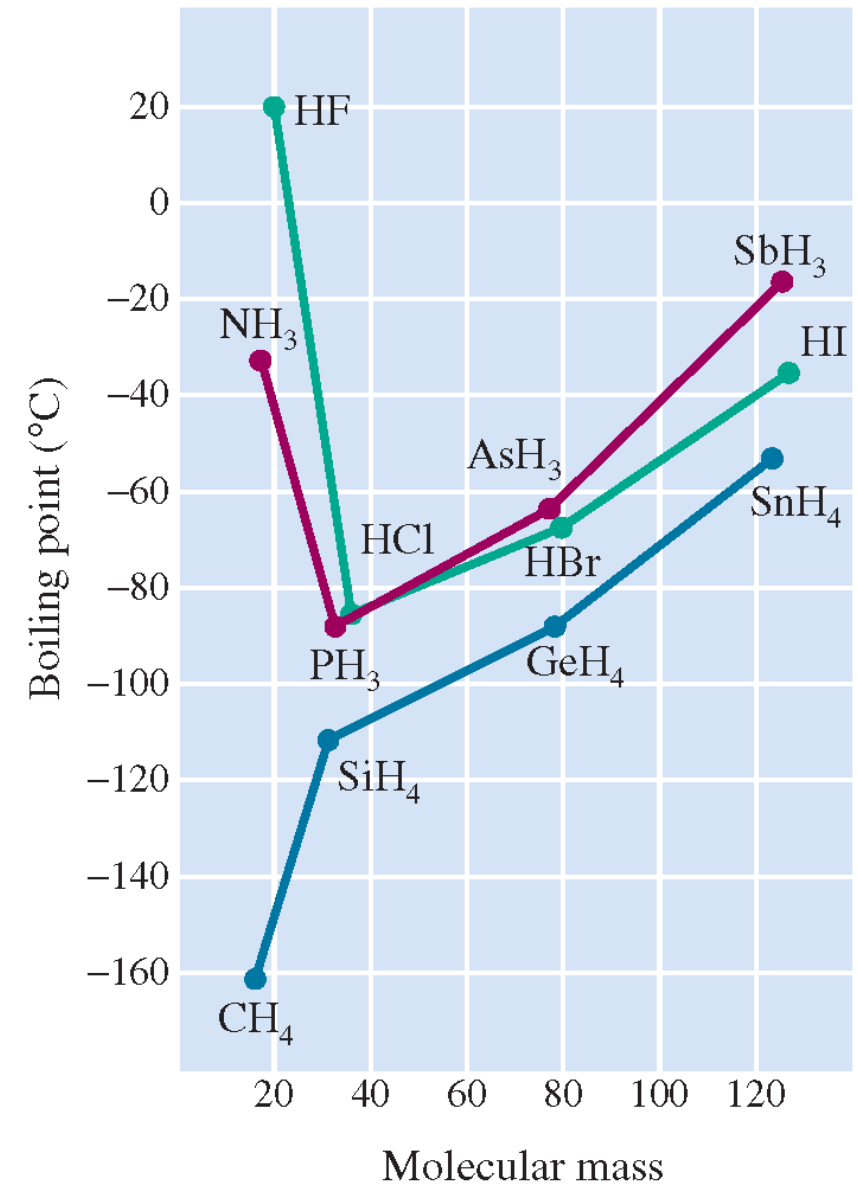
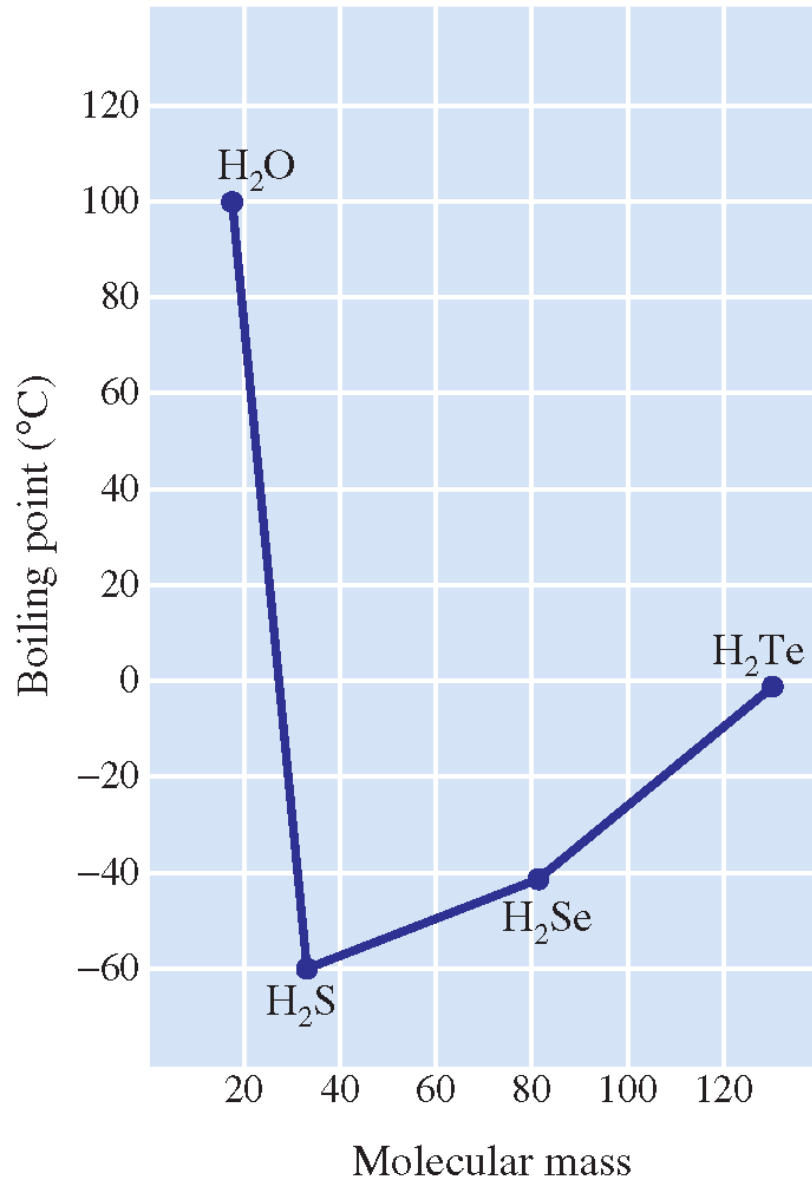
Δεσμός υδρογόνου



Δεσμός υδρογόνου



Δεσμός υδρογόνου





Διαλυτική ικανότητα του νερού

- Παρόλο που το νερό είναι ομοιοπολική ένωση, η μεγάλη τιμή της διηλεκτρικής σταθερά σε συνδυασμό με την μεγάλη διπολική ροπή καθιστούν το νερό άριστο διαλύτη ιοντικών και πολικών ενώσεων.
- Το νερό μπορεί να διαλύει ένα μεγάλο αριθμό ουσιών.
- Τα πολικά μόρια του νερού έλκονται με την επιφάνεια ενός ιοντικού κρυστάλλου μέσω δυνάμεων ιόντος-διπόλου.



Νερό και διηλεκτρική σταθερά

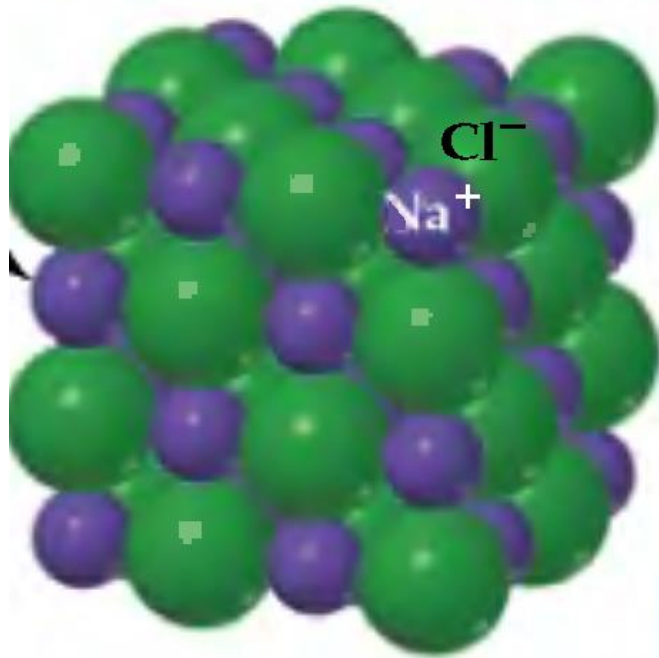
- Η διηλεκτρική σταθερά ενός υγρού είναι μέτρο της ικανότητάς του να επιτρέπει το διαχωρισμό των φορτίων.
- Δύναμη Coulomb:
- όπου:
$$F_C = \frac{1}{4\pi\epsilon\epsilon_0} \frac{|q_1||q_2|}{r^2}$$
- ✓ q_1, q_2 : φορτία
- ✓ r : απόσταση
- ✓ ϵ_0 : διηλεκτρική σταθερά του κενού, $8,85 \times 10^{-12} \text{ C}^2/\text{N}\cdot\text{m}^2$
- ✓ ϵ : διηλεκτρική σταθερά του μέσου



Διηλεκτρική σταθερά διαφόρων υλικών

Υλικό	Διηλεκτρική σταθερά
Κενό	1.00000
Αέρας	1.00059
Βακελίτης	4.9
Χαλαζίας	3.78
Γυαλί πυρέξ	5.6
Πολυστερήνη	2.56
Τεφάλ	2.1
Συνθετικό λάστιχο	6.7
Νάυλον	3.4
Χαρτί	3.7
Τιτανιούχο στρόντιο	233
Νερό	80
Έλαιο σιλικόνης	2.5

Δομή ιοντικών ενώσεων



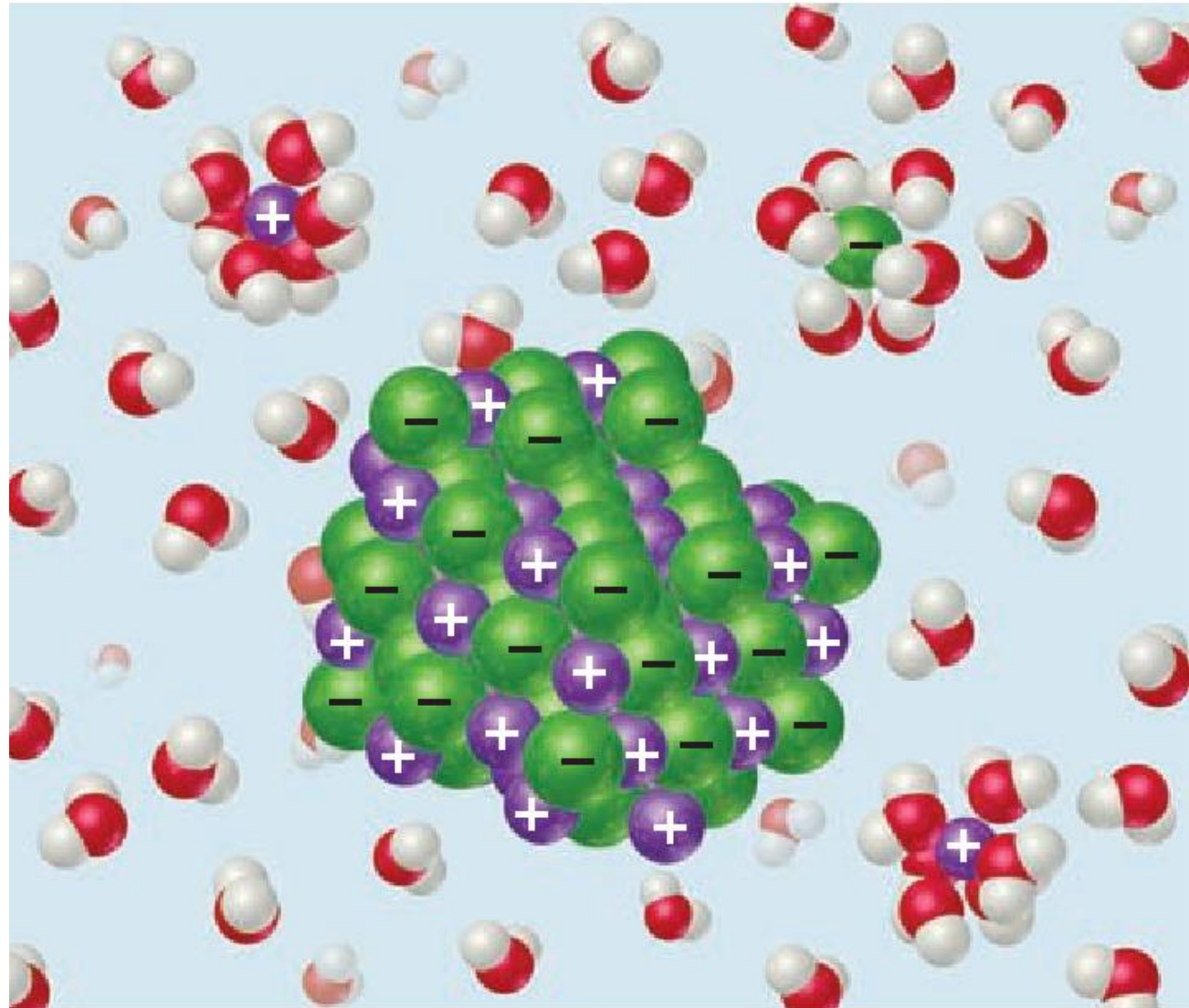
(b)



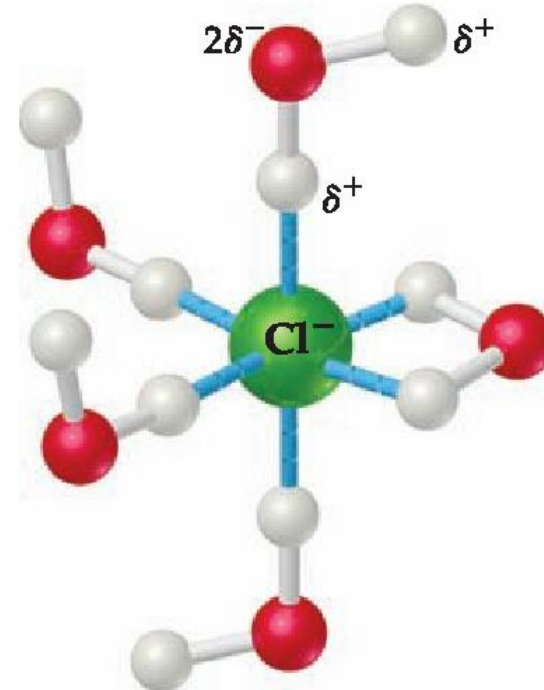
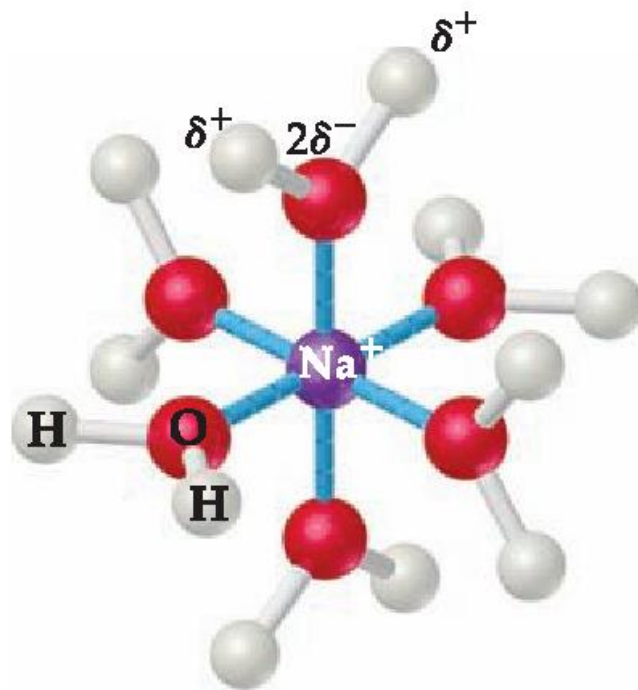
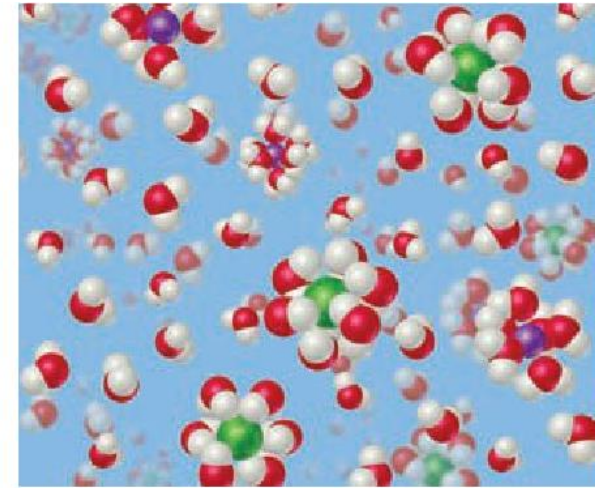
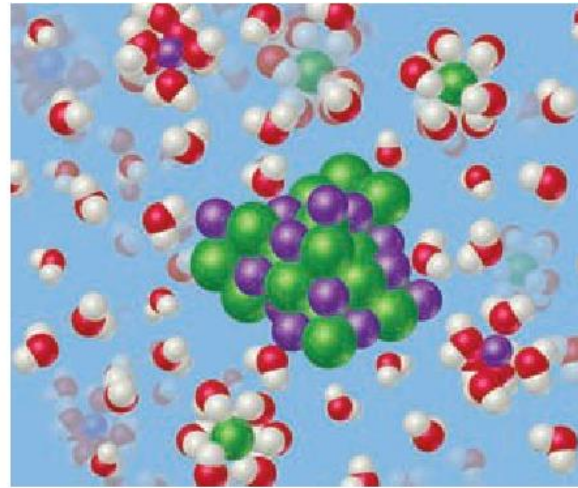
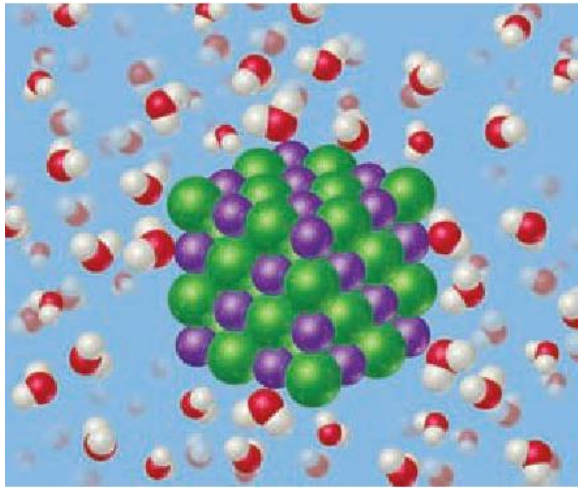
Διαλυτική ικανότητα του νερού



➤ Διάλυση NaCl στο νερό:



Διαλυτική ικανότητα του νερού





Διαλυτική ικανότητα του νερού

- Καθώς τα ιόντα εγκαταλείπουν την επιφάνεια του κρυστάλλου περιβάλλονται πλήρως από μόρια νερού.
- Τα άτομα του οξυγόνου έλκονται από τα θετικά ιόντα (κατιόντα) ενώ τα άτομα του υδρογόνου έλκονται από τα αρνητικά ιόντα (ανιόντα).
- Η ικανότητα του νερού να διαλύει ιονικές ενώσεις, όπως είναι τα άλατα, εξηγεί την παρουσία μικρών ποσοτήτων ανόργανων ιόντων στα φυσικά νερά.



Διαλύματα (solutions)

- Αναφέρθηκε ήδη ότι το **διάλυμα** είναι ένα **ομογενές μίγμα**.
- Το διάλυμα αποτελείται από:
 - ✓ το **διαλύτη (solvent)**: συνήθως βρίσκεται σε μεγαλύτερη αναλογία, π.χ. νερό, αιθανόλη, ακετόνη.
 - ✓ τη(ις) **διαλυμένη(ες) ουσία(ες) (solute)**: βρίσκεται(ονται) συνήθως σε μικρότερη αναλογία.
- Διαλύτης είναι η ουσία εκείνη η οποία κατά τη διάλυση διατηρεί τη φυσική της κατάσταση.



Διαλύματα

- Τα διαλύματα με βάση τη φυσική τους κατάσταση ταξινομούνται σε:
 - ✓ **αέρια διαλύματα:** όλα τα αέρια μίγματα είναι διαλύματα
 - ✓ **υγρά διαλύματα:** π.χ. υδατικά διαλύματα
 - ✓ **στερεά διαλύματα:** κράματα των μετάλλων
- Μεγαλύτερο ενδιαφέρον εμφανίζουν τα υγρά διαλύματα.
- Διαλύματα στα οποία ο **διαλύτης** είναι το **νερό** ονομάζονται **υδατικά διαλύματα (aqueous solutions)**.



Υδατικά διαλύματα

- Το νερό, λόγω της χημικής του δομής, έχει την ικανότητα να διαλύει ένα πολύ μεγάλο αριθμό χημικών ουσιών.
- Στα υδατικά διαλύματα, η διαλυμένη ουσία μπορεί να είναι:
 - ✓ αέρια: O_2 , N_2 , CO_2 , H_2S , HCl , NH_3 , κ.α.
 - ✓ υγρή: αιθανόλη (CH_3CH_2OH), οξικό οξύ (CH_3COOH), κ.α.
 - ✓ στερεή: $NaCl$, γλυκόζη ($C_6H_{12}O_6$), κ.α.



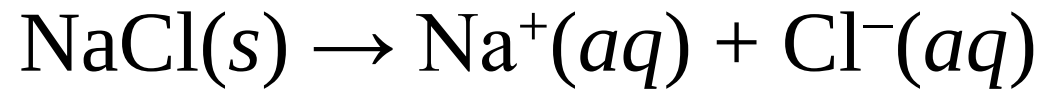
Υδατικά διαλύματα

- Οι διαλυμένες ουσίες στο νερό χωρίζονται σε δύο μεγάλες κατηγορίες, στους:
- **Ηλεκτρολύτες (electrolytes)**: ουσίες οι οποίες όταν διαλύονται στο νερό προκύπτει διάλυμα ηλεκτρικά αγωγίμο.
- **Τα ηλεκτρολυτικά διαλύματα περιέχουν ιόντα.**
- **Μη ηλεκτρολύτες (nonelectrolytes)** ή μοριακές ουσίες: ουσίες οι οποίες όταν διαλύονται στο νερό προκύπτει διάλυμα μη ηλεκτρικά αγωγίμο ή πολύ ασθενώς αγωγίμο.



Ηλεκτρολύτες

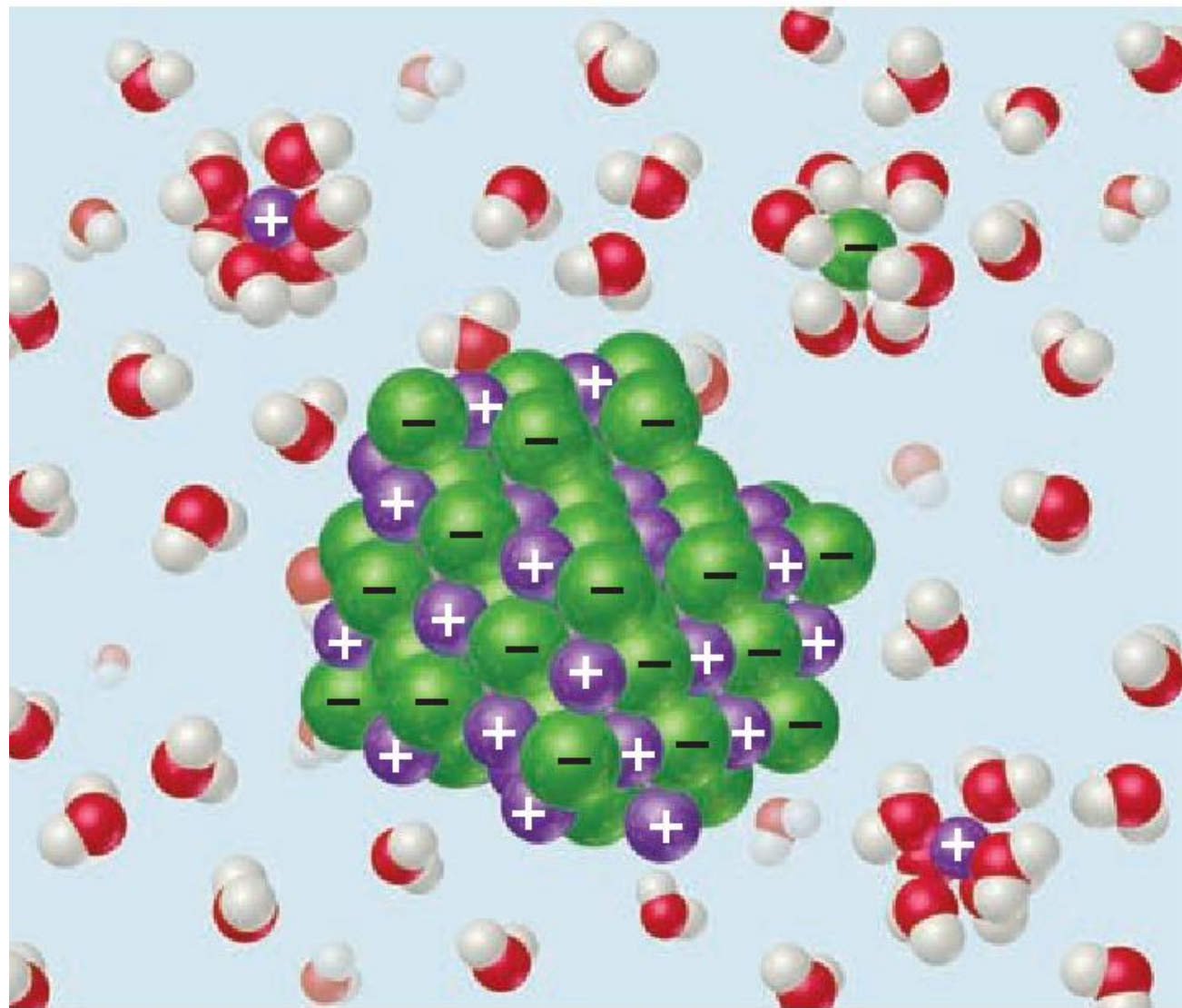
- Ορισμένες ουσίες όταν διαλύονται στο νερό παράγουν ιόντα στο διάλυμα.
- Οι ουσίες αυτές μπορεί να είναι:
 - ✓ ιοντικές: NaCl , NaOH , FeCl_3 , ...
 - ✓ μοριακές: HCl , NH_3 , CH_3COOH , ...
- Στις ιοντικές ουσίες, τα ιόντα προϋπάρχουν στο κρυσταλλικό πλέγμα της ουσίας και κατά τη διάλυση ελευθερώνονται στο υδατικό διάλυμα:



Ιοντικά ηλεκτρολυτικά διαλύματα



➤ Διάλυση NaCl στο νερό:

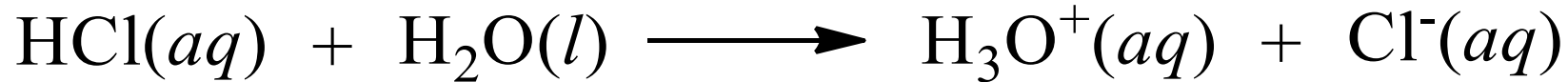




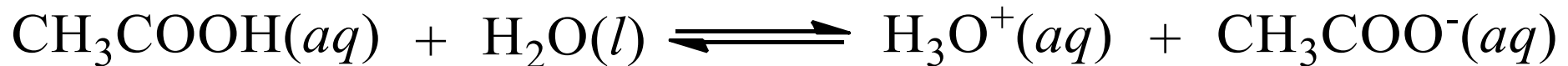
Ηλεκτρολύτες

➤ Στους μοριακούς ηλεκτρολύτες, τα ιόντα σχηματίζονται κατά τη διάλυση της ουσίας στο νερό, π.χ.

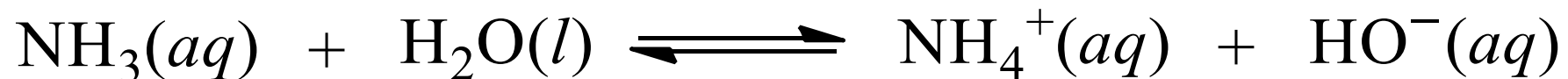
✓ υδατικό διάλυμα υδροχλωρικού οξέος, $\text{HCl}(aq)$:



✓ υδατικό διάλυμα οξικού οξέος, $\text{CH}_3\text{COOH}(aq)$:

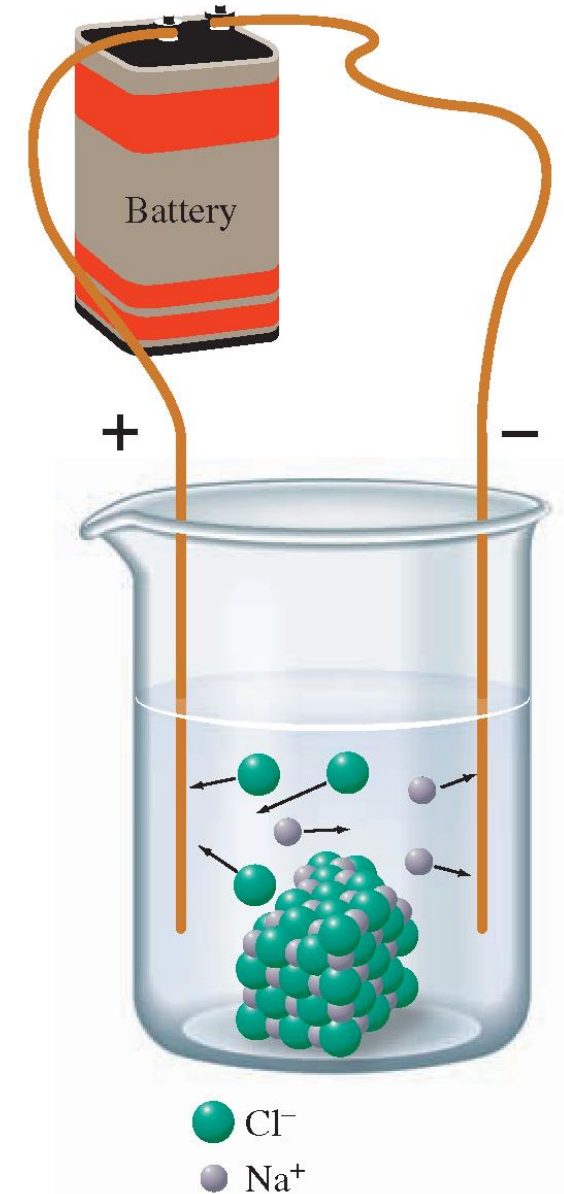


➤ υδατικό διάλυμα αμμωνίας, $\text{NH}_3(aq)$:



Ηλεκτρολύτες

- Τα ιόντα τα οποία προκύπτουν κατά τη διάλυση των ηλεκτρολυτικών ουσιών στο νερό κινούνται ελεύθερα και άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα.
- Το καθαρό νερό αποτελείται από μόρια τα οποία είναι ηλεκτρικά ουδέτερα.
- Κατά συνέπεια, το καθαρό νερό δεν είναι αγωγός του ηλεκτρισμού.



Ηλεκτρολύτες



Καθαρό νερό, H_2O

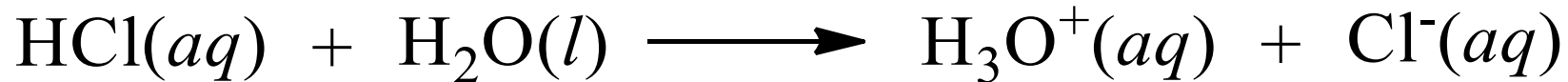
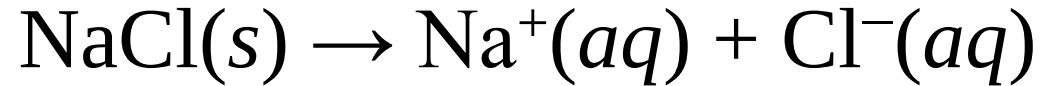


Υδατικό διάλυμα NaCl

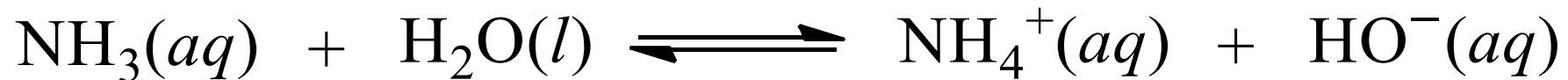


Ισχυροί και ασθενείς ηλεκτρολύτες

- **Ισχυρός ηλεκτρολύτης** είναι ο ηλεκτρολύτης ο οποίος υπάρχει στο διάλυμα σχεδόν εξολοκλήρου με τη μορφή ιόντων, π.χ. HCl , NaCl .



- **Ασθενής ηλεκτρολύτης** είναι ο ηλεκτρολύτης ο οποίος διαλυόμενος στο νερό δίνει ένα σχετικά μικρό ποσοστό ιόντων, π.χ. NH_3 :



Ισχυροί και ασθενείς ηλεκτρολύτες



Ισχυρός ηλεκτρολύτης



Υδατικό διάλυμα HCl

Ασθενής ηλεκτρολύτης



Υδατικό διάλυμα NH_3



Μη ηλεκτρολύτες

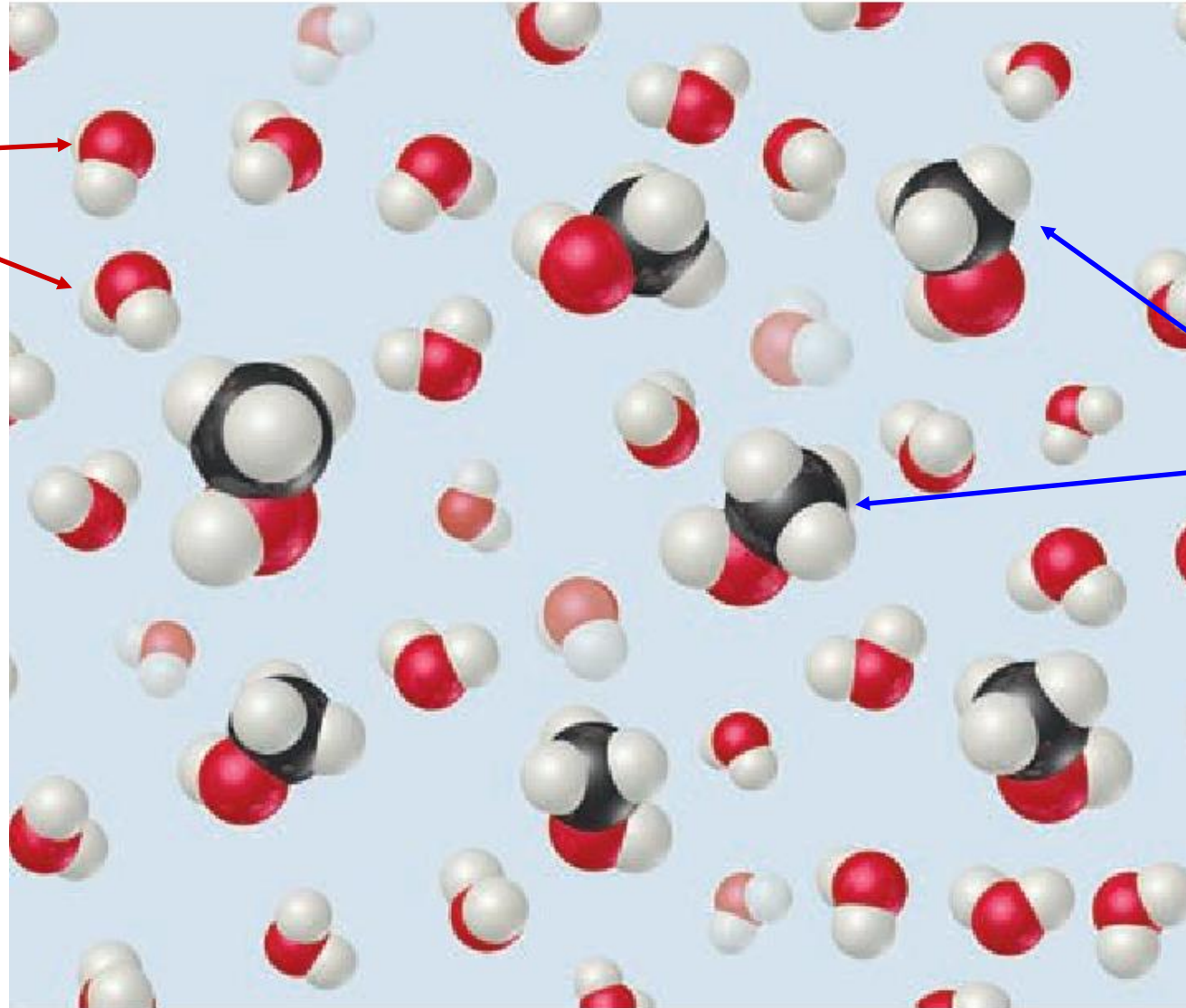
- Μη ηλεκτρολύτες: όταν διαλύονται στο νερό δίνουν μη αγώγιμο ή πολύ ασθενώς αγώγιμο διάλυμα, π.χ. γλυκόζη $C_6H_{12}O_6$, μεθανόλη CH_3OH , ...
- Διάφορες μοριακές ενώσεις όταν διαλυθούν στο νερό παραμένουν με την μορφή μορίων.
- Τα μόρια είναι ηλεκτρικά ουδέτερα και δεν μπορούν να μεταφέρουν φορτία.
- Κατά συνέπεια, τα διαλύματα των ενώσεων αυτών είναι ηλεκτρικά μη αγώγιμα.

Μη ηλεκτρολύτες



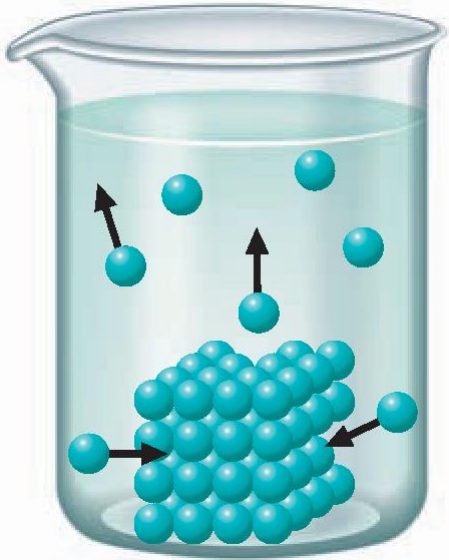
- Υδατικό διάλυμα μεθανόλης, CH_3OH .

H_2O



CH_3OH

Διαλυτότητα (solubility)



- Ένα διάλυμα το οποίο, ως προς μια συγκεκριμένη ουσία, βρίσκεται σε ισορροπία, ονομάζεται **κορεσμένο διάλυμα (saturated solution)**.



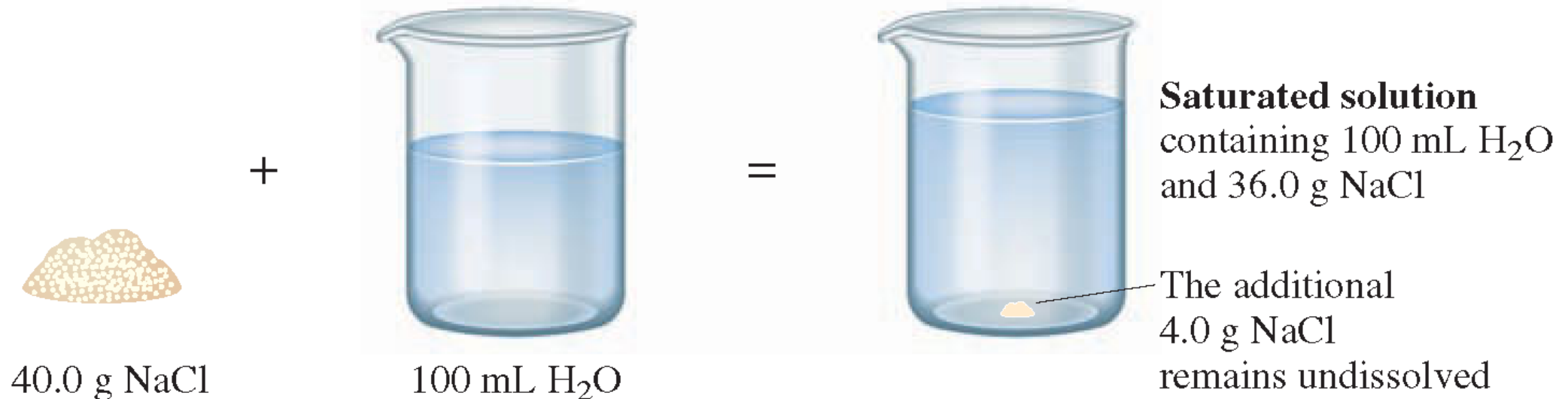
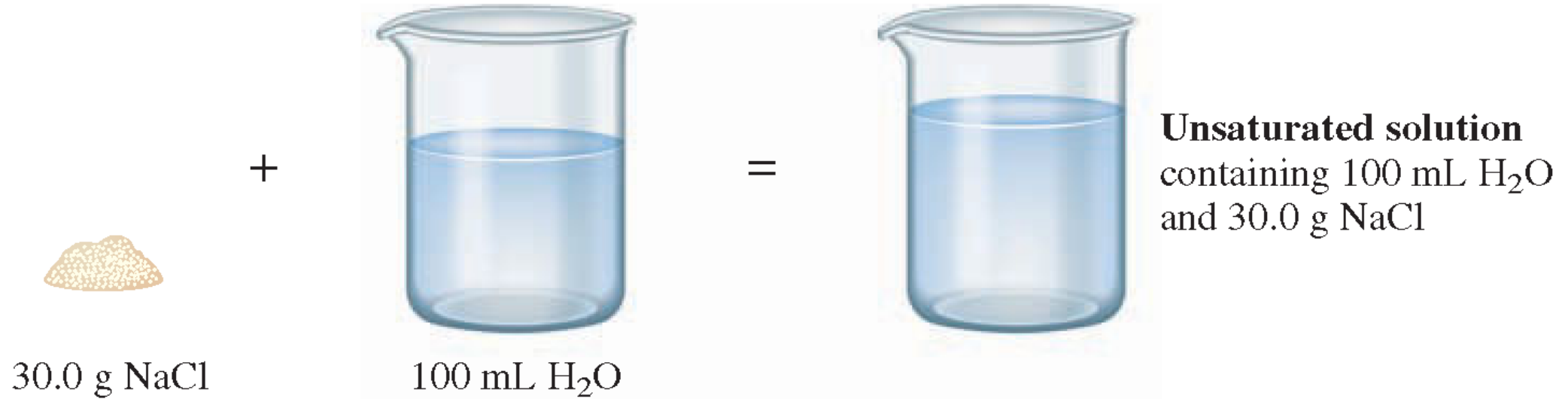
- Η **διαλυτότητα** μιας ουσίας είναι η μάζα της ουσίας η οποία διαλύεται σε δεδομένη ποσότητα νερού και σε δεδομένη θερμοκρασία, ώστε να προκύψει κορεσμένο διάλυμα.



Διαλυτότητα

- Συνήθως εκφράζεται ως η μάζα της διαλυμένης ουσίας στα 100 mL νερού (διαλύτη) σε δεδομένη θερμοκρασία, π.χ. η διαλυτότητα του NaCl στους 20 °C είναι 36,0 g NaCl/100 mL H₂O.
- Ένα διάλυμα το οποίο, ως προς μια συγκεκριμένη διαλυμένη ουσία, δε βρίσκεται σε ισορροπία και το οποίο μπορεί να διαλύσει επιπλέον ποσότητα ουσίας, ονομάζεται **ακόρεστο διάλυμα (unsaturated solution)**.

Κορεσμένα και ακόρεστα διαλύματα



Υπέρκορα διαλύματα

- Ένα διάλυμα το οποίο περιέχει περισσότερη διαλυμένη ουσία από ότι ένα κορεσμένο διάλυμα, ονομάζεται **υπέρκορο (supersaturated)**.
- Τα υπέρκορα διαλύματα είναι ασταθή, και η επιπλέον ποσότητα διαλυμένης ουσίας αποβάλλεται από το διάλυμα.





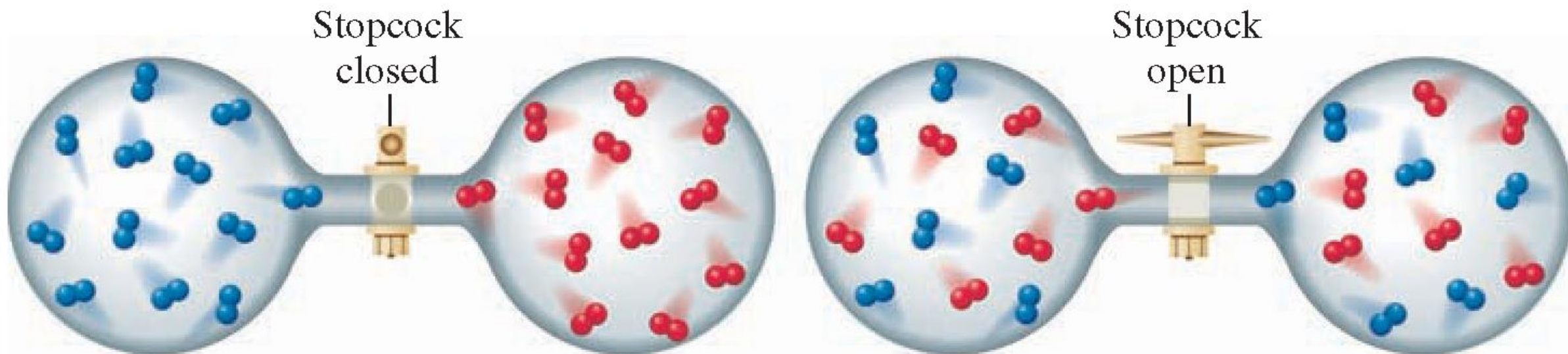
Διαλυτότητα

- Ισχύει ο γενικός κανόνας ότι «τα όμοια διαλύουν όμοια» (όμοιος ομοίω αεί πελάζει).
- Δηλαδή, πολικοί διαλύτες, όπως το νερό, διαλύουν πολικές ουσίες, όπως το NaCl .
- Μη πολικοί διαλύτες, όπως η βενζίνη, διαλύει μη πολικές ουσίες, όπως το λάδι.
- Όμως το λάδι δε διαλύεται στο νερό.
- Ομοίως, το NaCl δε διαλύεται στη βενζίνη.

Διαλυτότητα



- Η διαλυτότητα μιας ουσίας σε κάποια άλλη μπορεί να ερμηνευτεί βάσει δύο παραγόντων:
- Ο ένας είναι η φυσική τάση μιας ουσίας να αναμιγνύεται με μία άλλη.





Διαλυτότητα

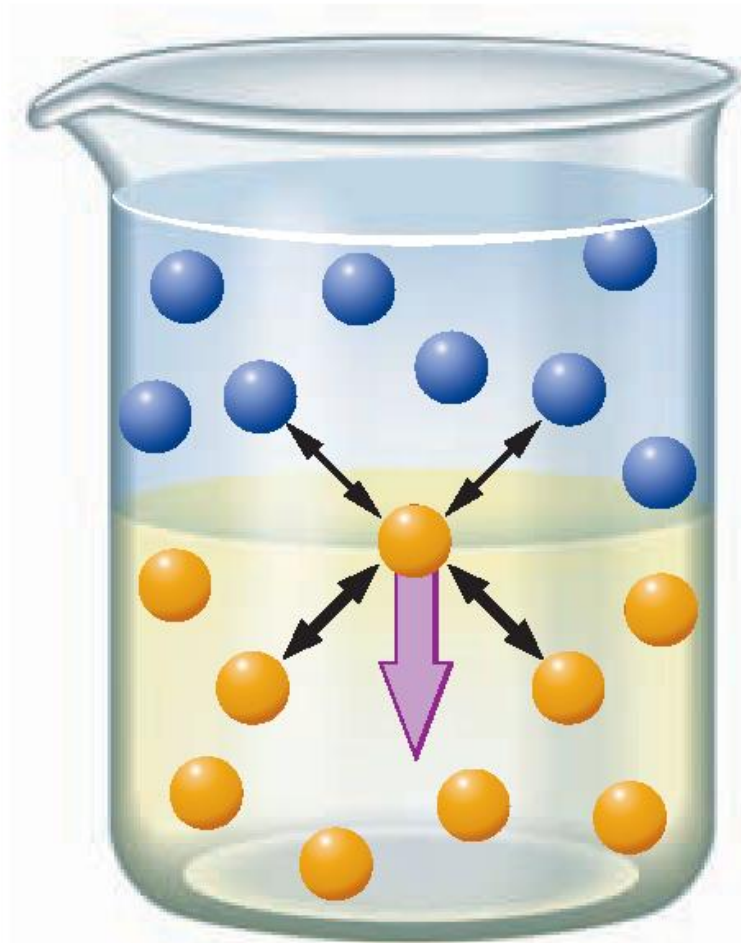
- Ο άλλος είναι η ανάπτυξη διαμοριακών δυνάμεων μεταξύ των σωματιδίων της διαλυμένης ουσίας και του διαλύτη.
- Αν μεταξύ των σωματιδίων της διαλυμένης ουσίας και του διαλύτη δεν αναπτύσσονται διαμοριακές δυνάμεις τότε δεν ευνοείται η διάλυση της ουσίας.

Διαλυτότητα



● = A molecule

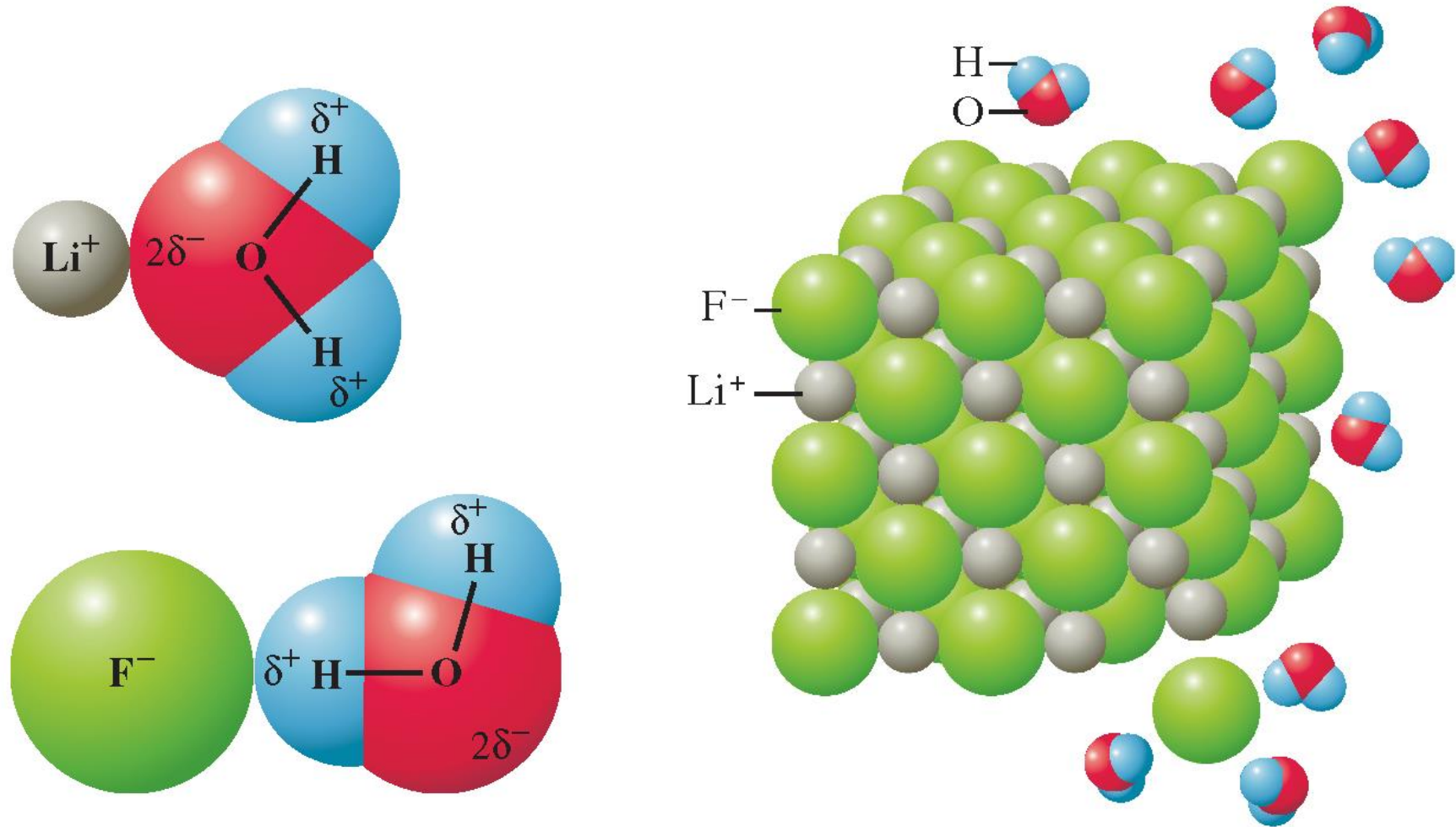
● = B molecule





Ιοντικά ηλεκτρολυτικά διαλύματα

- Η ελκτική δύναμη μεταξύ ενός ιόντος και ενός μορίου νερού οφείλεται σε **δυνάμεις ιόντος-διπόλου**.





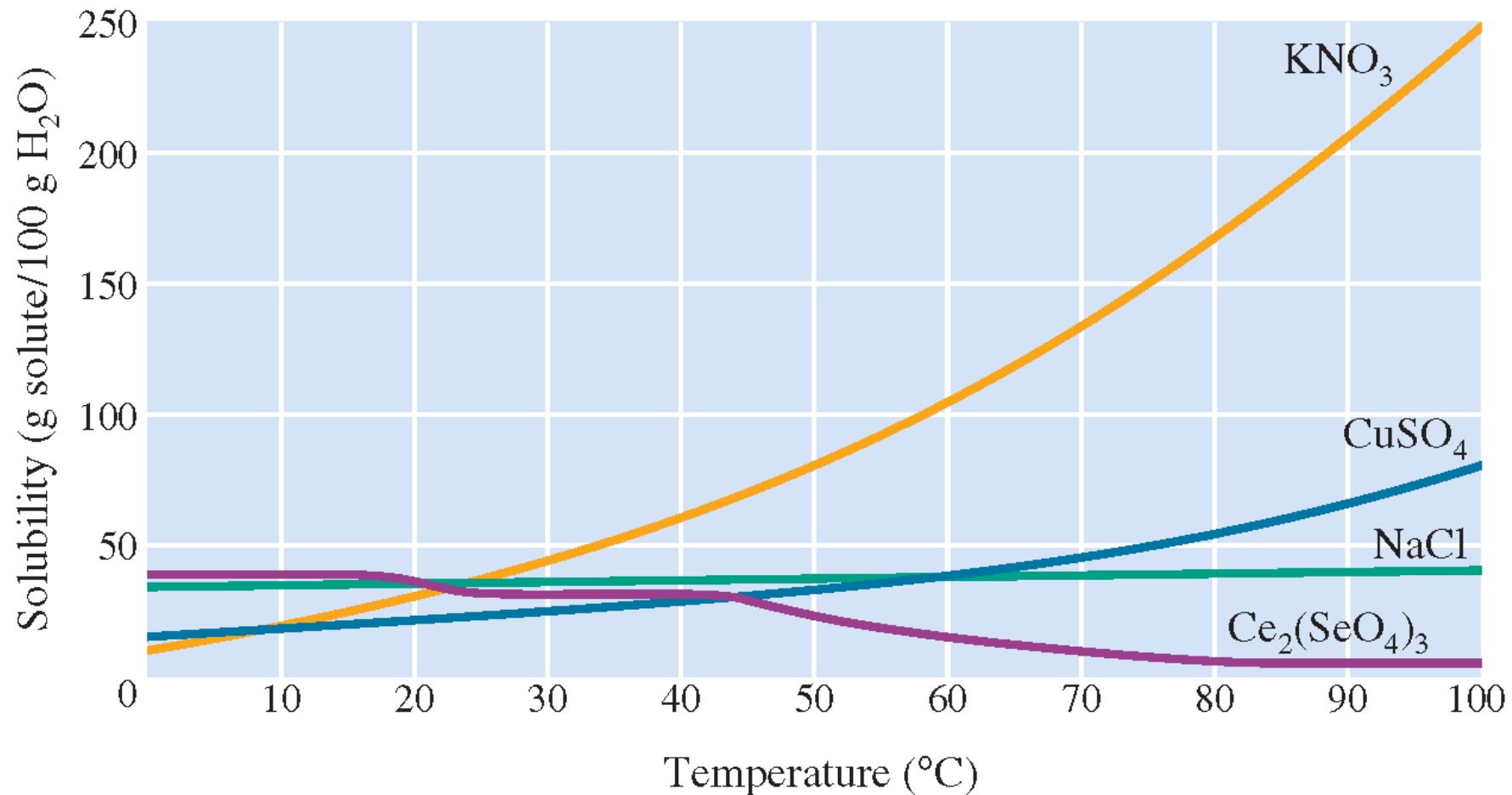
Ιοντικά ηλεκτρολυτικά διαλύματα

- Η έλξη των μορίων του νερού από τα ιόντα ονομάζεται **υδάτωση (hydration)**.
- Η διαλυτότητα ενός ιοντικού στερεού εξαρτάται από:
 - ✓ την ενέργεια υδάτωσης των ιόντων (η ενέργεια η οποία σχετίζεται με την έλξη μεταξύ ιόντων και μορίων του νερού)
 - ✓ την ενέργεια του κρυσταλλικού πλέγματος της ουσίας, δηλαδή την ενέργεια η οποία συγκρατεί τα ιόντα στο κρυσταλλικό πλέγμα της ουσίας.



Επίδραση θερμοκρασίας στη διαλυτότητα

- Για στερεές διαλυμένες ουσίες, κατά κανόνα, η αύξηση της θερμοκρασίας προκαλεί αύξηση της διαλυτότητας.

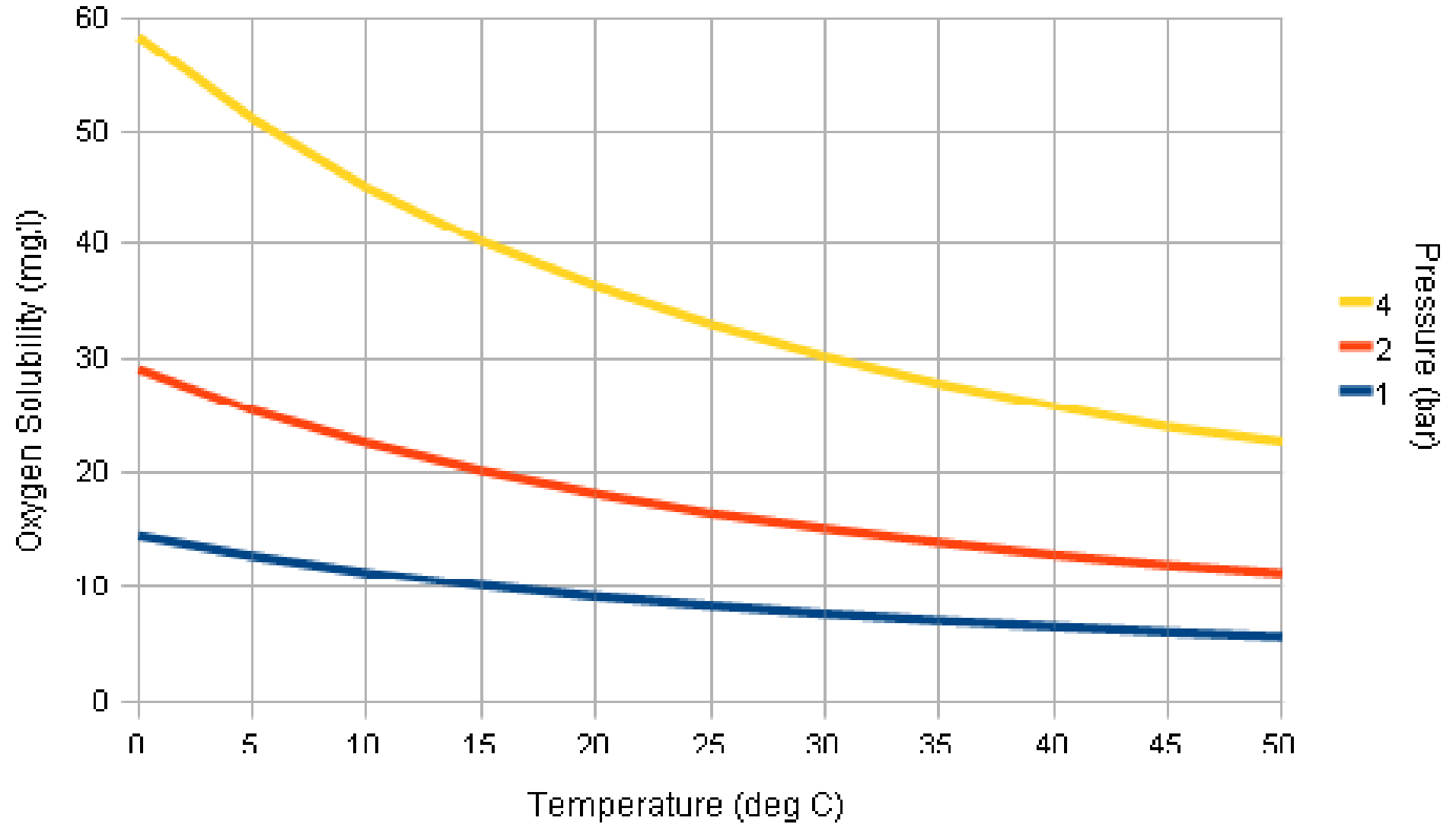




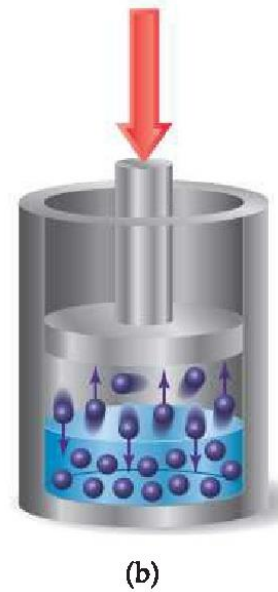
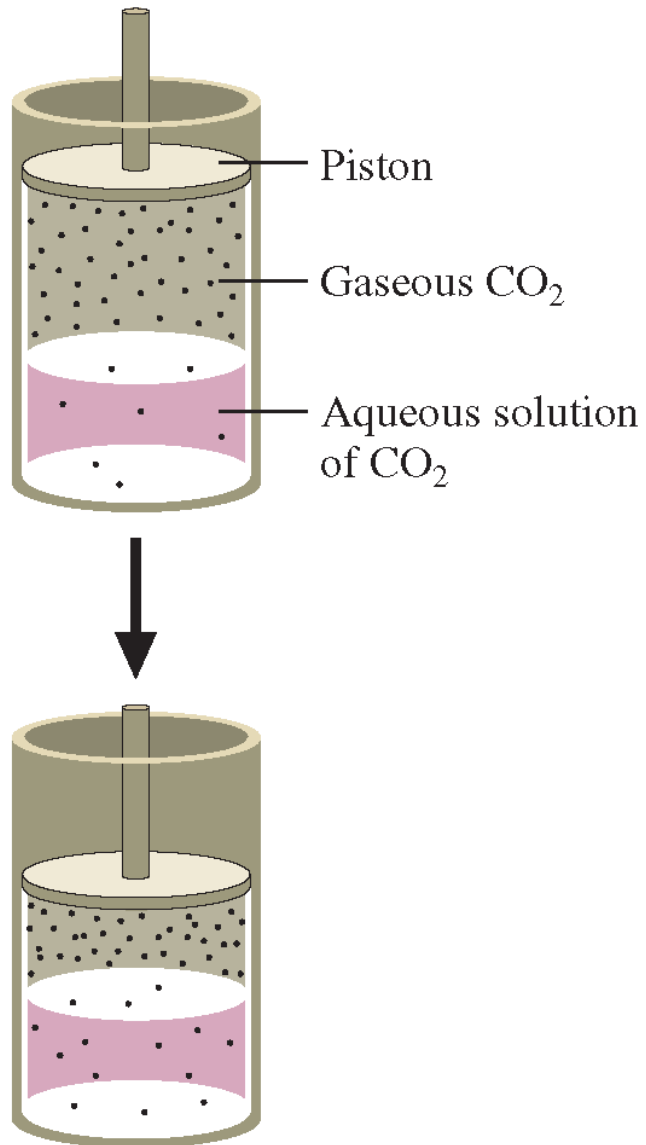
Επίδραση θερμοκρασίας στη διαλυτότητα

- Για αέριες διαλυμένες ουσίες, κατά κανόνα, η αύξηση της θερμοκρασίας προκαλεί μείωση της διαλυτότητας.
- Δηλαδή, το χειμώνα η διαλυτότητα του οξυγόνου στο νερό αυξάνεται, ενώ το καλοκαίρι αντίθετα μειώνεται.
- Επίσης, για αέριες διαλυμένες ουσίες, η αύξηση της πίεσης προκαλεί αύξηση της διαλυτότητάς τους στο νερό.

Διαλυτότητα του O_2 στο νερό



Επίδραση της πίεσης στη διαλυτότητα των αερίων



Νόσος των δυτών





Γραμμομοριακή συγκέντρωση

- Η γραμμομοριακή συγκέντρωση ή μοριακότητα κατ' όγκο (**Molarity**, μονάδες **mol/L**, σύμβολο ***M***), ορίζεται ως τα **moles** της διαλυμένης ουσίας τα οποία περιέχονται σε **ένα λίτρο διαλύματος**.

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

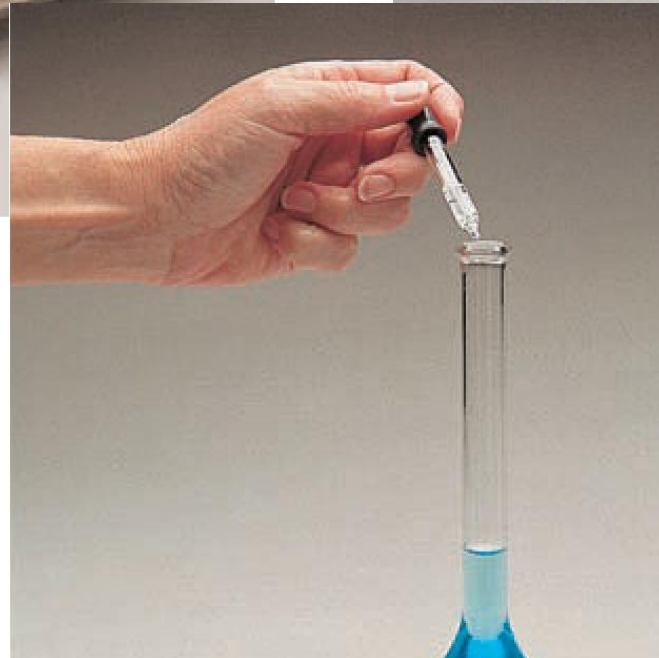
$$c = \frac{n}{V}$$

- ✓ c : η γραμμομοριακή συγκέντρωση ή molarity, σε mol/L = M
- ✓ n : τα moles της διαλυμένης ουσίας, σε mol
- ✓ V : ο όγκος του διαλύματος, σε L

Γυάλινα σκεύη χημικού εργαστηρίου



Παρασκευή διαλυμάτων





Παράδειγμα 9.2

- Ένα δείγμα NaNO_3 ζυγίζει 0,38 g και τοποθετείται σε ογκομετρική φιάλη των 50,0 mL.
- Η φιάλη συμπληρώνεται με νερό μέχρι τη χαραγή.
- Ποια είναι η γραμμομοριακή συγκέντρωση (molarity) του διαλύματος που προκύπτει;
- Λύση:
- Αρχικά, υπολογίζουμε τα moles του NaNO_3 :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0,38 \text{ g}}{84,99 \text{ g/mol}} = 4,47 \times 10^{-3} \text{ mol}$$



Παράδειγμα 9.2: Λύση

- Στη συνέχεια, υπολογίζουμε τη γραμμομοριακή συγκέντρωση (molarity) του διαλύματος:

$$c = \frac{n}{V} = \frac{4,47 \times 10^{-3} \text{ mol}}{50 \times 10^{-3} \text{ L}} = 8,9 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$



Παράδειγμα 9.3

- Ένα πείραμα απαιτεί την προσθήκη στο δοχείο της αντίδρασης 0,184 g NaOH υπό μορφή υδατικού διαλύματος.
- Πόσα mL διαλύματος NaOH συγκέντρωσης 0,150 M πρέπει να προστεθούν;
- Λύση:
- Αρχικά, υπολογίζουμε τα moles του NaOH που πρέπει να προστεθούν:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{0,184 \text{ g}}{40,00 \text{ g/mol}} = 4,60 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

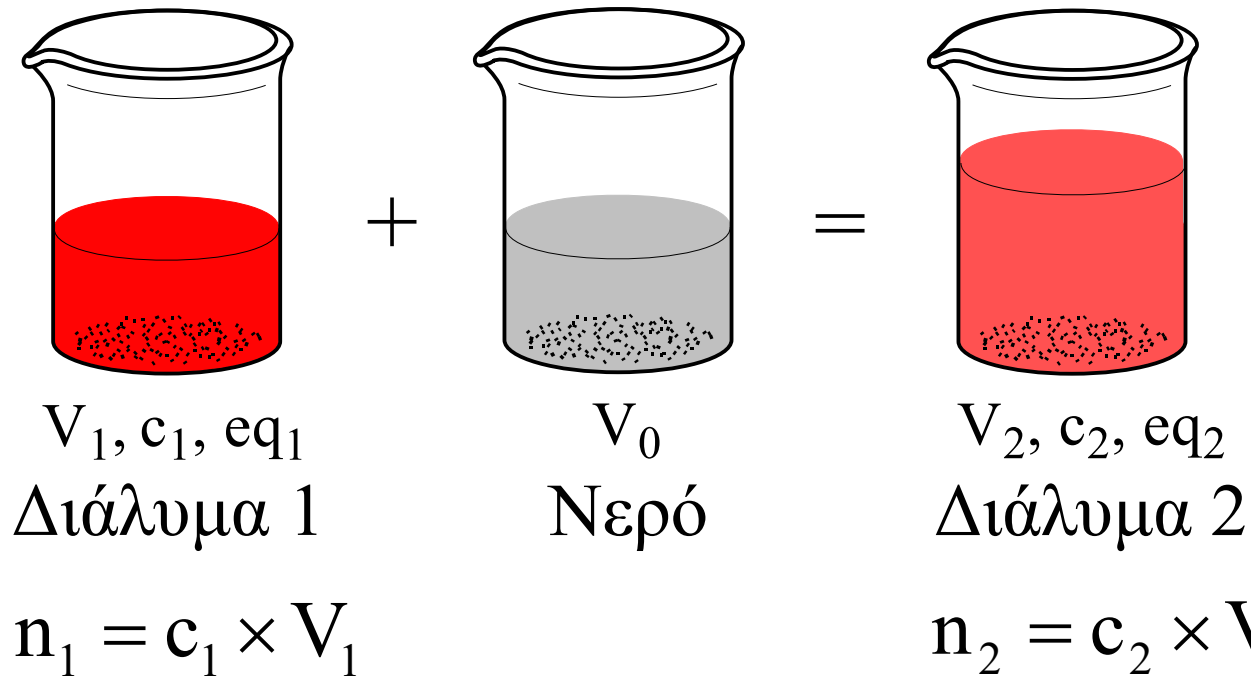


Παράδειγμα 9.3: Λύση

➤ Στη συνέχεια, υπολογίζουμε τον όγκο του διαλύματος:

$$c = \frac{n}{V} \Leftrightarrow V = \frac{n}{c} = \frac{4,60 \times 10^{-3} \text{ mol}}{0,150 \text{ mol/L}} = 3,07 \times 10^{-2} \text{ L} = 30,7 \text{ mL}$$

Αραίωση διαλυμάτων



Τα moles της διαλυμένης ουσίας είναι ίδια πριν και μετά την αραίωση.

$$n_1 = n_2 \Leftrightarrow c_1 \times V_1 = c_2 \times V_2$$



Παράδειγμα 9.4

- Δίνεται υδατικό διάλυμα αμμωνίας, $\text{NH}_3(aq)$, συγκέντρωσης $14,8 \text{ M}$.
- Πόσα mL από αυτό το διάλυμα χρειαζόμαστε για να παρασκευάσουμε με αραίωση $100,0 \text{ mL}$ διαλύματος αμμωνίας συγκέντρωσης $1,00 \text{ M}$;
- Λύση:
- Με βάση τον τύπο της αραίωσης έχουμε:

$$c_1 \times V_1 = c_2 \times V_2 \Leftrightarrow V_1 = \frac{c_2 \times V_2}{c_1} = \frac{1,00 \text{ M} \times 100,0 \text{ mL}}{14,8 \text{ M}} = 6,76 \text{ mL}$$



Περιεκτικότητα των διαλυμάτων

- **Περιεκτικότητα επί τοις εκατό κατά βάρος (% w/w ή % wt)** είναι η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας σε g η οποία περιέχεται σε 100 g διαλύματος.

$$\begin{array}{l} \text{εκατοστιαία περιεκτικότητα} \\ \text{κατά μάζα διαλυμένης ουσίας} \end{array} = \frac{\text{μάζα διαλυμένης ουσίας}}{\text{μάζα διαλύματος}} \times 100 \%$$

- Είναι η πιο συχνά χρησιμοποιούμενη έκφραση περιεκτικότητας.



Παράδειγμα 9.5

- Πως θα μπορούσατε να παρασκευάσετε 425 g υδατικού διαλύματος το οποίο να περιέχει 2,40% κατά μάζα οξικό νάτριο, CH_3COONa ;
- Λύση:
- Αρχικά υπολογίζουμε τη μάζα του οξικού νατρίου:
$$\text{μάζα } \text{CH}_3\text{COONa} = \frac{2,40}{100} \times 425 = 10,2 \text{ g}$$
- Άρα, η μάζα του νερού είναι: $425 - 10,2 = 415 \text{ g}$



Περιεκτικότητα των διαλυμάτων

- Περιεκτικότητα επί τοις εκατό κατ' όγκο (% v/v ή % vol) είναι ο όγκος της διαλυμένης ουσίας σε mL ο οποίος περιέχεται σε 100 mL διαλύματος (χρησιμοποιείται για υγρές διαλυμένες ουσίες).
- Περιεκτικότητα επί τοις εκατό βάρος κατ' όγκο (% w/v) είναι η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας σε g η οποία περιέχεται σε 100 mL διαλύματος (χρησιμοποιείται σχετικά σπάνια).



Γραμμομοριακό κλάσμα (mole fraction)

- Το γραμμομοριακό κλάσμα μιας ουσίας A (σύμβολο X_A) σε ένα διάλυμα ορίζεται ως τα moles της ουσίας A διαιρεμένα δια του συνολικού αριθμού των moles του διαλύματος (δηλαδή, moles διαλυμένων ουσιών και διαλύτη).

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} \quad \text{ή} \quad X_i = \frac{n_i}{\sum_{i=1}^v n_i}$$

- Σε κάθε διάλυμα ισχύει ότι: $\sum_{i=1}^v X_i = 1$



Παράδειγμα 9.6

- Υπολογίστε τα γραμμομοριακά κλάσματα της γλυκόζης και του νερού σε ένα διάλυμα που περιέχει 5,67 g γλυκόζης, $C_6H_{12}O_6$, διαλυμένα σε 25,2 g νερού.

- Λύση:

- Υπολογίζουμε τα moles της γλυκόζης και του νερού:

- Γλυκόζη:
$$n = \frac{m}{M} = \frac{5,67 \text{ g}}{180,16 \text{ g/mol}} = 0,0315 \text{ mol}$$

- Νερό:
$$n = \frac{m}{M} = \frac{25,2 \text{ g}}{18,02 \text{ g/mol}} = 1,40 \text{ mol}$$



Παράδειγμα 9.6

- Γραμμομοριακό κλάσμα γλυκόζης:

$$X_{\text{γλυκόζης}} = \frac{n_{\text{γλυκόζης}}}{n_{\text{γλυκόζης}} + n_{\text{νερού}}} = \frac{0,0315}{0,0315 + 1,40} = 0,022$$

- Γραμμομοριακό κλάσμα νερού:

$$X_{\text{νερού}} = \frac{n_{\text{νερού}}}{n_{\text{γλυκόζης}} + n_{\text{νερού}}} = \frac{1,40}{0,0315 + 1,40} = 0,978$$

- Άθροισμα γραμμομοριακών κλασμάτων:

$$X_{\text{γλυκόζης}} + X_{\text{νερού}} = 0,022 + 0,978 = 1,000$$



Άσκηση 9.1

- Τι είδους διαμοριακές δυνάμεις αναμένονται για τις παρακάτω ουσίες;
- i. προπανόλη, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$
 - ii. διοξείδιο του άνθρακα, CO_2
 - iii. διοξείδιο του θείου, SO_2



Άσκηση 9.2

- Για καθένα από τα ακόλουθα ζεύγη, επιλέξτε την ουσία που περιμένετε να έχει το υψηλότερο σημείο ζέσεως:
- i. διοξείδιο του άνθρακα, CO_2 , ή διοξείδιο του θείου, SO_2 ;
 - ii. διμεθυλαιθέρας, CH_3OCH_3 , ή αιθανόλη, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$;

Άσκηση 9.3



- Τοποθετήστε τους ακόλουθους υδρογονάνθρακες κατά σειρά αυξανόμενου σημείου ζέσεως και να αιτιολογήσετε την απάντησή σας: αιθάνιο: C_2H_6 , προπάνιο: C_3H_8 , βουτάνιο: C_4H_{10} .



Άσκηση 9.4

- Το σημείο ζέσεως του μεθυλοχλωριδίου CH_3Cl (γραμμαμοριακή μάζα: 50,49 g/mol), και της αιθανόλης $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ (γραμμαμοριακή μάζα: 46,07 g/mol) είναι $-24,2\text{ }^\circ\text{C}$ και $78\text{ }^\circ\text{C}$, αντίστοιχα.
- Εξηγήστε γιατί η αιθανόλη έχει πολύ υψηλότερο σημείο ζέσεως από το μεθυλοχλωριδίο αν και το μεθυλοχλωριδίο έχει κάπως μεγαλύτερη γραμμομοριακή μάζα.



Άσκηση 9.5

- Ένα δείγμα χλωριούχου νατρίου, NaCl , έχει μάζα $0,0678 \text{ g}$ και τοποθετείται σε ογκομετρική φιάλη των $25,0 \text{ mL}$.
- Η φιάλη συμπληρώνεται με νερό μέχρι τη χαραγή.
- Ποια είναι η γραμμομοριακή συγκέντρωση (molarity) του διαλύματος που προκύπτει;



Άσκηση 9.6

- Ένα δείγμα υπερμαγγανικού καλίου, KMnO_4 , έχει μάζα 0,798 g και τοποθετείται σε ογκομετρική φιάλη των 50,0 mL.
- Η φιάλη συμπληρώνεται με νερό μέχρι τη χαραγή.
- Ποια είναι η γραμμομοριακή συγκέντρωση (molarity) του διαλύματος που προκύπτει;



Άσκηση 9.7

- Ένα δείγμα οξαλικού οξέος, $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, έχει μάζα 1,200 g και τοποθετείται σε ογκομετρική φιάλη των 100,0 mL.
- Η φιάλη συμπληρώνεται με νερό μέχρι τη χαραγή.
- Ποια είναι η γραμμομοριακή συγκέντρωση (molarity) του διαλύματος που προκύπτει;

Άσκηση 9.8



- Πόσα mL διαλύματος NaCl συγκέντρωσης $0,163\text{ M}$ περιέχουν $0,0958\text{ g NaCl}$;



Άσκηση 9.9

- Ένα πείραμα απαιτεί $0,0353 \text{ g}$ υδροξειδίου του καλίου, KOH .
- Πόσα mL διαλύματος KOH συγκέντρωσης $0,0176 \text{ M}$ απαιτούνται;

Άσκηση 9.10



- Πόσος είναι ο όγκος σε mL ενός διαλύματος θειικού οξέος, H_2SO_4 , συγκέντρωσης $0,100\text{ M}$ που περιέχει $0,949\text{ g H}_2\text{SO}_4$;



Άσκηση 9.11

- Πόσα moles χλωριούχου νατρίου, NaCl , πρέπει να προστεθούν σε ογκομετρική φιάλη των 50 mL για να δώσουν διάλυμα NaCl συγκέντρωσης 0,15 M όταν η φιάλη συμπληρωθεί με νερό μέχρι τη χαραγή;
- Πόσα γραμμάρια NaCl είναι αυτή η ποσότητα;

Άσκηση 9.12



- Πόσα γραμμάρια διχρωμικού νατρίου, $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, θα πρέπει να προστεθούν σε ογκομετρική φιάλη των 100,0 mL για να προκύψει διάλυμα $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ συγκέντρωσης 0,025 M όταν η φιάλη πληρωθεί με νερό μέχρι τη χαραγή;

Άσκηση 9.13



- Πόσα mL διαλύματος θειικού οξέος, H_2SO_4 , συγκέντρωσης $1,5\text{ M}$ χρειάζεστε για να παρασκευάσετε $100,0\text{ mL}$ διαλύματος H_2SO_4 συγκέντρωσης $0,18\text{ M}$;

Άσκηση 9.14



- Πόσα mL διαλύματος νιτρικού οξέος, HNO_3 , συγκέντρωσης 15,8 M χρειάζεστε για να παρασκευάσετε 1,00 L διαλύματος HNO_3 συγκέντρωσης 0,12 M ;



Άσκηση 9.15

- Σε ένα πείραμα απαιτούνται 35,0 g υδροχλωρικού οξέος περιεκτικότητας 20,2% κατά μάζα HCl.
- Πόσα είναι τα γραμμάρια HCl και πόσα είναι τα γραμμάρια του νερού στο διάλυμα αυτό;



Άσκηση 9.16

- Να υπολογίσετε τη γραμμομοριακή συγκέντρωση (molarity) του πυκνού διαλύματος υδροχλωρικού οξέος, HCl , το οποίο έχει περιεκτικότητα 37% w/w και πυκνότητα 1,2 g/mL στους 25 °C.
- Πόσα mL του πυκνού διαλύματος απαιτούνται για να παρασκευαστούν 2,5 L διαλύματος HCl συγκέντρωσης 0,75 M;

Άσκηση 9.17



- Να υπολογίσετε τη γραμμομοριακή συγκέντρωση (molarity) του πυκνού διαλύματος θειικού οξέος, H_2SO_4 , το οποίο έχει περιεκτικότητα 98% w/w και πυκνότητα 1,840 g/mL στους 25 °C.
- Πόσα mL του πυκνού διαλύματος απαιτούνται για να παρασκευαστούν 250,0 L διαλύματος H_2SO_4 συγκέντρωσης 0,050 M;

Άσκηση 9.18



- Να υπολογίσετε τη γραμμομοριακή συγκέντρωση (molarity) του πυκνού διαλύματος φωσφορικού οξέος, H_3PO_4 , το οποίο έχει περιεκτικότητα 85% w/w και πυκνότητα 1,685 g/mL στους 25 °C.
- Πόσα mL του πυκνού διαλύματος απαιτούνται για να παρασκευαστούν 500,0 L διαλύματος H_3PO_4 συγκέντρωσης 0,025 M;



Άσκηση 9.19

- Ένα υδατικό διάλυμα είναι 15,0% κατά μάζα σε πενταϋδρικό θειικό χαλκό (II), $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
- Πόση είναι η γραμμομοριακή συγκέντρωση (molarity) του CuSO_4 σε αυτό το διάλυμα στους 20 °C, αν η πυκνότητα του διαλύματος είναι 1,167 g/mL;



Άσκηση 9.20

- Οι συγκεντρώσεις των διαφόρων ρύπων στο νερό εκφράζονται συνήθως σε μέρη ανά εκατομμύριο (parts per million, ppm). Η μονάδα ppm ορίζεται ως εξής:

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

- Το όριο για το βάριο στο πόσιμο νερό είναι 2 ppm.
- Υπολογίστε την εκατοστιαία κατά μάζα περιεκτικότητα του βαρίου στο νερό.



Άσκηση 9.20

- Υπολογίστε την γραμμομοριακή συγκέντρωση (molarity) ενός διαλύματος στο οποίο το βάριο είναι 2 ppm, αν η πυκνότητα του διαλύματος είναι 1,00 g/mL.
- Εκφράστε τη συγκέντρωση του βαρίου (2 ppm) σε mg/L.

Άσκηση 9.21



- Η περιεκτικότητα του πυκνού διαλύματος νιτρικού οξέος HNO_3 , είναι 70,0% κατά μάζα, ενώ η συγκέντρωσή του είναι 15,7 *M*.
- Ποια είναι η πυκνότητα του διαλύματος αυτού;



Άσκηση 9.22

- Σε δείγμα 55 g ενός αερίου μίγματος καυσίμου, το γραμμομοριακό κλάσμα του προπανίου C_3H_8 , είναι 0,51, ενώ το υπόλοιπο είναι βουτάνιο, C_4H_{10} .
- Ποιες είναι οι μάζες του προπανίου και του βουτανίου στο μίγμα;



Άσκηση 9.23

- Ένα υδατικό διάλυμα χλωριούχου αμμωνίου, NH_4Cl , έχει περιεκτικότητα 8,50% κατά μάζα και πυκνότητα 1,024 g/mL.
- Να υπολογίσετε το γραμμομοριακό κλάσμα και τη γραμμομοριακή συγκέντρωση (molarity) του NH_4Cl στο διάλυμα.

Άσκηση 9.24



- Σε πόσα γραμμάρια διαλύματος ιωδιούχου καλίου KI, περιεκτικότητας 5,00% κατά μάζα περιέχονται 516 mg KI;

Άσκηση 9.25



- Πόση είναι η γραμμομοριακή συγκέντρωση (molarity) του καθαρού νερού, αν η πυκνότητά του είναι $1,00 \text{ g/mL}$;