



Π1. Προσθετικές Ιδιότητες Διαλυμάτων.

Π1.0 Εισαγωγή.

(1)

- Όταν διαλύεται μία ουσία στο νερό, το διάλυμα που προκύπτει έχει νέες ιδιότητες ως προς το διαλύτη (νερό). Άλλη πυκνότητα, άλλο ιξώδες κ.λπ.
- Ωστόσο, υπάρχει ένα σύνολο ιδιοτήτων στο διάλυμα το οποίο είναι
- **ανεξάρτητο από τη φύση της διαλυμένης ουσίας (μορίων ή ιόντων) και**
- **εξαρτάται μόνο από τον αριθμό των διαλυμένων σωματιδίων σε ορισμένη ποσότητα διαλύματος (ή διαλύτη).**



Π1. Προσθετικές Ιδιότητες Διαλυμάτων.

Π1.0 Εισαγωγή.

(2)

➤ Έτσι, π.χ διπλάσια ποσότητα διαλυμένου σώματος προκαλεί διπλάσια μεταβολή στις ιδιότητες. Αυτές οι ιδιότητες ονομάζονται **προσθετικές ή αθροιστικές** και είναι:

- ✓ η ελάττωση της τάσης των ατμών του διαλύτη
- ✓ η ανύψωση του σημείου βρασμού του διαλύτη
- ✓ η ταπείνωση του σημείου πήξεως του διαλύτη
- ✓ η ωσμωτική πίεση του διαλύματος



Π1.1 Μείωση της Τάσης Ατμών – Νόμος Raoult. (1)

- Είναι γνωστό ότι η τάση ατμών ενός υγρού είναι η πίεση που ασκούν οι ατμοί του υγρού όταν το υγρό βρίσκεται σε ισορροπία με τους ατμούς του.

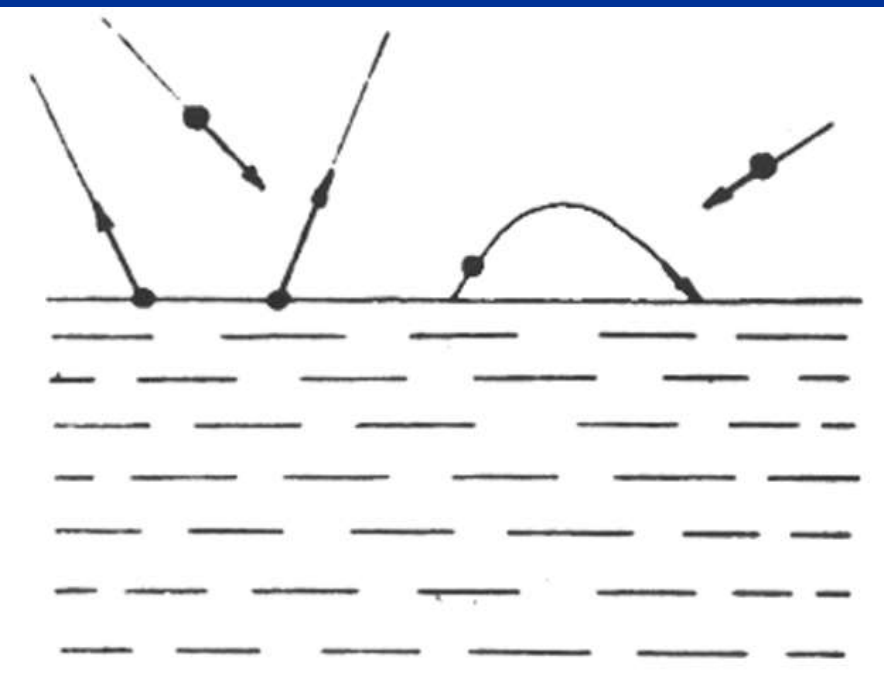


- Κατά τη διάλυση μιας μη πτητικής ουσίας σε ένα υγρό διαλύτη π.χ. διάλυση ενός στερεού, παρατηρείται ελάττωση της τάσης ατμών του διαλύτη. Το υγρό, δηλαδή, εξατμίζεται δυσκολότερα.
- **Ερμηνεία :** Στην επιφάνεια του καθαρού διαλύτη υπάρχουν αποκλειστικά μόρια διαλύτη.
- Ορισμένα από αυτά υπερνικούν τις διαμοριακές δυνάμεις και εξατμίζονται.
- Η παρουσία του μη πτητικού διαλυμένου σώματος ελαττώνει τον αριθμό των μορίων του διαλύτη στην επιφάνεια του υγρού, επομένως η εξάτμιση περιορίζεται και η τάση ατμών ελαττώνεται.
- Όσο μεγαλύτερη είναι η ποσότητα του διαλυμένου σώματος, τόσο μεγαλύτερη είναι και η μείωση της τάσης ατμών που θα παρατηρηθεί.



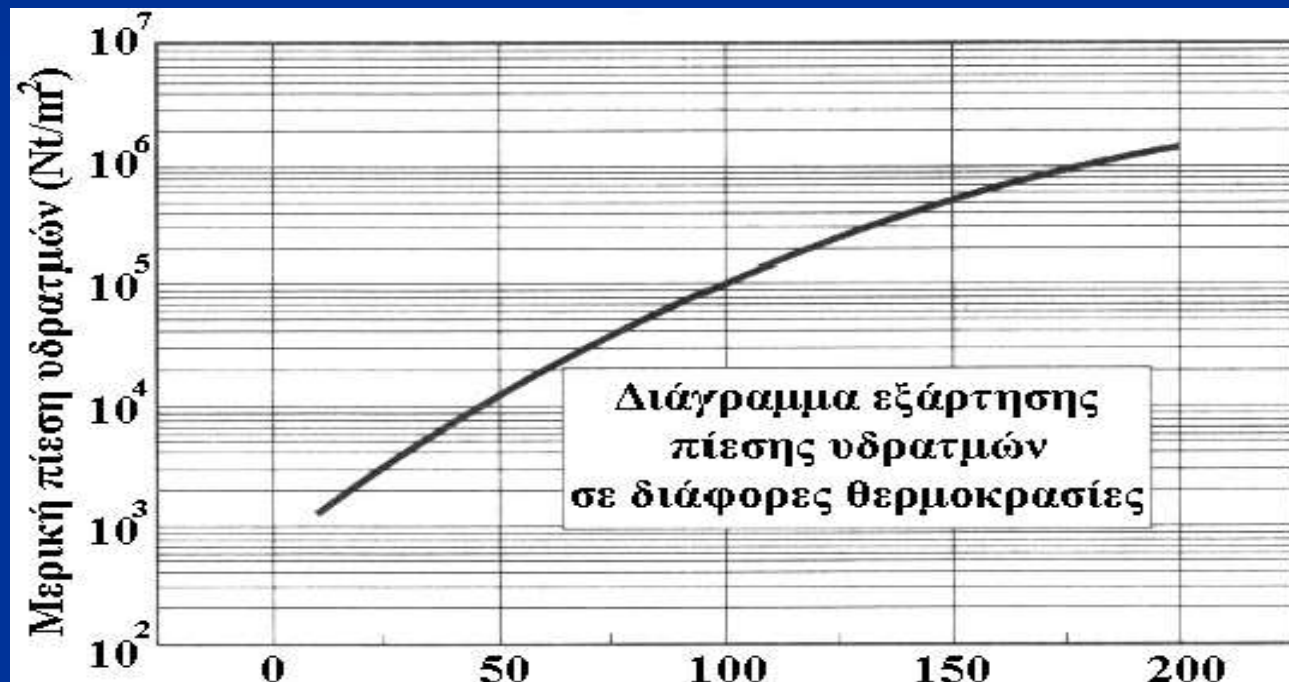
Π1.1 Μείωση της Τάσης Ατμών – Νόμος Raoult. (2)

- Μόρια ενός υγρού τα οποία εγκαταλείπουν την ελεύθερη επιφάνειά του, σχηματίζουν ένα νέφος ατμών το οποίο καλύπτει την επιφάνεια του υγρού. Το νέφος αυτό αυξάνεται ή ελαττώνεται ανάλογα με τη διεύθυνση της ταχύτητας του καθαρού αριθμού των μορίων που διασχίζουν τη διαχωριστική επιφάνεια. Η πίεση του νέφους αυτού καλείται **πίεση ατμών υγρού ή τάση ατμών**.



Κινήσεις μορίων νέφους ατμών που καλύπτει την επιφάνεια του υγρού.

Ενδεικτική βιβλιογραφία Αυλωνίτης Σ.
Επιμέλεια ΒΟΥΡΟΣ Α.

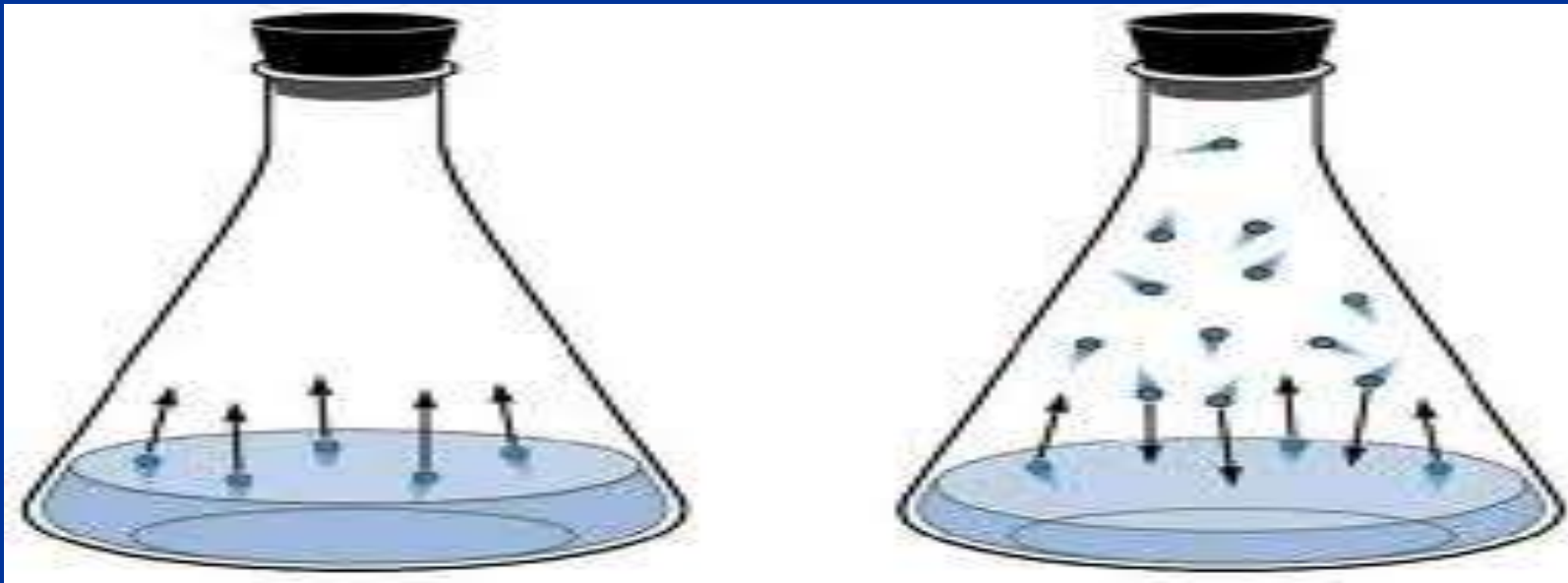


Μεταβολή πίεσης υδρατμών συναρτήσει της θερμοκρασίας του νερού.



Π1.1 Μείωση της Τάσης Ατμών – Νόμος Raoult. (3)

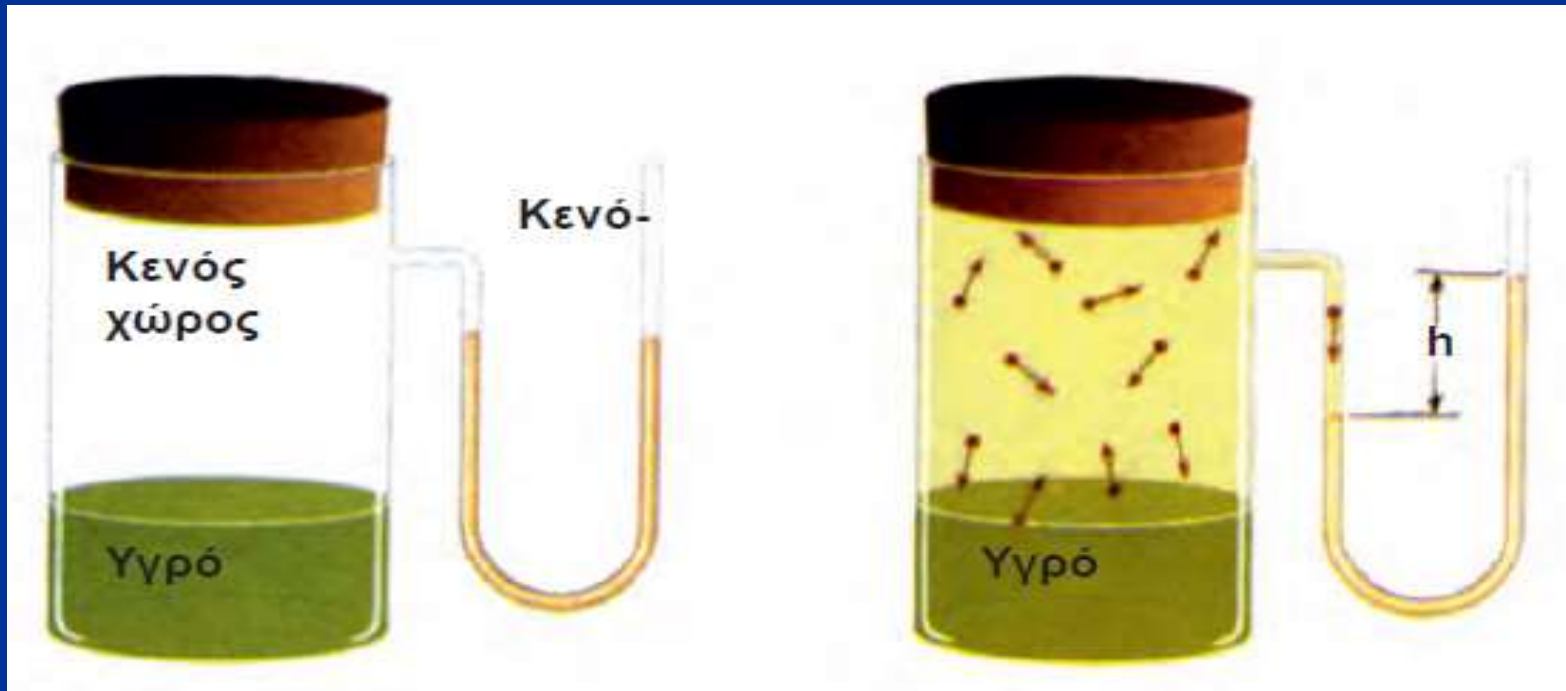
- Για την καλύτερη κατανόηση της έννοιας των κορεσμένων ατμών θεωρούμε ένα αερόκενο δοχείο στο οποίο αφήνουμε να εισρεύσει μικρή ποσότητα υγρού (π.χ νερού). Το υγρό εξατμίζεται σε ένα βαθμό και ένα μανόμετρο θα δείξει μια πίεση (τάση ατμών) που ασκούν οι ατμοί του υγρού. Αν συνεχίσουμε να προσθέτουμε υγρό στο δοχείο η τάση ατμών θα αυξάνεται μέχρι μια μέγιστη τιμή που είναι η τάση των κορεσμένων ατμών. Αν συνεχίσουμε να προσθέτουμε υγρό η τάση ατμών δεν θα μεταβάλλεται πλέον ενώ η επιπλέον ποσότητα υγρού που ρίχνουμε θα παραμένει στον πυθμένα του δοχείου. Δηλ. η ύπαρξη κορεσμένων ατμών σημαίνει τη συνύπαρξη υγρής και αέριας φάσης.





Π1.1 Μείωση της Τάσης Ατμών – Νόμος Raoult. (3)

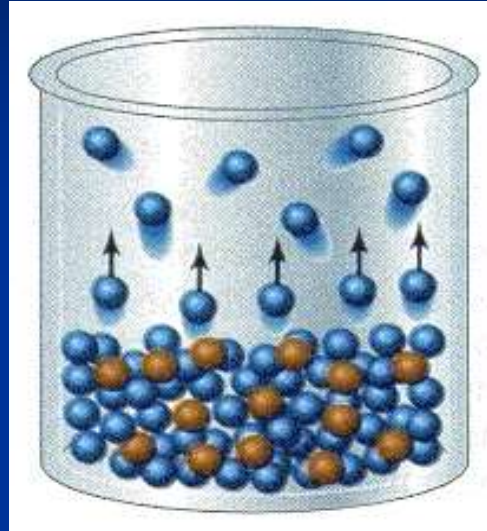
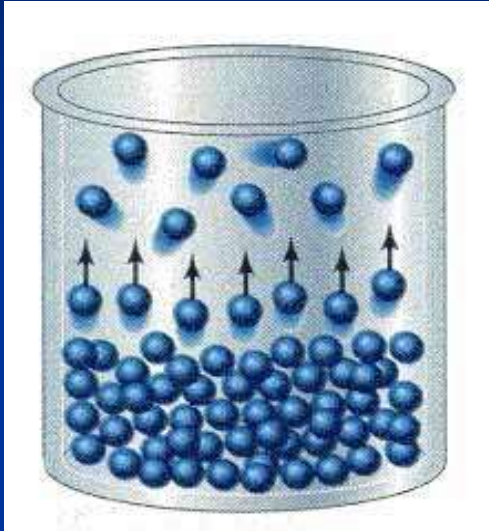
Το πρώτο δοχείο απεικονίζει το υγρό στην αρχική κατάσταση και το δεύτερο στην κατάσταση ισορροπίας. Η τάση ατμών ενός υγρού αναφέρεται στην κατάσταση ισορροπίας υγρού - ατμού σε μια ορισμένη θερμοκρασία.





Π1.1 Μείωση της Τάσης Ατμών – Νόμος Raoult.

(4)



F. M. Raoult (1830-1901)
Γάλλος χημικός. Από το 1867 και μέχρι το θάνατό του ήταν καθηγητής στο πανεπιστήμιο της Γκρενόμπλ. Μελέτησε πειραματικά τις προσθετικές ιδιότητες, όπως την ελάττωση του σ.π. και ελάττωση της τάσης ατμών μοριακών και ηλεκτρολυτικών διαλυμάτων.

Η παρουσία μη πτητικής διαλυμένης ουσίας προκαλεί μείωση της τάσης ατμών του υγρού-διαλύτη.

- Το θέμα, της μείωσης της τάσης ατμών ενός υγρού κατά τη διάλυση σε αυτό μιας μη πτητικής ουσίας, μελετήθηκε πειραματικά το 1886 από τον Raoult. Τα αποτελέσματα της μελέτης του αυτής διατυπώθηκαν με τη μορφή ενός νόμου, (**νόμος Raoult**).



Π1.1 Μείωση της Τάσης Ατμών – Νόμος Raoult. (5)

Υπάρχουν αρκετοί τρόποι διατύπωσης του νόμου αυτού.

- Σε αραιά μοριακά διαλύματα μη πτητικών διαλυμένων ουσιών η τάση των ατμών του διαλύματος είναι ίση με την τάση ατμών του καθαρού διαλύτη στην ίδια θερμοκρασία πολλαπλασιασμένη με το γραμμομοριακό κλάσμα του διαλύτη στο διάλυμα. Μαθηματικά εκφρασμένος ο νόμος αυτός είναι:

$$P = P^{\circ} \chi_{\text{διαλύτη}}$$

όπου, P = τάση ατμών του διαλύματος

P° = τάση ατμών του καθαρού διαλύτη

$\chi_{\text{διαλύτη}}$ = γραμμομοριακό κλάσμα του διαλύτη στο διάλυμα

$\chi_{\text{διαλύτη}} = n_{\text{διαλύτη}} / (n_{\text{διαλύτη}} + n_{\text{ουσίας}})$

$n_{\text{διαλύτη}}$ = αριθμός mol διαλύτη

$n_{\text{ουσίας}}$ = αριθμός mol διαλυμένης ουσίας



Π1.1 Μείωση της Τάσης Ατμών – Νόμος Raoult. (6)

Υπάρχουν αρκετοί τρόποι διατύπωσης του νόμου αυτού.

- Η σχετική ελάττωση της τάσης ατμών του διαλύτη, όταν διαλυθεί σε αυτόν μια μη πτητική ουσία, είναι ίση με το γραμμομοριακό κλάσμα της διαλυμένης ουσίας.

$$(\Delta P)_{\text{σχ}} = (P^{\circ} - P) / P^{\circ} = \chi_{\text{ουσίας}}$$

όπου, P = τάση ατμών του διαλύματος

P° = τάση ατμών του καθαρού διαλύτη

$\chi_{\text{διαλύτη}}$ = γραμμομοριακό κλάσμα του διαλύτη στο διάλυμα

$\chi_{\text{διαλύτη}} = n_{\text{διαλύτη}} / (n_{\text{διαλύτη}} + n_{\text{ουσίας}})$

$n_{\text{διαλύτη}}$ = αριθμός mol διαλύτη

$n_{\text{ουσίας}}$ = αριθμός mol διαλυμένης ουσίας



Π1.1 Μείωση της Τάσης Ατμών – Νόμος Raoult.

(7)

Παρατηρήσεις

- 1. Ο νόμος Raoult ισχύει και όταν υπάρχουν περισσότερες από μία μη πτητικές διαλυμένες ουσίες. Τότε, $n = n_1 + n_2 + n_3 + \dots$
- 2. Ο νόμος του Raoult μπορεί να εφαρμοστεί και σε μίγματα πτητικών υγρών. Στην περίπτωση αυτή το κάθε υγρό δρα ως διαλύτης, που διαλύει το άλλο. Αυτό σημαίνει ότι η τάση των ατμών του καθενός υγρού μειώνεται, σύμφωνα με το νόμο του Raoult. Έτσι, στην περίπτωση διαλύματος πτητικών υγρών A και B, ισχύει:

$$P_A = P_A^0 \chi_A \text{ και } P_B = P_B^0 \chi_B$$

P_A^0 και P_B^0 : οι τάσεις ατμών των καθαρών υγρών A και B

P_A και P_B : οι τάσεις ατμών των υγρών A και B, όταν τα υγρά αυτά είναι αναμιγμένα μεταξύ τους και

χ_A, χ_B : τα γραμμομοριακά κλάσματα των A και B στο διάλυμα.

Η τάση ατμών (κορεσμένων) είναι η πίεση που ασκούν οι υπερκείμενοι ατμοί ενός διαλύματος που βρίσκονται σε ισορροπία με το διάλυμα.



Π1.1 Μείωση της Τάσης Ατμών – Νόμος Raoult.

(8)

Παρατηρήσεις

- 3. Ο νόμος του Raoult είναι ακριβής σε ιδανικά διαλύματα.
- **Ιδανικό θεωρείται** το διάλυμα του οποίου οι διαμοριακοί δεσμοί μεταξύ διαλύτη - διαλυμένου σώματος (π.χ. A-B) είναι της ίδιας περίπτωσης ισχύος με αυτούς που εμφανίζονται μεταξύ των μορίων διαλύτη - διαλύτη (π.χ. A-A) και διαλυμένου σώματος - διαλυμένου σώματος (π.χ. B-B).
- Πιθανόν κανένα διάλυμα δεν καλύπτει πλήρως τις προϋποθέσεις αυτές. Πολλά όμως διαλύματα θεωρούνται ότι προσεγγίζουν ικανοποιητικά την εικόνα αυτή, ώστε να θεωρούνται ιδανικά.
- Παράδειγμα το μίγμα υδρογονανθράκων στη βενζίνη ή το μίγμα βενζολίου - τολουολίου.
- Γενικώς ο νόμος του Raoult εφαρμόζεται ικανοποιητικά σε αραιά διαλύματα μοριακών ενώσεων σε υγρά, καθώς και σε διαλύματα δύο χημικά παρομοίων υγρών.



Π1.1 Μείωση της Τάσης Ατμών – Νόμος Raoult. (9)

Παράδειγμα

Ποια είναι η τάση ατμών υδατικού διαλύματος γλυκόζης ($C_6H_{12}O_6$) περιεκτικότητας 5% w/w στους $27^\circ C$, αν η τάση ατμών του νερού στους $27^\circ C$ είναι $P_0 = 30 \text{ mmHg}$.

ΛΥΣΗ

Η γλυκόζη επειδή είναι στερεό δε δίνει ατμούς. Οι μόνοι ατμοί που προκύπτουν από το διάλυμα είναι αυτοί του νερού. Το διάλυμα δίνει λιγότερους ατμούς από το καθαρό νερό και η τάση ατμών του διαλύματος P δίνεται από τον τύπο:

$$P = P^0 \frac{n_{H_2O}}{n_{H_2O} + n_{\text{ουσίας}}}$$

Στη συγκεκριμένη περίπτωση 100 g διαλύματος περιέχουν 5 g $C_6H_{12}O_6$ και 95 g H_2O , άρα

$$\frac{n_{H_2O}}{n_{\text{ολ}}} = \frac{\frac{95}{18}}{\frac{95}{18} + \frac{5}{180}} = 0,995 \quad (M_{\text{r γλυκόζης}} = 180 \text{ και } M_{\text{r } H_2O} = 18)$$

$$P = P^0 \frac{n_{H_2O}}{n_{\text{ολ}}} = 30 \text{ mmHg} \cdot 0,995 = 29,85 \text{ mmHg}$$



Π1.2 Ανύψωση του σημείου βρασμού και ταπείνωση του σημείου πήξης. (1)

Ανύψωση σημείου βρασμού

- Το πέρασμα για κάθε ουσία από τη μία φάση στην άλλη είναι στενά συνδεδεμένο με την τάση των ατμών της ουσίας.
- Ως σημείο βρασμού (ή σημείο ζέσεως) ορίζεται η θερμοκρασία εκείνη στην οποία η τάση των ατμών ενός υγρού εξισώνεται με την εξωτερική πίεση.
- Στην περίπτωση του καθαρού νερού αυτό συμβαίνει στους 100°C (κανονικό σημείο βρασμού του νερού).
- Ωστόσο, σ' ένα υδατικό διάλυμα η τάση των ατμών του διαλύματος είναι μικρότερη από εκείνη του νερού, με αποτέλεσμα το σημείο βρασμού να ανυψώνεται. Μάλιστα, όσο μεγαλύτερη είναι η συγκέντρωση του διαλύματος, τόσο μικρότερη είναι η τάση των ατμών του διαλύματος, άρα και τόσο μεγαλύτερη είναι η ανύψωση του σημείου βρασμού.



Π1.2 Ανύψωση του σημείου βρασμού και ταπείνωση του σημείου πήξης. (2)

Ανύψωση σημείου βρασμού

- Συνεπώς, η ανύψωση του σημείου βρασμού του διαλύτη εξαρτάται από τη συγκέντρωση του διαλύματος και ισχύει:
- Σε αραιά μοριακά διαλύματα μη πτητικών ουσιών η ανύψωση του σημείου βρασμού του διαλύτη είναι ανάλογη προς τη μοριακότητα κατά βάρος (molality) του διαλύματος. (molality)– αριθμός mole διαλυμένης ουσίας σε 1000gr διαλύτη.
- Δηλαδή:
- ΔT_b = ανύψωση σημείου βρασμού (σ.β) του διαλύτη = (σ.β Διαλύματος – σ.β διαλύτη).

$$\Delta T_b = k_b \cdot \text{molality} = k_b \cdot \frac{m \cdot 1000}{Mr \cdot m_1}$$

- ΔT_b - η ανύψωση του Σ.Ζ και
- m – η μάζα του διαλυμένου σώματος
- m_1 – η μάζα του διαλύτη
- Mr – το μοριακό βάρος του διαλυμένου σώματος.



Π1.2 Ανύψωση του σημείου βρασμού και ταπείνωση του σημείου πήξης. (3)

Ταπείνωση σημείου πήξης.

- Με την ίδια λογική, το σημείο πήξης ενός διαλύματος είναι χαμηλότερο από εκείνο του καθαρού διαλύτη. Έτσι, το θαλασσινό νερό, που είναι πλούσιο σε άλατα, δεν πήζει τόσο εύκολα όσο το νερό των λιμνών και των ποταμών.
- Για παράδειγμα ας δούμε τι συμβαίνει, όταν διάλυμα NaCl ψυχθεί προοδευτικά. Το διάλυμα δεν πήζει στους 0°C, όπως το καθαρό νερό, αλλά σε χαμηλότερη θερμοκρασία, οπότε σχηματίζεται πάγος, ο οποίος είναι καθαρό νερό.
- Με αυτό τον τρόπο το διάλυμα γίνεται πυκνότερο σε NaCl, αφού η ίδια ποσότητα άλατος μένει διαλυμένη σε λιγότερο νερό.
- Καθώς σχηματίζεται πάγος, η θερμοκρασία πέφτει ακόμη περισσότερο, οπότε νέες ποσότητες πάγου σχηματίζονται, αφήνοντας πίσω ολοένα και πυκνότερο κάθε φορά διάλυμα.



Π1.2 Ανύψωση του σημείου βρασμού και ταπείνωση του σημείου πήξης. (4)

Ταπείνωση σημείου πήξης.

- Καθώς σχηματίζεται πάγος, η θερμοκρασία πέφτει ακόμη περισσότερο, οπότε νέες ποσότητες πάγου σχηματίζονται, αφήνοντας πίσω ολοένα και πυκνότερο κάθε φορά διάλυμα. Η πορεία αυτή συνεχίζεται μέχρις ότου το διάλυμα γίνει κορεσμένο σε NaCl. Τότε, το διάλυμα παίρνει την ελάχιστη τιμή θερμοκρασίας, η οποία ονομάζεται *ευτηκτική θερμοκρασία του διαλύματος*.
- Η ταπείνωση του σημείου πήξης του διαλύτη εξαρτάται από τη συγκέντρωση του διαλύματος και μάλιστα ισχύει:
- ΔT_f : η ταπείνωση σ.π. του διαλύτη (σ.π. διαλύτη - σ.π. Διαλύματος),

$$\Delta T_f = k_f \cdot \text{molality} = k_f \cdot \frac{m \cdot 1000}{M_r \cdot m_1}$$

- ΔT_f - η ταπείνωση του Σ.Π ενός διαλύματος
- m - η μάζα του διαλυμένου σώματος
- m_1 - η μάζα του διαλύτη
- M_r - το μοριακό βάρος του διαλυμένου σώματος.



Π1.2 Ανύψωση του σημείου βρασμού και ταπείνωση του σημείου πήξης. (4)

- Ένα υγρό ή ένα διάλυμα βράζει όταν η τάση ατμών του γίνει ίση ή λίγο μεγαλύτερη από την εξωτερική πίεση.
- Όπως προκύπτει από τον Πίν.1.4 η αύξηση της συγκέντρωσης των διαλυμένων αλάτων οδηγεί σε μείωση της τάσης ατμών. Έτσι για να μπορέσει η τάση ατμών να φθάσει την εξωτερική πίεση και να ξεκινήσει ο βρασμός θα πρέπει το διάλυμα να θερμανθεί σε υψηλότερη θερμοκρασία από ότι ο καθαρός διαλύτης.
- Με τη συνεχή εξάτμιση του νερού η συγκέντρωση των αλάτων στο θαλασσινό νερό αυξάνει, οπότε αν θέλουμε να συνεχισθεί ο βρασμός θα πρέπει το θαλασσινό νερό να θερμαίνεται σε όλο και υψηλότερη θερμοκρασία.
- Η ανύψωση του Σ.Ζ και η ταπείνωση του Σ.Π ενός διαλύματος ως προς τον καθαρό διαλύτη υπολογίζονται από τις σχέσεις:

$$\Delta T_b = k_b \cdot \text{molality} = k_b \cdot \frac{m \cdot 1000}{Mr \cdot m_1}$$

$$\Delta T_f = k_f \cdot \text{molality} = k_f \cdot \frac{m \cdot 1000}{Mr \cdot m_1}$$



Πίνακας 1.4 Τάση ατμών θαλασσινού νερού σε mmHg.

Αλατότητα (% κ.β.)	Θερμοκρασία σε °C							
	20	30	40	50	60	70	80	100
Νερό	17,54	31,82	55,32	92,51	149,4	233,7	355,1	760,0
2,0000	17,36	31,50	54,76	91,56	147,8	231,3	351,4	752,1
3,0000	17,27	31,33	54,46	91,04	147,0	230,0	349,4	747,8
3,4416	17,23	31,25	54,32	90,81	146,6	229,4	348,5	745,8
4,0000	17,17	31,15	54,14	90,51	146,1	228,6	347,3	743,3
5,0000	17,07	30,96	53,81	89,96	145,2	227,2	345,1	738,6
6,0000	16,96	30,77	53,47	89,38	144,3	225,7	342,8	733,7



Π1.3 Νόμος Μερικών Πιέσεων του Dalton.

(1)

- Η πίεση η οποία ασκείται από ένα αέριο, όταν αυτό βρίσκεται σε μίγμα με άλλα αέρια, δεν εξαρτάται από την παρουσία των άλλων αερίων (για ιδανικά αέρια).
- Αν σε ένα δοχείο υπάρχει ένα μίγμα αερίων, τότε ονομάζουμε μερική πίεση, p_A , ενός αερίου την πίεση που ασκεί το αέριο, αν μόνο του καταλαμβάνει όλο τον όγκο του δοχείου στην ίδια θερμοκρασία.
- Σύμφωνα με το νόμο του Dalton ή νόμο των μερικών πιέσεων: η ολική πίεση (P) ενός μίγματος αερίων σε μια ορισμένη θερμοκρασία είναι ίση με το άθροισμα των μερικών πιέσεων των συστατικών αερίων. Δηλαδή

$$P = p_A + p_B + \dots$$



Π1.3 Νόμος Μερικών Πίεσεων του Dalton.

(2)

- Πειραματικά μετράται συνήθως η ολική πίεση του αερίου μίγματος. Όμως, η καταστατική εξίσωση των ιδανικών αερίων μπορεί να εφαρμοστεί τόσο για το μίγμα, όσο και για το κάθε αέριο συστατικό χωριστά (π.χ. Α), με βάση τις ποσότητες mol $n_{ολ}$ και n_A , αντίστοιχα:

$$\left. \begin{array}{l} P \cdot V = n_{ολ} \cdot R \cdot T \\ p_A \cdot V = n_A \cdot R \cdot T \end{array} \right\} \Rightarrow \frac{P}{p_A} = \frac{n_{ολ}}{n_A} \Rightarrow p_A = \frac{n_A}{n_{ολ}} P \Rightarrow \boxed{p_A = \chi_A P}$$

χ_A το γραμμομοριακό κλάσμα του συστατικού Α του μίγματος.

Κατ' αυτό τον τρόπο υπολογίζονται οι μερικές πιέσεις των συστατικών του μίγματος.

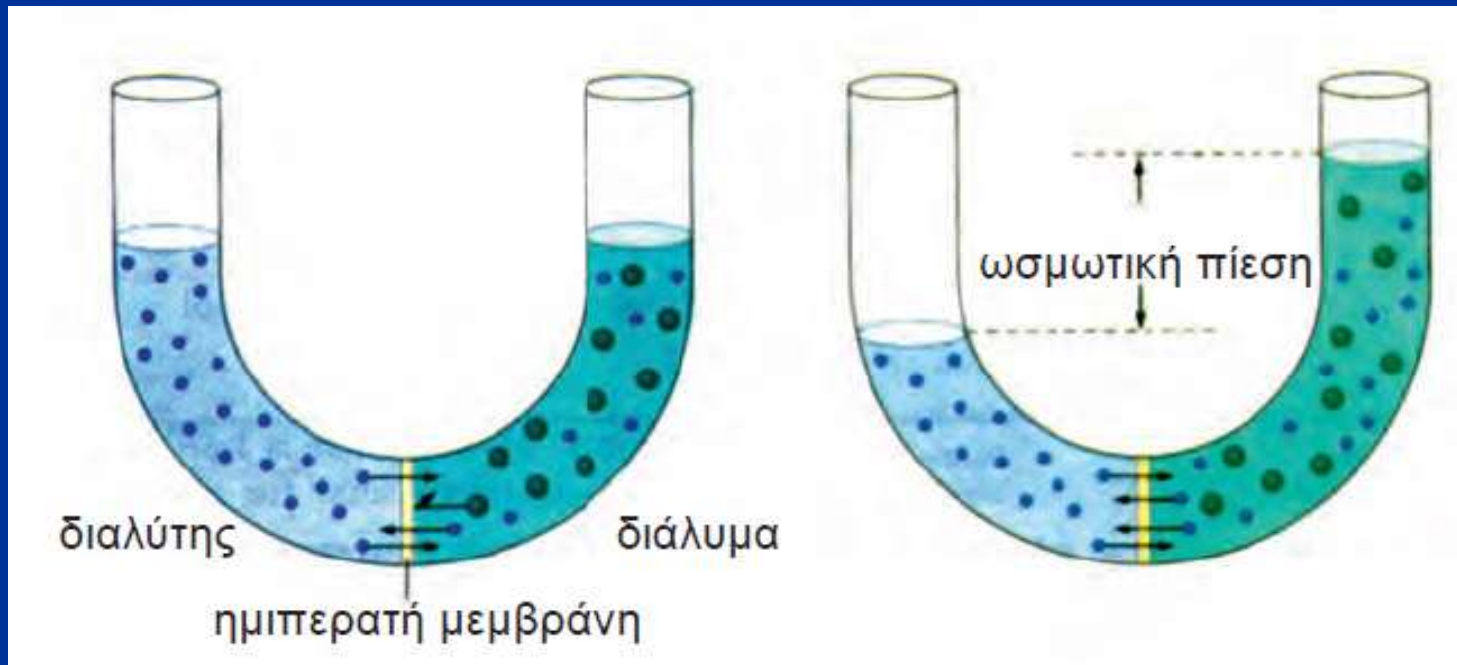
Δηλαδή: • η μερική πίεση ενός αερίου (p_A) σε μίγμα αερίων ισούται με το γραμμομοριακό κλάσμα του αερίου στο μίγμα (χ_A) επί την ολική πίεση του μίγματος (P).



Π1.4 Ωσμωτική Πίεση.

(1)

- Η ωσμωτική πίεση είναι μία ακόμη προσθετική ιδιότητα των διαλυμάτων, η οποία παρατηρείται μόνο κάτω από ορισμένες συνθήκες.
- Για να εκδηλωθεί, δηλαδή, απαιτείται μια ημιπερατή μεμβράνη, (φυσική ή συνθετική), που
- επιτρέπει κάποιες ουσίες να περνούν και κάποιες όχι (δρα δηλαδή σαν ένα είδος μοριακού κόσκινου - φίλτρου).

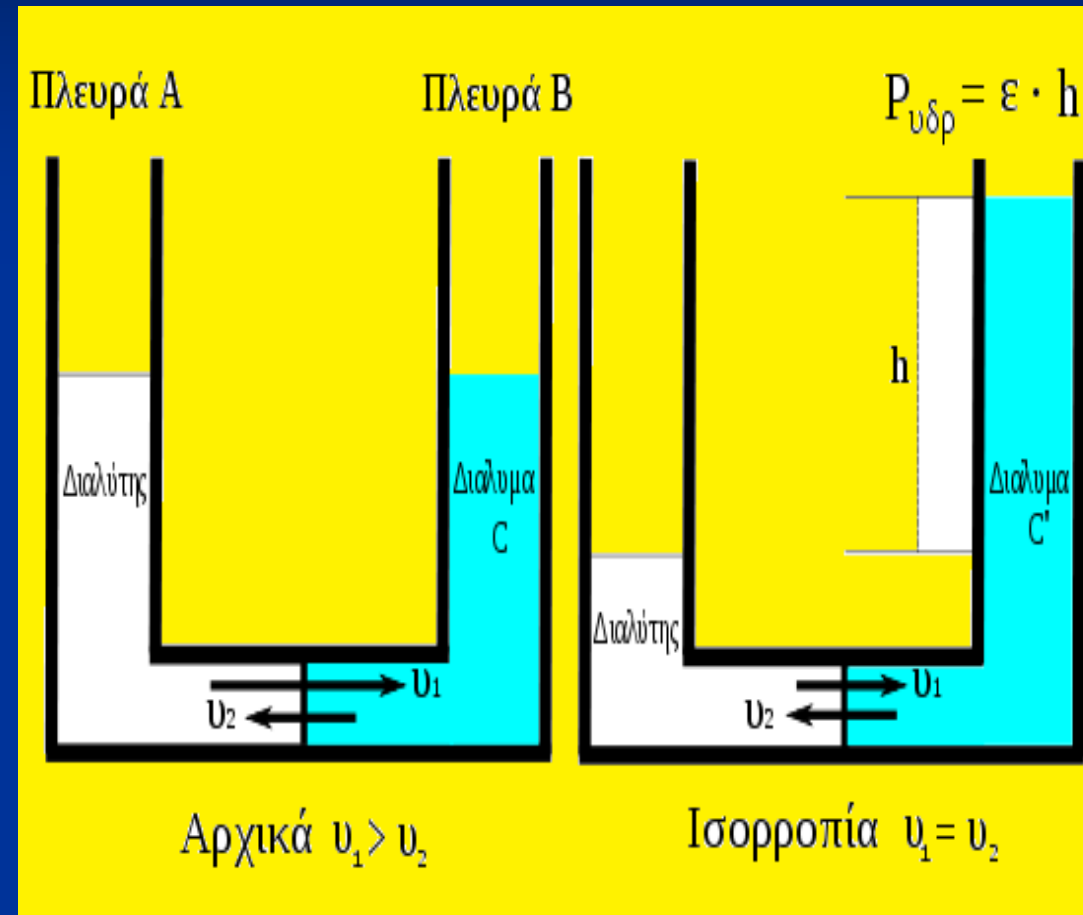




Π1.4 Ωσμωτική Πίεση.

(2)

- Θεωρείται μία ημιπερατή μεμβράνη η οποία διαχωρίζει ένα υδατικό διάλυμα από καθαρό νερό. Αν δεν υπήρχε η μεμβράνη το διάλυμα θα ανακατευόταν με το νερό και θα πρόκυπτε ένα ενιαίο αραιότερο διάλυμα.
- Όμως, η μεμβράνη επιτρέπει μόνο τη δίοδο των μορίων νερού και προς τις δύο κατευθύνσεις και όχι τη δίοδο των μορίων του διαλυμένου σώματος. Έτσι, νερό εισέρχεται με μεγαλύτερη ταχύτητα στο δεξί μέρος του δοχείου με σκοπό να εξισώσει τις συγκεντρώσεις στα δύο μέρη.

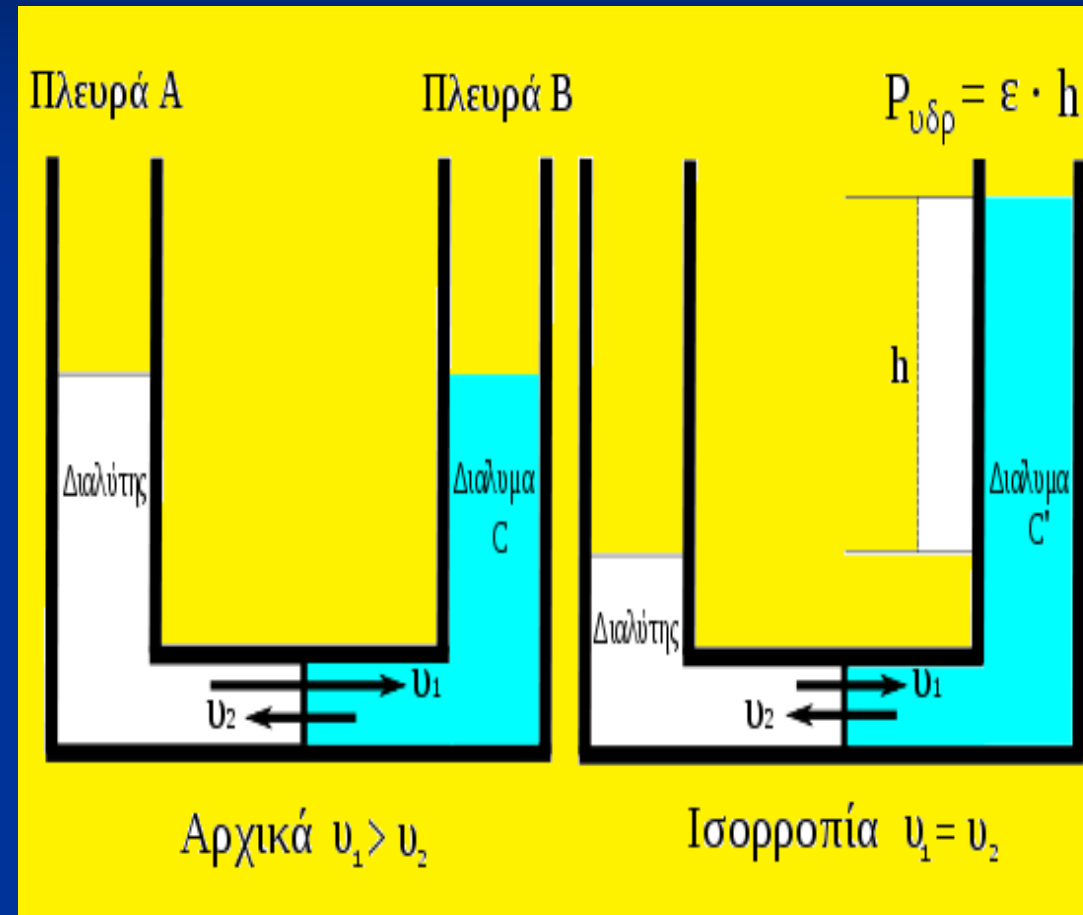




Π1.4 Ωσμωτική Πίεση.

(3)

- Η διάχυση αυτή των μορίων του νερού γίνεται όχι μόνο μεταξύ του καθαρού νερού και του διαλύματος, αλλά και μεταξύ δύο διαλυμάτων διαφορετικής συγκέντρωσης και ονομάζεται **ώσμωση**.
- **Ώσμωση** ονομάζεται το φαινόμενο της διάχυσης περισσότερων μορίων διαλύτη (συνήθως νερού), μέσω ημιπερατής μεμβράνης, από το διάλυμα της μικρότερης συγκέντρωσης (υποτονικό διάλυμα) στο διάλυμα της μεγαλύτερης συγκέντρωσης (υπερτονικό διάλυμα).

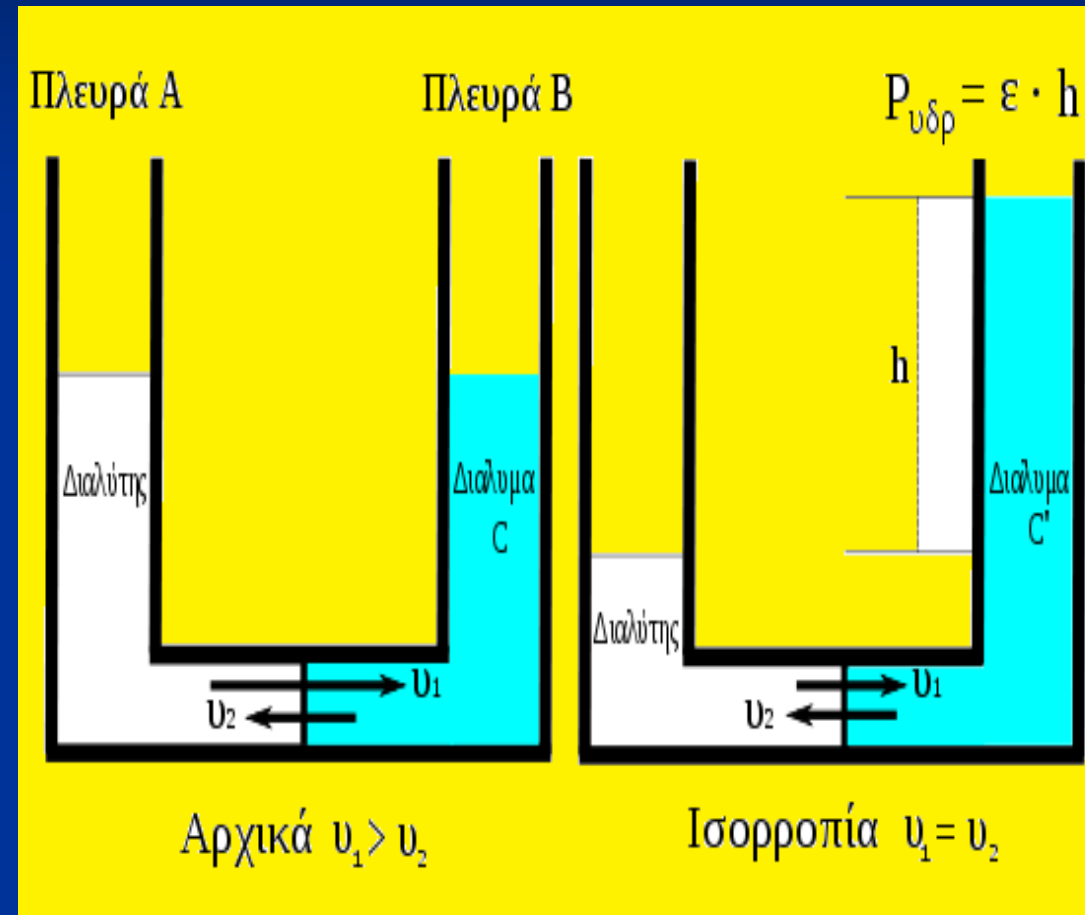




Π1.4 Ωσμωτική Πίεση.

(4)

- Αποτέλεσμα της ώσμωσης είναι η στάθμη του υγρού να ανεβαίνει στο δεξιό σκέλος του σωλήνα. Θα περίμενε κανείς ότι η ώσμωση θα συνεχιζόταν μέχρι να εξισωθούν οι συγκεντρώσεις των δύο διαλυμάτων.
- Μόνο τότε το σύστημα θα έβρισκε τη δυναμική του ισορροπία, οπότε ίδιος αριθμός μορίων διαλύτη θα διαπερνούσε την ημιπερατή μεμβράνη και προς τις δύο κατευθύνσεις

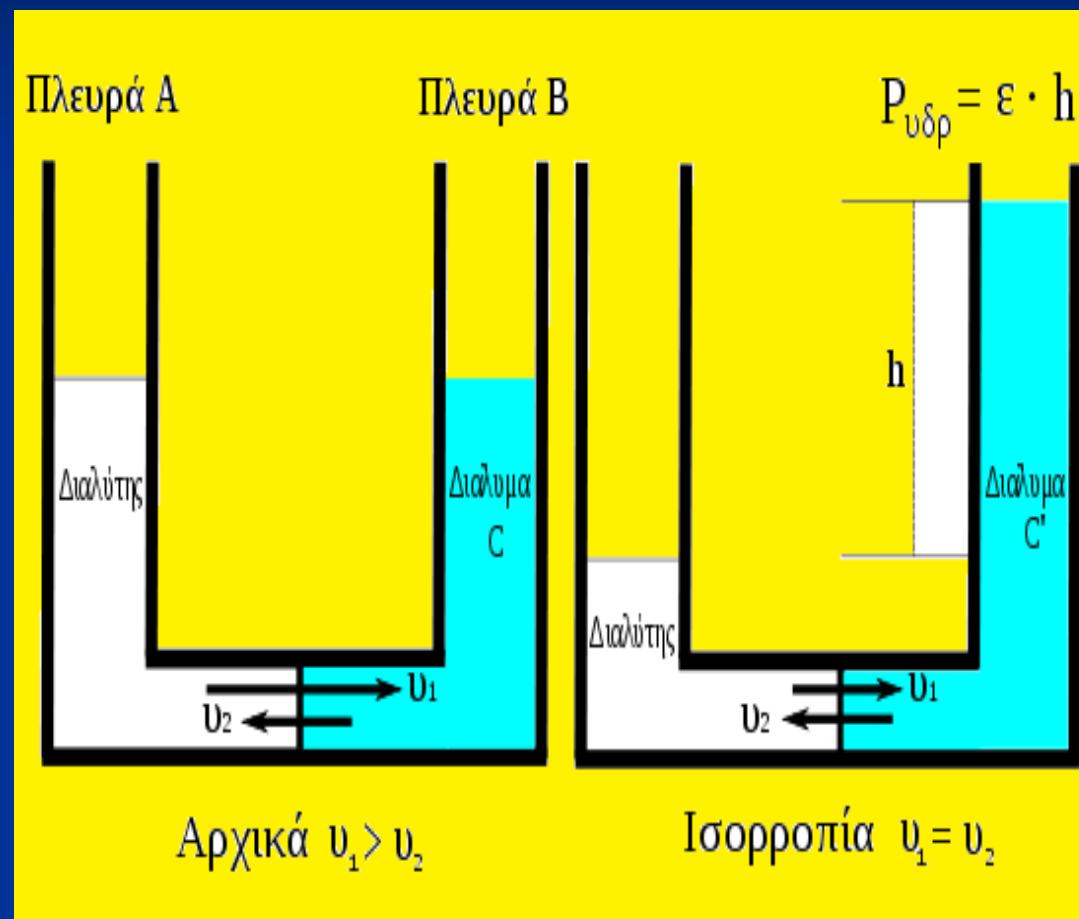




Π1.4 Ωσμωτική Πίεση.

(5)

- Η στάθμη κατ' αυτό τον τρόπο θα ανέβαινε συνεχώς μια και το διάλυμα όσο και να αραιωθεί δε θα γίνει ποτέ καθαρό νερό.
- Όμως, καθώς η στάθμη ανεβαίνει μέσα στο σωλήνα η δημιουργούμενη υδροστατική πίεση αυξάνει την ταχύτητα μετακίνησης του νερού προς το διαλύτη.
- Έτσι κάποια στιγμή η στάθμη μέσα στο σωλήνα είναι τέτοια, ώστε οι δύο ταχύτητες μετακίνησης των μορίων νερού προς και από το διαλύτη να εξισώνονται, οπότε και το φαινόμενο σταματά.

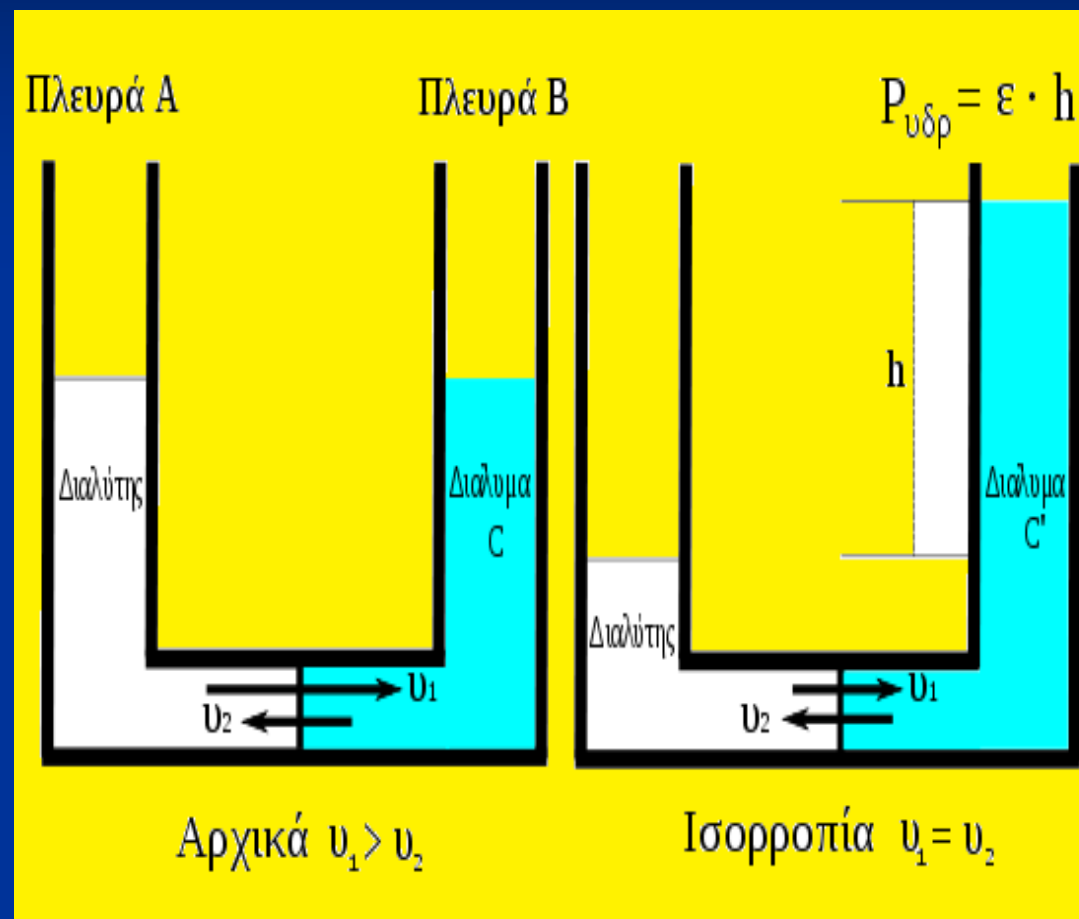




Π1.4 Ωσμωτική Πίεση.

(6)

- Την πίεση αυτή της υδροστατική στήλης, που έχει σαν αποτέλεσμα την εξίσωση των ταχυτήτων μετακίνησης του νερού (διαλύτη) μέσω της ημιπερατής μεμβράνης και την αποκατάσταση δυναμικής ισορροπίας στο σύστημα, ονομάζουμε **ωσμωτική πίεση, Π , του διαλύματος.**
- Η ώσμωση δε θα γινόταν καθόλου αν απ' την αρχή είχε ασκηθεί στην επιφάνεια του διαλύτη πίεση, P ίση με την ωσμωτική πίεση, Π .



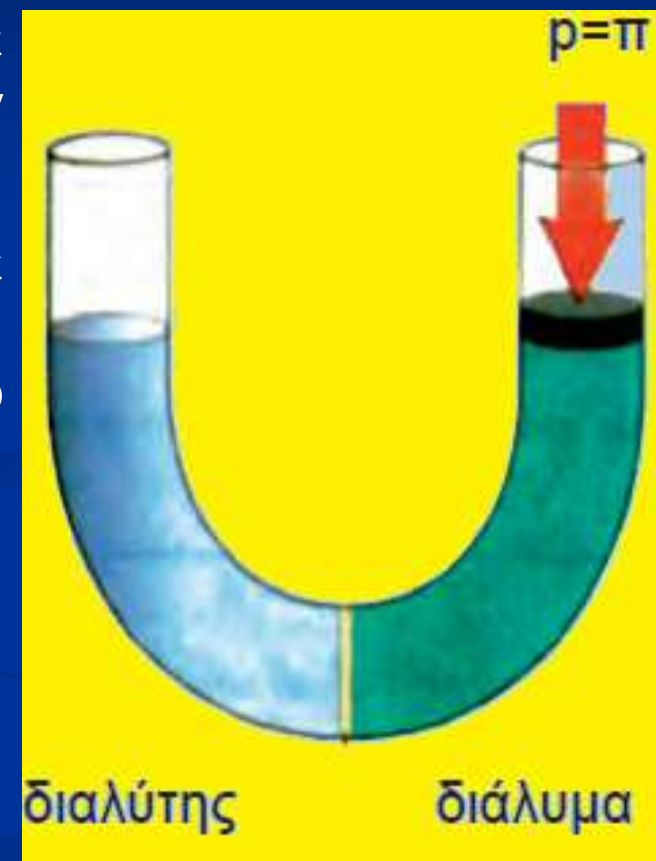


Π1.4 Ωσμωτική Πίεση.

(7)

- Η ώσμωση δε θα γινόταν καθόλου αν απ' την αρχή είχε ασκηθεί στην επιφάνεια του διαλύματος πίεση, P ίση με την ωσμωτική πίεση, Π .
- **Ωσμωτική πίεση διαλύματος**, που διαχωρίζεται με ημιπερατή μεμβράνη απ' τον καθαρό διαλύτη του, ονομάζεται η ελάχιστη πίεση που πρέπει να ασκηθεί εξωτερικά στο διάλυμα, ώστε να εμποδιστεί το φαινόμενο της ώσμωσης, χωρίς να μεταβληθεί ο όγκος του διαλύματος.
- Η ωσμωτική πίεση είναι μία προσθετική ιδιότητα. Εξαρτάται δηλαδή από την ποσότητα (σε mol) του διαλυμένου σώματος σε ορισμένο όγκο διαλύματος και όχι από την φύση αυτού. Η **ωσμωτική πίεση Π** , ενός διαλύματος δίνεται από την παρακάτω σχέση:

$$\Pi V = n RT$$





Π1.4 Ωσμωτική Πίεση.

$$\Pi V = n RT$$

Όπου,

Π : η ωσμωτική πίεση του διαλύματος

V : ο όγκος του διαλύματος

n : ο αριθμός mol της διαλυμένης ουσίας

R : η παγκόσμια σταθερά των αερίων

T : η απόλυτη θερμοκρασία (K)

- Αν η εξωτερική πίεση (P) που ασκείται στην επιφάνεια του διαλύματος είναι ίση με την ωσμωτική πίεση (Π) του διαλύματος, τότε δε λαμβάνει χώρα ώσμωση.
- Αν η εξωτερική πίεση (P) που ασκείται στην επιφάνεια του διαλύματος είναι μεγαλύτερη από την ωσμωτική (Π), τότε συμβαίνει **αντίστροφη ώσμωση**.

(8)





Π1.4 Ωσμωτική Πίεση.

(9)

- **Ώσμωση** ονομάζεται το φαινόμενο της διέλευσης μορίων διαλύτη, μέσω ημιπερατής μεμβράνης, από τον διαλύτη στο διάλυμα ή από το διάλυμα μικρότερης συγκέντρωσης (αραιότερο) προς το διάλυμα μεγαλύτερης συγκέντρωσης σε διαλυμένη ουσία (πυκνότερο).
- **Ημιπερατή** είναι η μεμβράνη που επιτρέπει να περνούν μέσα από τους πόρους της τα μόρια του διαλύτη, αλλά δεν επιτρέπει να περνούν τα μόρια της διαλυμένης ουσίας. Ημιπερατές μεμβράνες υπάρχουν και φυσικές (π.χ. η κυτταρική μεμβράνη) και συνθετικές (π.χ. το σελοφάν).
- Η ώσμωση είναι μια φυσική διαδικασία κατά την οποία ο διαλύτης κινείται, αυθόρμητα, μέσω μεμβράνης που είναι διαπερατή για τα μόριά του όχι όμως και για τα μόρια της διαλυμένης ουσίας και διαχωρίζει δύο διαλύματα διαφορετικών συγκεντρώσεων ή χωρίζει ένα διαλύτη από ένα διάλυμα.



Π1.4 Ωσμωτική Πίεση.

(10)

- Χωρίς την ύπαρξη της μεμβράνης θα συνέβαινε απλή ανάμιξη των δύο διαλυμάτων ή του διαλύτη και του διαλύματος. Αν από την ημιπερατή μεμβράνη περνά και διαλυμένη ουσία, τότε η διαδικασία παύει να είναι ώσμωση και γίνεται διάχυση (diffusion) μεταξύ των δύο διαλυμάτων.
- Η ώσμωση πραγματοποιείται με σκοπό να εξισωθούν οι συγκεντρώσεις των διαλυμάτων από τις δύο πλευρές της ημιπερατής μεμβράνης. Το φαινόμενο της ώσμωσης είναι πολύ σημαντικό στα διάφορα βιολογικά συστήματα, καθώς πολλές βιολογικές μεμβράνες είναι ημιπερατές.



Π1.5 Αντίστροφη Ώσμωση.

- Αντίστροφη ώσμωση συμβαίνει όταν ασκείται πίεση στο διάλυμα, που διαχωρίζεται με ημιπερατή μεμβράνη από το καθαρό διαλύτη του, μεγαλύτερη από την ωσμωτική του πίεση.
- Στην περίπτωση αυτή ο διαλύτης διαπερνά την ημιπερατή μεμβράνη, κατά προτίμηση από το διάλυμα της υψηλής προς το διάλυμα της χαμηλής συγκέντρωσης.
- Το φαινόμενο της αντίστροφης ώσμωσης βρίσκει εφαρμογή στην αφαλάτωση του θαλασσινού νερού, για την επιτυχή αντιμετώπιση του προβλήματος της λειψυδρίας.
- Η μεγαλύτερη εγκατάσταση αφαλάτωσης στο κόσμο σήμερα βρίσκεται στη Σαουδική Αραβία, τροφοδοτεί το 50% του πόσιμου νερού της χώρας, κάνοντας χρήση της αντίστροφης ώσμωσης με το νερό του Περσικού κόλπου.

(1)

