

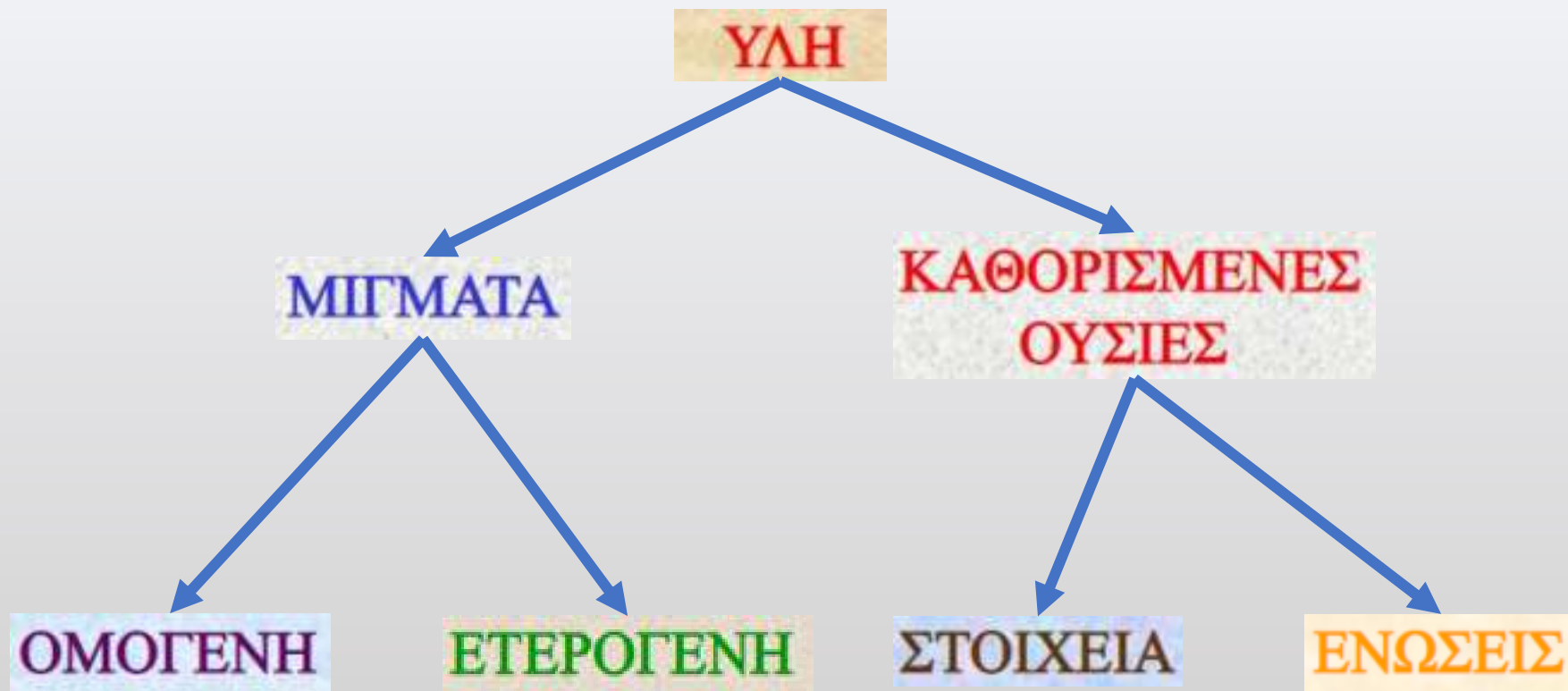
ΓΕΝΙΚΗ ΧΗΜΕΙΑ

-- ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ --

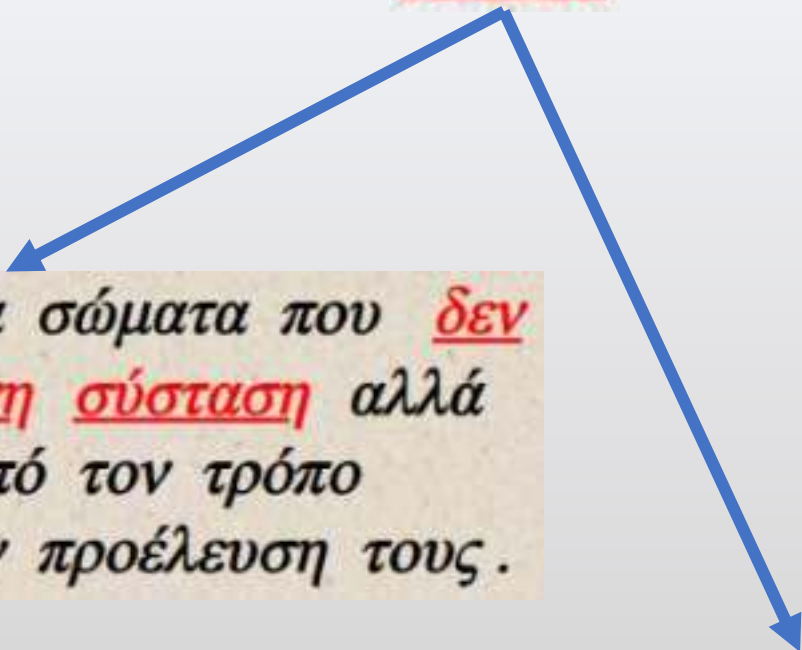
Ιωάννης Καρτσωνάκης

ikartso@chemeng.ntua.gr





Υ Λ Η



Μίγματα : είναι τα σώματα που δεν
έχουν καθορισμένη σύσταση αλλά
αυτή εξαρτάται από τον τρόπο
παρασκευής ή την προέλευση τους .

Καθαρές ή καθορισμένες ουσίες :
είναι εκείνες που έχουν καθορισμένη
σύσταση και ιδιότητες ανεξάρτητα
από τον τρόπο παρασκευής τους .

Μίγματα : είναι τα σώματα που δεν έχουν καθορισμένη σύσταση αλλά αυτή εξαρτάται από τον τρόπο παρασκευής ή την προέλευση τους.

Ομογενή μίγματα ή διαλύματα :
είναι ομοιόμορφα και έχουν παντού την ίδια σύσταση και ίδιες ιδιότητες
π.χ αλατόνερο , αέρας κ.α



Ετερογενή μίγματα : είναι ανομοιόμορφα
δηλ. δεν έχουν παντού την ίδια σύσταση
και διακρίνουμε τις φάσεις τους π.χ
φυσικό νερό, καφές – ζάχαρη

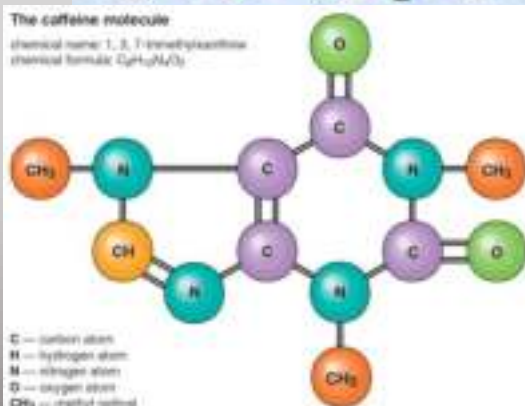


Υ Λ Η

Καθαρές ή καθορισμένες ουσίες :
είναι εκείνες που έχουν καθορισμένη
σύσταση και ιδιότητες ανεξάρτητα
από τον τρόπο παρασκευής τους.

Ένωση : είναι η χημική
ουσία που μπορεί να
διασπαστεί σε άλλες
απλούστερες και
αποτελούνται από δύο
τουλάχιστον είδη ατόμων
π.χ νερό (H_2O)

Στοιχείο : είναι η χημική ουσία που
δεν διασπάται σε απλούστερη και
αποτελείται από ένα είδος ατόμων
π.χ οξυγόνο (O_2)



Διαφορές – χαρακτηριστικά Μιγμάτων και Χημικών Ενώσεων

Μίγματα

- α. Δύο ή περισσότερα είδη μορίων (ουσιών)
- β. Μεταβλητή ή τυχαία σύσταση
- γ. Τα συστατικά του μίγματος διατηρούν τις ιδιότητες τους
- δ. Διαχωρίζονται στα συστατικά τους με φυσικές μεθόδους.

Χημικές Ενώσεις

- α. Ένα είδος μορίων (μία ουσία)
- β. Καθορισμένη (σταθερή) σύσταση
- γ. Τα στοιχεία μιας ένωσης δεν διατηρούν τις ιδιότητες τους.
- δ. Διαχωρίζονται στα συστατικά τους με χημικές μεθόδους.

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.



ΤΑΞΙΝΟΜΗΣΗ ΔΙΑΛΥΜΑΤΩΝ

Ανάλογα με τη φάση:

- Αέρια διαλύματα

Είναι διαλύματα γιατί τα αέρια αναμειγνύονται και σχηματίζουν ομογενή συστήματα (π.χ. ατμοσφαιρικός αέρας).

- Υγρά διαλύματα

- Στερεά διαλύματα (π.χ. αμάλγαμα υδραργύρου με ένα μέταλλο)

- Σχηματισμός υγρού διαλύματος:
 - Ανάμειξη δύο υγρών (π.χ. αιθυλική αλκοόλη και νερό)
 - Διάλυση αερίου ή στερεού σε υγρό.
- Ουσία που βρίσκεται σε μεγαλύτερη αναλογία σε ένα διάλυμα συνηθίζεται να ονομάζεται διαλυτικό μέσο ή διαλυτικό ή διαλύτης (solvent).
- Ουσία σε μικρότερη αναλογία, λέγεται διαλυμένη ουσία (solute).

ΥΓΡΑ ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

- Όροι σχετικοί, μπορούν να αναστραφούν αν μεταβληθούν αναλογίες ή χάριν ευκολίας
 - Υδατικά διαλύματα αλκοόλης (αλκοόλη σε μικρότερη αναλογία)
 - Αλκοολικά διαλύματα (αλκοόλη σε μεγαλύτερη αναλογία).
 - Σε διαλύματα θειικού οξέος και νερού, το θειικό οξύ θεωρείται η διαλυμένη ουσία ανεξάρτητα από την αναλογία.
 - Σε περίπτωση διαλύσεως στερεού σε υγρό, ο όρος “διαλύτης” αναφέρεται στο υγρό συστατικό, ανεξάρτητα από αναλογία στο διάλυμα.

ΔΙΑΛΥΜΕΝΕΣ ΟΥΣΙΕΣ

➤ Υπό μορφή μορίων.

Τα αραιά μοριακά διαλύματα ακολουθούν τους νόμους ιδανικών αερίων, ιδίως για μη πολικά μόρια.

➤ Υπό μορφή ιόντων.

Τα ιοντικά διαλύματα αποκλίνουν από νόμους ιδανικών αερίων και παρουσιάζουν αυξημένες προσθετικές ιδιότητες (εξαρτώνται μόνο από αριθμό σωματιδίων και όχι τη φύση διαλυμένης ουσίας)

Προσθετικές Ιδιότητες: Μείωση τάσεως ατμών, ωσμωτική πίεση, ταπείνωση ΣΠ, ανύψωση ΣΤ.

➤ Υπό μορφή συγκροτημάτων μορίων (μικκυλίων) μεγέθους $10^{-7} - 10^{-5}$ cm.

Ονομάζονται κολλοειδή, παρουσιάζουν ελαττωμένες τιμές προσθετικών ιδιοτήτων.

ΔΙΑΛΥΜΕΝΕΣ ΟΥΣΙΕΣ

- Σύσταση διαλύματος, αν και μεταβλητή, περιορίζεται μεταξύ ορισμένων ορίων.
- **Ακόρεστο** διάλυμα: Σε αυτό μπορεί να διαλυθεί επιπλέον ποσότητα διαλυμένης ουσίας
- **Κορεσμένο** διάλυμα: Περιέχει τη μέγιστη δυνατή ποσότητα διαλυμένης ουσίας και βρίσκεται σε ισορροπία με ποσότητα διαλυμένης ουσίας.

ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ - ΣΧΕΣΗ ΠΟΣΟΤΗΤΑΣ ΔΙΑΛΥΜΕΝΗΣ ΟΥΣΙΑΣ & ΔΙΑΛΥΤΗ

Διαλύματα

➤ Κορεσμένο διάλυμα

Το διάλυμα, όταν περιέχει το μέγιστο ποσό της Διαλυμένης Ουσίας που μπορεί να διαλύσει ο Διαλύτης στη θερμοκρασία αυτή.

➤ Ακόρεστο διάλυμα

Το διάλυμα που περιέχει λιγότερη ποσότητα Διαλυμένης Ουσίας, από αυτή που απαιτείται στις ίδιες συνθήκες για το κορεσμένο διάλυμα.

➤ Υπέρκορο διάλυμα

Το Διάλυμα που περιέχει μεγαλύτερη ποσότητα Διαλυμένης Ουσίας από αυτή που περιέχεται στις ίδιες συνθήκες, στο Κορεσμένο Διάλυμα.

Τι ορίζεται ως διάλυμα;

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

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

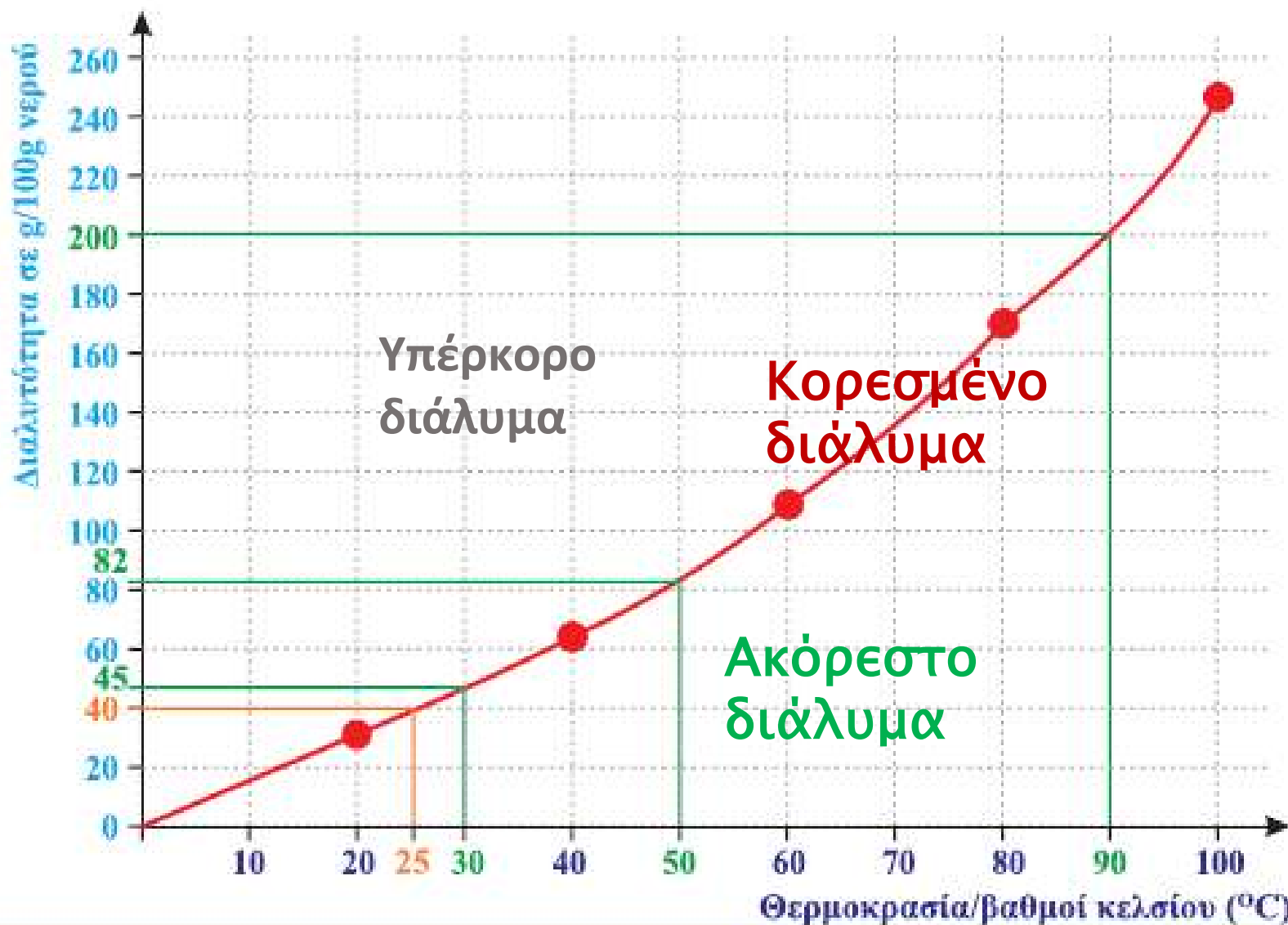
Όλα τα **αέρια μίγματα** είναι ομογενή, άρα θα είναι και διαλύματα (π.χ. ο ατμοσφαιρικός αέρας).

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).

Ποια διαλύματα ονομάζονται κορεσμένα, ποια ακόρεστα και ποια υπέρκορα;

- Κορεσμένο διάλυμα είναι το διάλυμα, όταν περιέχει το μέγιστο ποσό της Διαλυμένης Ουσίας που μπορεί να διαλύσει ο Διαλύτης στη θερμοκρασία αυτή.
- Ακόρεστο διάλυμα είναι το διάλυμα που περιέχει λιγότερη ποσότητα Διαλυμένης Ουσίας, από αυτή που απαιτείται στις ίδιες συνθήκες για το κορεσμένο διάλυμα.
- Υπέρκορο διάλυμα είναι το Διάλυμα που περιέχει μεγαλύτερη ποσότητα Διαλυμένης Ουσίας από αυτή που περιέχεται στις ίδιες συνθήκες, στο Κορεσμένο Διάλυμα.



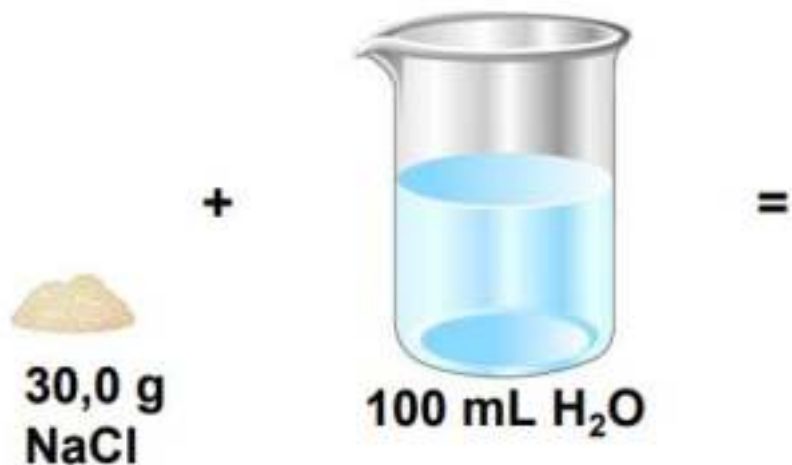
ΔΙΑΛΥΜΕΝΕΣ ΟΥΣΙΕΣ

- **Διαλυτότητα ουσίας:** ορίζεται η συγκέντρωση κορεσμένου διαλύματος της ουσίας σε ορισμένη θερμοκρασία.
 - Διαλυτότητα και συγκέντρωση εκφράζονται με τις ίδιες μονάδες.
- **Ουσίες**
 - Ευδιάλυτες: διαλύονται άφθονα σε ένα διαλύτη
 - Δυσδιάλυτες: διαλύονται ελάχιστα
 - Αδιάλυτες: δεν διαλύονται

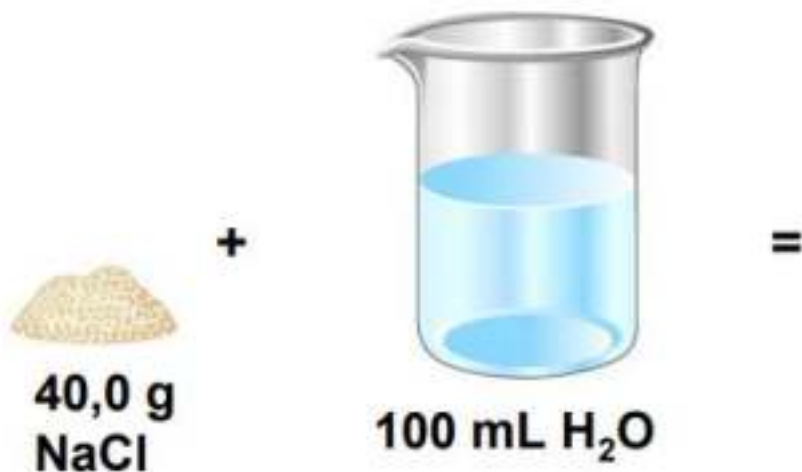
ΔΙΑΛΥΜΕΝΕΣ ΟΥΣΙΕΣ

- **Υπέρκορο** διάλυμα: όταν περιέχει ποσότητα διαλυμένης ουσίας μεγαλύτερη από τη διαλυτότητά της.
 - Σχηματισμός υπέρκορων διαλυμάτων συνεπάγεται ατελή καθίζηση, προκαλεί σφάλματα στην ποιοτική και (κυρίως) στην ποσοτική ανάλυση
 - Υπέρκορα διαλύματα είναι ασταθή
 - Ο σχηματισμός τους αποφεύγεται με ανάδευση, τριβή τοιχωμάτων δοχείου, προσθήκη κρυστάλλου διαλυμένης ουσίας, οπότε η πλεονάζουσα ποσότητα διαλυμένης ουσίας αποβάλλεται υπό μορφή ιζήματος.

ΔΙΑΛΥΜΕΝΕΣ ΟΥΣΙΕΣ



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

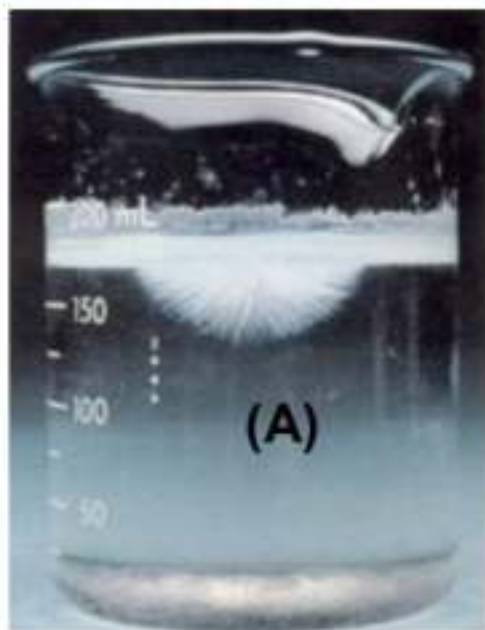
Διαλυτότητα $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ στους 100°C : 231 g / 100 mL

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

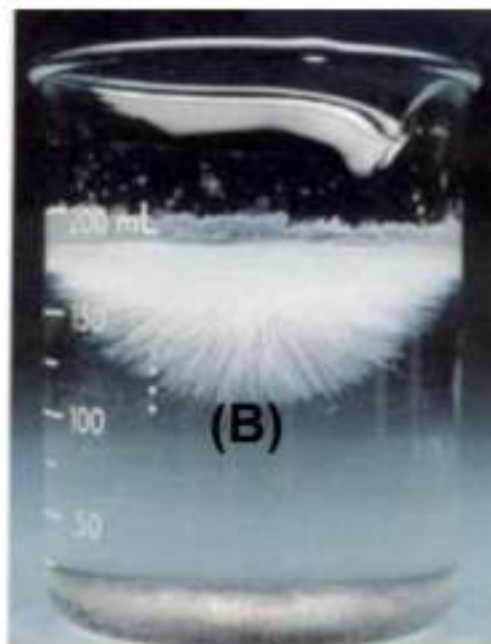
Βραδεία ψύξη διαλύματος $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ που στους 100°C περιέχει 231 g / 100 mL $\Rightarrow$ καμία αποκρυστάλλωση $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ούτε στη θερμοκρασία των $20^\circ\text{C} \Rightarrow$ το διάλυμα σε αυτή τη θερμοκρασία περιέχει πολύ μεγαλύτερη ποσότητα ουσίας εν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

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

Κρυστάλλωση από ένα υπέρκορο διάλυμα οξικού νατρίου



(A)



(B)



(Γ)

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

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

1. Επίδραση φύσης διαλυμένης ουσίας και του διαλύτη.

- Διαλυτότητα μεγαλύτερη, όσο συγγενέστερη χημικά είναι η ουσία με το διαλύτη.
- Πολικές ουσίες διαλύονται σε πολικούς διαλύτες
- Μη πολικές ουσίες διαλύονται σε άπολους διαλύτες
 - NaCl (πολική) διαλύεται στο νερό (πολική), όχι όμως στο CCl_4 (μη πολική)
 - Ναφθαλίνιο (C_{10}H_8 , μη πολική) διαλύεται στο βενζόλιο (C_6H_6 , μη πολική), όχι όμως στο νερό.
- Διαλυτότητα επηρεάζεται από παρουσία άλλων ουσιών στο διάλυμα

2. Επίδραση θερμοκρασίας στη διαλυτότητα:

- Η διαλυτότητα αερίων στο νερό κατά κανόνα ελαττώνεται με αύξηση θερμοκρασίας.
- Η διαλυτότητα στερεών στο νερό συνήθως αυξάνεται με τη θερμοκρασία.
- Μερικές φορές συμβαίνει το αντίθετο, π.χ. η διαλυτότητα Li_2CO_3 ελαττώνεται με αύξηση θερμοκρασίας.
- Η μεταβολή διαλυτότητας με τη θερμοκρασία σχετίζεται με τη θερμότητα διαλύσεως ουσίας (εξώθερμη, ενδόθερμη αντίδραση).

3. Επίδραση πίεσης στη διαλυτότητα:

- Διαλυτότητα αερίων στα υγρά αυξάνεται με αύξηση πίεσης.
- Καμιά επίδραση στη διαλυτότητα στερεών ή υγρών.

4. Επίδραση μεγέθους σωματιδίων στη διαλυτότητα:

- Μικροί κρύσταλλοι πιο ευδιάλυτοι από τους μεγάλους (μεγαλύτερη επιφάνεια επαφής στερεού – υγρού)
- Η καθίζηση επιτελείται σε συνθήκες που ευνοούν σχηματισμό μεγάλων κρυστάλλων.

Διηθούνται ευκολότερα και είναι πιο δυσδιάλυτοι και καθαρότεροι.

Τι ορίζεται ως διαλυτότητα μίας ουσίας σε έναν διαλύτη; Πώς επηρεάζεται η διαλυτότητα των στερεών και των αερίων από τη θερμοκρασία και την πίεση;

- Διαλυτότητα μίας ουσίας ονομάζεται η μέγιστη ποσότητα της ουσίας που μπορεί να διαλυθεί σε ορισμένη ποσότητα συγκεκριμένου διαλύτη και σε ορισμένες θερμοκρασίες (πίεσης και θερμοκρασίας).
- Όταν η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας σε ορισμένη ποσότητα διαλύτη είναι η μέγιστη, τότε το διάλυμα χαρακτηρίζεται ως κορεσμένο.

- Διαλυτότητα στερεών
- Η διαλυτότητα μίας ουσίας αναφέρεται σε συγκεκριμένη θερμοκρασία. Η αύξηση της θερμοκρασίας συνεπάγεται αύξηση της μέγιστης ποσότητας μίας ουσίας που μπορεί να διαλυθεί στην ίδια ποσότητα συγκεκριμένου υγρού διαλύτη. Άρα, αύξηση της θερμοκρασίας προκαλεί αύξηση της διαλυτότητας των στερεών ουσιών.
- Όσον αφορά το νερό ως διαλύτη, η μεταβολή αυτή είναι πιο ομαλή μέχρι τη θερμοκρασία βρασμού (100°C), γιατί σε μεγαλύτερες θερμοκρασίες αλλάζει η πολικότητα των μορίων του νερού.

- Διαλυτότητα αερίων
- Η διαλυτότητα μίας αέριας ουσίας σε ένα υγρό εμφανίζει πιο περίπλοκη συμπεριφορά σε σχέση με τη θερμοκρασία. Καθώς η θερμοκρασία αυξάνεται, τα αέρια συνήθως γίνονται λιγότερο διαλυτά στο νερό (μέχρι ένα ελάχιστο όριο, το οποίο είναι μικρότερο από 120°C για τα περισσότερα αέρια), αλλά περισσότερο διαλυτά σε οργα- νικούς διαλύτες.
- Η μεταβολή της πίεσης δεν επηρεάζει τη διαλυτότητα των στερεών σε ένα υγρό. Αντίθετα η επίδραση των αερίων επηρεάζεται από τη μεταβολή της πίεσης, και συγκεκριμένα αύξηση της πίεσης προκαλεί αύξηση της διαλυτότητας των αερίων.

Ερώτηση Πιστοποίησης:

Η διαλυτότητα του NaCl στο νερό είναι 36 g / 100 g H₂O στους 25°C. Να βρεθεί το είδος του διαλύματος που θα προκύψει (ακόρεστο, κορεσμένο, υπέρκορο) αν σε 250 g H₂O στους 25°C προστεθούν 60 g NaCl, καθώς και η % w/w περιεκτικότητά του

Γνωρίζοντας τη διαλυτότητα του NaCl στο νερό μπορούμε να υπολογίσουμε την ποσότητα του χλωριούχου νατρίου που μπορεί να διαλυθεί στο νερό που διαθέτουμε (δηλαδή στα 250 g).

Επομένως,	σε 100 g νερού	μπορούν να διαλυθούν	36 g NaCl
	σε 250 g νερού		x g
		x = 90 g NaCl	

Σε 250 g H₂O μπορούν να διαλυθούν 90 g NaCl.

Επομένως, αν στα 250 g H_2O προστεθούν 60 g NaCl θα προκύψει ακόρεστο διάλυμα, αφού η ποσότητα που προστίθεται είναι μικρότερη από εκείνη που μπορεί να διαλυθεί.

Για να βρούμε την περιεκτικότητα του διαλύματος, αρχικά πρέπει να βρούμε τη συνολική μάζα του διαλύματος.

$$m_{\text{δ/τος}} = m_{\text{δ/τη}} + m_{\text{δ.ο.}} = 250 + 60 = 310 \text{ g}$$

Για την περιεκτικότητα του διαλύματος

σε 310 g διαλύματος περιέχονται 60 g NaCl

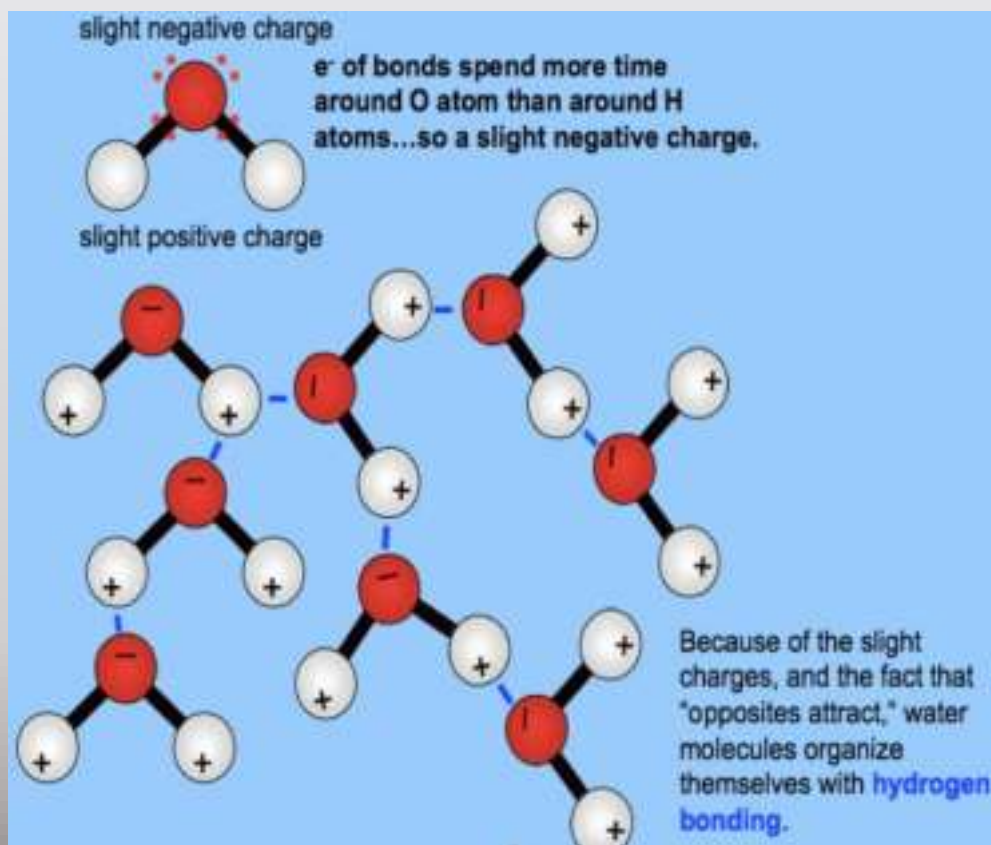
σε 100 g νερού x g

$$x = 19.35 \text{ g NaCl}$$

Άρα, η περιεκτικότητα του διαλύματος είναι 19.35% w/w.

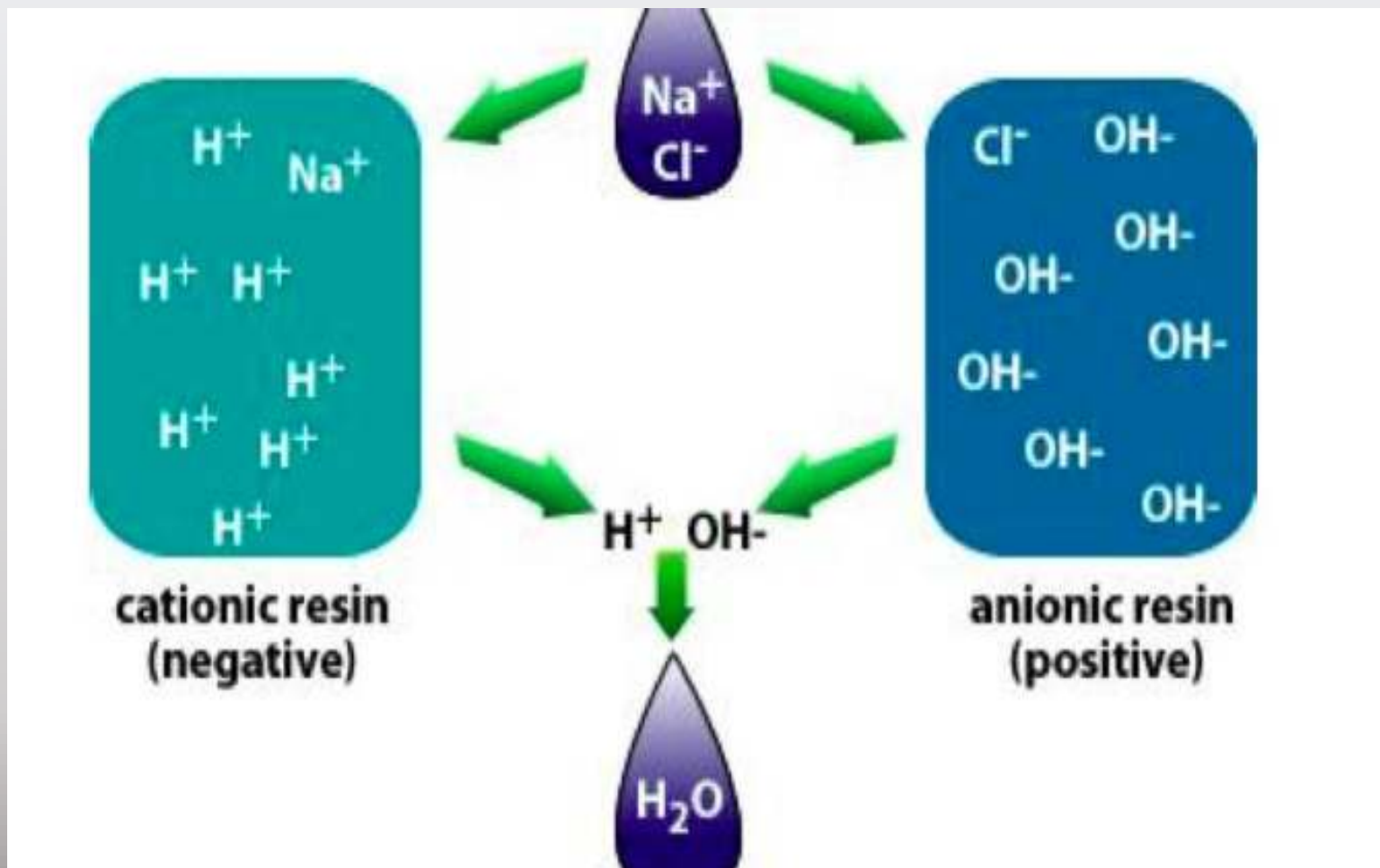
Συνηθέστερος διαλύτης στην ανάλυση, λόγω μεγάλης διαλυτικής ικανότητας για μεγάλο αριθμό ουσιών.

- Υψηλό σημείο τήξεως και ζέσεως, οφείλονται στη δομή του
- Ο δεσμός H–O, αν και ομοιοπολικός παρουσιάζει πολικότητα.



ΤΟ ΝΕΡΟ (H_2O) ως ΔΙΑΛΥΤΗΣ

ΑΠΙΟΝΙΣΜΟΣ ΜΕ ΙΟΝΑΝΤΑΛΛΑΚΤΙΚΕΣ ΡΗΤΙΝΕΣ



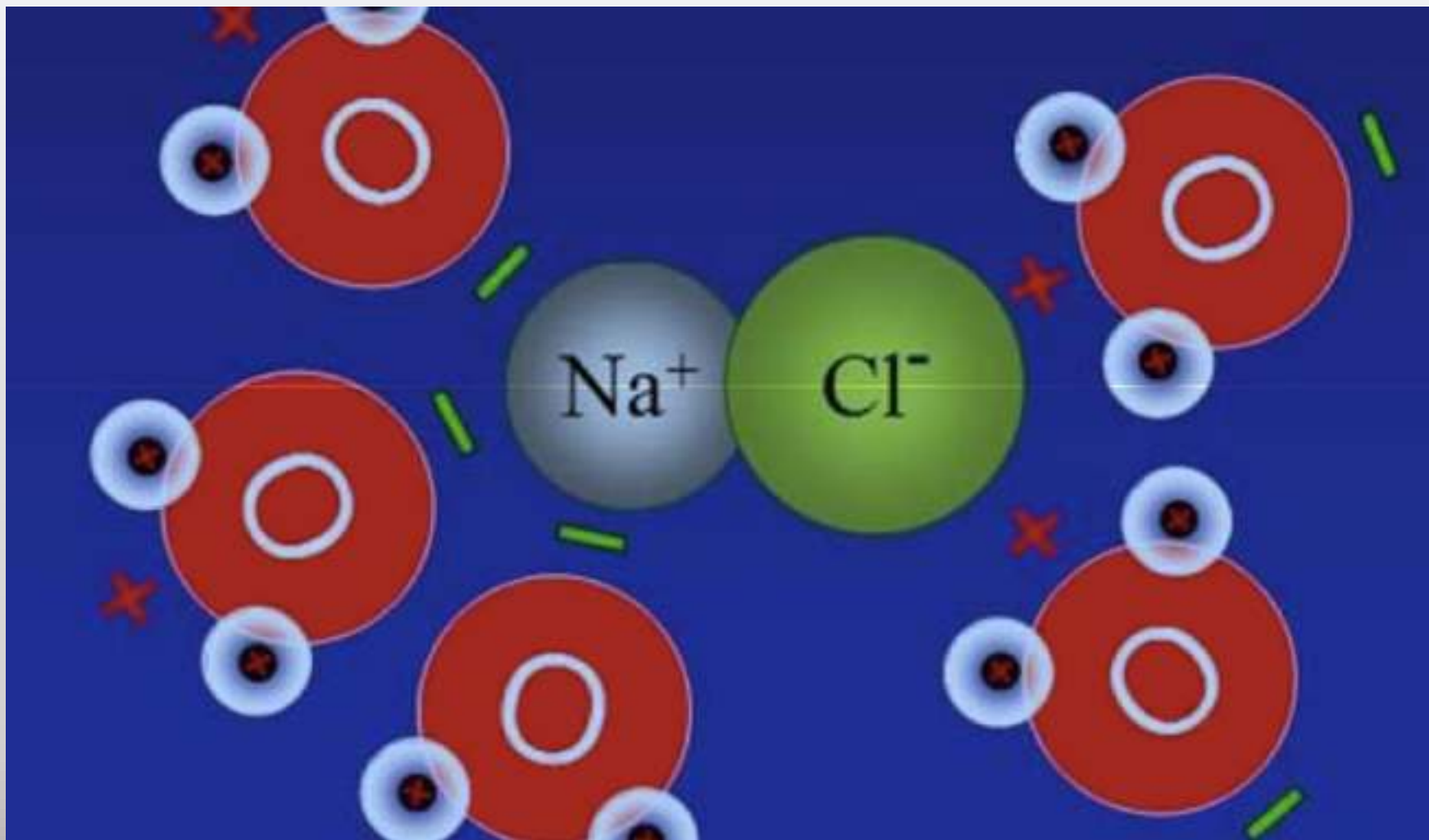
ΤΟ ΝΕΡΟ (H_2O) ως ΔΙΑΛΥΤΗΣ

- Διάλυση Ιοντικών Ενώσεων

- Μεγάλη έλξη από ιόντα στην επιφάνεια ιοντικών κρυστάλλων προς τα δίπολα ύδατος
- Κατά τη διάλυση ιοντικής ουσίας στο ύδωρ απλώς πραγματοποιείται εφυδάτωση ιόντων και όχι δημιουργία ιόντων.
- Αριθμός εφυδάτωσης δεν είναι γνωστός, συνηθίζεται να γράφονται στις χημικές εξισώσεις ως απλά ιόντα (εκτός περιπτώσεων για να εξηγηθεί ο όξινος χαρακτήρας διαλυμάτων ουδέτερων αλάτων)
- Το ιόν υδρογόνου γράφεται με την απλή μορφή του H^+ , αντί του ορθότερου ιόν του υδροξωνίου (οξωνίου) H_3O^+

ΤΟ ΝΕΡΟ (H_2O) ως ΔΙΑΛΥΤΗΣ

- Όσο μικρότερο το μέγεθος των ιόντων και όσο υψηλότερο το φορτίο τους, τόσο ισχυρότερες οι έλξεις με ύδωρ και αυξημένη η διαλυτότητα
- Μεγάλη διαλυτική ικανότητα ύδατος οφείλεται:
 - Εφυδάτωση των ιόντων
 - Μεγάλη διηλεκτρική σταθερά ($\epsilon = 78,5$), λόγω των μορίων συζεύξεως που σχηματίζονται λόγω δεσμών υδρογόνου.
 - Μείωση έλξεως μεταξύ των ιόντων στο διάλυμα
- Υδατικά διαλύματα περισσότερων αλάτων περιέχουν μόνο ιόντα και όχι μόρια.

ΤΟ ΝΕΡΟ (H_2O) ως ΔΙΑΛΥΤΗΣ

ΤΟ ΝΕΡΟ (H_2O) ως ΔΙΑΛΥΤΗΣ

- Διάλυση Μη Ιοντικών Ενώσεων
 - Μη ιοντικές ενώσεις που διαθέτουν πολικές ομάδες, π.χ. $-\text{OH}$, $=\text{O}$, $-\text{NH}_2$ που χρησιμεύουν ως πόλος έλξεως διαλύονται στο νερό.
- Υδατικά διαλύματα μη ιοντικών ενώσεων συνήθως είναι μοριακά.
- Όταν η πολικότητα των πολικών ομάδων είναι πολύ μεγάλη, οι έλξεις από τα μόρια του νερού είναι μεγάλες και προκαλούν διάσπαση δεσμών στα μόρια και σχηματισμό ιόντων.
 - Τα άνυδρα οξέα και άνυδρες βάσεις είναι μοριακές ενώσεις
 - Στα υδατικά τους διαλύματα σχηματίζονται ιόντα

ΥΔΑΤΙΚΑ ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΩΝ

- Ηλεκτρολύτες: Όλες οι ουσίες, που τα διαλύματά τους άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα.
 - Όλες οι ιοντικές (ετεροπολικές) ενώσεις
 - Όσες μη ιοντικές (ομοιοπολικές) ενώσεις παρέχουν ιοντικά διαλύματα
 - Παραδείγματα: άλατα (NaCl), βάσεις (KOH), οξέα (HCl).

ΥΔΑΤΙΚΑ ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΩΝ

ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ

- Ηλεκτρική αγωγιμότητα: Άγουν το ρεύμα (λόγω των ιόντων).

Η αγωγιμότητα (αντίστροφο της αντίστασης) εκφράζεται αριθμητικά ανά γραμμοϊσοδύναμο και καλείται ισοδύναμη αγωγιμότητα

$$\Lambda = \kappa V$$

- κ = Ειδική αγωγιμότητα (αγωγιμότητα διαλύματος σε κύβο ακμής 1 cm)
- V = αραίωση διαλύματος, όγκος σε cm³ στον οποίο περιέχεται 1 γραμμοϊσοδύναμο ηλεκτρολύτη

ΥΔΑΤΙΚΑ ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΩΝ

ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ

- **Τάση ατμών:** Τάση ατμών διαλύματος μη πτητικού ηλεκτρολύτη (π.χ. NaCl) είναι μικρότερη από τάση ατμών ισομοριακού διαλύματος μη πτητικού μη ηλεκτρολύτη (π.χ γλυκόζη) λόγω μεγαλύτερου αριθμού σωματιδίων.
- **Σημείο πήξης (ΣΠ) – Σημείο ζέσης (ΣΖ):** ΣΠ υδατικού διαλύματος οποιασδήποτε ουσίας χαμηλότερο του ύδατος και ΣΖ υδατικού διαλύματος υψηλότερο του ύδατος.
- **Ωσμωτική πίεση:** Εξαρτάται από αριθμό σωματιδίων στο διάλυμα
 - Μεγαλύτερη σε διάλυμα ηλεκτρολύτη, από αυτή διαλύματος μη ηλεκτρολύτη.

ΙΣΧΥΡΟΙ ΚΑΙ ΑΣΘΕΝΕΙΣ ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΕΣ

- **Ισχυροί** ηλεκτρολύτες: τα διαλύματά τους παρουσιάζουν μεγάλη ειδική αγωγιμότητα
- **Ασθενείς** ηλεκτρολύτες: τα διαλύματά τους παρουσιάζουν μικρή ειδική αγωγιμότητα.
- Διαφορετικές έννοιες:
 - Διάλυμα αραιό ή πυκνό (με βάση τη συγκέντρωση)
 - Διάλυμα ασθενούς ή ισχυρού ηλεκτρολύτη (με βάση την ειδική αγωγιμότητα).

ΙΣΧΥΡΟΙ ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΕΣ

Ισχυρά οξέα:

- Το υπερχλωρικό οξύ (HClO_4)
- Υδροβρωμικό οξύ (HBr)
- Υδροχλωρικό οξύ (HCl)
- Θειικό οξύ (H_2SO_4)
- Νιτρικό οξύ (HNO_3)
- Το φθοροαντιμονικό οξύ (HSbF_6)
- Το φθοροθειικό οξύ (FSO_3H)

Ισχυρές βάσεις

- Το υδροξείδιο του λιθίου (LiOH)
- Υδροξείδιο του νατρίου (NaOH)
- Το υδροξείδιο του καλίου (KOH)
- Το υδροξείδιο του ρουβιδίου (RbOH)
- Το υδροξείδιο του καισίου (CsOH)
- Το υδροξείδιο του ασβεστίου (Ca(OH)_2)
- Το υδροξείδιο του στροντίου (Sr(OH)_2)
- Το υδροξείδιο του βαρίου (Ba(OH)_2)
- Το αμίδιο του νατρίου (NaNH_2)

Άλατα

- Χλωριούχο νάτριο (NaCl)
- Νιτρικό κάλιο (KNO_3)
- Το χλωριούχο μαγνήσιο (MgCl_2)
- Οξικό νάτριο (CH_3COONa)

ΑΣΘΕΝΕΙΣ ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΕΣ

Ασθενή οξέα

- Οξικό οξύ (CH_3COOH)
- Βενζοϊκό οξύ ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$)
- Μυρμηκικό οξύ (HCOOH)
- Κυανιούχο υδρογόνο (HCN)
- Χλωροοξικό οξύ (CH_2ClOOH)
- Ιωϊκό οξύ (HIO_3)
- Νιτρώδες οξύ (HNO_2)
- Το ανθρακικό οξύ (H_2CO_3)
- Φωσφορικό οξύ (H_3PO_4)
- Θειικό οξύ (H_2SO_4)

Ασθενείς βάσεις και ενώσεις αζώτου

- Διμεθυλαμίνη ($(\text{CH}_3)_2\text{NH}$)
- Η αιθυλαμίνη ($\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$)
- Αμμωνία (NH_3)
- Υδροξυλαμίνη (NH_2OH)
- Η πυριδίνη ($\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$)
- Ανιλίνη ($\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$)

ΒΑΘΜΟΣ ΔΙΑΣΤΑΣΗΣ ή ΙΟΝΙΣΜΟΥ

- Ισχύς ενός ηλεκτρολύτη εκφράζεται ποσοτικά με βαθμό διαστάσεως ή ιονισμού (α) διαλύματος αυτού.
- Βαθμός διαστάσεως ή ιονισμού (α): Κλάσμα μορίων ηλεκτρολύτη τα οποία διίστανται σε ιόντα στο διάλυμα
 - Βαθμός διαστάσεως αυξάνεται όταν ελαττώνεται η συγκέντρωση του διαλύματος
 - Προσδιορίζεται με μέτρηση της ισοδύναμης αγωγιμότητας Λ διαλύματος του ηλεκτρολύτη και σύγκριση με ισοδύναμη αγωγιμότητα σε άπειρη αραίωση

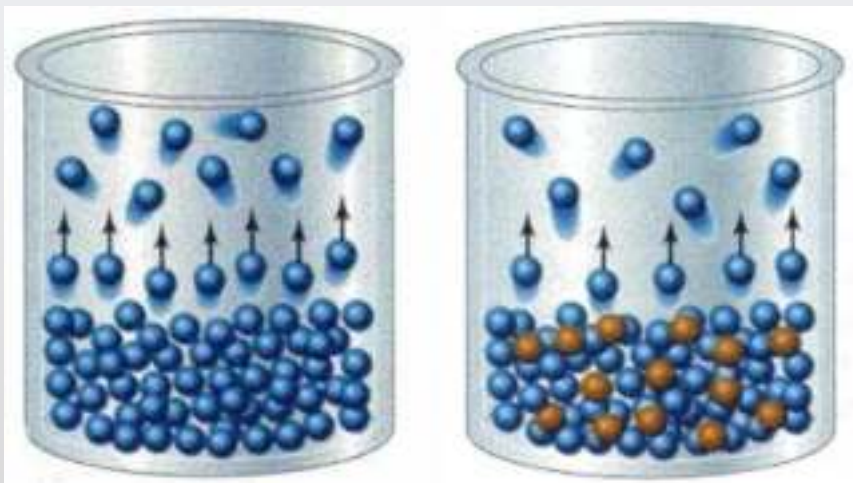
$$\alpha = \Lambda / \Lambda_{\infty}$$

Προσθετικές ιδιότητες διαλυμάτων

- Όταν διαλύεται μία ουσία στο νερό, το διάλυμα που προκύπτει έχει σαφώς νέες ιδιότητες ως προς το διαλύτη (νερό). Άλλη γεύση, άλλη πυκνότητα, άλλο ιξώδες κ.λπ. Ακόμα και αν διαλυθεί η ίδια ποσότητα από δύο ενώσεις στον ίδιο όγκο διαλύτη, τα διαλύματα που προκύπτουν έχουν διαφορετικές ιδιότητες π.χ. πυκνότητες.
- 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). Έτσι, διπλάσια για παράδειγμα 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

Τάση ατμών

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



- Αν διαλύσουμε μια μη πτητική ουσία σε ένα υγρό διαλύτη π.χ. ένα στερεό, παρατηρείται ελάττωση της τάσης ατμών του διαλύτη.

Εξήγηση: Στην επιφάνεια του καθαρού διαλύτη υπάρχουν αποκλειστικά μόρια διαλύτη. Ορισμένα απ' 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.

ΠΡΟΣΘΕΤΙΚΕΣ ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ

νόμος Raoult

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.

$$P = P^o \chi_{\text{διαλύτη}}$$

όπου, P = τάση ατμών του διαλύματος

P^o = 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

νόμος Raoult

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

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

ΠΡΟΣΘΕΤΙΚΕΣ ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ

νόμος Raoult

1. Ο νόμος Raoult ισχύει και όταν έχουμε 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:

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

Όπου,

P_A° και P_B° : 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.

ΠΡΟΣΘΕΤΙΚΕΣ ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ

νόμος Raoult

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 περίπου 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 φέρνουμε 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. Πρέπει πάντως να τονισθεί ότι ο νόμος αυτός με κατάλληλη τροποποίηση μπορεί να εφαρμοστεί και σε αραιά διαλύματα ιοντικών ενώσεων.

Ιδανικά διαλύματα Νόμος Raoult

- Ιδανικό θεωρείται το διάλυμα του οποίου οι διαμοριακοί δεσμοί μεταξύ διαλύτη - διαλυμένου σώματος (π.χ. 1-2) είναι της ίδιας περίπου ισχύος με αυτούς που εμφανίζονται μεταξύ των μορίων διαλύτη - διαλύτη (π.χ. 1-1) και διαλυμένου σώματος - διαλυμένου σώματος (π.χ. 2-2).
- Πιθανόν κανένα διάλυμα δεν καλύπτει πλήρως τις προϋποθέσεις αυτές.
- Πολλά όμως διαλύματα θεωρούνται ότι προσεγγίζουν ικανοποιητικά την εικόνα αυτή, ώστε να θεωρούνται ιδανικά.
- Παράδειγμα φέρνουμε το μίγμα υδρογονανθράκων στη βενζίνη ή το μίγμα βενζολίου - τολουολίου.

Ιδανικά διαλύματα Νόμος Raoult

➤ 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.

$$P_1 = \chi_1 * P_1^o$$

$$P_2 = \chi_2 * P_2^o$$

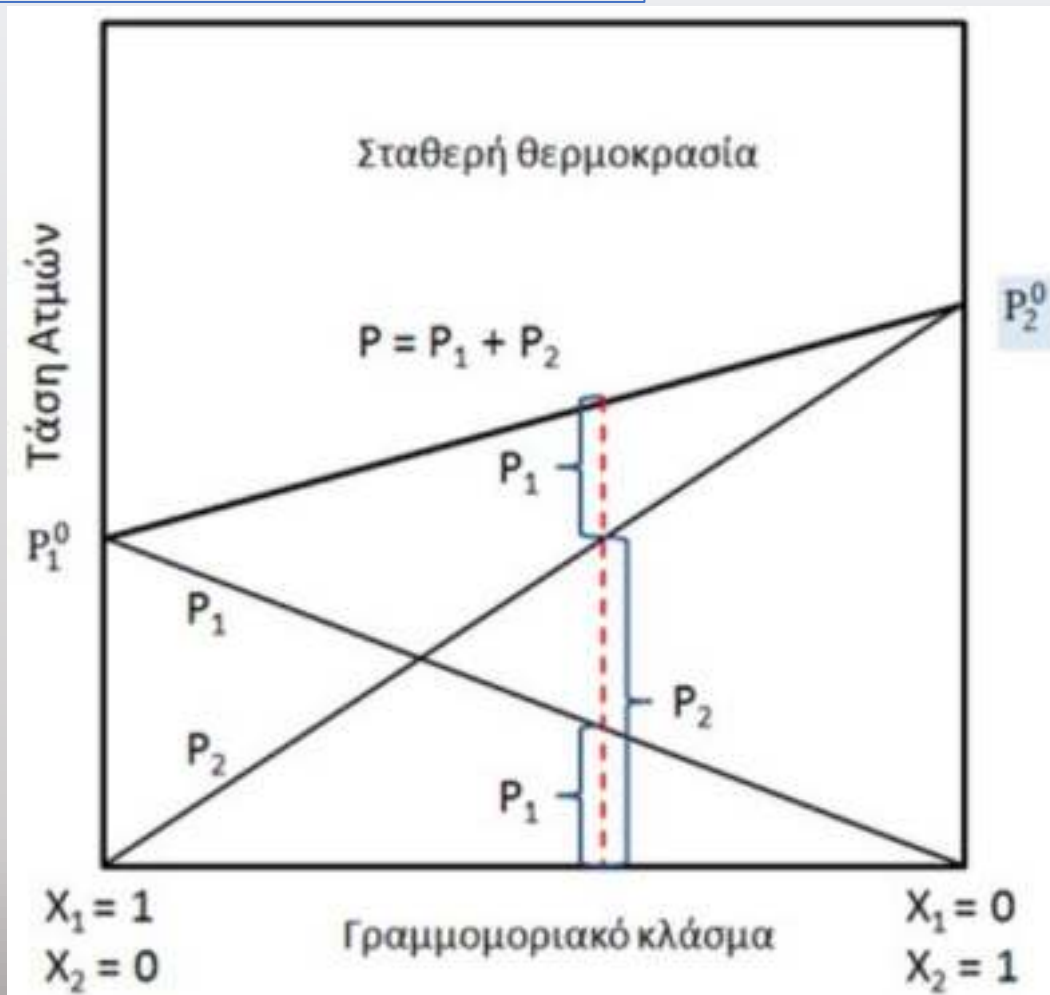
P_1^o και P_2^o : οι τάσεις ατμών των καθαρών υγρών 1 και 2

P_1 και P_2 : οι τάσεις ατμών των υγρών 1 και 2, όταν τα υγρά αυτά είναι αναμιγμένα μεταξύ τους και

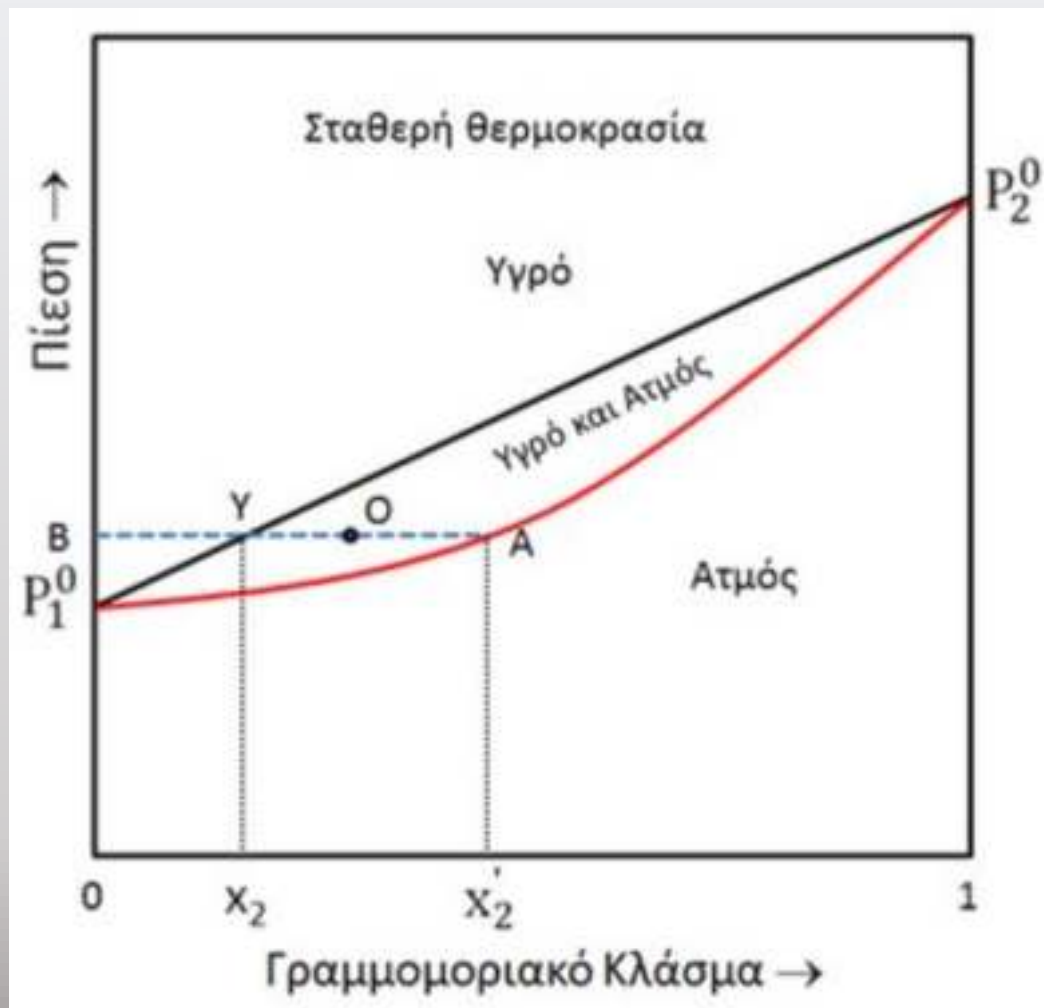
χ_1, χ_2 : τα γραμμομοριακά κλάσματα των 1 και 2 στο διάλυμα.

ΠΡΟΣΘΕΤΙΚΕΣ ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ

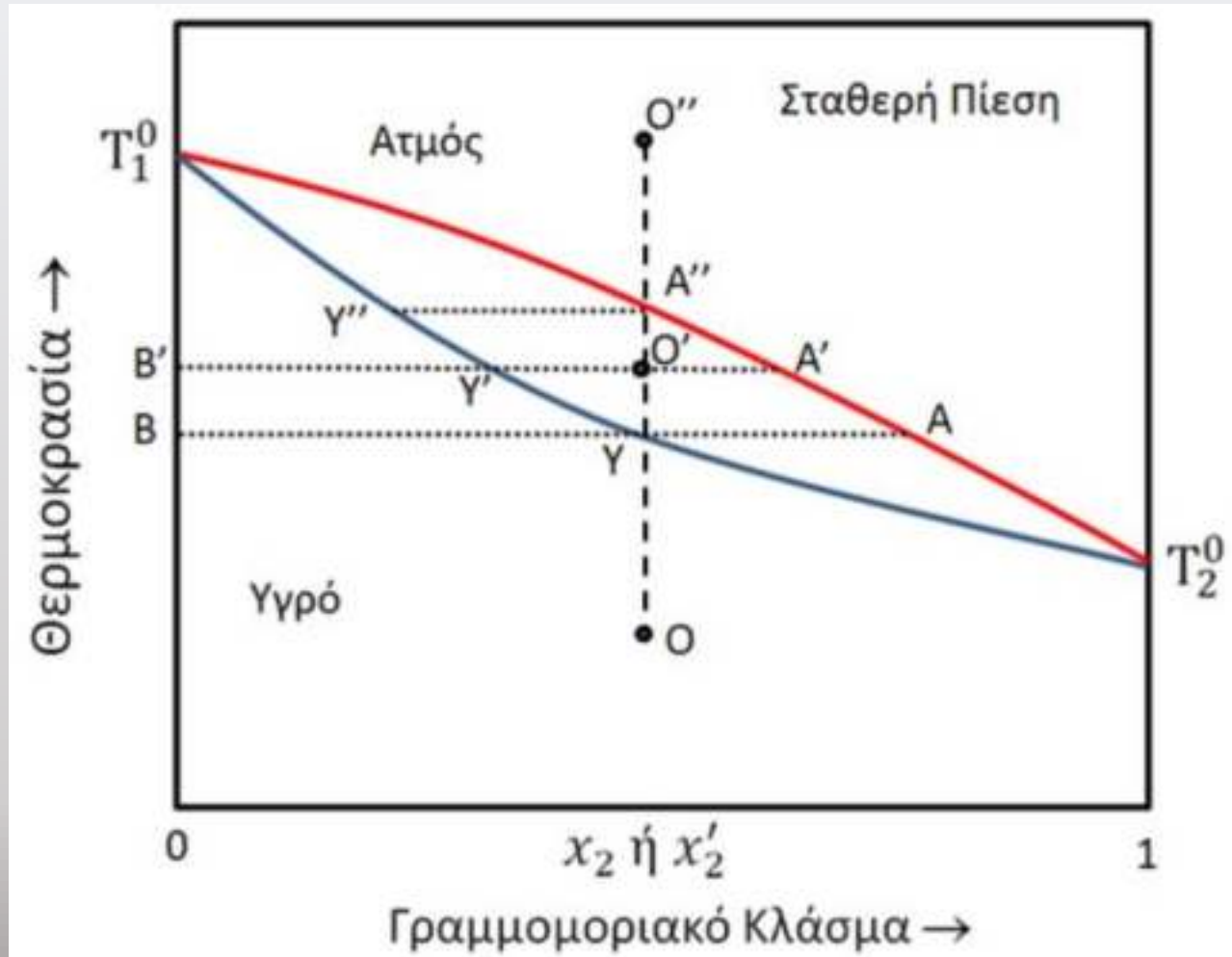
Διάγραμμα τάσης ατμών- σύστασης



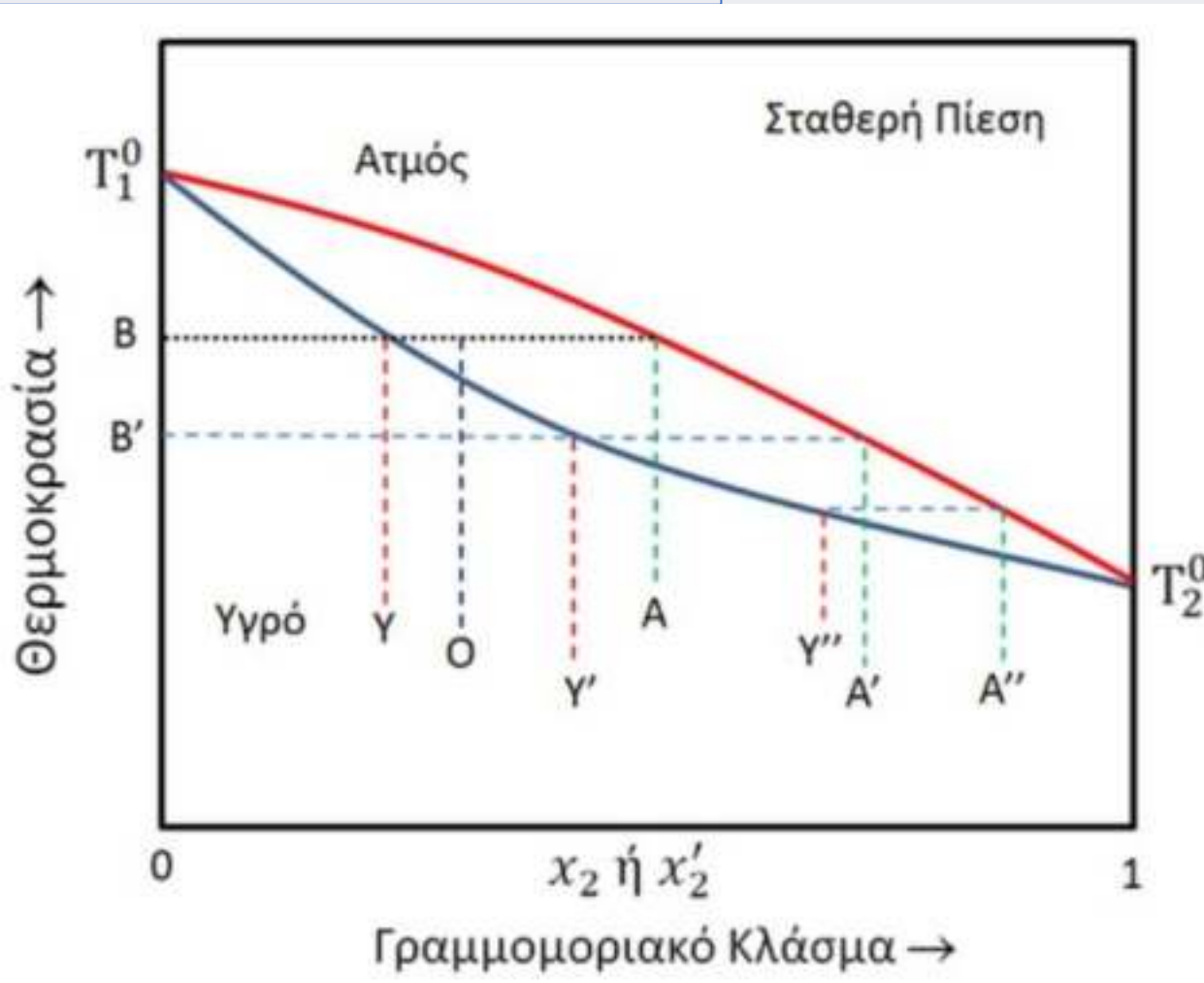
Διάγραμμα σημείου ζέσεως- σύστασης



Διάγραμμα σημείου ζέσεως- σύστασης

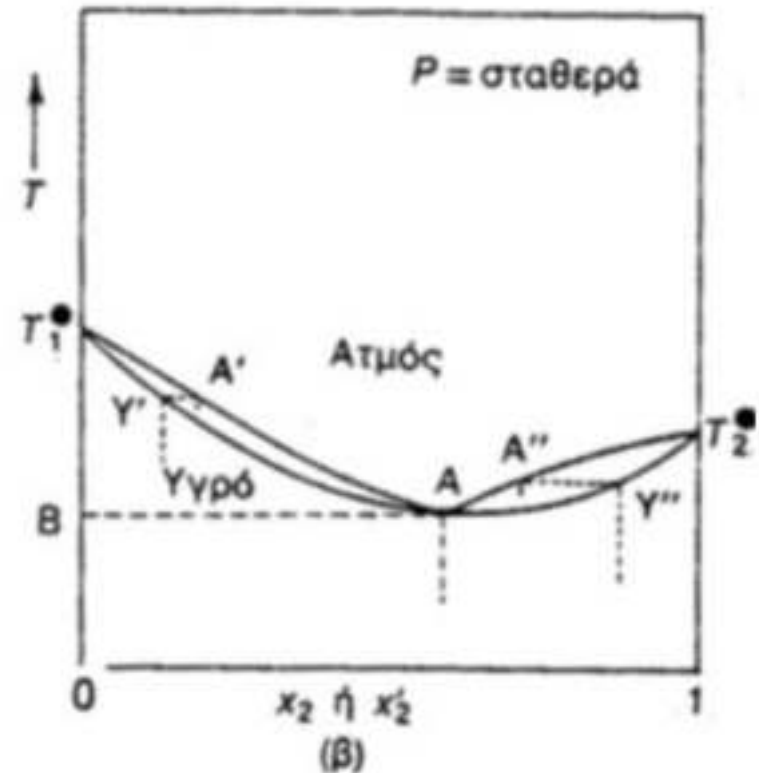
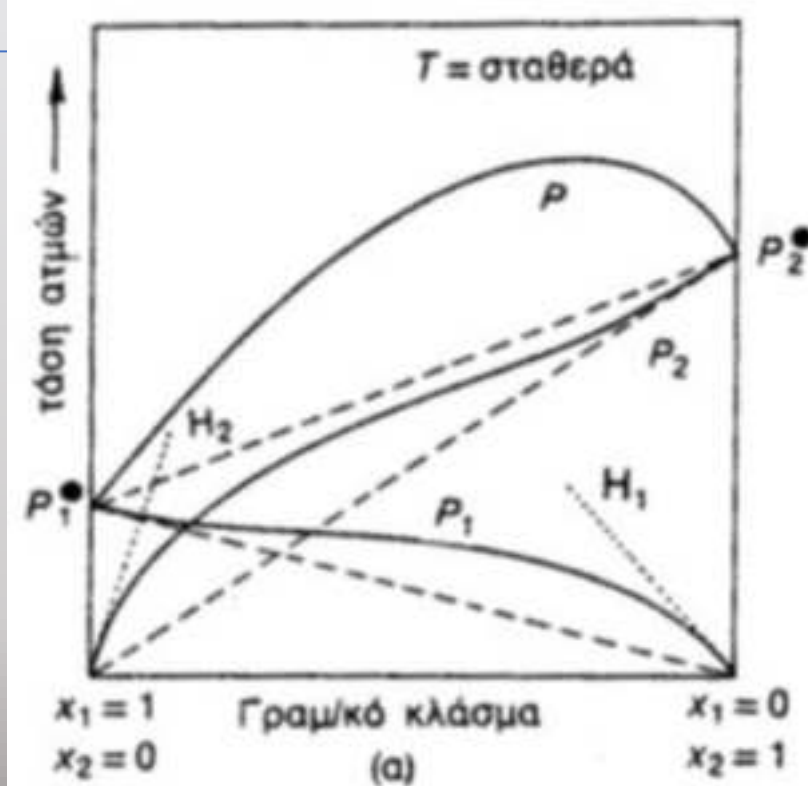


Εξέλιξη απόσταξης μίγματος 1-2



Θετικές αποκλίσεις από το νόμο Raoult - Αζεοτροπικά μίγματα

- Θετικές αποκλίσεις: οι μερικές πιέσεις είναι μεγαλύτερες από τις προβλεπόμενες από το νόμο του Raoult.
 - καμπύλη τάσεων ατμών-σύστασης πάνω από την ευθεία
- Εξασθένηση δεσμών 1-1 και 2-2
Η διάλυση είναι ενδόθερμη

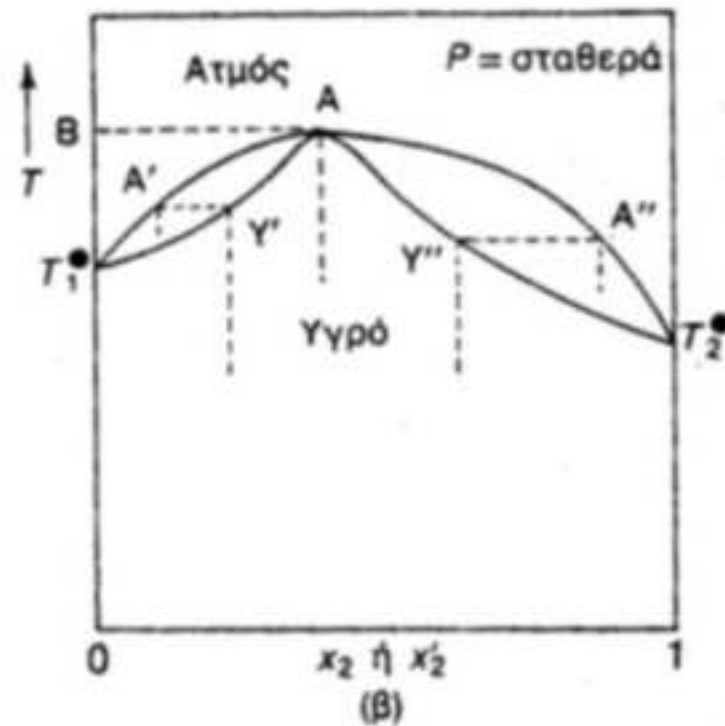
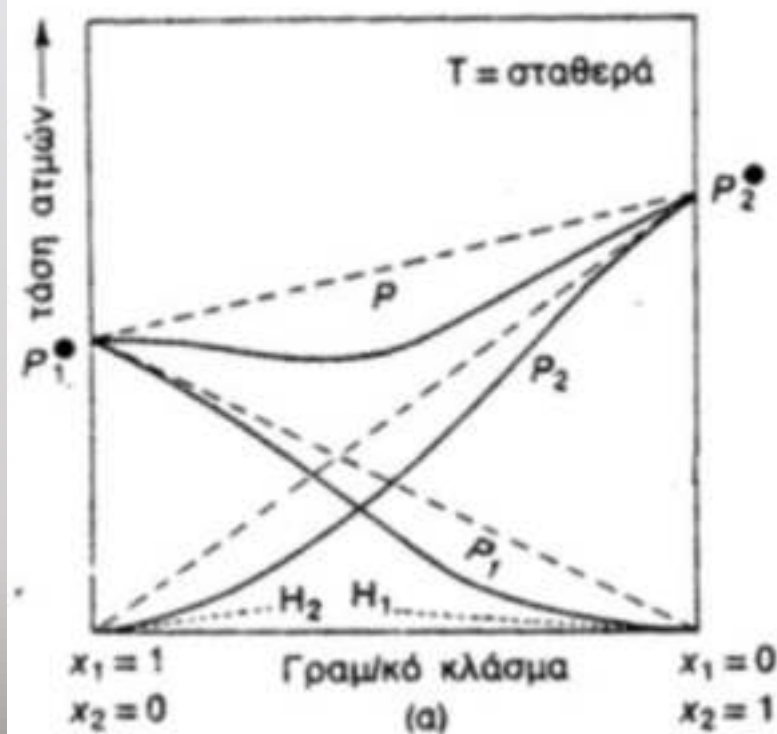


Αρνητικές αποκλίσεις από το νόμο Raoult - Αζεοτροπικά μίγματα

- Αρνητικές αποκλίσεις: οι μερικές πιέσεις είναι μικρότερες από τις προβλεπόμενες από το νόμο του Raoult.
- καμπύλη τάσεων ατμών-σύστασης κάτω από την ευθεία (γράφημα τάση ατμών – σύσταση)

Ενίσχυση δεσμών 1-1 και 2-2

Η διάλυση είναι εξώθερμη



Νόμοι Raoult και Henry

Ιδανικά διαλύματα

p_a^* :τάση ατμών καθαρού A

p_b^* :τάση ατμών καθαρού B

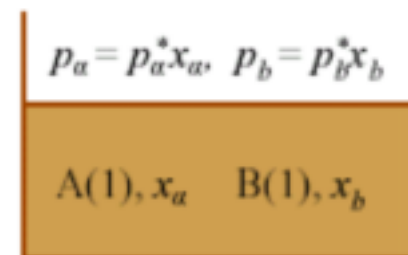
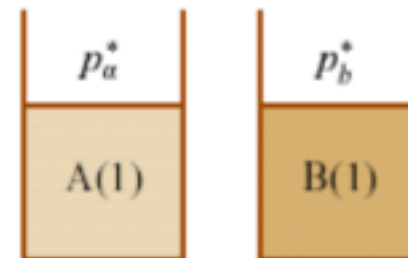
όταν τα A και B συνιστούν διάλυμα,
διαπιστώθηκε ότι όταν αυτά είναι
μη ηλεκτρολύτες:

$$p_a = p_a^* x_a \quad p_b = p_b^* x_b$$

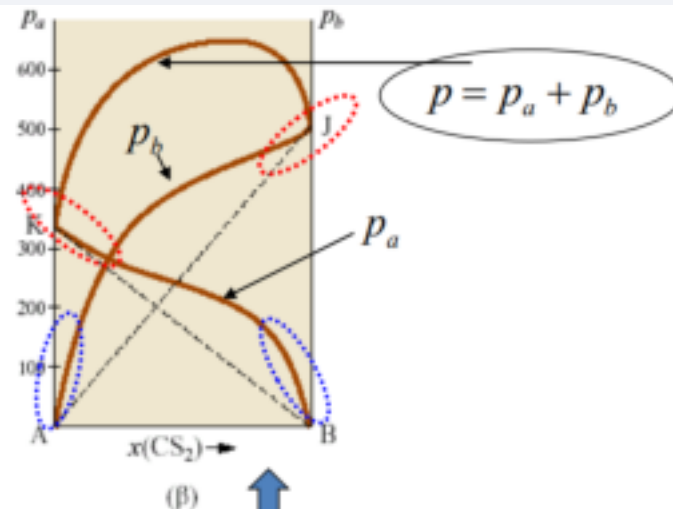
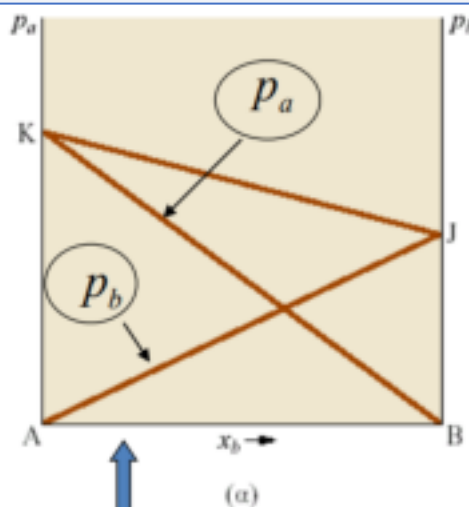
Ιδανικά διαλύματα

$$p_a = p_a^* x_a$$

Νόμος Raoult



μείγματα που υπακούουν τις σχέσεις
αυτές για όλες τις συστάσεις λέγονται
ιδανικά διαλύματα



Ιδανική συμπεριφορά σε όλη την περιοχή συστάσεων (συστατικά παρόμοια σε μοριακή δομή)

Πραγματικά διαλύματα

- $p_a = p_a^* x_a$, $p_b = K_b x_b$ $x_a \rightarrow 1$
 $x_b \rightarrow 0$
- $p_a = K_a x_a$, $p_b = p_b^* x_b$ $x_a \rightarrow 0$
 $x_b \rightarrow 1$

Αποκλίσεις από το Νόμο του Raoult

- ΑΙ και ΒΚ εφαπτονται των καμπυλών όταν $x_a \rightarrow 1$ και $x_b \rightarrow 1$
- οι καμπύλες των p_i έχουν σταθερή κλίση όταν $x_i \rightarrow 0$
 $p_i = K_i x_i$, $K_i \neq f(x_i)$

σταθερά του Henry

Ιδανική συμπεριφορά υπό οριακές συνθήκες

ΠΡΟΣΘΕΤΙΚΕΣ ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ

Ανύψωση σημείου βρασμού

- Σε αραιά μοριακά διαλύματα μη πτητικών ουσιών η ανύψωση του σημείου βρασμού του διαλύτη είναι ανάλογη προς τη μοριακότητα κατά βάρος (molality) του διαλύματος.

$$\Delta T_b = K_b m$$

- όπου,
 ΔT_b : η ανύψωση σ.β. του διαλύτη (σ.β. διαλύματος - σ.β. διαλύτη),
 m : η μοριακότητα κατά βάρος του διαλύματος (molality)
 K_b : σταθερά ανύψωσης σ.β. ή σταθερά ζεσεοσκοπίας, η οποία εξαρτάται από τη φύση του διαλύτη. Όταν η μοριακότητα κατά βάρος του διαλύματος είναι 1 m , τότε η τιμή της ΔT_b είναι αριθμητικά ίση με την K_b .
- Η παραπάνω σχέση ανταποκρίνεται πολύ καλά σε αραιά διαλύματα μη πτητικών, μοριακών ενώσεων (μη ιοντικών και μη πολυμεριζομένων).
- Όμως, με κάποια τροποποίηση μπορεί να εφαρμοστεί και για αραιά διαλύματα ηλεκτρολυτών .

ΠΡΟΣΘΕΤΙΚΕΣ ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ

Ανύψωση σημείου βρασμού

- Ζεσεοσκοπία ονομάζεται η μέθοδος προσδιορισμού της σχετικής μοριακής μάζας (μοριακό βάρος) με βάση τη μέτρηση πειραματικά του ΔT_b , εφαρμόζοντας τον παραπάνω νόμο:

$$\Delta T_b = K_b m = K_b \frac{m_{\text{ουσίας}} \cdot 1000}{M_r \text{ ουσίας} \cdot m_{\text{διαλύτη}}}$$

- όπου,
 $m_{\text{ουσίας}}$: η μάζα της διαλυμένης ουσίας
 $M_r \text{ ουσίας}$: η σχετική μοριακή μάζα της διαλυμένης ουσίας και
 $m_{\text{διαλύτη}}$: η μάζα του διαλύτη.

ΠΡΟΣΘΕΤΙΚΕΣ ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ

Ταπείνωση σημείου πήξης

- Σε αραιά μοριακά διαλύματα η ταπείνωση του σ.π. είναι ανάλογη προς τη μοριακότητα κ.β. (molality) του διαλύματος.

$$\Delta T_f = K_f m$$

όπου,
 ΔT_f : η ταπείνωση σ.π. του διαλύτη (σ.π. διαλύτη - σ.π. διαλύματος),
 m : η μοριακότητα κατά βάρος του διαλύματος (molality)
 K_f : σταθερά ταπείνωσης σ.π. ή σταθερά κρυοσκοπίας, η οποία εξαρτάται από τη φύση του διαλύτη. Όταν η μοριακότητα κατά βάρος του διαλύματος είναι 1 m , τότε η τιμή της ΔT_f είναι αριθμητικά ίση με την K_f .

οι μεταβολές στο σ.π., που προκαλούνται κατά τη διάλυση μιας ουσίας σ' ένα διαλύτη, είναι πιο σημαντικές από τις αντίστοιχες του σ.β. Για το λόγο αυτό, και επειδή το σ.π. μετράται πειραματικά με μεγαλύτερη ακρίβεια από το σ.β., η κρυοσκοπία βρίσκει πολλές εφαρμογές.

ΠΡΟΣΘΕΤΙΚΕΣ ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ

Ταπείνωση σημείου πήξης

- Κρυοσκοπία ονομάζεται η μέθοδος προσδιορισμού της σχετικής μοριακής μάζας με βάση τη μέτρηση πειραματικά του ΔT_f , εφαρμόζοντας τον παραπάνω νόμο:

$$\Delta T_f = K_f m = K_f \frac{m_{\text{ουσίας}} \cdot 1000}{M_r \text{ ουσίας} \cdot m_{\text{διαλύτη}}}$$

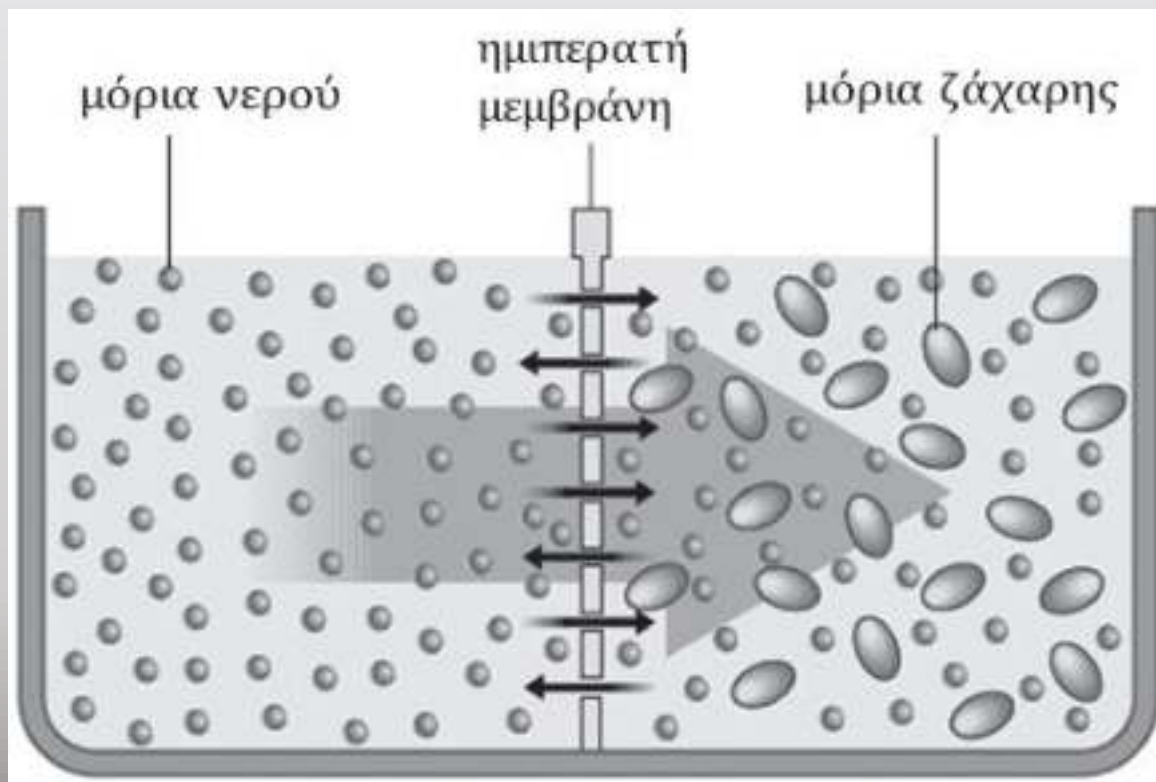
- όπου,
 m ουσίας : η μάζα της διαλυμένης ουσίας
 M_r ουσίας : η σχετική μοριακή μάζα της διαλυμένης ουσίας και
 m διαλύτη : η μάζα του διαλύτη.

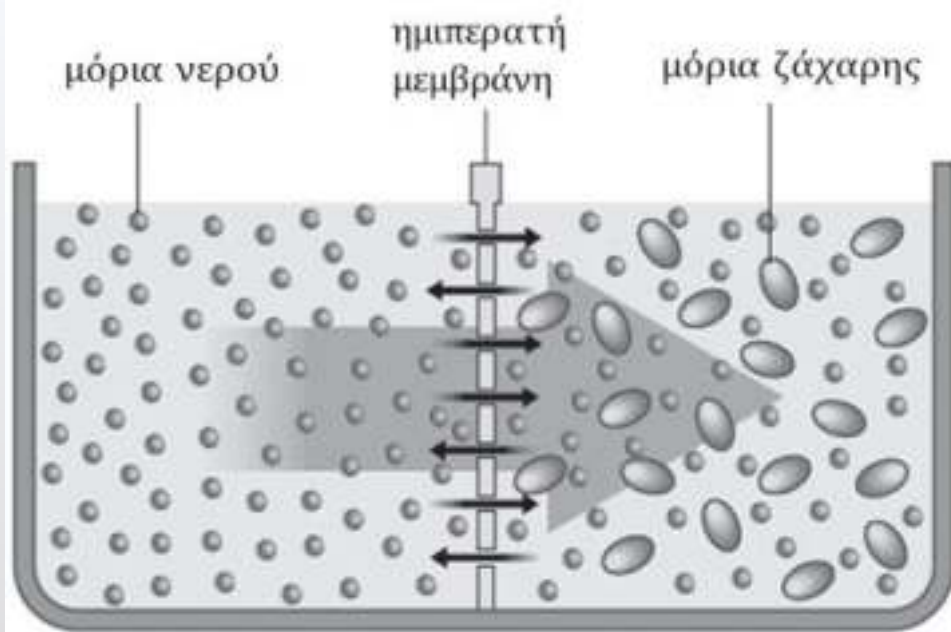
ΠΡΟΣΘΕΤΙΚΕΣ ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ

Ώσμωση και Ωσμωτική πίεση

Έστω μία ημιπερατή μεμβράνη η οποία διαχωρίζει ένα υδατικό διάλυμα ζάχαρης από καθαρό νερό.

Αν δεν υπήρχε η μεμβράνη, το διάλυμα θα αναμειγνυόταν με το νερό και θα προέκυπτε ένα νέο ενιαίο διάλυμα πιο αραιό.





ΠΡΟΣΘΕΤΙΚΕΣ ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ

Ώσμωση και Ωσμωτική πίεση

Όμως η μεμβράνη επιτρέπει μόνο τη δίοδο των μορίων νερού και προς τις δύο κατευθύνσεις και όχι τη δίοδο των μορίων του διαλυμένου σώματος.

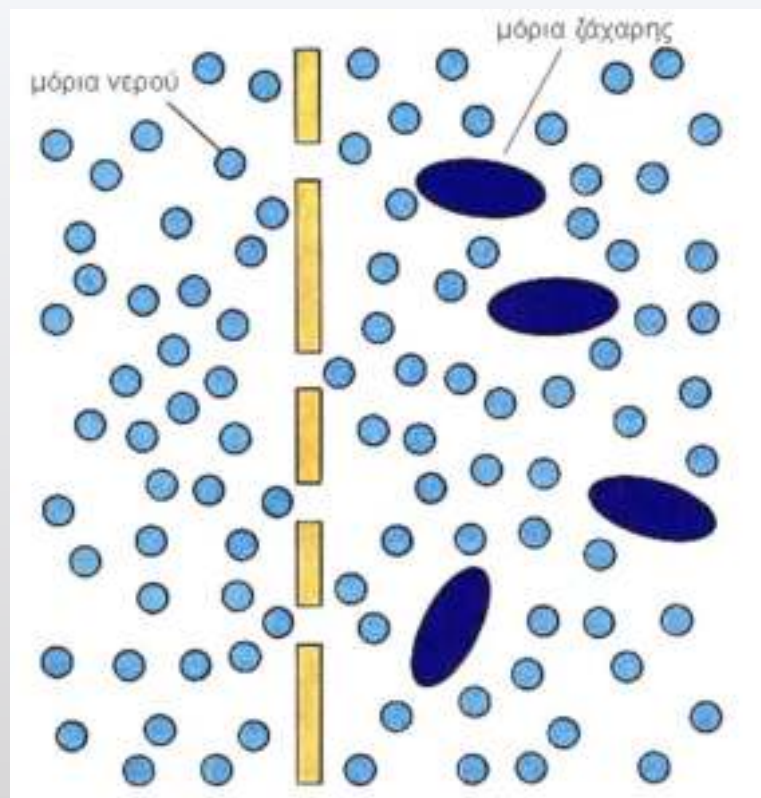
Έτσι, το νερό εισέρχεται με μεγαλύτερη ταχύτητα στο δεξί μέρος του δοχείου με σκοπό να εξισώσει τις συγκεντρώσεις στα δύο μέρη.

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.

ΠΡΟΣΘΕΤΙΚΕΣ ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ

Ώσμωση και Ωσμωτική πίεση

Διαλύματα

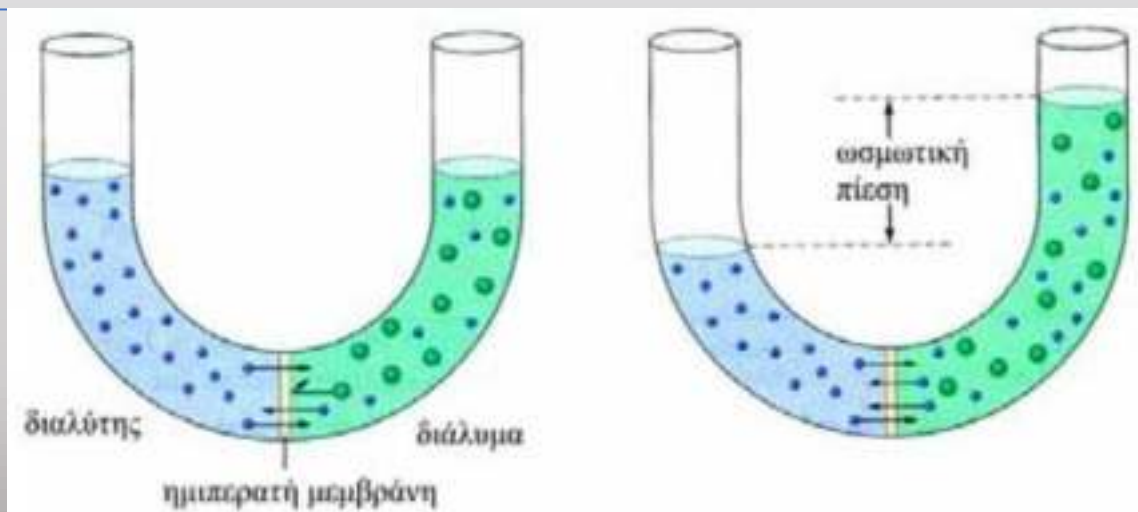


Ώσμωση ονομάζεται το φαινόμενο της διάχυσης περισσότερων μορίων διαλύτη (συνήθως νερού), μέσω ημιπερατής μεμβράνης, από το διαλύτη στο διάλυμα ή από το διάλυμα της μικρότερης συγκέντρωσης (υποτονικό διάλυμα) στο διάλυμα της μεγαλύτερης συγκέντρωσης (υπερτονικό διάλυμα).

ΠΡΟΣΘΕΤΙΚΕΣ ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ

Ώσμωση και Ωσμωτική πίεση

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 εμποδίσουμε το φαινόμενο της ώσμωσης, χωρίς να μεταβληθεί ο όγκος του διαλύματος.



ΠΡΟΣΘΕΤΙΚΕΣ ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ

Ώσμωση και Ωσμωτική πίεση

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:

$$\Pi V = n RT$$

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)

ΠΡΟΣΘΕΤΙΚΕΣ ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ

Όσμωση και Ωσμωτική πίεση

Επειδή είναι $n/V = c$ έχουμε

$$\Pi = c RT$$

Όπου,
 c : η συγκέντρωση (Molarity) του διαλύματος

ΠΡΟΣΘΕΤΙΚΕΣ ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ

Ώσμωση και Ωσμωτική πίεση

Ωσμομετρία ονομάζεται η μέθοδος προσδιορισμού της σχετικής μοριακής μάζας με βάση τον πειραματικό προσδιορισμό του Π , κάνοντας χρήση της παραπάνω εξίσωσης

Αντίστροφη ώσμωση έχουμε, όταν ασκούμε 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.

Τι είναι η ώσμωση και ποια η βιολογική της σημασία;

- Ώσμωση καλείται το φαινόμενο της διάχυσης περισσότερων μορίων διαλύτη (συνήθως νερού) μέσω ημιπερατής μεμβράνης από τον διαλύτη στο διάλυμα ή γενικότερα από το αραιότερο διάλυμα (υποτονικό διάλυμα) προς το πυκνότερο διάλυμα (υπερτονικό διάλυμα).
- Το φαινόμενο της ώσμωσης παίζει σημαντικό ρόλο σε πολλά βιολογικά φαινόμενα που σχετίζονται με τη λειτουργία του κυττάρου. Η κυτταρική μεμβράνη είναι ουσιαστικά μία ημιπερατή μεμβράνη. Δηλαδή επιτρέπει τη δίοδο των μορίων του νερού, όχι όμως και των μορίων της πρωτεΐνης ή άλλων μεγαλομορίων.

Αν ένα κύτταρο βυθιστεί σε διάλυμα ισοτονικό σε σχέση με το ενδοκυττάριο υγρό, τότε το κύτταρο διατηρεί το μέγεθός του, καθώς ο αριθμός των εισερχόμενων μορίων νερού ισούται με τον αριθμό των εξερχόμενων.

Αν το κύτταρο βυθιστεί σε διάλυμα υπερτονικό σε σχέση με το ενδοκυττάριο υγρό, τότε το κύτταρο συρρικνώνεται, καθώς ο αριθμός των εισερχόμενων μορίων νερού είναι μικρότερος από τον αριθμό των εξερχόμενων.

Αν το κύτταρο βυθιστεί σε διάλυμα υποτονικό σε σχέση με το ενδοκυττάριο υγρό (π.χ. καθαρό νερό), τότε το κύτταρο διογκώνεται, καθώς ο αριθμός των εισερχόμενων μορίων νερού είναι μεγαλύτερος από τον αριθμό των εξερχόμενων. Το γεγονός αυτό μπορεί να προκαλέσει διάρρηξη του κυττάρου.

Τι είναι η ωσμωτική πίεση, από ποια μαθηματική σχέση εκφράζεται και γιατί παίζει σημαντικό ρόλο στα παρεντερικά διαλύματα;

Ωσμωτική πίεση διαλύματος, που διαχωρίζεται από ημιπερατή μεμβράνη από τον καθαρό διαλύτη του, καλείται η ελάχιστη πίεση που πρέπει να ασκηθεί εξωτερικά στο διάλυμα ώστε να εμποδίσουμε το φαινόμενο της ώσμωσης χωρίς να μεταβληθεί ο όγκος του διαλύματος.

Η ωσμωτική πίεση ως προσθετική ιδιότητα εξαρτάται από την ποσότητα (αριθμός mole) του διαλυμένου σώματος σε ορισμένο όγκο διαλύματος και όχι από τη φύση του.

Η ωσμωτική πίεση, Π , ενός διαλύματος δίνεται από τη σχέση

$$\Pi V = n RT$$

και εφόσον ισχύει $n/V = c$ θα έχουμε

$$\Pi = c RT \quad \text{όπου}$$

Π η ωσμωτική πίεση (atm)

V ο όγκος του διαλύματος (L)

n ο αριθμός των moles του διαλύματος

R η παγκόσμια σταθερά των αερίων (0.082 L atm/mol K)

T η απόλυτη θερμοκρασία (K)

c η συγκέντρωση του διαλύματος (mol/L)

Η μεγάλη σημασία της ωσμωτικής πίεσης για τα παρεντερικά διαλύματα έγκειται στο γεγονός ότι η εισαγωγή του παρεντερικού διαλύματος στη συστηματική κυκλοφορία ενδέχεται να επηρεάσει τα ερυθρά αιμοσφαίρια.

Το φαινόμενο της ώσμωσης παίζει σημαντικό ρόλο σε πολλά βιολογικά φαινόμενα που σχετίζονται με τη λειτουργία του κυττάρου.

Η κυτταρική μεμβράνη είναι ουσιαστικά μία ημιπερατή μεμβράνη. Δηλαδή επιτρέπει τη δίοδο των μορίων του νερού, όχι όμως και των μορίων της πρωτεΐνης ή άλλων μεγαλομορίων.

Για να μην έχουμε μορφολογικές μεταβολές των ερυθρών αιμοσφαιρίων θα πρέπει τα ενέσιμα διαλύματα (π.χ. φυσιολογικός ορός, δηλαδή υδατικό διάλυμα NaCl 0.9%) να έχουν την ίδια ωσμωτική πίεση με το αίμα, δηλαδή περίπου 8 atm.

Συγκεκριμένα, στα ενέσιμα το διάλυμα πρέπει να είναι σχεδόν ισότονο με το αίμα, ενώ στην περίπτωση των εγχεόμενων (οροί) το διάλυμα πρέπει να είναι αυστηρώς ισότονο με το αίμα.

Αυτό συμβαίνει γιατί η ποσότητα των ενέσιμων είναι αρκετά μικρή (δεν υπερβαίνει τα 30 mL) και συνεπώς η ποσότητα αυτή δεν μπορεί να επηρεάσει σε μεγάλο βαθμό το αίμα.

Αντίθετα στα εγχεόμενα η ποσότητα είναι αρκετά μεγάλη (συχνά υπερβαίνει και το 1 L), με αποτέλεσμα η απαίτηση για ισοτονικότητα να είναι πιο αυστηρή.

Επομένως, υπέρτονο διάλυμα θα οδηγήσει σε συρρίκνωση των ερυθρών αιμοσφαιρίων, ενώ υπότονο διάλυμα θα οδηγήσει σε διάρρηξη του κυττάρου (αιμόλυση).

Διαλύματα :Περιεκτικότητα δ/τος - Διαλυτότητα



$$m_{\Delta/\tau\omicron\varsigma} = m_{\Delta/\tau\eta} + m_{\delta.o}$$

Βασικές Σχέσεις Δ/των

$$m_{\Delta/\text{τος}} = m_{\Delta/\text{τη}} + m_{\delta.o}$$

$$\rho = m/V \Rightarrow \begin{cases} m = \rho \cdot V \\ V = m/\rho \end{cases}$$

i) $V_{\Delta/\text{τος}} \approx V_{\Delta/\text{τη}}$ (όταν η δ.ο είναι **στερεά** ή **αέρια**)

ii) $V_{\Delta/\text{τος}} = V_{\Delta/\text{τη}} + V_{\delta.o}$ (όταν η δ.ο είναι **υγρή**)

Παρατήρηση ∴ Όταν η δ.ο είναι **στερεά** ή **αέρια**:

α) ο όγκος (V) του δ/τος βρίσκεται από την **μάζα** του ($m_{\Delta/\text{τος}} = m_{\Delta/\text{τη}} + m_{\delta.o}$) και την **πυκνότητα** του ($V = m/\rho$).

β) αν δίνεται η αύξηση του όγκου του δ/τη (ΔV):

$$V_{\Delta/\text{τος}} = V_{\Delta/\text{τη}} + \Delta V$$

Περιεκτικότητα % : Εκφράζει την ποσότητα της διαλυμένης ουσίας (δ.ο) σε ορισμένη ποσότητα δ/τος

α) $\chi \% \text{ w/w}$
(κατά βάρος)

Στα 100 g Δ/τος περιέχονται $\chi \text{ g}$ δ.ο

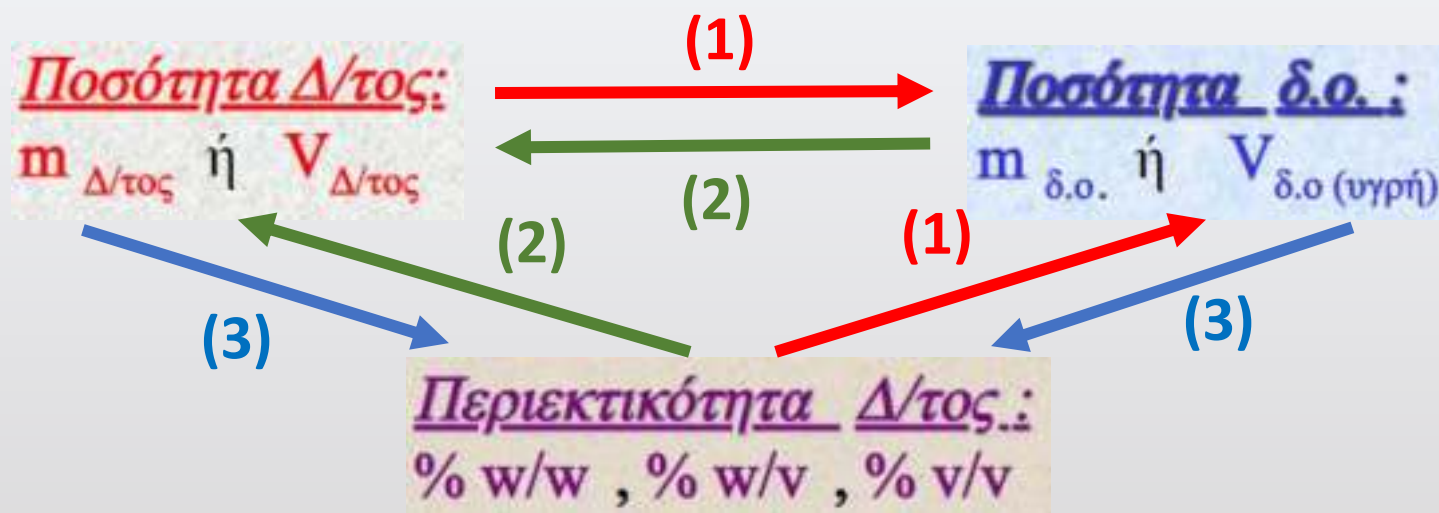
β) $\psi \% \text{ w/v}$
(κατά όγκο)

Στα 100 mL Δ/τος περιέχονται $\psi \text{ g}$ δ.ο

γ) $\omega \% \text{ v/v}$
(όγκο κατ' όγκο
ή vol)

Στα 100 mL Δ/τος περιέχονται $\omega \text{ mL}$ δ.ο

Ασκήσεις πάνω στην περιεκτικότητα του Δ/τος:



Επειδή τα μεγέθη : Ποσότητα Δ/τος ($m_{\Delta/\text{τος}}$, $V_{\Delta/\text{τος}}$) και Ποσότητα δ.ο. ($m_{\delta.ο.}$, $V_{\delta.ο.}$) είναι ανάλογα μεγέθη μεταξύ τους, χρησιμοποιώντας το ένα μπορούμε να βρούμε το άλλο (περιπτώσεις 1 και 2) ή εάν δίνονται να βρούμε την περιεκτικότητα του δ/τος (περίπτωση 3)

Παράδειγμα 1^ο: Πόσα g καυστικού νατρίου (NaOH) περιέχονται σε 250 g δ/τος περιεκτ. 10 % w/w σε NaOH

α) Γράφουμε αναλυτικά την περιεκτικότητα που δίνεται :

β) Τοποθετούμε το δεδομένο κάτω από το ομοειδές μέγεθος στην έκφραση περιεκτικότητας :

γ) Με την απλή μέθοδο βρίσκουμε το ζητούμενο :

Στα 100 g Δ/τος

περιέχονται 10 g NaOH

Στα 250 g Δ/τος

» χ; g NaOH

$$\chi = 10 \cdot (250/100) = 25 \text{ g NaOH}$$

Παράδειγμα 2ο: Σε πόσα mL δ/τος περιεκτικότητας 40 % w/v σε NaOH περιέχονται 50 g NaOH ;

α) Γράφουμε αναλυτικά την περιεκτικότητα που δίνεται :

β) Τοποθετούμε το δεδομένο κάτω από το ομοειδές μέγεθος στην έκφραση περιεκτικότητας :

γ) Με την απλή μέθοδο βρίσκουμε το ζητούμενο :

Στα 100 mL Δ/τος

περιέχονται 40 g NaOH

=

Στα χ ; mL Δ/τος

» 50 g NaOH

$$\chi = 100 \cdot (50/40) = 125 \text{ mL } \Delta/\text{τος}$$

Παράδειγμα 3ο : Διαλύονται 10 g NaCl (αλάτι) σε 150 g νερό (H_2O) και το δ/μα που σχηματίζεται έχει πυκνότητα $\rho = 1,03 \text{ g/mL}$, να βρεθούν :

α) η % w/w περιεκτ., β) η % w/v περιεκτ. του δ/τος .

α) i) Βρίσκουμε την μάζα του δ/τος :

$$m_{\delta/\text{τος}} = m_{\text{H}_2\text{O}} + m_{\delta.o} = 150 + 10 = 160 \text{ g } \delta/\text{τος}$$

ii) Συνδυάζουμε το δ/μα και την δ.ο.

iii) Κάνουμε αναγωγή στα 100 g δ/τος :

Στα $160 \text{ g } \Delta/\text{τος}$

περιέχονται 10 g NaCl (αλάτι)

=

Στα $100 \text{ g } \Delta/\text{τος}$

» $\chi \text{ g NaCl}$

$$\chi = 10 \cdot (100 / 160) = 6,25 \text{ g NaCl} \text{ ή } 6,25 \% \text{ w/w NaCl}$$

β) i) Βρίσκουμε πρώτα τον όγκο ($V_{\Delta/\tau\omicron\varsigma}$) από την μάζα ($m_{\Delta/\tau\omicron\varsigma}$) και την πυκνότητα (ρ) του δ/τος:

$$\rho = m / V \Rightarrow V = m / \rho \Rightarrow$$

$$V = 160 / 1,03 = 155,34 \text{ mL } \delta/\tau\omicron\varsigma$$

ii) Συνδυάζουμε το δ/μα και την δ.ο.

iii) Κάνουμε αναγωγή στα 100 g δ/τος :

Στα 155,34 mL Δ/τος

περιέχονται 10 g NaCl (αλάτι)

Στα 100 mL Δ/τος

» χ; g NaCl

$$\chi = 10 \cdot (100 / 155,34) = 6,44 \text{ g NaCl } \text{ ή } 6,44 \% \text{ w/v NaCl}$$

Παράδειγμα 4^ο: Πόσα mL αλκοόλη περιέχονται σε ένα μπουκάλι ούισκι που έχει όγκο $V = 700 \text{ mL}$ και περιεκτ. $40 \% \text{ v/v}$ (ή 40° vol) σε αλκοόλη (οινόπνευμα).

α) Γράφουμε αναλυτικά την περιεκτικότητα που δίνεται :

β) Τοποθετούμε το δεδομένο κάτω από το ομοειδές μέγεθος στην έκφραση περιεκτικότητας :

γ) Με την απλή μέθοδο βρίσκουμε το ζητούμενο :

Στα 100 mL Δ/τος

περιέχονται 40 mL αλκοόλη

=

Στα 700 mL Δ/τος

»

$x ; \text{ mL}$ αλκοόλη

$$x = 40 \cdot (700 / 100) = 280 \text{ mL αλκοόλη}$$

Τρόποι έκφρασης της συγκέντρωσης (περιεκτικότητας)

➤ Χημικές μονάδες

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

➤ Φυσικές μονάδες

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

Αναφέρατε επιγραμματικά τους τρόπους έκφρασης της περιεκτικότητας ενός διαλύματος.

➤ **Χημικές μονάδες**

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

➤ **Φυσικές μονάδες**

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

Ερώτηση Πιστοποίησης:

Σε 500 mL νερού προστίθενται 0.4 g NaOH. Να υπολογιστεί η περιεκτικότητα του διαλύματος NaOH σε: α) mg/mL, β) mg/L και γ) $\mu\text{g/mL}$. Να θεωρηθεί ότι κατά την προσθήκη του στερεού NaOH δεν μεταβάλλεται ο όγκος του διαλύματος.

α) Ο τελικός όγκος του διαλύματος είναι 500 mL, αφού ο όγκος δεν επηρεάζεται από την προσθήκη του στερεού NaOH, οπότε:

σε 500 mL διαλ/τος περιέχονται 400 mg NaOH (δηλαδή 0.4 g NaOH)

σε 1 mL διαλύματος $x \text{ mg}$

$$x = 0.8 \text{ mg NaOH}$$

Επομένως, η περιεκτικότητα του διαλύματος NaOH είναι 0.8 mg/mL

β) Για να εκφράσουμε την περιεκτικότητα σε κάποια άλλη μονάδα μπορούμε να κάνουμε την κατάλληλη αναγωγή, οπότε:

σε 1 mL διαλύματος περιέχονται 0.8 mg NaOH

σε 1000 mL διαλύματος $\gamma = 800 \text{ mg}$

Επομένως, η περιεκτικότητα του διαλύματος NaOH είναι 800 mg/L

γ) Ομοίως, για την επόμενη έκφραση της περιεκτικότητας, αρκεί στην έκφραση 0.8 mg/mL να μετατρέψουμε τα mg σε μg (διαιρώντας με 1000, εφόσον $1 \text{ mg} = 1000 \mu\text{g}$).

Επομένως, η νέα έκφραση της περιεκτικότητας του διαλύματος NaOH είναι 800 $\mu\text{g/mL}$.

Ερώτηση Πιστοποίησης:

Διατίθενται διάλυμα HNO_3 20 % w/v και πυκνότητας 1,25 g/ml.

Να εκφραστεί η περιεκτικότητα του διαλύματος σε % w/w.

Στα 100 ml = $(100 \cdot 1,25)$ g = 125 g διαλύματος περιέχονται 20 g HNO_3

Στα 100 g διαλύματος περιέχονται $x = ?$ HNO_3

$$x = (100\text{g} \cdot 20\text{g}) / 125\text{g} = 16 \text{ g } \text{HNO}_3$$

Απάντηση: η περιεκτικότητα του διαλύματος είναι 16 % w/w

Ερώτηση Πιστοποίησης:

Διαλύματα

Έστω 200 mL διαλύματος H_2O_2 10 «όγκων». Να υπολογιστεί η % w/v περιεκτικότητα του διαλύματος. Δίνονται οι σχετικές ατομικές μάζες: $\text{Ar}(\text{O}) = 16$, $\text{Ar}(\text{H}) = 1$.

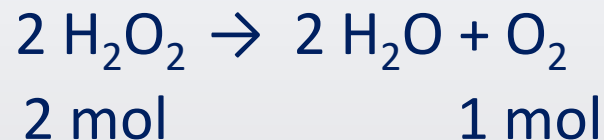
Η συγκέντρωση των διαλυμάτων του υπεροξειδίου του υδρογόνου συνήθως εκφράζεται σε «όγκους» και στο εμπόριο διατίθεται κυρίως σε 4 συγκεντρώσεις 10, 20, 40 και 100 «όγκων».

Διάλυμα 10 «όγκων» σημαίνει ότι το διάλυμα κατά την πλήρη αποσύνθεση υπό την επίδραση θερμότητας παράγει 10 φορές τον όγκο του σε οξυγόνο σε κανονικές συνθήκες (STP1).

Η συσχέτιση που υπάρχει μεταξύ των «όγκων» του υπεροξειδίου και της % w/v περιεκτικότητάς του υπολογίζεται ως εξής:

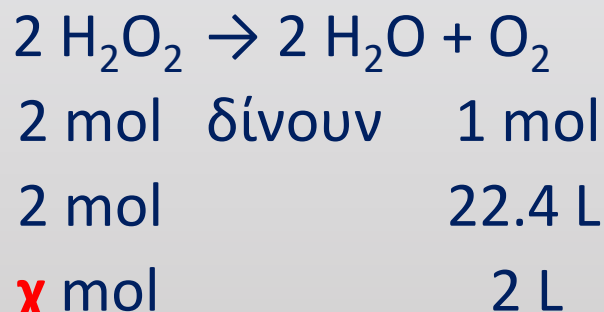
Έστω 200 mL διαλύματος H_2O_2 10 «όγκων». Το διάλυμα αυτό κατά την πλήρη αποσύνθεσή του σε συνθήκες STP δίνει 10 φορές τον όγκο του, δηλαδή $10 \times 200 \text{ mL} = 2000 \text{ mL} = 2 \text{ L}$ αερίου O_2

Η αποσύνθεση του H_2O_2 περιγράφεται από την εξίσωση:



Από τη στοιχειομετρία της αντίδρασης προκύπτει ότι 2 mol υπεροξειδίου του υδρογόνου (H_2O_2) παράγουν 1 mol οξυγόνου.

1 mol O_2 σε STP αντιστοιχεί σε 22.4 L



$$x = 2 \cdot 2 / 22.4 = 0.18 \text{ mol H}_2\text{O}_2$$

Η ποσότητα του υπεροξειδίου του υδρογόνου σε g υπολογίζεται ως εξής:

$$Mr(H_2O_2) = 2 \cdot Ar(H) + 2 \cdot Ar(O) = 2 \cdot 1 + 2 \cdot 16 = 34$$

$$m = n \cdot Mr = 0.18 \cdot 34 = 6 \text{ g}$$

Τελικά, για τον υπολογισμό της περιεκτικότητας του διαλύματος υπεροξειδίου του υδρογόνου ως % w/v

σε 200 mL διαλύματος H_2O_2 περιέχονται 6 g H_2O_2

σε 100 mL διαλύματος x g

$$\textcolor{red}{x} = 3 \text{ g } H_2O_2$$

Επομένως, η περιεκτικότητα του διαλύματος H_2O_2 10 «όγκων» είναι 3% w/v.

Η έννοια του mole

- Οι αριθμοί των μορίων ή των ιόντων που διαχειρίζεται όποιος παρασκευάζει μία ένωση στη βιομηχανία, ή μελετά μια αντίδραση στο εργαστήριο είναι εξαιρετικά μεγάλοι.
- Για ευκόλυνση χρησιμοποιείται από τους χημικούς ή έννοια του mole.

Ορισμός του mole

- Mole ή γραμμομόριο (mol) ορίζεται ως η ποσότητα μιας δεδομένης ουσίας η οποία περιέχει τόσα μόρια ή τυπικές μονάδες όσα είναι ο αριθμός των ατόμων που υπάρχουν σε ακριβώς 12g άνθρακα-12
- Ο αριθμός ατόμων σε ένα δείγμα άνθρακα-12 που ζυγίζει 12 g ονομάζεται Αριθμός του Avogadro (N_A) $N_A = 6,022 \times 10^{23}$
- 1 mol μορίων = $6,022 \times 10^{23}$ μόρια
- 1 mol ατόμων = $6,022 \times 10^{23}$ άτομα
- 1 mol ιόντων = $6,022 \times 10^{23}$ ιόντα

Η έννοια του mole και ο αριθμός του Avogadro

mole (ή γραμμομόριο, σύμβολο mol): η ποσότητα ύλης (ή και ενέργειας) που περιέχει $N_A = 6,022 \times 10^{23}$ στοιχειώδεις οντότητες (άτομα, μόρια, ιόντα, ηλεκτρόνια, φωτόνια κ.λπ.).

Ο αριθμός N_A ονομάζεται **αριθμός του Avogadro**

Γραμμομοριακή μάζα: η μάζα ενός mole μιας ουσίας.

Παραδείγματα:

1 mol άτομα H	$= 6,022 \times 10^{23}$	<u>άτομα</u> H	$\approx$	1,01 g
1 mol μόρια H ₂ O	$= 6,022 \times 10^{23}$	<u>μόρια</u> H ₂ O	$\approx$	18,02 g
1 mol ιόντα NO ₃ ⁻	$= 6,022 \times 10^{23}$	<u>ιόντα</u> NO ₃ ⁻	$\approx$	62,00 g

Ορισμός γραμμομοριακής μάζας

- Η γραμμομοριακή μάζα μιας ουσίας είναι η μάζα ενός mole της ουσίας ή μάζα των 6.02×10^{23} μορίων.
 - Εκφράζεται σε γραμμάρια
 - Εξ ορισμού ο άνθρακας-12 έχει γραμμομοριακή μάζα ακριβώς 12 g/ mole
-
- Για όλες τις ουσίες η γραμμομοριακή μάζα σε γραμμάρια ανά mole είναι αριθμητικά ίση με το μοριακό βάρος σε ατομικές μονάδες μάζας
 - 1 mole μπορεί να ζυγίζει μερικά γραμμάρια όπως 18 grams / mole για το νερό έως και χιλιάδες γραμμάρια όπως οι μεγαλομοριακές ενώσεις.

- **Γραμμομόριο (mole)** μιας ουσίας είναι ποσότητα σε g αριθμητικά ίση με το μοριακό της βάρος
- Γραμμομόριο ουσίας = $6,0222 \times 10^{23}$ (αριθμός Avogadro) μόρια αυτής.
- Γραμμοάτομο = $6,0222 \times 10^{23}$ άτομα (ποσότητα σε g αριθμητικά ίση με το ατομικό βάρος του στοιχείου)
- Γραμμοϊόν = $6,0222 \times 10^{23}$ ιόντα (ποσότητα σε g ίση με το ατομικό βάρος του στοιχείου για μονοατομικά ιόντα ή με το άθροισμα των ατομικών βαρών των ατόμων του ιόντος για πολυατομικά ιόντα)

Συνήθως δεν υπάρχει διάκριση μεταξύ γραμμομορίου και των γραμμοατόμων και γραμμοϊόντων

1 mol από:

- ΜΑΓΕΙΡΙΚΟ ΑΛΑΤΙ (NaCl),
- ΖΑΧΑΡΗ ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$),
- ΑΝΘΡΑΚΑ (C),
- ΧΑΛΚΟ (Cu)



- **Γραμμομόριο (mole)** μιας ουσίας είναι ποσότητα σε g αριθμητικά ίση με το μοριακό της βάρος
- **Γραμμομόριο ουσίας = $6,0222 \times 10^{23}$ (αριθμός Avogadro) μόρια αυτής.**
- **Γραμμοάτομο = $6,0222 \times 10^{23}$ άτομα (ποσότητα σε g αριθμητικά ίση με το ατομικό βάρος του στοιχείου)**
- **Γραμμοϊόν = $6,0222 \times 10^{23}$ ιόντα (ποσότητα σε g ίση με το ατομικό βάρος του στοιχείου για μονοατομικά ιόντα ή με το άθροισμα των ατομικών βαρών των ατόμων του ιόντος για πολυατομικά ιόντα)**

Συνήθως δεν υπάρχει διάκριση μεταξύ γραμμομορίου και των γραμμοατόμων και γραμμοϊόντων

ΓΡΑΜΜΟΜΟΡΙΑΚΗ ή ΜΟΡΙΑΚΗ ΣΥΓΚΕΝΤΡΩΣΗ ή ΜΟΡΙΑΚΟΤΗΤΑ, **M (MOLARITY)**

Εκφράζει τα γραμμομόρια (mole) διαλυμένης ουσίας που είναι διαλυμένη σε 1 λίτρο διαλύματος (**mol/L**)

ή τα χιλιοστά του mole, δηλαδή τα mmoles που είναι διαλυμένα σε ένα χιλιοστό λίτρο (**mmol/mL**)

$$M = \frac{\text{αριθμός moles διαλυμενης ουσιας}}{1 \text{ L διαλύματος}}$$

ΓΡΑΜΜΟΜΟΡΙΑΚΗ ή ΜΟΡΙΑΚΗ ΣΥΓΚΕΝΤΡΩΣΗ ή ΜΟΡΙΑΚΟΤΗΤΑ, **M (MOLARITY)**

Άρα διάλυμα Na_2SO_4 1 M, περιέχει:

- $1\text{mol Na}_2\text{SO}_4/\text{L}$
- $1\text{ mmol Na}_2\text{SO}_4 / \text{mL}$
- $142,04\text{ g Na}_2\text{SO}_4 / \text{L}$
- $2\text{mol Na}^+ / \text{L}$ και $1\text{mol SO}_4^{-2} / \text{L}$

ΓΡΑΜΜΟΜΟΡΙΑΚΗ ή ΜΟΡΙΑΚΗ ΣΥΓΚΕΝΤΡΩΣΗ ή ΜΟΡΙΑΚΟΤΗΤΑ, **M (MOLARITY)**

Σε ορισμένες περιπτώσεις (Κλινική Χημεία) η συγκέντρωση διαλυμάτων δίνεται και ως **mM** ($\frac{mmol}{L}$)

$$\bullet \text{αρ. moles} = \frac{m(g)}{M.B.(g/mol)}$$

$$\bullet M = \frac{\text{αρ. moles}}{V(L)} = \frac{\frac{m(g)}{M.B.(g/mol)}}{V(L)} = \frac{m(g)}{M.B.(g/mol) \times V(L)}$$

ΓΡΑΜΜΟΜΟΡΙΑΚΗ ή ΜΟΡΙΑΚΗ ΣΥΓΚΕΝΤΡΩΣΗ ή ΜΟΡΙΑΚΟΤΗΤΑ, **M (MOLARITY)**

• Παραδειγμα 1:

Διάλυμα H_2SO_4 περιέχει 474 g H_2SO_4 σε 1L διαλύματος. Ποια είναι η μοριακότητα του διαλύματος; (H_2SO_4 : M.B.=98,08)

$$\text{αρ. moles} = \frac{m(\text{g})}{\text{M.B.}(\text{g/mol})}$$

$$M = \frac{\text{αρ. moles}}{V(\text{L})} = \frac{\frac{m(\text{g})}{\text{M.B.}(\text{g/mol})}}{V(\text{L})} = \frac{m(\text{g})}{\text{M.B.}(\text{g/mol}) \times V(\text{L})}$$

$$M = 474(\text{g H}_2\text{SO}_4)/98,08(\text{g H}_2\text{SO}_4/\text{mol}) \times 1\text{L}$$

$$M = 4,83\text{mol/L}$$

ΓΡΑΜΜΟΜΟΡΙΑΚΗ ή ΜΟΡΙΑΚΗ ΣΥΓΚΕΝΤΡΩΣΗ ή ΜΟΡΙΑΚΟΤΗΤΑ, **M (MOLARITY)**

- **Παραδειγμα 2:**

Διάλυμα NaOH περιέχει 20,5 mg NaOH σε 250mL διαλύματος. Ποια είναι η μοριακότητα του διαλύματος; (NaOH: M.B.=40,00)

$$\text{αρ. moles} = \frac{m(\text{g})}{\text{M.B.}(\text{g/mol})}$$

$$M = \frac{\text{αρ. moles}}{V(\text{L})} = \frac{\frac{m(\text{g})}{\text{M.B.}(\text{g/mol})}}{V(\text{L})} = \frac{m(\text{g})}{\text{M.B.}(\text{g/mol}) \times V(\text{L})}$$

$$M = 20,5(\text{mg NaOH})/40,00(\text{mg NaOH/mmol}) \times 250\text{mL}$$

$$M = 2,05 \times 10^{-3} \text{ mmol/mL}$$

Μοριακή Συγκέντρωση κατά 1000 g διαλύτη (**molality, m**)

- Εκφράζει τα γραμμομόρια (moles) διαλυμένης ουσίας σε 1000 g διαλύτη.

$$m = \frac{\text{αριθμός moles διαλυμενης ουσιας}}{1000 \text{ g διαλύτη}}$$

- Είναι ανεξάρτητη από τη θερμοκρασία
- Χρησιμοποιείται κυρίως στη Φυσικοχημεία, στη μελέτη των προσθετικών ιδιοτήτων των διαλυμάτων

ΤΥΠΙΚΗ ΣΥΓΚΕΝΤΡΩΣΗ ή ΤΥΠΙΚΟΤΗΤΑ, **F (FORMALITY)**

- Οι όροι γραμμομόριο και Μοριακότητα έχουν πραγματική σημασία μόνο στην περίπτωση μοριακών ουσιών και μοριακών διαλυμάτων.
- Στις ιοντικές ουσίες και τα ιοντικά διαλύματα δεν υπάρχουν μόρια, και στην περίπτωση αυτή μπορεί να χρησιμοποιηθούν οι όροι **γραμμοτυπικό βάρος και γραμμοτυπική ή τυπική συγκέντρωση ή τυπικότητα (Formality, F)**.
- Γραμμοτυπικό βάρος (gram-formula weight, gfw) μιας ουσίας είναι ποσότητα αυτής σε g αριθμητικά ίση με το τυπικό της βάρος (άθροισμα ατομικών βαρών όλων των ατόμων που υπάρχουν στο χημικό τύπο της ουσίας).

ΤΥΠΙΚΗ ΣΥΓΚΕΝΤΡΩΣΗ ή ΤΥΠΙΚΟΤΗΤΑ, F (FORMALITY)

Τυπικότητα ορίζεται ως ο αριθμός των γραμμοτυπικών βαρών διαλυμένης ουσίας που είναι διαλυμένη σε 1 λίτρο διαλύματος (gfw/L ή fw/L ή mfw/mL)

$$F = \frac{\text{αριθμός gfw διαλυμενης ουσιας}}{1 \text{ L διαλύματος}}$$

Η τυπικότητα ως έκφραση της συγκέντρωσης δεν χρησιμοποιείται σήμερα στην Αναλυτική Χημεία.

ΤΥΠΙΚΗ ΣΥΓΚΕΝΤΡΩΣΗ ή ΤΥΠΙΚΟΤΗΤΑ, **F (FORMALITY)**

Διάλυμα που περιέχει 1 γραμμοτυπικό βάρος νιτρικού αργύρου ($169,87 \text{ g AgNO}_3$) στο λίτρο, η συγκέντρωση του διαλύματος είναι:

- 1 F ως προς AgNO_3 , Ag^+ και NO_3^-
- 0 M ως προς AgNO_3 (δεν υπάρχουν τέτοια σωματίδια)

Η τυπικότητα ως έκφραση της συγκέντρωσης δεν χρησιμοποιείται σήμερα στην Αναλυτική Χημεία.

ΤΙΤΛΟΣ ΔΙΑΛΥΜΑΤΟΣ (TITER, T)

- Είναι το βάρος μιας προσδιοριζόμενης ουσίας που είναι ισοδύναμο με τη μονάδα όγκου του διαλύματος.
- Εκφράζεται συνήθως σε mg/mL
- Πρότυπο διάλυμα ή τιτλοδότης: Διάλυμα αντιδραστηρίου του οποίου η συγκέντρωση είναι γνωστή με ακρίβεια.
- Τίτλος είναι ο παλιός επιστημονικός όρος για τη συγκέντρωση μιας ουσίας, ενός διαλύματος

ΚΑΝΟΝΙΚΗ ΣΥΓΚΕΝΤΡΩΣΗ ή ΚΑΝΟΝΙΚΟΤΗΤΑ, **NORMALITY (N)**

Κανονικότητα καλείται ο αριθμός γραμμοϊσοδυνάμων (greq ή eq) διαλυμένης ουσίας που είναι διαλυμένα σε 1 λίτρο διαλύματος (eq/L)

ή χιλιοστογραμμοϊσοδύναμα σε ένα χιλιοστόλιτρο (meq/mL)

$$N = \frac{\text{αριθμός eq διαλυμενης ουσιας}}{1 \text{ L διαλύματος}}$$

ΚΑΝΟΝΙΚΗ ΣΥΓΚΕΝΤΡΩΣΗ ή ΚΑΝΟΝΙΚΟΤΗΤΑ, NORMALITY (N)

Γραμμοϊσοδύναμο (eq) μιας ουσίας είναι ποσότητα αυτής, που παρέχει ή δέχεται ή αντικαθιστά ή είναι χημικά ισοδύναμη με 1 γραμμοϊσοδύναμο υδρογόνου.

Ο αριθμός των γραμμοϊσοδύναμων μιας ουσίας ισούται με τη μάζα προς το ισοδύναμο βάρος.

$$\text{Αριθμός eq} = \frac{m(\text{g})}{\text{I.B.}(\text{g/eq})}$$

ΚΑΝΟΝΙΚΗ ΣΥΓΚΕΝΤΡΩΣΗ ή ΚΑΝΟΝΙΚΟΤΗΤΑ, NORMALITY (N)

- Το γραμμοϊσοδύναμο μιας ουσίας αναφέρεται σε μία καθορισμένη χημική αντίδραση και μπορεί να έχει διάφορες τιμές για την ίδια ουσία.
- *Αντίθετα απο το γραμμομόριο που είναι πάντοτε το ίδιο σταθερό για μια ουσία.*
- Το H_3PO_4 έχει **3 διαφορετικά eq** ανάλογα με τον αριθμό πρωτονίων που λαμβάνουν μέρος στην αντίδραση.
- Το KMnO_4 έχει **3 διαφορετικά eq** γιατί τα MnO_4^- μπορούν να αναχθούν προς 3 διαφορετικά προϊόντα ανάλογα με τις συνθήκες της αντίδρασης.

ΚΑΝΟΝΙΚΗ ΣΥΓΚΕΝΤΡΩΣΗ ή ΚΑΝΟΝΙΚΟΤΗΤΑ, NORMALITY (N)

Διαλύματα

$$\text{Αριθμός eq} = \frac{m(\text{g})}{\text{I.B.}(\text{g/eq})}$$

$$\text{Αριθμός meq} = \frac{m(\text{mg})}{\text{I.B.}(\text{mg/eq})}$$

$$\text{Ισοδύναμο Βάρος I.B.} = \frac{\text{M.B.}}{n}$$

$$\text{eq} = \frac{\text{Μάζα}}{\text{Ισοδύναμο Βάρος}}$$

Κανονικότητα διαλύματος ουσίας που συμμετέχει σε καθορισμένη χημική αντίδραση:

$$N = \frac{\text{αρ. eq}}{V(\text{L})} = \frac{\text{αρ. meq}}{V(\text{mL})} = \frac{\frac{m(\text{g})}{\text{I.B.}(\text{g/eq})}}{V(\text{L})} = \frac{\text{αρ. meq}}{\text{I.B.}(\text{mg/eq}) \times V(\text{mL})} = \frac{m(\text{mg})}{\text{I.B.}(\text{mg/eq}) \times V(\text{mL})}$$

$$\text{αρ. eq} = N \times V(\text{L})$$

$$\text{αρ. meq} = N \times V(\text{mL})$$

ΚΑΝΟΝΙΚΗ ΣΥΓΚΕΝΤΡΩΣΗ ή ΚΑΝΟΝΙΚΟΤΗΤΑ, NORMALITY (N)

Διαλύματα

➤ Για τα ιόντα

Ισοδύναμο Βάρος I.B. = $\frac{\text{M.B.}}{n}$, όπου n: σθένος (φορτίο)

➤ Για οξέα – βάσεις

Ισοδύναμο Βάρος I.B. = $\frac{\text{M.B.}}{n}$, όπου n: ο αριθμός των H⁺ και OH⁻ που αντιδρούν

➤ Για οξειδοαναγωγικές αντιδράσεις

Ισοδύναμο Βάρος I.B. = $\frac{\text{M.B.}}{n}$, όπου n: ο αριθμός των μεταφερόμενων ηλεκτρονίων

ΚΑΝΟΝΙΚΗ ΣΥΓΚΕΝΤΡΩΣΗ ή ΚΑΝΟΝΙΚΟΤΗΤΑ, NORMALITY (N)

Διαλύματα

Γραμμοϊσοδύναμο (eq)

α) Μεταθετικές Αντιδράσεις:

eq οξέος: ποσότητα οξέος σε g που περιέχει 1 mole H^+
($6,022 \times 10^{23}$ ιόντα H^+)

eq βάσης: ποσότητα βάσης σε g που παίρνει 1 mole H^+
($6,022 \times 10^{23}$ ιόντα H^+)

eq άλατος: ποσότητα άλατος σε g που αντικαθιστά 1mole
στοιχειωδών θετικών ή αρνητικών φορτίων 1 mole H^+
($6,022 \times 10^{23}$ στοιχειώδη φορτία)

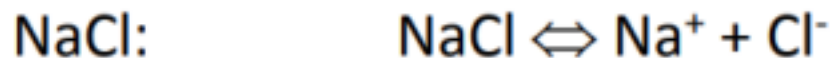
$$\text{Αριθμός eq} = \frac{m(g)}{I.B.(g/eq)}$$

$$\text{Αριθμός meq} = \frac{m(mg)}{I.B.(mg/eq)}$$

$$\text{eq} = \frac{\text{Μάζα}}{\text{Ισοδύναμο Βάρος}}$$

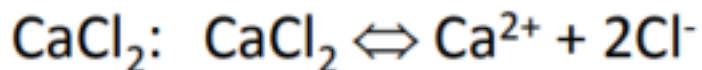
Υπολογισμός κανονικότητας

Παράδειγμα 1



Ισοδύναμο βάρος = μοριακό βάρος

normality = molarity



ισοδύναμο βάρος = $\frac{\text{molecular weight}}{2}$

normality = 2 x molarity

normality = molarity × charge

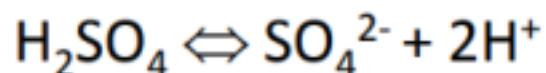
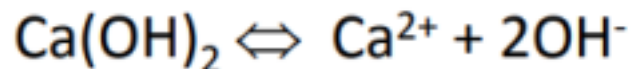
$$\text{αρ. moles} = \frac{m(\text{g})}{\text{M.B.}(\text{g/mol})}$$

$$M = \frac{\text{αρ. moles}}{V(\text{L})} = \frac{\frac{m(\text{g})}{\text{M.B.}(\text{g/mol})}}{V(\text{L})}$$

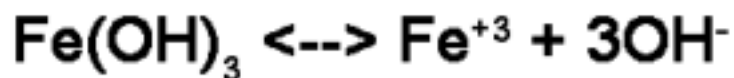
$$N = \frac{\text{αρ. eq}}{V(\text{L})} = \frac{\text{αρ. meq}}{V(\text{mL})} = \frac{\frac{m(\text{g})}{\text{I.B.}(\text{g/eq})}}{V(\text{L})}$$

$$eq = \frac{\text{Μάζα}}{\text{Ισοδύναμο Βάρος}}$$

Υπολογισμός κανονικότητας Παράδειγμα 2



IB = Μοριακό βάρος/2



IB= Μοριακό βάρος / 3

$$eq = \frac{\text{Μάζα}}{\text{Ισοδύναμο Βάρος}}$$

Υπολογισμός κανονικότητας

Παράδειγμα 3

- $\text{mg/l} = \text{mg of solute (ιόντων ή ουσίας)} / \text{L of final solution}$
- ppm, ppb, etc.
parts per million, parts per billion, etc.
- $\text{ppm} = \text{gr of solute (ιόντων ή ουσίας)} / 10^6 \text{ gr νερού}$

Στην περίπτωση που το 1 λίτρο νερού ζυγίζει 1 κιλό, που συμβαίνει όταν η συγκέντρωση του νερού (TDS) είναι μικρότερη από 7000 mg/l και η θερμοκρασία ανάμεσα σε 4 και 100ο C, τότε 1ppm= 1 mg/l.

ΚΑΝΟΝΙΚΗ ΣΥΓΚΕΝΤΡΩΣΗ ή ΚΑΝΟΝΙΚΟΤΗΤΑ, NORMALITY (N)

$$\text{Αριθμός eq} = \frac{m(\text{g})}{\text{I.B.}(\text{g/eq})}$$

$$\text{Αριθμός meq} = \frac{m(\text{mg})}{\text{I.B.}(\text{mg/eq})}$$

Γραμμοϊσοδύναμο (eq)

β) Οξειδοαναγωγικές Αντιδράσεις:

eq οξειδωτικού: ποσότητα του οξειδωτικού σε g που προσλαμβάνει 1 mole ηλεκτρονίων ($6,022 \times 10^{23} \text{ e}^-$)

eq αναγωγικού: ποσότητα αναγωγικού σε g που παρέχει 1 mole ηλεκτρονίων ($6,022 \times 10^{23} \text{ e}^-$)

ΚΑΝΟΝΙΚΗ ΣΥΓΚΕΝΤΡΩΣΗ ή ΚΑΝΟΝΙΚΟΤΗΤΑ, NORMALITY (N)

Διαλύματα

$$1 \text{ eq} = \frac{1 \text{ mol}}{n}$$

$$\text{Αριθμός eq} = \frac{m(\text{g})}{\text{I.B.}(\text{g/eq})}$$

$$\text{Αριθμός meq} = \frac{m(\text{mg})}{\text{I.B.}(\text{mg/eq})}$$

Μεταθετικές Αντιδράσεις

n

Οξύ: αριθμός H^+ που περιέχει ένα μόριο οξέος

Βάση: αριθμός H^+ που παίρνει ένα μόριο βάσης

Άλας: ολικό θετικό ή αρνητικό φορτίο των ιόντων του άλατος που αντιδρούν, ανά "μόριο" άλατος

Αντιδράσεις
οξειδοαναγωγής

Οξειδωτικό: Αριθμός ηλεκτρονίων που προσλαμβάνει ένα μόριο οξειδωτικού

Αναγωγικό: Αριθμός ηλεκτρονίων που αποβάλλει ένα μόριο αναγωγικού

ΚΑΝΟΝΙΚΗ ΣΥΓΚΕΝΤΡΩΣΗ ή ΚΑΝΟΝΙΚΟΤΗΤΑ, NORMALITY (N)

$$\text{Ισοδύναμο Βάρος I.B.} = \frac{\text{M.B.}}{n}$$

Κανονικότητα διαλύματος ουσίας που συμμετέχει σε καθορισμένη χημική αντίδραση:

$$N = \frac{\text{αρ. eq}}{V(L)} = \frac{\text{αρ. meq}}{V(mL)} = \frac{\frac{m(g)}{\text{I.B.}(g/\text{eq})}}{V(L)} = \frac{\text{αρ. meq}}{\text{I.B.}(mg/\text{eq}) \times V(mL)} = \frac{m(mg)}{\text{I.B.}(mg/\text{eq}) \times V(mL)}$$

$$\text{αρ. eq} = N \times V(L)$$

$$\text{αρ. meq} = N \times V(mL)$$

$$\text{Αριθμός eq} = \frac{m(g)}{\text{I.B.}(g/\text{eq})}$$

$$\text{Αριθμός meq} = \frac{m(mg)}{\text{I.B.}(mg/\text{eq})}$$

ΚΑΝΟΝΙΚΗ ΣΥΓΚΕΝΤΡΩΣΗ ή ΚΑΝΟΝΙΚΟΤΗΤΑ, **NORMALITY (N)**

- Δίνεται αριθμός moles μιας ουσίας και ζητείται αριθμός eq:

$$\text{αρ. eq} = \text{αρ. moles} \times n(\text{eq/mol})$$

$$\text{αρ. meq} = \text{αρ. mmoles} \times n(\text{meq/mmol})$$

- Δίνεται M και ζητείται N:

$$\underline{N = M \times n}$$

ΚΑΝΟΝΙΚΗ ΣΥΓΚΕΝΤΡΩΣΗ ή ΚΑΝΟΝΙΚΟΤΗΤΑ, NORMALITY (N)

- Η κανονικότητα χρησιμοποιείται κυρίως στην ποσοτική ανάλυση (ογκομετρική ανάλυση)
- Η **μοριακότητα** και **κανονικότητα** **μεταβάλλονται** με τη θερμοκρασία γιατί μεταβάλλεται ο όγκος του διαλύματος. **Ορίζονται για ορισμένη θερμοκρασία.**
- Κύριο πλεονέκτημά τους απλοποιούνται οι χημικοί υπολογισμοί
- Κατά την αντίδραση δύο διαλυμάτων:
 - Ίσης μοριακότητας, οι όγκοι τους βρίσκονται σε απλή σχέση μεταξύ τους
 - Ίσης κανονικότητας, οι όγκοι είναι ίσοι

ΚΑΝΟΝΙΚΗ ΣΥΓΚΕΝΤΡΩΣΗ ή ΚΑΝΟΝΙΚΟΤΗΤΑ, NORMALITY (N)

Για την αντίδραση των ουσιών A και B

αριθμός eq A = αριθμός eq B

$$V_A \times N_A = V_B \times N_B$$

- Η ανωτέρω εξίσωση χρησιμοποιείται και για τη λύση προβλημάτων αραιώσεως διαλυμάτων.
- Η κανονικότητα **ουδέποτε** χρησιμοποιείται σε εκφράσεις χημικής ισορροπίας (μόνο σε αντιδράσεις).
- Διαλύματα ορισμένου M ή N παρασκευάζονται με διάλυση της απαιτούμενης ποσότητας ουσίας σε όγκο διαλύτη (συνήθως H₂O) μικρότερο από τον τελικό και στη συνέχεια αραιώση μέσα σε ογκομετρική φιάλη μέχρι τη χαραγή.

Αντίδραση εξουδετέρωσης (μεταθετική αντίδραση)

$$1 \text{ eq} = \frac{1 \text{ mol}}{n}$$

1. Οξύ H_3PO_4



1 H^+

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

$$\text{I.B.} = 98,00 / 1 = 98,00$$



2 H^+

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

$$\text{I.B.} = 98,00 / 2 = 49,00$$

ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ ΕΥΡΕΣΗΣ eq ή I.B.

Αντίδραση εξουδετέρωσης (μεταθετική αντίδραση)

2. Βάση NH_3

$$1 \text{ eq} = \frac{1 \text{ mol}}{n}$$



$$1 \text{ eq} = 1 \text{ mol} / 1 = 17,03 / 1 = 17,03 \text{ g}$$

$$\text{I.B.} = 17,03 / 1 = 17,03$$

3. Βάση $\text{Ba}(\text{OH})_2$



$$1 \text{ eq} = 1 \text{ mol} / 2 = 171,34 / 2 = 85,67 \text{ g}$$

$$\text{I.B.} = 171,34 / 2 = 85,67$$

Σε διαλύματα οξέων και βάσεων,

$$1 \text{ eq} = \frac{1 \text{ mol}}{n}$$

Η κανονικότητα αναφέρεται συνήθως σε πόσα ιόντα OH^- ή H^+ περιέχονται σε μια δομική μονάδα ή ένα μόριο ουσίας.

Δηλαδή ο **αριθμός n είναι το πλήθος H^+ ή OH^-** :

- Διάλυμα 2 N $\text{Ca}(\text{OH})_2$, σημαίνει ότι η κανονικότητα των OH^- είναι 2 αφού υπάρχουν 2 mol ιόντων OH^- ανά 1 mol δομικών μονάδων $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Η συγκέντρωση του διαλύματος αυτού είναι 1 M ($M=N/n$)

- Διάλυμα 0,3 N H_3PO_4 , σημαίνει ότι η κανονικότητα των H^+ είναι 0,3 αφού υπάρχουν 0,3 mol H^+ ανά 1 mol H_3PO_4 .
Η συγκέντρωση του διαλύματος αυτού είναι 0,1 M.



ο αριθμός n για το H_2SO_4 είναι 1 διότι το H_2SO_4 αντικαθιστά 1 H^+ στη μεταθετική αντίδραση στην οποία συμμετέχει.

Έτσι, διάλυμα H_2SO_4 π.χ. 0,02 N σ' αυτή την περίπτωση είναι και 0,02 M.



ο αριθμός n είναι 2 διότι το H_2SO_4 αντικαθιστά 2 H^+ στη μεταθετική αντίδραση στην οποία συμμετέχει.

Έτσι, διάλυμα H_2SO_4 π.χ. 0,02 N σ' αυτή την περίπτωση είναι και 0,01 M.

$$1 \text{ eq} = \frac{1 \text{ mol}}{n}$$

$$\text{Αριθμός eq} = \frac{m(\text{g})}{\text{I.B.}(\text{g/eq})}$$

$$\text{Αριθμός meq} = \frac{m(\text{mg})}{\text{I.B.}(\text{mg/eq})}$$

➤ Στην αντίδραση του Zn με αραιό θειικό οξύ :



ο αριθμός n είναι 1 διότι το S του H_2SO_4 δεν αλλάζει αριθμό οξείδωσης στον ZnSO_4 . Έτσι, διάλυμα H_2SO_4 π.χ. 0,1 N σ' αυτή την περίπτωση είναι και 0,1 M.

➤ Στην αντίδραση όμως του Zn με πυκνό-θερμό θειικό οξύ λαμβάνει χώρα άλλη αντίδραση :



όπου το S αλλάζει αριθμό οξείδωσης και από +6 (στο H_2SO_4) γίνεται +4 (στο SO_2) δηλ. μεταβολή κατά 2, οπότε ο αριθμός n εδώ είναι 2 λόγω της μεταβολής του αριθμού οξείδωσης του S. Έτσι, διάλυμα H_2SO_4 π.χ. 0,04 N σ' αυτή την περίπτωση είναι 0,02 M

Ποια είναι η συγκέντρωση ppm του ιόντος ασβεστίου σε 0,01M CaCO₃;

$$\text{Συγκέντρωση} = 0,01\text{M} \Rightarrow \text{Συγκέντρωση} = \frac{0,01(\text{mol})}{V(\text{L})} \Rightarrow$$

$$\text{Συγκέντρωση} = \frac{0,01(\text{mol}) \times \text{A.B.}(\text{Ca})(\text{g/mol})}{V(\text{L})} \Rightarrow$$

$$\text{Συγκέντρωση} = \frac{0,01(\text{mol}) \times 40(\text{g/mol})}{V(\text{L})} \Rightarrow$$

$$\text{Συγκέντρωση} = \frac{0,40(\text{g})}{V(\text{L})} \Rightarrow \text{Συγκέντρωση} = \frac{400(\text{mg})}{V(\text{L})} \Rightarrow$$

$$\text{Συγκέντρωση} = \frac{400(\text{mg})}{1000(\text{mL})} \Rightarrow \text{Συγκέντρωση} = \frac{400(\text{mg})}{1000(\text{g})}$$

(επειδή η πυκνότητα του νερού είναι 1 οπότε 1ml = 1g) =>

$$\text{Συγκέντρωση} = \frac{400(\text{mg})}{1000000(\text{mg})} \Rightarrow \text{Συγκέντρωση} = 400\text{ppm}$$

Να υπολογιστεί η μοριακότητα διαλύματος CaCl_2 όταν το διάλυμα περιέχει 100 ppm CaCl_2 . Δίνεται $\text{AB Ca}=40$, $\text{Cl}=35,5$

$$1 \text{ eq} = \frac{1 \text{ mol}}{n}$$

$$\text{αρ. moles} = \frac{m(\text{g})}{\text{M.B.}(\text{g/mol})}$$

$$\text{Αριθμός eq} = \frac{m(\text{g})}{\text{I.B.}(\text{g/eq})}$$

$$\text{Αριθμός meq} = \frac{m(\text{mg})}{\text{I.B.}(\text{mg/eq})}$$

$$M = \frac{\text{αρ. moles}}{V(\text{L})} = \frac{\frac{m(\text{g})}{\text{M.B.}(\text{g/mol})}}{V(\text{L})} = \frac{m(\text{g})}{\text{M.B.}(\text{g/mol}) \times V(\text{L})}$$

Αφού το διάλυμα είναι 100 ppm, σημαίνει ότι σε 1000mL διαλύματος έχω 100 mg CaCl_2 ή 0,1 g που σε n moles αντιστοιχούν

$$n = m/\text{MB} = 0,1/111 = 0,0009 \text{ mol}$$

$$\text{Δηλαδή } M = 9 \times 10^{-4} \text{ M}$$

Να υπολογισθούν η μοριακότητα M των παρακάτω διαλυμάτων:

A) CH_3COOH πυκνότητας $d=1,05\text{g/mL}$, περιεκτικότητας 99,5% κατά βάρος

B) NH_3 πυκνότητας $0,898\text{ g/mL}$, περιεκτικότητας 28,0% κατά βάρος

Γ) HCl πυκνότητας $1,18\text{ g/mL}$, , περιεκτικότητας 35,6% κατά βάρος

α) CH_3COOH $d=1,05$ 99,5% κατά βάρος

1,05 g	δ/τος έχουν όγκο	1ml
x	δ/τος έχουν όγκο	1000ml

$x = 1050\text{ g}$

Σε 100 g δ/τος περιέχονται 99,5 g CH_3COOH

1050 g δ/τος περιέχονται y g CH_3COOH
 $y = 1044,75\text{ g}$

$$n=m/M_B=1044,75/60=17,41\text{mol}$$

$$M=n/V=17,41/1\text{L}=17,41\text{M}$$

β) NH_3 $d=0,898$ 28,0% κατά βάρος

0,898 g	δ/τος έχουν όγκο	1ml
x	δ/τος έχουν όγκο	1000ml

$x = 1898\text{ g}$

Σε 100 g δ/τος περιέχονται 28 g NH_3

898 g δ/τος περιέχονται y g NH_3
 $y = 251,44\text{ g}$

$$n=m/M_B=251,44/17=14,79\text{mol}$$

$$M=n/V=14,79/1\text{L}=14,79\text{M}$$

γ) HCl $d= 1,18\text{ g/mL}$, 35,6% κατά βάρος

$$M=[1000 \times 1,18 \times (35,6/100)]/36,5=11,51\text{M}$$

- Παραδειγμα 3:

Να υπολογισθεί η μοριακότητα NaNO_3 σε υδατικό διάλυμα που έχει $d=1,02\text{g/mL}$ και περιέχει $17,8\text{ppm NaNO}_3$

$$1 \text{ eq} = \frac{1 \text{ mol}}{n}$$

- $\alpha\rho. \text{ moles} = \frac{m(\text{g})}{\text{M.B.}(\text{g/mol})}$

$$\text{Αριθμός eq} = \frac{m(\text{g})}{\text{l.B.}(\text{g/eq})}$$

$$\text{Αριθμός meq} = \frac{m(\text{mg})}{\text{l.B.}(\text{mg/eq})}$$

- $M = \frac{\alpha\rho. \text{ moles}}{V(\text{L})} = \frac{\text{M.B.}(\text{g/mol})}{V(\text{L})} = \frac{m(\text{g})}{\text{M.B.}(\text{g/mol}) \times V(\text{L})}$

$$17,8\text{ppm} = 17,8(\text{g NaNO}_3)/10^6(\text{g } \delta/\tau\omicron\varsigma)$$

$$V=10^6(\text{g})/1,02(\text{g/mL}) = 980392,15\text{mL} \approx 980\text{L}$$

$$M=\alpha\rho. \text{ moles}/V(\text{L})=m(\text{g})/\text{M.B.}(\text{g/mol}) \times V(\text{L})$$

$$M=17,8(\text{g NaNO}_3)/85,0(\text{g/mol}) \times 980\text{L} = 2,14 \times 10^{-4} \text{ mol/L NaNO}_3$$

- **Μοριακό κλάσμα** x_A συστατικού A του διαλύματος, ονομάζεται ο λόγος του αριθμού των mol αυτού n_A προς το συνολικό αριθμό των mol όλων των συστατικών του διαλύματος
- Το μοριακό κλάσμα εκφράζει και το λόγο του αριθμού των μορίων ενός συστατικού προς το σύνολο των μορίων του διαλύματος

$$x_A = \frac{n_A}{n_A + n_B + \dots + n_X}$$

Πώς θα παρασκευάσετε 500ml δ. HNO_3 6M από πυκνό διάλυμα του εμπορίου πυκνότητας 1,42 g/ml και περιεκτικότητας 70% κατά βάρος. (Α.Β. H=1, N=14, O=16)

1ml HNO_3	1,42 g	
1000ml	x	$x = 1420 \text{ g}$
Σε 100 g	70 g	
1420 g	x	$x = 994 \text{ g}$

$$n=m/M_B=994/63=15,77\text{mol} \quad M=n/V=15,77\text{M}$$

$$C_A V_A = C_T V_T \quad V_A = C_T V_T / C_A = 6 \times 500 / 15,77 = 190,24\text{ml}$$

Πώς θα παρασκευάσετε 1000ml διαλύματος 0,5N MnO_4^- από στερεό KMnO_4 σε ισχυρά όξινες συνθήκες περιεκτικότητας 100% (A.B. K=39,102, Mn=54,94 O=16)

$$N=n \times M$$

$$M=N/n=0,5/5=0,1M$$

$$N=m/MB \quad m=0,1 \times 158,042g=15,80g$$

Πώς θα παρασκευάσετε 250 ml H_2SO_4 4N από πυκνό διάλυμα του εμπορίου μοριακότητας 18M.

$$C_A V_A = C_T V_T$$

$$C_T = N/2 = 4/2 = 2M$$

$$V_A = 250 \times 2 / 18 = 27,78 \text{ ml}$$

Να υπολογισθεί η Ν του πυκνού θειϊκού οξέος του εμπορίου όταν η κατά βάρος περιεκτικότητά του είναι 95% και η πυκνότητά του 1,84 g/ml

$$1 \text{ ml H}_2\text{SO}_4 \quad 1,84 \text{ g}$$

$$1000 \text{ ml} \quad x \quad x = 1840 \text{ g}$$

$$\Sigma \varepsilon \quad 100 \text{ g} \quad 95 \text{ g}$$

$$1840 \text{ g} \quad x \quad x = 1748 \text{ g}$$

$$n = m / M_B = 1748 / 98 = 17,83 \text{ mol} \quad M = n / V = 17,83 \text{ M}$$

$$N = n \times M = 2 \times 17,83 = 35,66$$

Πόσα ml διαλύματος KMnO_4 0,020 M απαιτούνται για να αντιδράσουν με 20,0 mL διαλύματος $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 0,25 N σε όξινο διάλυμα;

Η εξίσωση της αντίδρασης είναι



$$1 \text{ mmol KMnO}_4 = 5 \text{ meq KMnO}_4$$

$$N = 5 \text{ meq/mmol} \times 0,02 \text{ mmol/mL} = 0,10 \text{ meq/mL}$$

$$\text{Επειδή meq KMnO}_4 = \text{meq Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$$

$$(x \text{ ml}) (0,10 \text{ meq/mL}) = (20,0 \text{ ml}) (0,25 \text{ meq/mL})$$

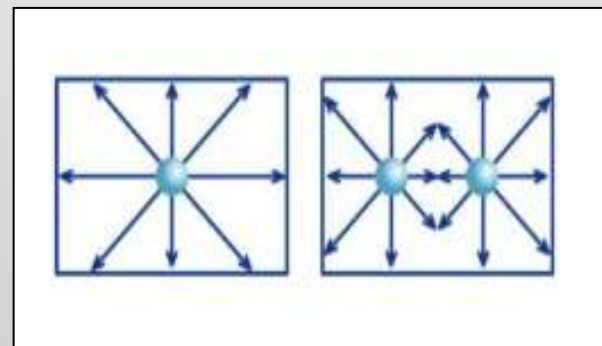
$$x = 50 \text{ mL}$$

- Η ιοντική ατμόσφαιρα που περιβάλλει ένα ιόν ελαττώνει την ταχύτητα και τη δραστηρότητά του
- Το διάλυμα συμπεριφέρεται σαν η συγκέντρωσή του να είναι μικρότερη από τη στοιχειομετρική (πραγματική ή αναλυτική) συγκέντρωση C .
- Για ακριβέστερους υπολογισμούς που περιλαμβάνουν ιοντικές ή μοριακές συγκεντρώσεις και συμφωνία των υπολογιζόμενων τιμών με τα πειραματικά δεδομένα, πρέπει να πολλαπλασιάσουμε τη συγκέντρωση C επί ένα διορθωτικό συντελεστή f (συντελεστή ενεργότητας).
- Έτσι λαμβάνεται η **αποτελεσματική ή ενεργός συγκέντρωση a (ενεργότητα)**.

$$\alpha = fC$$

- Σε διάλυμα ηλεκτρολύτη, ο f αποτελεί μέτρο της απόκλισης αυτού από την ιδανική συμπεριφορά, εξαιτίας των διοντικών έλξεων.
- Σε πολύ αραιά διαλύματα, οι διοντικές έλξεις είναι αμελητέες.

$$C \rightarrow 0, f \rightarrow 1, \alpha \rightarrow C$$



- Ενεργότητα και συγκέντρωση εκφράζονται με ίδιες μονάδες
- Ο συντελεστής ενεργότητας είναι καθαρός (χωρίς διαστάσεις) αριθμός.

ΕΝΕΡΓΟΣ ΣΥΓΚΕΝΤΡΩΣΗ ή ΕΝΕΡΓΟΤΗΤΑ

- Η τιμή του f εξαρτάται από το **φορτίο z** του ιόντος και την **ιοντική ισχύ μ** του διαλύματος

$$-\log f = Az^2\sqrt{\mu} \text{ (Εξίσωση Debye-Huckel)}$$

$$A = \text{σταθερά} = 0,51 \text{ (για νερό και } \Theta = 25^\circ\text{C)}$$

$$\mu = \frac{1}{2} (c_1 z_1^2 + c_2 z_2^2 + \dots + c_n z_n^2) = \frac{1}{2} \sum c_i z_i^2$$

C_i : μοριακότητες των διαφόρων ιόντων,

z_i : φορτία των ιόντων

- Για μεγαλύτερη ακρίβεια χρησιμοποιείται η σχέση:

$$-\log f = Az^2\nu\mu / (1 + \nu\mu)$$

- Ακριβείς τιμές f προσδιορίζονται πειραματικά
- Ο υπολογισμός της ενεργότητας σε πολύπλοκα διαλύματα είναι δύσκολος γι' αυτό χρησιμοποιούμε συγκεντρώσεις αντί ενεργότητες.
- Σε υπολογισμούς που περιλαμβάνουν χημικές ισορροπίες χρησιμοποιούνται ενεργότητες όπου είναι δυνατόν.

Πόσα γραμμάρια Mg(OH)_2 εξουδετερώνουν πλήρως 36.5 g HCl ; Δίνονται οι σχετικές ατομικές μάζες: $\text{Ar(Mg)} = 24$, $\text{Ar(H)} = 1$, $\text{Ar(O)} = 16$, $\text{Ar(Cl)} = 35.5$.

Η εξουδετέρωση του υδροχλωρικού οξέος (HCl) από το υδροξείδιο του μαγνησίου (Mg(OH)_2) περιγράφεται από την παρακάτω αντίδραση:

$$\text{Mg(OH)}_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \quad (1)$$

1 mol 2 mol

Η ποσότητα του οξέος που διαθέτουμε είναι 36.5 g, τα οποία πρέπει να μετατρέψου- με σε mol

$$\begin{aligned} M_r(\text{HCl}) &= 1 + 35.5 = 36.5 \\ n &= m/M_r = 36.5/36.5 = 1 \text{ mol} \end{aligned}$$

Έτσι, από τη στοιχειομετρία της αντίδρασης (1) προκύπτει



1 mol

2 mol

x mol

1 mol

$$x = 0.5 \text{ mol Mg(OH)}_2$$

Η ποσότητα των 2 mol Mg(OH)_2 σε g είναι

$$M_r (\text{Mg(OH)}_2) = 24 + (16 + 1) \times 2 = 58$$

$$m = n \times M_r = 0.5 \times 58 = 29 \text{ g}$$

Δηλαδή, η ποσότητα Mg(OH)_2 που απαιτείται για την εξουδετέρωση 36.5 g HCl είναι 29 g.

Ευχαριστώ για την προσοχή σας

Ιωάννης Καρτσωνάκης