

Γενική Χημεία

Ενότητα 9^η: Διαλύματα & οι ιδιότητές τους



Πανεπιστήμιο
Θεσσαλίας

Τμήμα Επιστήμης Τροφίμων & Διατροφής

Οκτώβριος 2018

Δρ. Δημήτρης Π. Μακρής – Αναπληρωτής Καθηγητής

Διαλύματα

2

Τα ομοιογενή μίγματα μπορούν να ταξινομηθούν σύμφωνα με το μέγεθος των συστατικών τους σωματιδίων σε *διαλύματα* ή *κολλοειδή*.

Τα διαλύματα, η πιο σημαντική τάξη ομοιογενών μιγμάτων, περιέχουν σωματίδια με διαμέτρους 0.1 – 2 nm (το μέγεθος ενός τυπικού ιόντος ή ενός μικρού μορίου).

Τα κολλοειδή (γάλα, ομίχλη) περιέχουν σωματίδια με διαμέτρους 2 – 500 nm.

Υπάρχουν και μίγματα που περιέχουν μεγαλύτερα σωματίδια από τα κολλοειδή και ονομάζονται *εναιωρήματα*. Τα εναιωρήματα δεν είναι ομοιογενή μίγματα, γιατί με την πάροδο του χρόνου διαχωρίζονται σε διακριτές φάσεις.

Some Different Kinds of Solutions

Kind of Solution	Example
Gas in gas	Air (O ₂ , N ₂ , Ar, and other gases)
Gas in liquid	Carbonated water (CO ₂ in water)
Gas in solid	H ₂ in palladium metal
Liquid in liquid	Gasoline (mixture of hydrocarbons)
Liquid in solid	Dental amalgam (mercury in silver)
Solid in liquid	Seawater (NaCl and other salts in water)
Solid in solid	Metal alloys, such as sterling silver (92.5% Ag, 7.5% Cu)

Διαλύματα

4

Για διαλύματα στα οποία ένα αέριο ή στερεό είναι διαλυμένο σε υγρό, το αέριο ή το στερεό ονομάζεται **διαλυμένη ουσία** και το υγρό **διαλύτης**.

Όταν ένα υγρό είναι διαλυμένο σ' ένα άλλο, η ουσία στη μικρότερη αναλογία θεωρείται ως η διαλυμένη ουσία και η ουσία στη μεγαλύτερη αναλογία ο διαλύτης.

10% αιθανόλη / 90% νερό: Ο διαλύτης είναι το νερό

90% αιθανόλη / 10% νερό: Ο διαλύτης είναι η αιθανόλη

Μεταβολές Ενέργειας & Διαδικασία Διάλυσης

Στα διαλύματα υπάρχουν τρεις τύποι αλληλοεπιδράσεων: αλληλοεπιδράσεις διαλύτη - διαλύτη, διαλύτη - διαλυμένης ουσίας και διαλυμένης ουσίας - διαλυμένης ουσίας.

Ως εμπειρικός κανόνας ισχύει ότι «όμοιος διαλύει όμοιο». Αυτό σημαίνει ότι θα σχηματιστεί διάλυμα όταν οι παραπάνω αλληλεπιδράσεις είναι παρόμοιες σε είδος και μέγεθος.

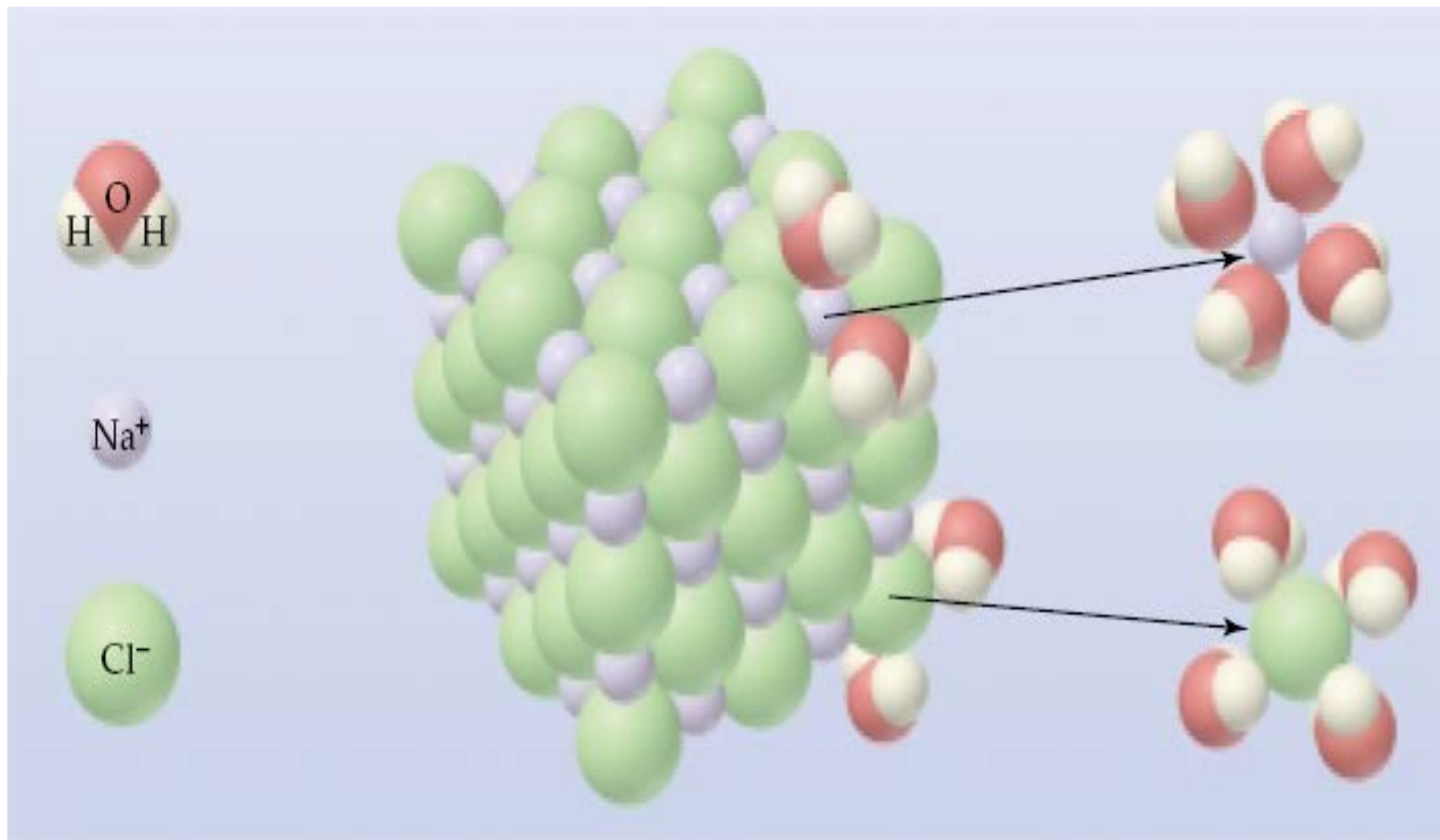
Παράδειγμα: Το NaCl (ένα ιοντικό στερεό) διαλύεται στο νερό (ένας πολικός διαλύτης) εξαιτίας των ισχυρών αλληλοεπιδράσεων ιόντος - δίπολου μεταξύ των ιόντων Na^+ και Cl^- , και των πολικών μορίων νερού, οι οποίες είναι ίδιες σε μέγεθος με τις ισχυρές έλξεις δίπολου - δίπολου μεταξύ των μορίων νερού και τις ισχυρές έλξεις μεταξύ των ιόντων Na^+ και Cl^- .

Μεταβολές Ενέργειας & Διαδικασία Διάλυσης

Όταν στερεό NaCl προστίθεται σε νερό, τα ιόντα που συγκρατούνται χαλαρά επειδή βρίσκονται σε γωνίες του κρύσταλλου εκτίθενται στα μόρια νερού. Τότε μπορεί να συμβεί αποκόλληση κάποιου ιόντος λόγω συγκρούσεων με τα μόρια του νερού.

Όταν ένα ιόν αποκολληθεί από τον κρύσταλλο, συστοιχίζονται τριγύρω του μόρια νερού λόγω έλξεων δίπολου - ιόντος και το σταθεροποιούν. Η διαδικασία αυτή συνεχίζεται έως ότου όλος ο κρύσταλλος έχει διαλυθεί.

Θεωρείται ότι τα ιόντα σε διάλυμα είναι **εφυδατωμένα** (όταν διαλύτης είναι το νερό), επειδή περιβάλλονται και σταθεροποιούνται από μια διατεταγμένη στοιβάδα μορίων νερού.



Μεταβολές Ενέργειας & Διαδικασία Διάλυσης

Η διάλυση μιας ουσίας σ' ένα διαλύτη συνοδεύεται από μεταβολή στην ελεύθερη ενέργεια, ΔG . Εάν η ΔG είναι αρνητική, η διαδικασία είναι αυθόρμητη και η ουσία διαλύεται. Αν είναι θετική, η ουσία δεν διαλύεται.

Στην έκφραση της ελεύθερης ενέργειας $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$, η μεταβολή ενθαλπίας ΔH μετράει τη ροή θερμότητας εντός ή εκτός συστήματος κατά την διάλυση, και η θερμοκρασιακά εξαρτώμενη μεταβολή εντροπίας, $T\Delta S$, μετράει την αλλαγή στην μοριακή αταξία του συστήματος.

Η μεταβολή ενθαλπίας ονομάζεται ενθαλπία διάλυσης ή **θερμότητα διάλυσης** (ΔH_{soln}) και η μεταβολή εντροπίας ονομάζεται **εντροπία διάλυσης** (ΔS_{soln}).

Μεταβολές Ενέργειας & Διαδικασία Διάλυσης

Η τιμή της θερμότητας διάλυσης μιας ουσίας είναι αποτέλεσμα συνδυασμού των τριών αλληλεπιδράσεων που αναφέρθηκαν παραπάνω:

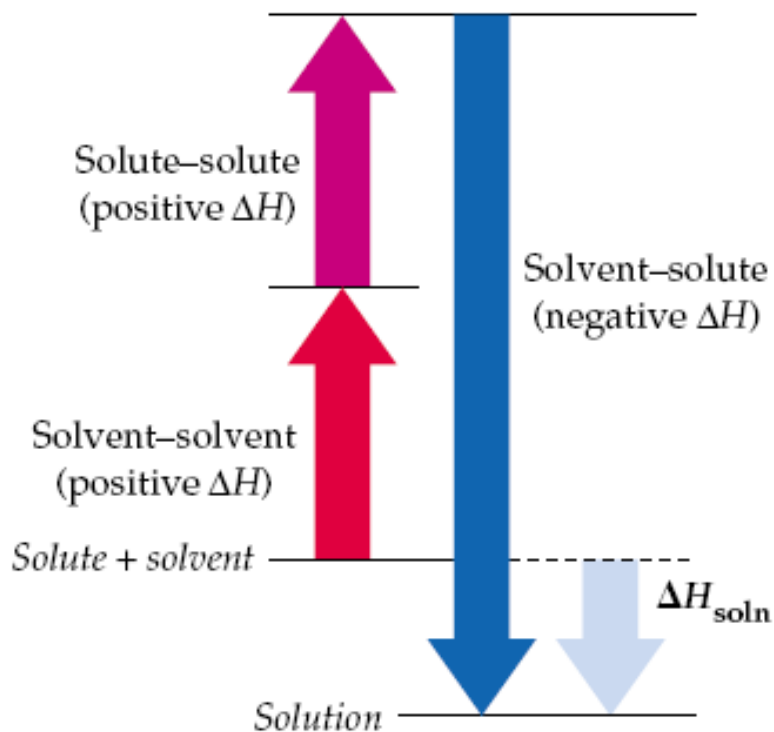
- *Αλληλεπιδράσεις διαλύτη - διαλύτη*: Απαιτείται ενέργεια (θετική ΔH) για να υπερνικηθούν οι διαμοριακές δυνάμεις μεταξύ των μορίων του διαλύτη, γιατί τα μόρια πρέπει να διαχωριστούν έτσι ώστε να υπάρξει χώρος για τα μόρια της διαλυμένης ουσίας.
- *Αλληλεπιδράσεις διαλυμένης ουσίας - διαλυμένης ουσίας*: Απαιτείται ενέργεια (θετική ΔH) για να υπερνικηθούν οι διαμοριακές δυνάμεις που συγκρατούν τα σωματίδια της ουσίας στον κρύσταλλο. Για ένα ιοντικό στερεό, αυτή είναι η ενέργεια πλέγματος. Ουσίες με υψηλή ενέργεια πλέγματος τείνουν να είναι λιγότερο διαλυτές.

Μεταβολές Ενέργειας & Διαδικασία Διάλυσης

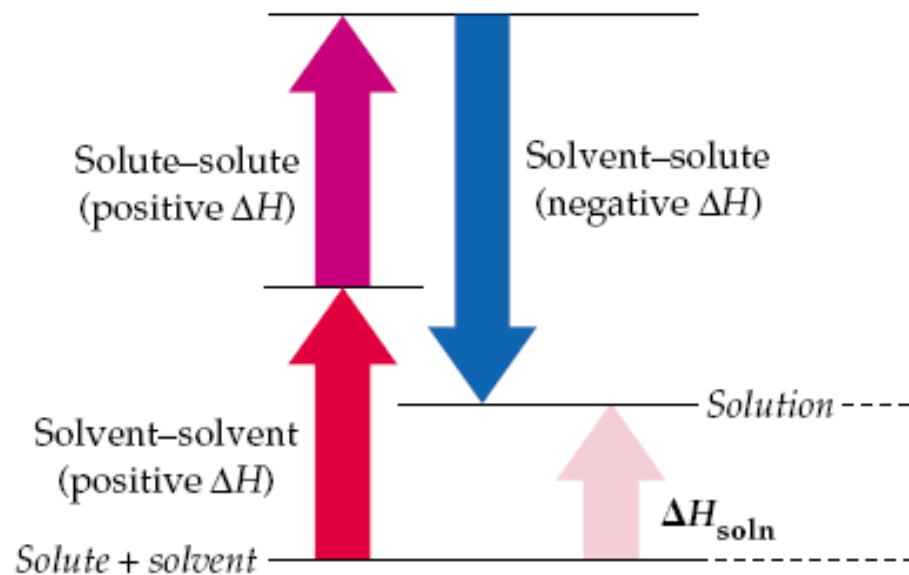
- *Αλληλεπιδράσεις διαλύτη - διαλυμένης ουσίας:* Απελευθερώνεται ενέργεια (αρνητική ΔH) όταν τα μόρια του διαλύτη συστοιχίζονται γύρω από τα από τα σωματίδια της διαλυμένης ουσίας και τα εφυδατώνουν.

Για ιοντικές ουσίες διαλυμένες σε νερό, η ποσότητα της ενέργειας εφυδάτωσης που απελευθερώνεται είναι γενικώς μεγαλύτερη για μικρά κατιόντα, γιατί τα μόρια του νερού μπορούν να προσεγγίσουν τους θετικούς πυρήνες των μικρών ιόντων εγγύτερα και άρα υπάρχει δυνατότερη έλξη.

Τα πρώτα δύο είδη αλληλεπιδράσεων είναι ενδόθερμα και απαιτούν προσφορά ενέργειας. Μόνο η τρίτη αλληλεπίδραση είναι εξώθερμη. Το άθροισμα αυτών των τριών αλληλεπιδράσεων καθορίζει εάν η ΔH_{soln} είναι ενδόθερμη ή εξώθερμη.



(a) Negative ΔH_{soln}



(b) Positive ΔH_{soln}

Μονάδες Συγκέντρωσης

12

Μοριακότητα (molarity - M)

Αριθμός των mol μιας διαλυμένης ουσίας ανά λίτρο διαλύματος (mol/L).

$$\text{Molarity (M)} = \frac{\text{Moles of solute}}{\text{Liters of solution}}$$

Μοριακό κλάσμα (mole fraction - X)

Ο αριθμός των mol μιας διαλυμένης ουσίας δια τον συνολικό αριθμό των mol των ουσιών που απαρτίζουν το διάλυμα. Για παράδειγμα, ένα διάλυμα 1 mol μεθανόλης σε 5 mol νερού έχει μοριακό κλάσμα μεθανόλης $1/(1+5) = 0.167$. Το μοριακό κλάσμα δεν έχει μονάδες (απαλείφονται).

$$\text{Mole fraction (X)} = \frac{\text{Moles of component}}{\text{Total moles making up the solution}}$$

Μονάδες Συγκέντρωσης

13

Εκατοστιαία περιεκτικότητα κατά μάζα (% μάζα)

Είναι η μάζα της ουσίας δια τη συνολική μάζα του διαλύματος επί 100.

$$\text{Mass percent} = \frac{\text{Mass of component}}{\text{Total mass of solution}} \times 100\%$$

Για παράδειγμα, διάλυμα 10 g γλυκόζης σε 100 g νερό:

$$\text{Mass \% glucose} = \frac{10.0 \text{ g}}{10.0 \text{ g} + 100.0 \text{ g}} \times 100\% = 9.09 \text{ mass \%}$$

Μονάδες Συγκέντρωσης

Για πολύ αραιά διαλύματα, χρησιμοποιούνται και οι εκφράσεις μέρη ανά εκατομμύριο (ppm) και μέρη ανά δισεκατομμύριο (ppb).

$$\text{Parts per million (ppm)} = \frac{\text{Mass of component}}{\text{Total mass of solution}} \times 10^6$$

$$\text{Parts per billion (ppb)} = \frac{\text{Mass of component}}{\text{Total mass of solution}} \times 10^9$$

Συγκέντρωση 1 ppm σημαίνει ότι 1 kg διαλύματος περιέχει 1 mg διαλυμένης ουσίας. Για αραιά υδατικά διαλύματα, όπου 1 kg = 1 L, 1 ppm = 1 mg/L.

Μονάδες Συγκέντρωσης

15

Molality (m)

Είναι ο αριθμός των mol της διαλυμένης ουσίας ανά kg διαλύτη (mol/kg).

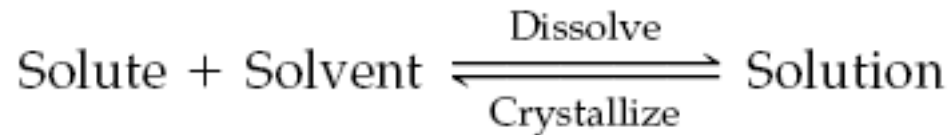
$$\text{Molality } (m) = \frac{\text{Moles of solute}}{\text{Mass of solvent (kg)}}$$

Για παράδειγμα, 1 m KBr σημαίνει ότι 1 mol του άλατος περιέχεται σε 1 kg νερού.

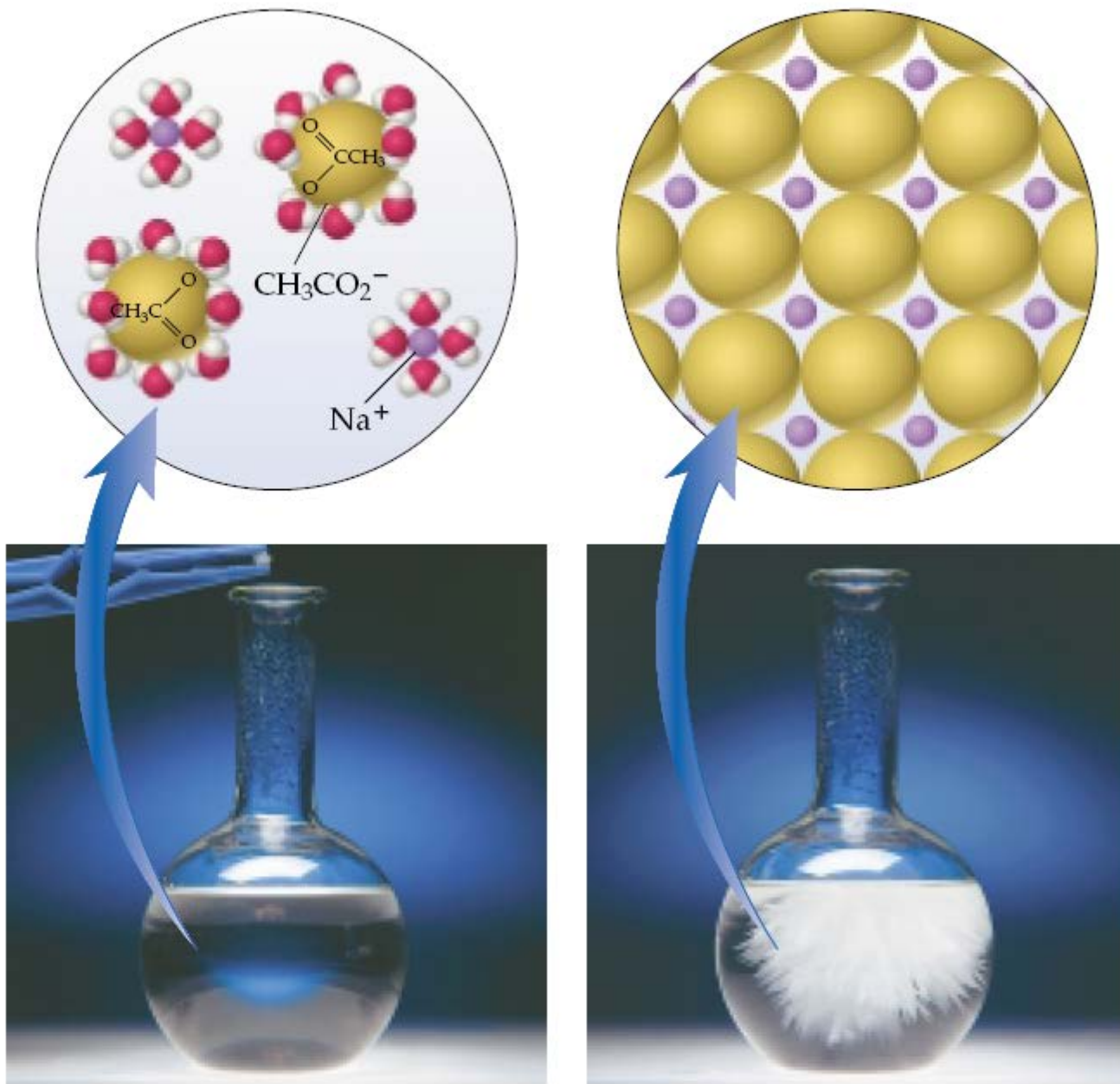
Ορισμένοι Παράγοντες που Επηρεάζουν τη Διαλυτότητα

16

Ας υποθεθεί ότι γίνεται συνεχής προσθήκη NaCl σε νερό. Το άλας αρχικά διαλύεται αλλά από κάποιο σημείο και μετά η διάλυση παύει. Σ' αυτό το σημείο έχει αποκατασταθεί μια δυναμική ισορροπία και όσα ιόντα Na⁺ και Cl⁻ αποσπώνται από τον κρύσταλλο για να ενσωματωθούν στο διάλυμα, τόσα επιστρέφουν ξανά στον κρύσταλλο. Τότε το διάλυμα καθίσταται **κορεσμένο**.



Ουσίες που είναι πιο διαλυτές σε υψηλότερες θερμοκρασίες σχηματίζουν τα **υπέρκορα** διαλύματα, τα οποία περιέχουν ποσότητες διαλυμένης ουσίας πέραν της ισορροπίας. Αυτά τα διαλύματα δεν είναι σταθερά και η διαλυμένη ουσία τείνει να κρυσταλλώσει μόλις η θερμοκρασία επανέλθει σε χαμηλά επίπεδα.

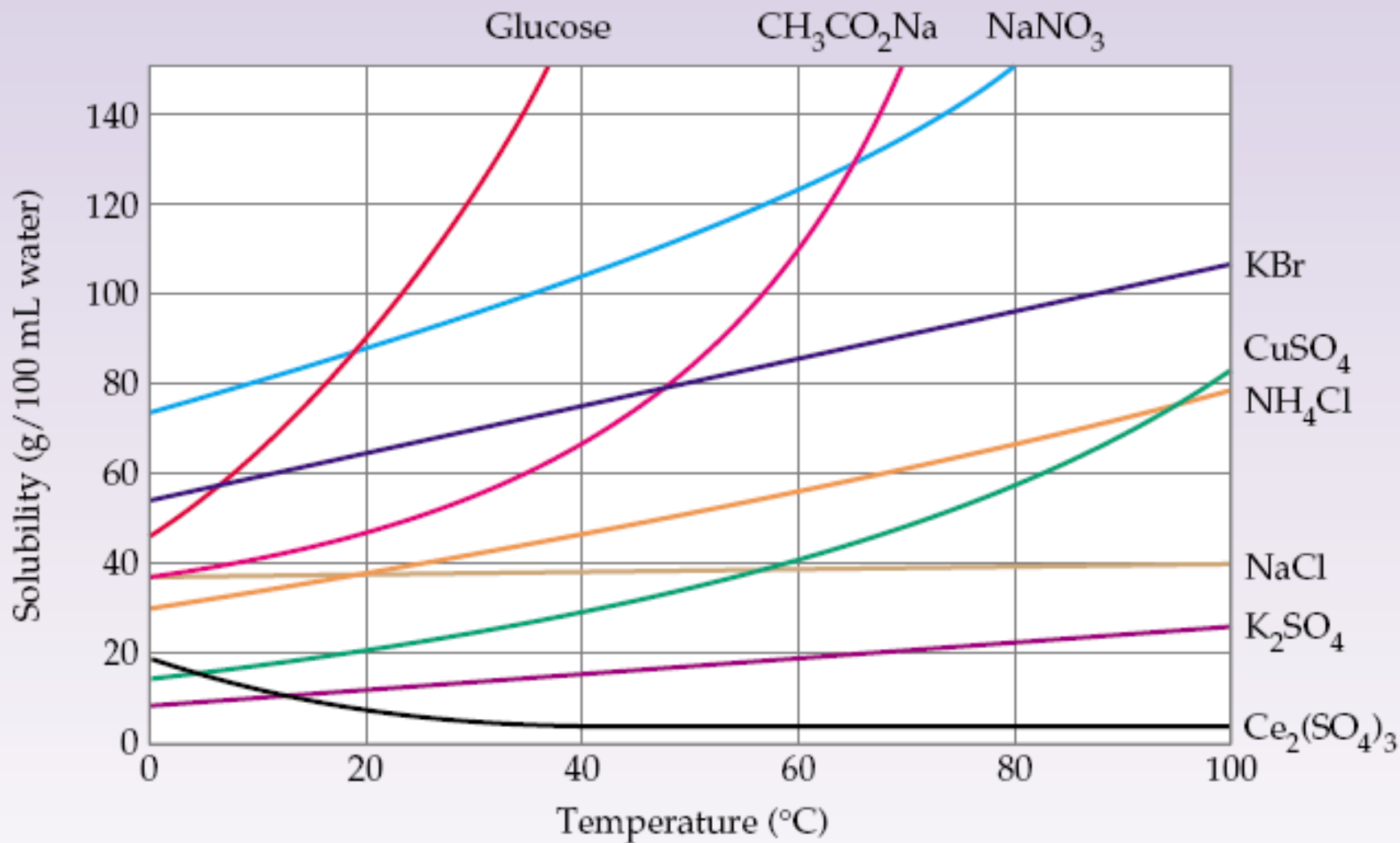


Επίδραση της Θερμοκρασίας στη Διαλυτότητα

Η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας που απαιτείται ανά μονάδα διαλύτη για τη δημιουργία κορεσμένου διαλύματος ονομάζεται **διαλυτότητα**. Η διαλυτότητα σε συγκεκριμένο διαλύτη είναι μια φυσική ιδιότητα, χαρακτηριστική της κάθε ουσίας.

Οι διαλυτότητες είναι εξαρτώμενες από τη θερμοκρασίας και η μέτρηση της διαλυτότητας μιας ουσίας θα πρέπει πάντα ν' αναφέρεται σε συγκεκριμένη θερμοκρασία.

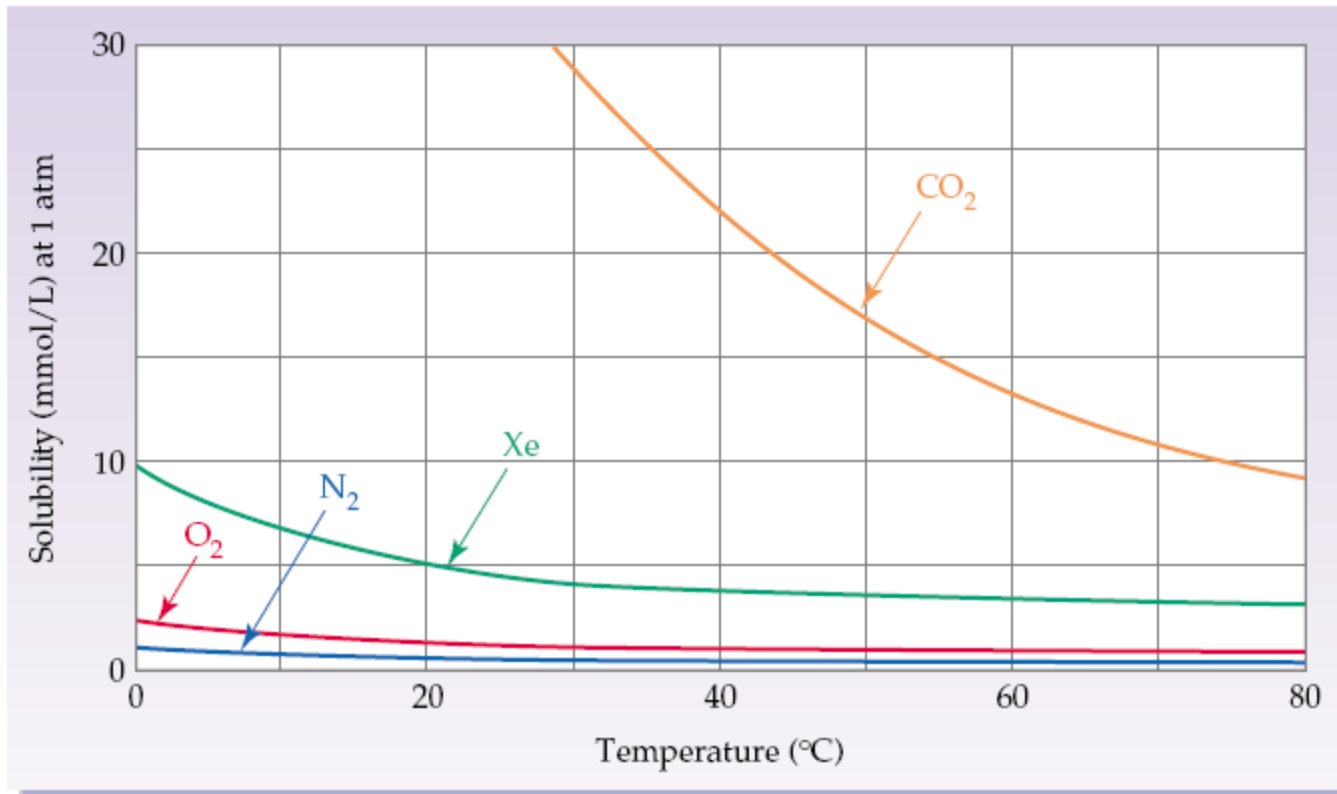
Γενικά, δεν υπάρχει εμφανής συσχέτιση μεταξύ δομής - διαλυτότητας ή διαλυτότητας - θερμοκρασίας. Για ιοντικά στερεά, συνήθως αύξηση της θερμοκρασίας αυξάνει τη διαλυτότητα, αλλά μπορεί να ισχύει και το αντίθετο.



Επίδραση της Θερμοκρασίας στη Διαλυτότητα

20

Η επίδραση της θερμοκρασίας στη διαλυτότητα των αερίων είναι πιο προβλέψιμη απ' ότι η διαλυτότητα των στερεών. Τα περισσότερα αέρια καθίστανται λιγότερο διαλυτά στο νερό καθώς αυξάνει η θερμοκρασία.



Επίδραση της Πίεσης στη Διαλυτότητα

21

Η πίεση δεν έχει πρακτικά καμιά επίδραση στη διαλυτότητα των στερεών και των υγρών, αλλά έχει μεγάλη επίδραση στη διαλυτότητα των αερίων.

Σύμφωνα με το *νόμο του Henry*, η διαλυτότητα ενός αερίου σ' ένα υγρό σε συγκεκριμένη θερμοκρασία είναι ευθέως ανάλογη της μερικής πίεσης του αερίου πάνω από το υγρό.

$$\text{HENRY'S LAW} \quad \text{Solubility} = k \cdot P$$

Η σταθερά k είναι χαρακτηριστική του κάθε αερίου και P είναι η μερική πίεση του αερίου πάνω από το υγρό. Οι μονάδες των σταθερών k είναι mol/(L·atm).

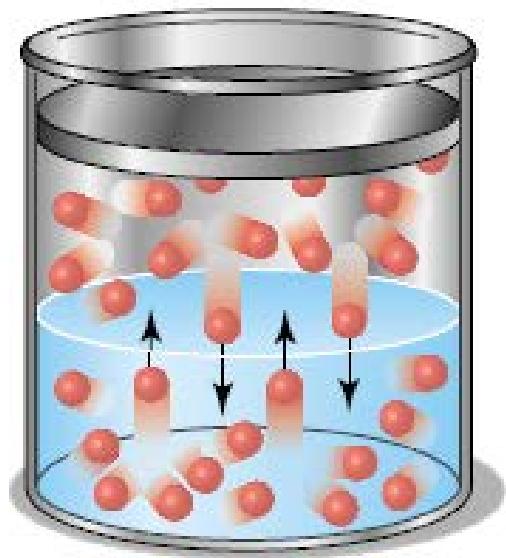
Χαρακτηριστικό παράδειγμα του νόμου του Henry είναι το άνοιγμα αναψυκτικών.

Επίδραση της Πίεσης στη Διαλυτότητα

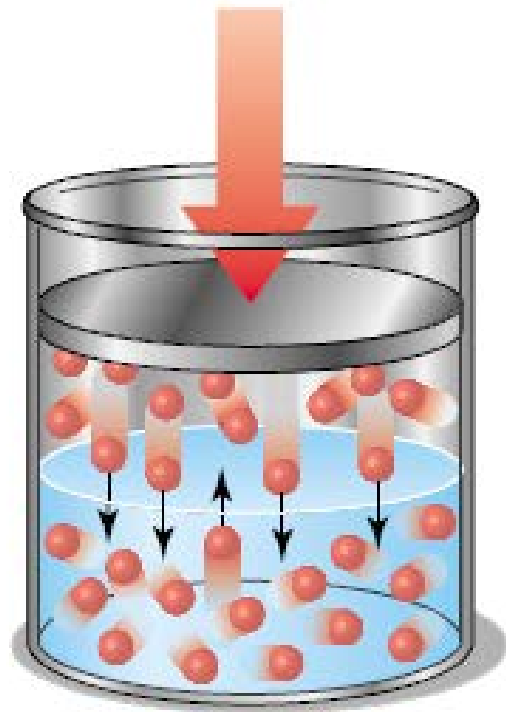
Σε μοριακό επίπεδο, η αύξηση της διαλυτότητας ενός αερίου λόγω της αύξησης πίεσης οφείλεται στη μετατόπιση της ισορροπίας μεταξύ του διαλυμένου και αδιάλυτου αερίου.

Σε συγκεκριμένη πίεση, υπάρχει μια ισορροπία στην οποία ίσοι αριθμοί σωματιδίων αερίου εισέρχονται και εξέρχονται από το διάλυμα.

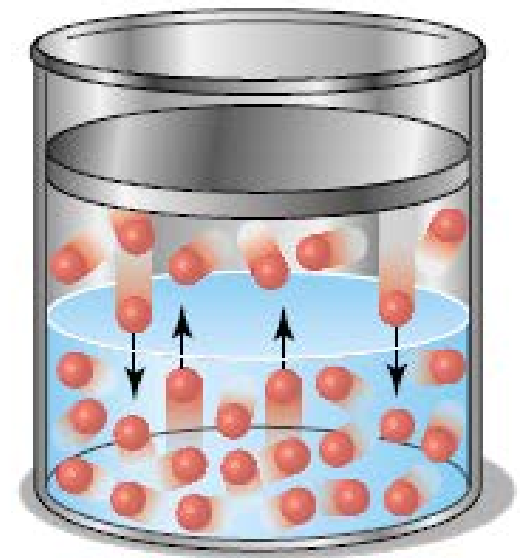
Εντούτοις, όταν η πίεση αυξηθεί, περισσότερα σωματίδια ωθούνται στο διάλυμα απ' ότι αυτά που το εγκαταλείπουν, οπότε αυξάνεται η διαλυτότητα μέχρις ότου επέλθει μια νέα ισορροπία.



(a) Equilibrium



(b) Pressure increase



(c) Equilibrium restored

Φυσική Συμπεριφορά των Διαλυμάτων: Προσθετικές Ιδιότητες

24

Η συμπεριφορά των διαλυμάτων είναι ποιοτικώς όμοια με αυτή των διαλυτών που τα απαρτίζουν, αλλά ποσοτικώς διαφορετική. Οι προσθετικές ιδιότητες των διαλυμάτων εξαρτώνται από την ποσότητα της διαλυμένης ουσίας, αλλά όχι από τη χημική φύση της.

*In comparing the properties of a pure solvent
with those of a solution...*

**Colligative
properties**

Vapor pressure of solution is lower.
Boiling point of solution is higher.
Freezing point of solution is lower.
Osmosis, the migration of solvent molecules through a semipermeable membrane, occurs when solvent and solution are separated by the membrane.

Ελάττωση της Τάσης Ατμών των Διαλυμάτων: Ο Νόμος του Raoult

25

Εάν η διαλυμένη ουσία είναι μη-πητική και δεν παρουσιάζει σημαντική τάση ατμών (διαλύματα στερεών), τότε η τάση ατμών του διαλύματος είναι πάντα μικρότερη από την τάση ατμών του καθαρού διαλύτη.

Εάν η διαλυμένη ουσία είναι πητική και παρουσιάζει σημαντική τάση ατμών, όπως συμβαίνει συχνά σε μίγματα δύο υγρών, τότε η τάση ατμών του μίγματος είναι ενδιάμεση των τάσεων ατμών των δύο καθαρών υγρών.

Ελάττωση της Τάσης Ατμών των Διαλυμάτων: Ο Νόμος του Raoult

26

Διαλύματα με μη-πτητικές διαλυμένες ουσίες

Σύμφωνα με το νόμο του Raoult, η τάση ατμών ενός διαλύματος που περιέχει μη-πτητική διαλυμένη ουσία είναι ίση με την τάση ατμών του καθαρού διαλύτη επί το γραμμομοριακό κλάσμα του διαλύτη.

$$P_{\text{soln}} = P_{\text{solv}} \times X_{\text{solv}}$$

Όπου P_{soln} είναι η τάση ατμών του διαλύματος, P_{solv} η τάση ατμών του διαλύτη στη ίδια θερμοκρασία και X_{solv} το γραμμομοριακό κλάσμα του διαλύτη στο διάλυμα.

Ελάττωση της Τάσης Ατμών των Διαλυμάτων: Ο Νόμος του Raoult

27

Παράδειγμα

Διάλυμα 1 mol γλυκόζης σε 15 mol νερού στους 25 °C.

Η τάση ατμών του καθαρού νερού στους 25 °C είναι 23.76 mm Hg. Το γραμμομοριακό κλάσμα του νερού στο διάλυμα είναι $15/(15 + 1) = 0.938$. Άρα:

$$P_{\text{soln}} = P_{\text{solv}} \times X_{\text{solv}} = 23.76 \text{ mm Hg} \times \frac{15.0 \text{ mol}}{1.00 \text{ mol} + 15.0 \text{ mol}} = 22.3 \text{ mm Hg}$$

$$\Delta P_{\text{soln}} = P_{\text{solv}} - P_{\text{soln}} = 23.76 \text{ mm Hg} - 22.3 \text{ mm Hg} = 1.5 \text{ mm Hg}$$

Ελάττωση της Τάσης Ατμών των Διαλυμάτων: Ο Νόμος του Raoult

28

Για ιοντικές ουσίες, όπως το NaCl, πρέπει να υπολογιστεί το γραμμομοριακό κλάσμα με βάση τη συνολική συγκέντρωση των σωματιδίων (ιόντων) της διαλυμένης ουσίας.

$$X_{\text{water}} = \frac{15.0 \text{ mol H}_2\text{O}}{1.00 \text{ mol Na}^+ + 1.00 \text{ mol Cl}^- + 15.0 \text{ mol H}_2\text{O}} = 0.882$$

$$P_{\text{soln}} = P_{\text{solv}} \times X_{\text{solv}} = 23.76 \text{ mm Hg} \times 0.882 = 21.0 \text{ mm Hg}$$

Ο νόμος του Raoult έχει εφαρμογή μόνο σε ιδανικά διαλύματα και παρατηρούνται σημαντικές αποκλίσεις όταν η συγκέντρωση της διαλυμένης ουσίας αυξάνει.

Η εφαρμογή του νόμου έχει βέλτιστη προσέγγιση σε αραιά διαλύματα και όταν στα σωματίδια της διαλυμένης ουσίας και του διαλύτη ασκούνται όμοιες διαμοριακές δυνάμεις.

Ελάττωση της Τάσης Ατμών των Διαλυμάτων: Ο Νόμος του Raoult

Όταν οι διαμοριακές δυνάμεις μεταξύ των σωματιδίων της διαλυμένης ουσίας και των μορίων του διαλύτη είναι ασθενέστερες αυτών μεταξύ των μορίων του διαλύτη, τότε τα μόρια του διαλύτη συγκρατούνται πιο χαλαρά στο διάλυμα και η τάση ατμών είναι μεγαλύτερη απ' ό τι προβλέπει ο νόμος του Raoult. Όταν ισχύει το αντίστροφο, η τάση ατμών είναι μικρότερη.

Πιο συγκεκριμένα, διαλύματα ιοντικών ενώσεων έχουν συχνά χαμηλότερη τάση ατμών απ' την προβλεπόμενη, γιατί οι δυνάμεις ιόντος - δίπολου μεταξύ των διαλυμένων ιόντων και των μορίων νερού είναι πολύ ισχυρές.

Ελάττωση της Τάσης Ατμών των Διαλυμάτων: Ο Νόμος του Raoult

30

Διαλύματα με πτητική διαλυμένη ουσία

Σύμφωνα με το νόμο του Dalton, η συνολική τάση ατμών P_{total} ενός μίγματος δύο πτητικών υγρών A και B είναι το άθροισμα των τάσεων ατμών των δύο ξεχωριστών ουσιών, P_A και P_B .

$$P_{\text{total}} = P_A + P_B$$

Οι ξεχωριστές πιέσεις P_A και P_B υπολογίζονται από το νόμο του Raoult. Δηλαδή η συνολική πίεση μπορεί να εκφραστεί ως:

$$P_{\text{total}} = P_A + P_B = (P^\circ_A \cdot X_A) + (P^\circ_B \cdot X_B)$$

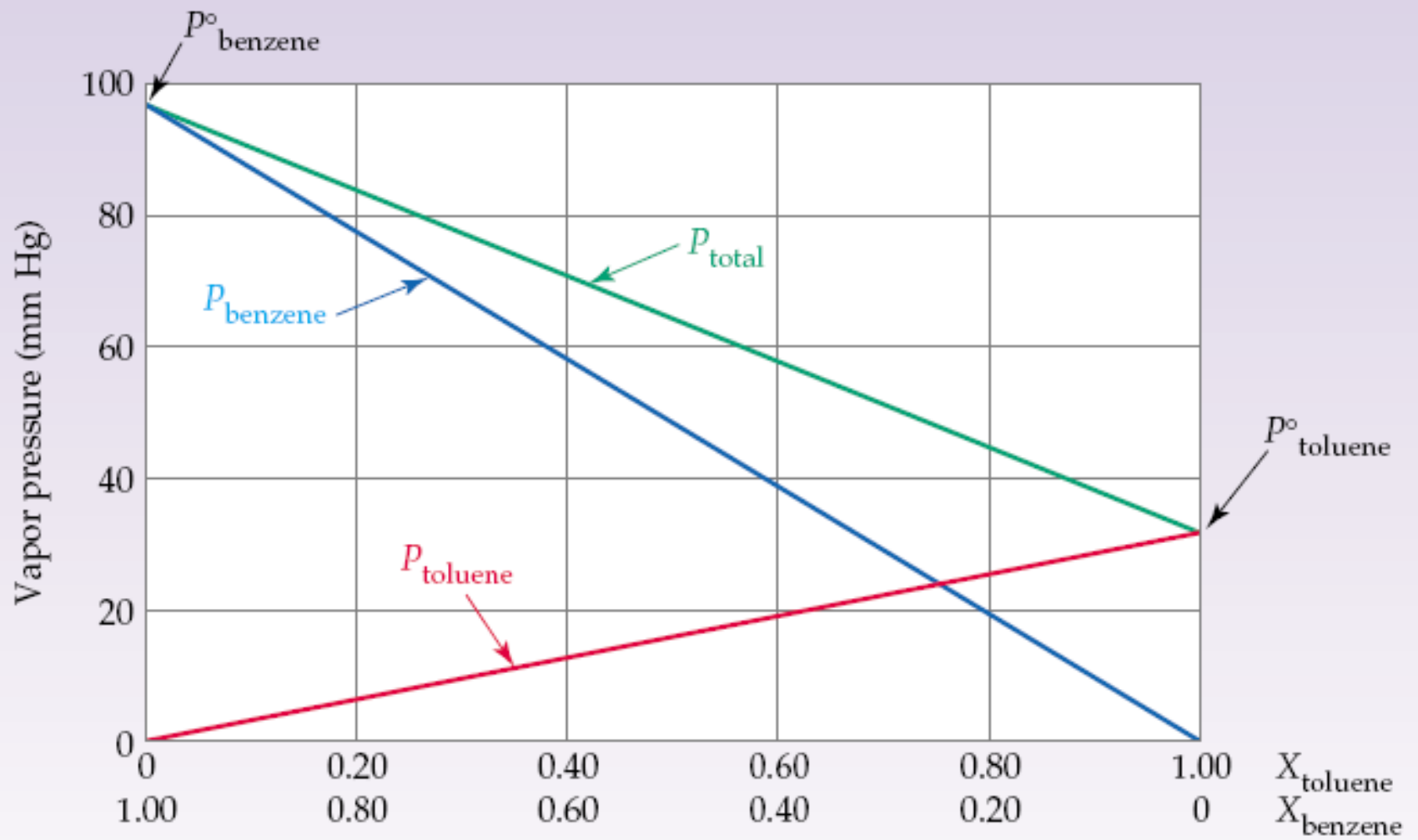
Ελάττωση της Τάσης Ατμών των Διαλυμάτων: Ο Νόμος του Raoult

31

Για παράδειγμα, δίνεται ένα ισομοριακό μίγμα (αναλογία mol 1:1) βενζολίου / τολουενίου. Στους 25 °C, η τάση ατμών των δύο αυτών ουσιών είναι 96 και 30.3 mm Hg, αντίστοιχα. Αφού το μίγμα είναι ισομοριακό, για κάθε ένωση θα ισχύει $X = 0.5$.

$$\begin{aligned}P_{\text{total}} &= (P^{\circ}_{\text{benzene}})(X_{\text{benzene}}) + (P^{\circ}_{\text{toluene}})(X_{\text{toluene}}) \\&= (96.0 \text{ mm Hg} \times 0.500) + (30.3 \text{ mm Hg} \times 0.500) \\&= 48.0 \text{ mm Hg} + 15.2 \text{ mm Hg} = 63.2 \text{ mm Hg}\end{aligned}$$

Αυτό που παρατηρείται είναι ότι η τάση ατμών του μίγματος έχει τιμή ενδιάμεση των τιμών των δύο ξεχωριστών συστατικών ουσιών.



Όσμωση & Οσμωτική Πίεση

Υπάρχουν υλικά, όπως οι κυτταρικές μεμβράνες, τα οποία φέρουν πόρους, μέσω των οποίων μπορούν να διαπερνούν μόρια νερού και άλλα μικρά μόρια, αλλά δεν μπορούν να διέλθουν μακρομόρια. Αυτά τα υλικά ονομάζονται *ημιπερατά*.

Όταν ένα διάλυμα και καθαρός διαλύτης (ή δύο διαλύματα διαφορετικής συγκέντρωσης) διαχωρίζονται με ημιπερατό υλικό (μεμβράνη), τότε μόρια διαλύτη διακινούνται μέσω του υλικού, ένα φαινόμενο που ονομάζεται **όσμωση**.

Ως αποτέλεσμα, η πλευρά του διαλύματος εμπλουτίζεται σε μόρια διαλύτη και η συγκέντρωση του διαλύματος μειώνεται.

Όσμωση & Οσμωτική Πίεση

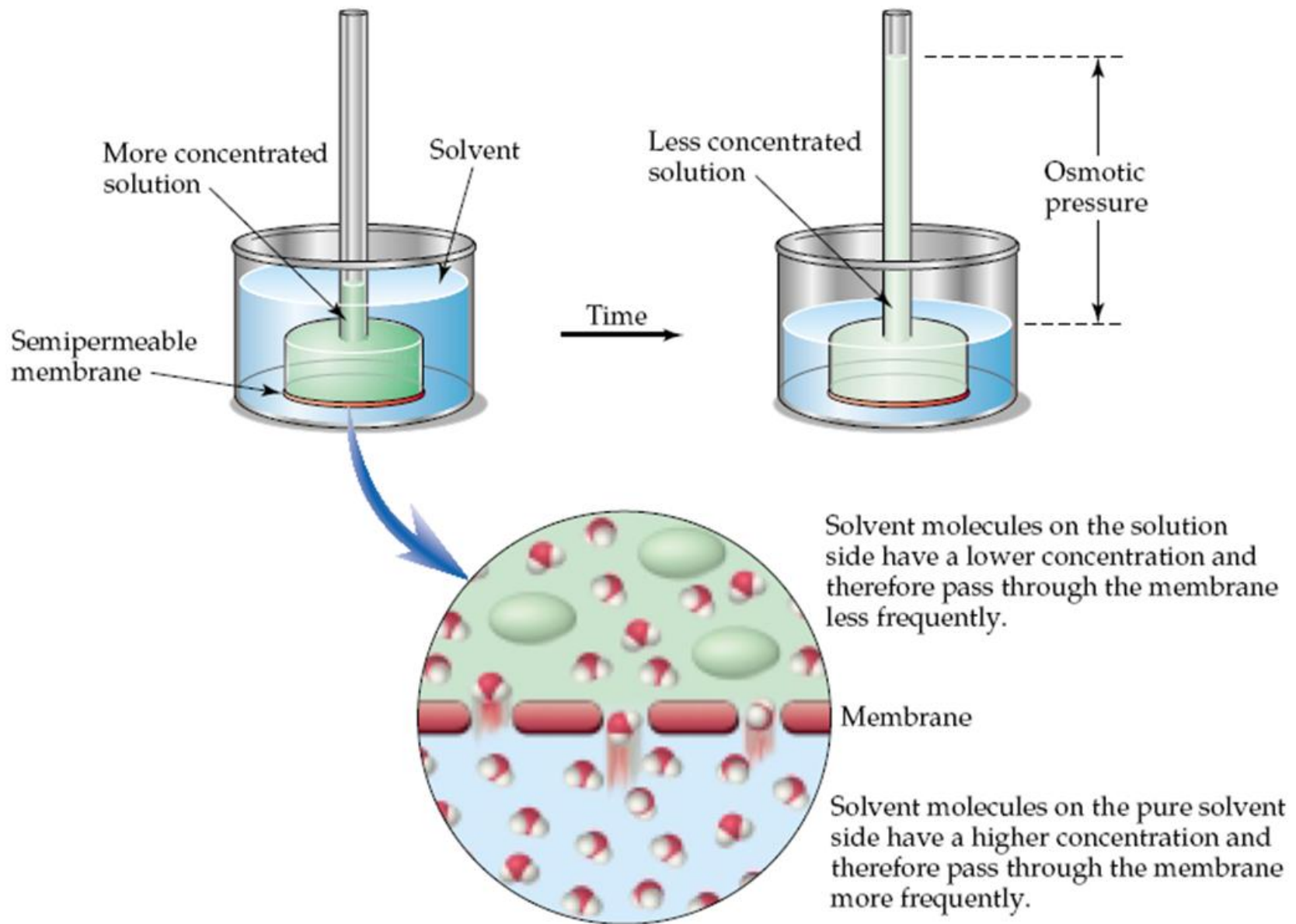
Οσμωτική πίεση (Π) είναι η πίεση που πρέπει ν' ασκηθεί σ' ένα διάλυμα, έτσι ώστε ν' ανασταλεί το φαινόμενο της όσμωσης.

Η οσμωτική πίεση μεταξύ του διαλύματος και του καθαρού διαλύτη εξαρτάται από τη συγκέντρωση των σωματιδίων της διαλυμένης ουσίας, σύμφωνα με τον τύπο:

$$\Pi = MRT$$

Όπου M είναι η μοριακή συγκέντρωση (molarity) των σωματιδίων της διαλυμένης ουσίας, R η σταθερά των αερίων [$0.08206 \text{ (L}\cdot\text{atm)/(K}\cdot\text{mol)}$] και T η θερμοκρασία σε kelvin. Για παράδειγμα, 1 M διάλυματος γλυκόζης στους 300 K θα έχει οσμωτική πίεση:

$$\Pi = MRT = 1.00 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0.08206 \frac{\text{L}\cdot\text{atm}}{\text{K}\cdot\text{mol}} \times 300 \text{ K} = 24.6 \text{ atm}$$

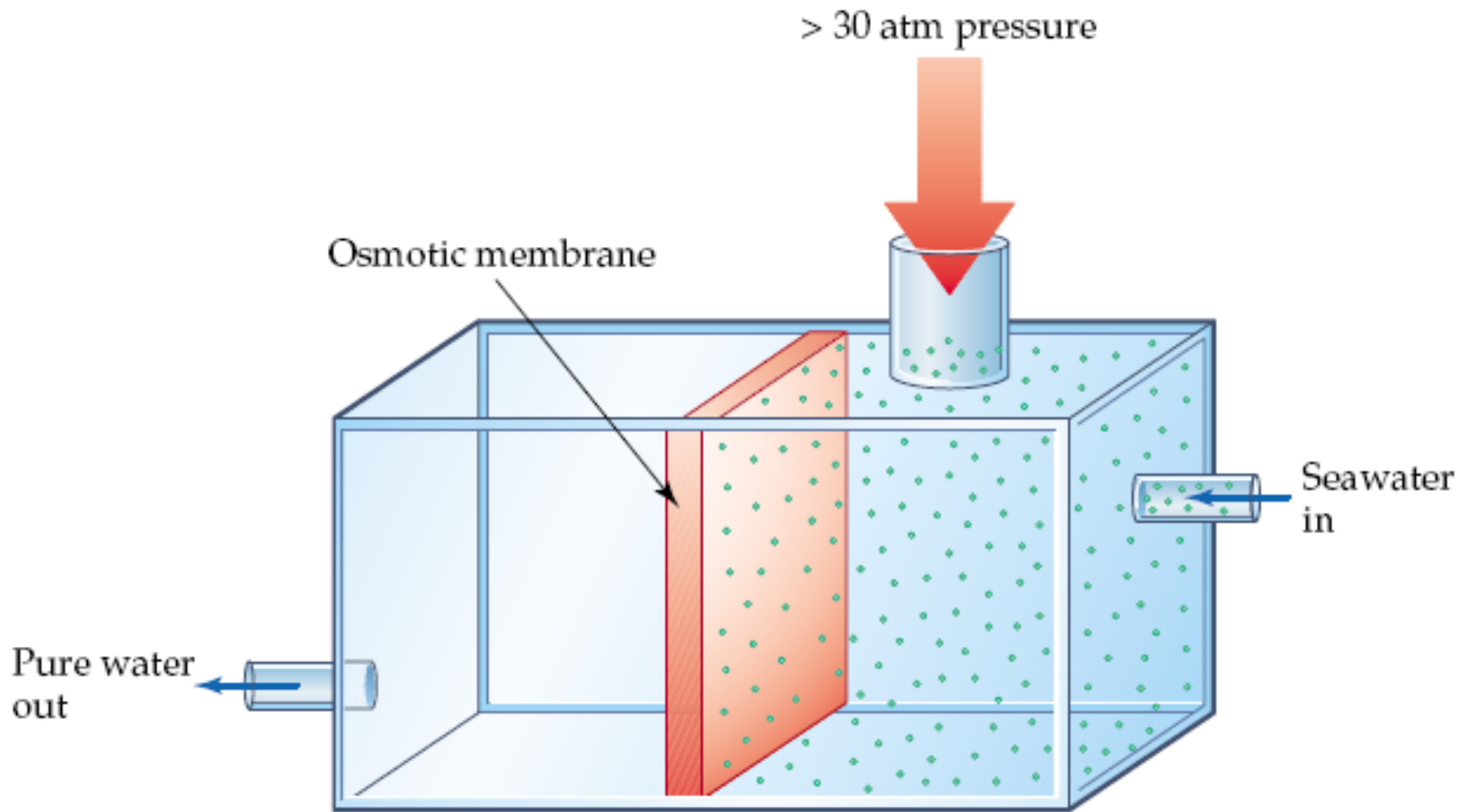


Μερικές Χρήσεις των Προσθετικών Ιδιοτήτων

Αφαλάτωση θαλασσινού νερού με ανάστροφη όσμωση

Όταν καθαρό και θαλασσινό νερό διαχωριστούν με ημιπερατή μεμβράνη, τα μόρια του καθαρού νερού περνούν στην πλευρά του θαλασσινού και η ισορροπία αποκαθίσταται στις 30 atm, στους 25 °C.

Εάν ασκηθεί πίεση μεγαλύτερη των 30 atm, τότε παρατηρείται το ανάστροφο φαινόμενο, κι έτσι λαμβάνεται νερό απαλλαγμένο από τις διαλυμένες ουσίες που περιέχονται στο θαλασσινό.



Μερικές Χρήσεις των Προσθετικών Ιδιοτήτων

Κλασματική απόσταξη υγρών μιγμάτων

Η κλασματική απόσταξη μπορεί να εφαρμοστεί όταν έρθει σε θερμοκρασία ζέσεως μίγμα πτητικών υγρών και κατόπιν συμπυκνωθούν οι ατμοί.

Επειδή ο ατμός είναι εμπλουτισμένος με την ουσία που έχει την υψηλότερη τάση ατμών, σύμφωνα με το νόμο του Raoult, οι συμπυκνωμένοι ατμοί είναι επίσης εμπλουτισμένοι σ' αυτήν την ουσία, κι έτσι επιτυγχάνεται μερικώς διαχωρισμός. Εάν η διαδικασία επαναληφθεί αρκετές φορές, επιτυγχάνεται πρακτικά και διαχωρισμός.

