

**Κεφ 2**

**ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ**



## ► 2.1 ΟΡΙΣΜΟΙ

- **Διαλύματα** καλούνται τα υγρά\* ομογενή μίγματα που αποτελούνται από δύο ή περισσότερα καθορισμένα σώματα τα οποία δεν διακρίνονται μεταξύ τους με γυμνό μάτι ή μικροσκόπιο και δεν διαχωρίζονται με απλές μεθόδους. Διακρίνουμε διαλύματα αερίου σε υγρό (π.χ. αμμωνία σε νερό), στερεού σε υγρό (αλάτι σε νερό) και υγρού σε υγρό (οινόπνευμα σε νερό).

- **Διαλυτικό μέσο ή διαλύτης** ονομάζεται το υγρό στο οποίο γίνεται η διάλυση των συστατικών, ενώ αυτά ονομάζονται διαλυτέες ουσίες. Όταν τα συστατικά είναι δύο υγρά, τότε ως διαλύτης θεωρείται αυτό που βρίσκεται σε μεγαλύτερη αναλογία, ενώ ως διαλυτέα (διαλυμένη) ουσία, αυτό που βρίσκεται σε μικρότερη αναλογία.

- **Διαλυτότητα**, ονομάζεται η μέγιστη ποσότητα σε γραμμάρια της διαλυτέας ουσίας, που μπορεί να διαλυθεί κάτω από ορισμένες συνθήκες σε 100 mL διαλύτη.

- **Ακόρεστο**, είναι το διάλυμα που περιέχει ποσό της διαλυτέας ουσίας μικρότερο από αυτό που ορίζει η διαλυτότητα σε ορισμένες συνθήκες. Πρακτικά, είναι το διάλυμα στο οποίο μπορούμε να διαλύσουμε και άλλη ποσότητα ουσίας.

- **Κορεσμένο**, είναι το διάλυμα που περιέχει τόσο ποσό από τη διαλυτέα ουσία, όσο ορίζει η διαλυτότητα σε ορισμένες συνθήκες. (Δηλαδή, δεν μπορούμε να διαλύσουμε περισσότερη ουσία απ' αυτή που ορίζει η διαλυτότητα).

**Προσοχή!** Ως κορεσμένο διάλυμα θεωρούμε το υπερκείμενο υγρό, το οποίο όταν χρειάζεται, το διαχωρίζουμε με διήθηση ή φυγοκέντρηση από την αδιάλυτη ουσία, με διήθηση ή φυγοκέντρηση.

- **Υπέρκορο** είναι το διάλυμα που περιέχει ποσό της διαλυτέας ουσίας περισσότερο απ' αυτό που ορίζει η διαλυτότητα. Αυτό συμβαίνει σε τελείως ειδικές συνθήκες. Προκύπτει αν θερμάνουμε το δοχείο όπου υπάρχει κορεσμένο διάλυμα και ίζημα της προς διάλυση ουσίας, γιατί διαλύεται λίγη ποσότητα ή όλο το ίζημα. Επισημαίνουμε ότι με την εξάλειψη των ειδικών συνθηκών, η επί πλέον ουσία που διαλύθηκε, επανεμφανίζεται ως ίζημα στον πυθμένα του δοχείου. Τότε, το διάλυμά μας μεταπίπτει σε κορεσμένο.

- **Πυκνότητα διαλύματος**, καλούμε το πηλίκο της μάζας του διαλύματος προς τον όγκο του. Ορίζεται ως,  $d = \frac{m}{V}$  και εκφράζεται σε g/mL.

- **Ειδικό βάρος διαλύματος**, είναι το πηλίκο του βάρους του διαλύματος, προς τον όγκο του. Όταν η πυκνότητα εκφράζεται σε g/mL, συμπίπτει αριθμητικά με το ειδικό βάρος. ( $E.B. = \frac{B}{V}$ )

\*Αναφέρονται, ωστόσο, και διαλύματα αερίου σε αέριο τα οποία δεν θα μας απασχολήσουν.

## ► 2.2 ΠΕΡΙΕΚΤΙΚΟΤΗΤΑ ΔΙΑΛΥΜΑΤΟΣ

Η περιεκτικότητα εκφράζει γενικά την ποσότητα της διαλυμένης ουσίας, που περιέχεται σε ορισμένη ποσότητα διαλύματος. Συνήθως χρησιμοποιούμε τις παρακάτω εκφράσεις της :

**Περιεκτικότητα επί τοις % κατά βάρος (%W/W)** που εκφράζει τα **g** της διαλυμένης ουσίας, που περιέχονται σε **100 g** διαλύματος.

**Περιεκτικότητα επί τοις % κατ' όγκο (%V/V)** που εκφράζει τα **mL** της διαλυμένης ουσίας, που περιέχονται σε **100 mL** του διαλύματος.

**Περιεκτικότητα επί τοις % βάρους προς όγκο (%W/V)** που εκφράζει τα **g** της διαλυμένης ουσίας, τα οποία περιέχονται σε **100 mL** του διαλύματος.

## ► 2.3 ΣΥΓΚΕΝΤΡΩΣΗ ΔΙΑΛΥΜΑΤΟΣ

Η συγκέντρωση διαλύματος εκφράζει γενικά τον αριθμό των γραμμομορίων, γραμμοϊσοδυνάμων ή γραμμοϊόντων της διαλυμένης ουσίας σε ορισμένη ποσότητα διαλύματος ή διαλύτη. Συνήθως χρησιμοποιούνται οι εκφράσεις:

- **Μοριακότητα (M)**, ή μοριακή συγκέντρωση. Αυτή εκφράζει **τον αριθμό των γραμμομορίων** της διαλυμένης ουσίας που βρίσκεται **σε ένα λίτρο διαλύματος**. Έτσι, διάλυμα 0,2 M, σημαίνει διάλυμα που περιέχει 0,2 mol της διαλυμένης ουσίας σε ένα λίτρο διαλύματος.
- **Γραμμομοριακότητα (m)** ή μοριακή συγκέντρωση κατά βάρος. Αυτή εκφράζει **τα γραμμομόρια της διαλυμένης ουσίας** που περιέχονται σε **1000 g διαλύτη**.
- **Κανονικότητα (N)**. Χρησιμοποιείται μόνο για τα υδατικά διαλύματα των ιοντικών ενώσεων. Εκφράζει **τον αριθμό των γραμμοϊσοδυνάμων (Eq)** της διαλυμένης ουσίας **σε ένα λίτρο διαλύματος**.

Έτσι, κανονικό διάλυμα 1 N καλείται το διάλυμα που περιέχει ένα γραμμοϊσοδύναμο της διαλυμένης ουσίας σε ένα λίτρο διαλύματος.

Γραμμοϊσοδύναμο Eq = (Xl) g , όπου Xl = χημικό ισοδύναμο

$$Xl = \frac{M.B.}{σθένος} \quad \text{δηλαδή, } Eq = \frac{M.B.}{σθένος} g$$

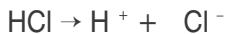
Όταν πρόκειται για οξέα, ως σθένος υπολογίζεται ο αριθμός των H<sup>+</sup> που ελευθερώνει 1 mol του οξέος στο διάλυμα. Αντίστοιχα, για τις βάσεις, ως σθένος, υπο-

λογίζεται ο αριθμός των OH<sup>-</sup> ενώ, για τα άλατα ο συνολικός αριθμός των θετικών ή αρνητικών φορτίων, που ελευθερώνονται στο διάλυμα από 1 mol άλατος.

### **Παραδείγματα:**

#### **1°: Γραμμοϊσοδύναμο οξέος**

Για να βρούμε το γραμμοϊσοδύναμο ενός οξέος διαιρούμε το mol του οξέος με τον αριθμό των γραμμοϊόντων υδρογόνου που δίνει το 1 mol.



$$1 \text{ Eq HCl} = \frac{1 \text{ mol}}{1} = \frac{36,5 \text{ g}}{1} = 36,5 \text{ g.}$$

#### **2°: Γραμμοϊσοδύναμο βάσης**

Για να βρούμε το γραμμοϊσοδύναμο μιας βάσης διαιρούμε το mol της βάσης με τον αριθμό των γραμμοϊόντων υδροξυλίου που δίνει το 1 mol.



$$1 \text{ Eq Ca(OH)}_2 = \frac{1 \text{ mol}}{2} = \frac{74 \text{ g}}{2} = 37 \text{ g}$$

#### **3°: Γραμμοϊσοδύναμο άλατος**

Για να βρούμε το γραμμοϊσοδύναμο ενός άλατος, διαιρούμε το mol του άλατος με τον αριθμό των θετικών ή αρνητικών φορτίων που δίνει το 1 mol του άλατος.



$$1 \text{ Eq Al}_2(\text{SO}_4)_3 = \frac{1 \text{ mol}}{6} = \frac{342 \text{ g}}{6} = 57 \text{ g}$$

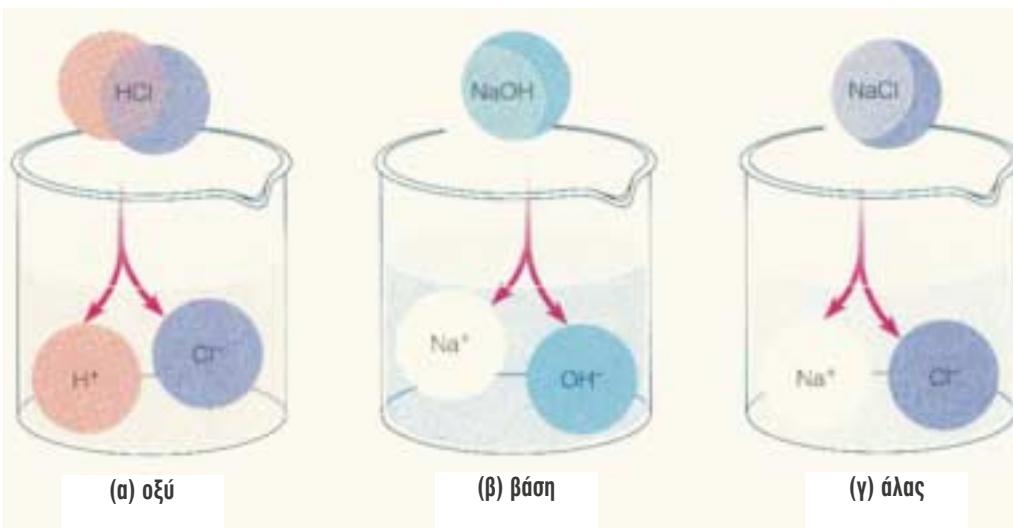
**- Συγκέντρωση ιόντος.** Εκφράζει τον αριθμό των γραμμοϊόντων μιας ουσίας που είναι διαλυμένη σε ένα λίτρο διαλύματος και συμβολίζεται με το σύμβολο του ιόντος μέσα σε αγκύλες, π.χ. [OH<sup>-</sup>].

## ► 2.4 ΥΔΑΤΙΚΑ ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

Από τα διαλυτικά μέσα, εκείνο που χρησιμοποιείται περισσότερο είναι το νερό. Αποτελεί, δε, τον κατεξοχήν διαλύτη των βιολογικών υγρών (αίμα, ούρα κ.λ.π.). Ως εκ τούτου, τα υδατικά διαλύματα, παρουσιάζουν μεγαλύτερο ενδιαφέρον. Ανάλογα με τη μορφή των σωματιδίων της διαλυμένης ουσίας μέσα στο υδατικό διάλυμα, διακρίνουμε τα εξής είδη υδατικών διαλυμάτων:

**α) Τα μοριακά διαλύματα ή διαλύματα μη ηλεκτρολυτών.** Στα διαλύματα αυτά η διαλυμένη ουσία βρίσκεται υπό μορφή μορίων, τα οποία είναι ηλεκτρικώς ουδέτερα και δεν επιτρέπουν τη διέλευση του ηλεκτρικού ρεύματος (αγωγιμότητα).

**β) Τα διαλύματα ηλεκτρολυτών ή ιοντικά διαλύματα.** Στα διαλύματα αυτά μέρος της διαλυμένης ουσίας βρίσκεται υπό μορφή ιόντων, γι' αυτό και εμφανίζουν ηλεκτρική αγωγιμότητα ("επιτρέπουν" τη δίοδο του ηλεκτρικού ρεύματος). Τέτοιες ουσίες είναι οι ηλεκτρολύτες, δηλαδή, **τα οξέα, οι βάσεις και τα άλατα**. Οι ηλεκτρολύτες κατά τη διάλυσή τους στο νερό διίστανται μερικώς σε ιόντα. Ανάλογα με το βαθμό διάστασής τους, διακρίνονται σε ισχυρούς και σε ασθενείς ηλεκτρολύτες. Δηλαδή οι ισχυροί ηλεκτρολύτες υφίστανται πλήρη διάσταση, ενώ οι ασθενείς, μερική.



**Εικόνα 2.1:** Απεικόνιση του φαινομένου της διάστασης.

## ► 2.5 ΤΟ ΝΕΡΟ

### 1. Απιονισμένο νερό.

Η παρασκευή του απιονισμένου νερού γίνεται όταν νερό βρύσης περνά μέσα από στρώμα ιοντοανταλλακτικών ρητινών. Οι ρητίνες αυτές είναι ικανές να συγκρατήσουν όλα τα άλατα που είναι διαλυμένα στο νερό και τα οποία επηρεάζουν κατά κανόνα τους εργαστηριακούς προσδιορισμούς. Τέτοια άλατα είναι τα: NaCl, NaHCO<sub>3</sub>, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, FeSO<sub>4</sub>, CaCl<sub>2</sub>, CaSO<sub>4</sub>, CaCO<sub>3</sub>, MgSO<sub>4</sub>, κ.λ.π. Επίσης, απομακρύνονται από το νερό ίχνη σιδήρου, χαλκού, τα ολικά στερεά και μερικές οργανικές ουσίες.

Η ποιότητα του απιονισμένου νερού εξαρτάται από την ποιότητα των ρητινών, από τη σκληρότητα (περιεκτικότητα σε άλατα) του νερού ύδρευσης και από την περιεκτικότητά του σε χλώριο. Το χλώριο προκύπτει από πιθανή χλωρίωση του νερού.

Οι στήλες απιονισμού είναι κυλινδρικού σχήματος, σε διάφανη συσκευασία και οι



ρητίνες που περιέχουν είναι συνήθως πρασινωπού χρώματος. Λεπτούρ γούν μόνο με την πίεση του νερού του δικτύου ύδρευσης και δεν χρειάζονται παροχή ηλεκτρικού ρεύματος.

Οι ρητίνες μετά από κάποια χρήση χάνουν προοδευτικά το αρχικό τους χρώμα και γίνονται κιτρινωπές. Όταν η αλλαγή χρώματος καλύψει όλο το περιεχόμενο της στήλης, σημαίνει ότι οι ρητίνες έχουν κορεσθεί και η στήλη θέλει αντικατάσταση.

**Εικόνα 2.2:** Στήλες απιονισμού: (1) πλήρης, (2,3) χρησιμοποιημένες και (4) σε σύνδεση.

## 2. Απεσταγμένο νερό\*.

Παρασκευάζεται στο εργαστήριο από ειδικές ηλεκτρικές συσκευές, τους **αποστακτήρες**. Η διαδικασία είναι απλή. Το νερό βρύσης εισέρχεται στον αποστακτήρα, θερμαίνεται με ηλεκτρική αντίσταση και εξατμίζεται. Οι ατμοί ψύχονται, υγροποιούνται και συλλέγονται. Έτσι απομακρύνονται όλα τα άλατα, τα ολικά στερεά και οι οργανικές ουσίες, αλλά παραμένουν τα συστατικά που εξατμίζονται, καθώς και ίχνη διαφόρων μετάλλων. Το νερό αυτό χρησιμοποιείται για την παρασκευή των περισσότερων διαλυμάτων και αντιδραστηρίων του εργαστηρίου.

Οι αποστακτήρες πρέπει να καθαρίζονται τακτικά, ώστε να απομακρύνονται τα άλατα που συσσωρεύονται στον πυθμένα και οφείλονται τα περισσότερα, στη σκληρότητα ή τη χλωρίωση του νερού ύδρευσης.

Το απεσταγμένο νερό, συμβολίζεται ως **A.D.**, από τα αρχικά της λατινικής του ονομασίας, **Aqua Distilata**.

Τέλος, υπενθυμίζουμε ότι το απιονισμένο νερό δεν είναι στείρο μικροβίων, ενώ το απεσταγμένο μπορεί να είναι, εάν συλλεγεί με τις κατάλληλες συνθήκες.

## 3. Δισαπεσταγμένο νερό.

Αυτό μπορεί να παρασκευαστεί στο εργαστήριο μετά από διπλή απόσταξη νερού, οπωδήποτε όμως σε γυάλινο αποστακτήρα. Το δισαπεσταγμένο νερό είναι απαραίτητο για την παρασκευή των αντιδραστηρίων που χρησιμοποιούνται στους προσδιορισμούς σιδήρου, χαλκού, ιόντων και ενζύμων, διότι οι προσδιορισμοί αυτοί, επιτρέπονται ακόμα και από ελάχιστα ίχνη μετάλλων και ουσιών που βρίσκονται στα διαλύματα εργασίας.

Επισημαίνουμε ότι η επεξεργασία του νερού με τους παραπάνω τρόπους έχει σαν αποτέλεσμα, εκτός των άλλων, την αλλαγή του pH ως εξής:

Απεσταγμένο νερό	Απιονισμένο νερό	Νερό βρύσης
5,5 – 6,5	7	7,5 – 8,5

\* Χρησιμοποιούμε τον όρο «απεσταγμένο» και όχι αποσταγμένο, γιατί έτσι έχει επικρατήσει να λέγεται στα εργαστήρια, θεωρώντας τον ως «χημικό όρο» (παρά το γεγονός ότι αυτό είναι αδόκιμο).

## ► 2.6 ΤΟ pH

Το pH είναι η έκφραση του αρνητικού λογάριθμου της συγκέντρωσης των ιόντων υδρογόνου:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

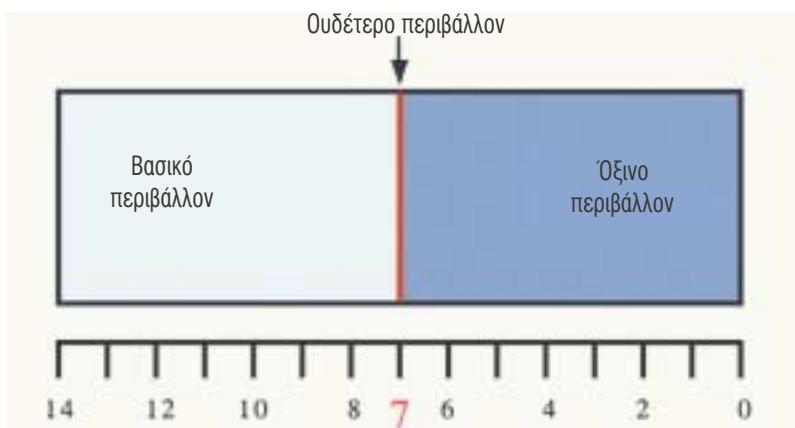
Εκφράζει δε, την πραγματική (ενεργό) οξύτητα ενός διαλύματος, που δεν είναι ανάλογη με το ποσό του διαλυμένου οξέος, αλλά με τον αριθμό των  $[\text{H}^+]$ , τα οποία αποδίδει.

Το νερό αποτελεί τον ασθενέστερο ηλεκτρολύτη που διίσταται σε μικρό βαθμό σε ιόντα ως εξής:  $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$

Το γινόμενο των συγκεντρώσεων  $\text{H}^+$  και  $\text{OH}^-$  σε ένα διάλυμα είναι σταθερό και ίσο με 10 – 14 :

$$[\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

Το καθαρό νερό έχει pH 7 (ουδέτερο). Τα όξινα διαλύματα έχουν pH 0-7 (όξινη περιοχή) και τα αλκαλικά, pH 7-14 (αλκαλική περιοχή).



Εικόνα 2.3: Η κλίμακα του pH.

Στις περισσότερες αντιδράσεις της κλινικής χημείας σε κάποιο στάδιο συμμετέχει κάποιο οξύ ή βάση που ιονίζεται. Ως γνωστόν, ο ιονισμός ενός οξέος έχει σαν αποτέλεσμα την αύξηση των ιόντων υδρογόνου, δηλαδή την ελάττωση του pH. Αντίθετα, ο ιονισμός μιας βάσης έχει σαν αποτέλεσμα την αύξηση των ιόντων υδροξυλίου, δηλαδή την αύξηση του pH. Δεδομένου ότι, οι αντιδράσεις γίνονται σε μια περιοχή μικρής διακύμανσης τιμών του pH, αυτό σημαίνει ότι το pH παίζει καθοριστικό ρόλο σ' αυτές. Στην κλινική χημεία οι μέθοδοι προσδιορισμού μιας ουσίας, είναι κυρίως, χρωματομετρικές. Δηλαδή το αποτέλεσμα της αντίδρασης είναι η παραγωγή χρώματος. Πολλές φορές η αντίδραση μπορεί να ανασταλεί, λόγω διαφορετικού pH, περισσότερο όξινου ή αλκαλικού. Ειδικότερα στις ενζυμικές αντιδράσεις η τιμή του pH αποτελεί κρίσιμη παράμετρο. Γι' αυτό στις αντιδράσεις αυτές συμμετέχει ένα «ρυθμιστικό» διάλυμα. Ένα διάλυμα δηλαδή, που δεν επιτρέπει μεγάλες μεταβολές στο pH, ώστε να εξασφαλιστεί η επιτυχής έκβαση της αντίδρασης.

## ► 2.7 ΔΕΙΚΤΕΣ

**Δείκτες** είναι οι ενώσεις, που έχουν την ιδιότητα να μεταβάλλουν το χρώμα τους, μέσα σε αυστηρά καθορισμένα όρια του pH του διαλύματος στο οποίο βρίσκονται.

Οι ενώσεις αυτές είναι συνήθως ασθενή οργανικά οξέα ή ασθενείς οργανικές βάσεις, που τα μόριά τους, έχουν διαφορετικό χρώμα από τα αντίστοιχα ίόντα, που προκύπτουν κατά τη διάλυσή τους στο νερό. Για παράδειγμα, η οργανική ένωση φαινολοφθαλεΐνη σε διάλυμα με pH κάτω από 8,3 είναι άχρωμη, ενώ για pH πάνω από 10 είναι κόκκινη.

Οι δείκτες χρησιμοποιούνται στον προσδιορισμό της τιμής του pH κατά προσέγγιση, καθώς και στον ποσοτικό προσδιορισμό οξέων ή βάσεων, με την ογκομετρική μέθοδο.

Με τη μέθοδο αυτή μετριέται ο όγκος πρότυπου διαλύματος οξέος ή βάσεως γνωστής περιεκτικότητας, που απαιτείται για την πλήρη εξουδετέρωση ορισμένου όγκου διαλύματος βάσεως ή οξέος αντίστοιχα, άγνωστης περιεκτικότητας. Ο δείκτης στην περίπτωση αυτή χρησιμοποιείται για τον καθορισμό του τελικού σημείου στο οποίο η εξουδετέρωση έχει ολοκληρωθεί και φαίνεται με την αλλαγή του χρώματος του δείκτη.

## ► 2.8 ΠΑΡΑΣΚΕΥΕΣ ΔΙΑΛΥΜΑΤΩΝ

Τα πλέον χρησιμοποιούμενα διαλύματα στο εργαστήριο είναι τα εκατοστιαία (%), τα μοριακά, τα κανονικά και τα ρυθμιστικά, με την παρασκευή των οποίων θα ασχοληθούμε παρακάτω.

### 2.8.1. Εκατοστιαία διαλύματα στερεής ουσίας (% W/V)

Εκατοστιαία διαλύματα στερεής ουσίας είναι εκείνα όπου ορισμένα g της διαλυτέας ουσίας, περιέχονται σε 100 mL διαλύματος. Γράφονται για συντομία: επί τοις 100 (%). Π.χ. 10% W/V.

#### Παράδειγμα:

Να παρασκευάσετε 250 mL διαλύματος γλυκόζης 5% W/V.

Ξεκινάμε τη σκέψη μας από το διάλυμα που μας ζητείται.

Τι σημαίνει 5% W/V ;

Ότι σε 100 mL διαλύματος υπάρχουν 5 g γλυκόζης.

Άρα σε 250 mL    »              »              x; g        »

$$x=5g \times \frac{250mL}{100mL}=12,5g \text{ γλυκόζης}$$

Άρα θα ζυγίσουμε 12,5 g γλυκόζης και θα τα διαλύσουμε σε απεσταγμένο νερό μέχρι τελικού όγκου διαλύματος, 250 mL.

### 2.8.2. Εκατοστιαία διαλύματα υγρής ουσίας (%V/V)

Εκατοστιαία διαλύματα υγρής ουσίας είναι εκείνα όπου, σε 100 mL διαλύματος περιέχονται ορισμένα mL της διαλυτέας ουσίας. Π.χ. 20% V/V.

**Παράδειγμα:**

**Να παρασκευάσετε 500 mL διαλύματος οξεικού οξέος 2% V/V.**

Ξεκινάμε τη σκέψη μας από το διάλυμα που μας ζητείται. Τι σημαίνει 2% V/V;

Ότι σε 100 mL διαλύματος υπάρχουν 2 mL οξεικού οξέος  
 Άρα, σε 500 mL >> >> x; mL >>

$$x = 2 \text{mL} \times \frac{500 \text{mL}}{100 \text{mL}} = 10 \text{mL οξεικού οξέος}$$

Άρα, θα πάρουμε 10 mL διαλύματος πυκνού οξεικού οξέος και θα τα διαλύσουμε σε απεσταγμένο νερό, μέχρι τελικού όγκου διαλύματος, 500 mL.

### 2.8.3. Εκατοστιαία διαλύματα υγρής ουσίας (% W/W ή % W/V)

Στην περίπτωση αυτή η διαλυτέα ουσία βρίσκεται υπό μορφή διαλύματος, συνήθως υδατικού. Σ' αυτή τη μορφή βρίσκονται τα πυκνά οξέα και οι βάσεις. Από την ετικέτα της φιάλης συσκευασίας τους, παίρνουμε πληροφορίες για την πυκνότητα και το ειδικό τους βάρος.

Για την παρασκευή τους χρησιμοποιούμε τον παρακάτω τρόπο:

Υπολογίζουμε τα γραμμάρια του πυκνού διαλύματος στα οποία περιέχονται τα γραμμάρια του επιθυμητού διαλύματος.

**Παράδειγμα:**

**Να παρασκευάσετε 100 mL διαλύματος HCl 2% W/V, από πυκνό διάλυμα HCl 37% W/W, με E.B.= 1,19.**

Ξεκινάμε πάντα από το διάλυμα που μας ζητείται. Τι σημαίνει 2% W/V;

Ότι σε 100 mL διαλύματος HCl υπάρχουν 2 g ουσίας. Όμως το πυκνό διάλυμα είναι 37% W/W. Δηλαδή:

100 g διαλύματος περιέχουν 37 g ουσίας

Άρα, x; g      >>      >> 2 g      >> (που θέλουμε)

$$x = 100g \times \frac{2g}{37g} = 5,4 \text{ g διαλύματος HCl}$$

Από τον τύπο του ειδικού βάρους γνωρίζουμε:

$$E.B. = \frac{B}{V} \rightarrow B = E.B. \times V \rightarrow V = \frac{B}{E.B.} = \frac{5,4 \text{ g}}{19 \text{ g/mL}} = 4,54 \text{ mL}$$

Βρίσκουμε, λοιπόν, ότι τα 5,4 g διαλύματος HCl αντιστοιχούν σε 4,54 mL πυκνού διαλύματος HCl.

Άρα, θα παρασκευάσουμε 100 mL διαλύματος, όπου θα περιέχονται τα 4,54 mL του πυκνού διαλύματος HCl, ρίχνοντας αργά την ποσότητα του οξέος στο νερό, υπό συνεχή ανακίνηση της φιάλης.

## ► 2.9 ΜΟΡΙΑΚΑ ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

Μοριακά διαλύματα είναι εκείνα όπου ένα mol της διαλυτέας ουσίας περιέχεται σε ένα λίτρο διαλύματος. Τα μοριακά διαλύματα για συντομία αναφέρονται ως διαλύματα **1M, 0,5M, 0,1M** κ.λ.π.

### α) Παρασκευή διαλύματος 1 M

**Παράδειγμα:**

**Να παρασκευάσετε 100 mL διαλύματος NaCl 1 M**

$$\text{MB (NaCl)} = \text{AB(Na)} + \text{AB(Cl)} = 23 + 35 = 58$$

Πάντα ξεκινάμε από το διάλυμα που μας ζητείται. Τι σημαίνει διάλυμα 1 M;

Ότι σε 1000 mL διαλύματος περιέχεται 1 mol, δηλαδή 58 g NaCl

Άρα, σε 100 mL      »      »      x;      »

$$x = 58 \text{ g} \times \frac{100 \text{ mL}}{1000 \text{ mL}} = 5,8 \text{ g NaCl}$$

Άρα, θα ζυγίσουμε 5,8 g NaCl και θα τα διαλύσουμε σε απεσταγμένο νερό, μέχρι τελικού όγκου διαλύματος 100 mL.

β) Παρασκευή διαλύματος πυκνότερου του 1 M

Παράδειγμα:

**Να παρασκευάσετε 250 mL διαλύματος NaOH 0,2 M**

$$\text{MB (NaOH)} = \text{AB(Na)} + \text{AB(O)} + \text{AB(H)} = 23 + 16 + 1 = 40$$

Λύνουμε κατά τα γνωστά. Τι σημαίνει διάλυμα 0,2 M ;

Ότι σε 1000 mL διαλύματος υπάρχουν 0,2 mol NaOH  
Άρα, σε 250 mL      »      »      x mol      »

$$x = 0,2 \text{ mol} \times \frac{250 \text{ mL}}{1000 \text{ mL}} = 0,05 \text{ mol NaOH}$$

1 mol	NaOH είναι 40 g
0,05 mol	»      »      x ;

$$x = 40 \text{ g} \times \frac{0,05 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 2 \text{ g NaOH}$$

Άρα, θα ζυγίσουμε 2 g NaOH, και θα τα διαλύσουμε σε απεσταγμένο νερό μέχρι τελικού όγκου διαλύματος 250 mL.

**γ) Όταν η διαλυτέα ουσία είναι υγρή**

Όταν η διαλυτέα ουσία είναι σε υγρή κατάσταση, όπως τα διάφορα πυκνά διαλύματα οξέων και βάσεων, τότε, αφού υπολογίσουμε τα g του πυκνού διαλύματος που απαιτούνται, όπως στην προηγούμενη περίπτωση, τα μετατρέπουμε σε mL. Πλαίρνουμε με πιπέττα την απαιτούμενη ποσότητα και την αραιώνουμε στον όγκο που μας ζητείται, ακολουθώντας τη διαδικασία παρασκευής διαλυμάτων ισχυρών οξέων και βάσεων.

Παράδειγμα:

**Να παρασκευάσετε 250 mL διαλύματος οξεικού οξέος ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) 2 M, από πυκνό διάλυμα οξεικού οξέος 100% W/W και E.B. = 1,05.**

$$\text{Υπολογίζουμε το M.B: } \text{CH}_3\text{ COOH} = 12 + 3 + 12 + 16 + 16 + 1 = 60$$

Συνεχίζουμε με το διάλυμα που μας ζητείται. Τι σημαίνει διάλυμα 2 M;

Ότι σε 1000 mL διαλύματος υπάρχουν 2 mol ουσίας

Άρα, σε 250 mL      »      »      x;      »

$$x = 2 \text{ mol} \times \frac{250 \text{ mL}}{1000 \text{ mL}} = 0,5 \text{ mol ουσίας}$$

1 mol  $\text{CH}_3\text{COOH}$  είναι 60 g

0,5 » » X;

---

$$x = 60 \text{ g} \times \frac{0,05 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 30 \text{ g ουσίας}$$

Όμως το πικνό διάλυμα είναι 100% W/W. Δηλαδή:

σε 100 g διαλύματος υπάρχουν 100 g ουσίας

x ; » » » 30 g » (που θέλουμε)

---

$$x = 100 \text{ g} \times \frac{30 \text{ g}}{100 \text{ g}} = 30 \text{ g διαλύματος } \text{CH}_3\text{COOH}$$

Από τον τύπο του ειδικού βάρους γνωρίζουμε :

$$\text{E.B.} = \frac{B}{V} \Rightarrow V \times \text{E.B.} = B \Rightarrow V = \frac{B}{\text{E.B.}} \Rightarrow V = \frac{30 \text{ g}}{1,05 \text{ g/mL}} = 28,57 \text{ mL}$$

Βρίσκουμε ότι τα 30 g  $\text{CH}_3\text{COOH}$  υπάρχουν σε 28,57 mL διαλύματος.

Έτσι, θα παρασκευάσουμε το ζητούμενο διάλυμα, ακολουθώντας τις οδηγίες για την παρασκευή διαλυμάτων ισχυρών οξέων και βάσεων, ρίχνοντας το οξύ στο νερό και όχι αντίστροφα.

Στοιχείο	Χημικό σύμβολο	Ατομικό Βάρος
Άζωτο	N	14
Άνθρακας	C	12
Ασβέστιο	Ca	40
Βρώμιο	Br	80
Θείο	S	32
Κάλιο	K	39
Μαγνήσιο	Mg	24
Ιώδιο	I	27
Νάτριο	Na	23
Οξυγόνο	O	16
Σίδηρος	Fe	55
Υδρογόνο	H	1
Φώσφορος	P	31
Χαλκός	Cu	64
Χλώριο	Cl	35

Πίνακας 5.1: Ατομικά βάρη στοιχείων (στρογγυλοποιημένα).

## ► 2.10 ΚΑΝΟΝΙΚΑ ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

Όταν σε ένα λίτρο διαλύματος περιέχεται ένα γραμμοϊσοδύναμο της διαλυτέας ουσίας, τότε το διάλυμα λέγεται κανονικό. Για λόγους συντομίας τα διαλύματα αυτά αναφέρονται ως εξής: **1 N, 2 N, 0,5 N** κ.λ.π. Ο τρόπος παρασκευής τους διαφοροποιείται ανάλογα με τη μορφή της διαλυτέας ουσίας.

### a) Από στερεή ουσία

Υπολογίζουμε το γραμμοϊσοδύναμο της διαλυτέας ουσίας. (Δηλαδή, προσθέτουμε τα ατομικά βάρη των στοιχείων που την αποτελούν και διαιρούμε με το σθένος της.)

#### Παράδειγμα 1ο:

**Να παρασκεύαστε 200 mL διαλύματος CuSO<sub>4</sub> 0,1 N. (Ο θειικός χαλκός είναι ένυδρος, με 5 H<sub>2</sub>O).**

Υπολογίζουμε το MB: CuSO<sub>4</sub> x 5H<sub>2</sub>O = ABCu + ABs + (ABox4) + 5 [(ABHx2) + (ABO)] = 63 + 32 + 16x4 + 5x(2 + 16) = 249.

Συνεχίζουμε με το διάλυμα που μας ζητείται. Τι σημαίνει διάλυμα 0,1N;  
Ότι σε 1000 mL διαλύματος υπάρχουν 0,1 Eq ουσίας (CuSO<sub>4</sub>) x 5 H<sub>2</sub>O  
Άρα, σε 200 mL >> x; Eq

$$x = 0,1 \text{ Eq} \times \frac{200 \text{ mL}}{1000 \text{ mL}} = 0,02 \text{ Eq CuSO}_4$$

Γνωρίζουμε ότι το σθένος SO<sub>4</sub> = 2 και ότι 1 mol = M.B. σε g, δηλαδή 1 mol CuSO<sub>4</sub> x 5 H<sub>2</sub>O = 249 g.

$$\text{Άρα το } 1 \text{ Eq CuSO}_4 \text{ είναι } \frac{1 \text{ mol}}{\text{σθένος}} = \frac{249 \text{ g}}{2} = 124 \text{ g CuSO}_4 \times 5 \text{ H}_2\text{O}$$

$$>> 0,02 >> x; >>$$

$$x = 124 \text{ g} \times \frac{0,02 \text{ Eq}}{1 \text{ Eq}} = 2,48 \text{ g CuSO}_4 \times 5 \text{ H}_2\text{O}$$

Άρα, θα ζυγίσουμε 2,48 g CuSO<sub>4</sub> x 5 H<sub>2</sub>O και θα παρασκευάσουμε διάλυμα 200 mL, στο οποίο και θα περιέχονται.

**β) Από υγρή ουσία**

Αν η διαλυτέα ουσία είναι υγρή ή σε αραίωση (π.χ. αμμωνία ή αραιό θειικό οξύ), και δεν μπορεί να ζυγιστεί, υπολογίζουμε τον όγκο της ουσίας που απαιτείται για το διάλυμα ως εξής:

**Παράδειγμα:**

**Να παρασκευασθούν 100 mL διαλύματος  $H_2SO_4$  0,2 N από πικνό διάλυμα  $H_2SO_4$  90% W/W, με E.B. 1,84.**

**► Α' τρόπος**

Έχουμε: MB  $H_2SO_4$  = (ABH<sub>x</sub>2) + ABS + (ABox4) = 2 + 32 + (16x4) = 98

Ξεκινάμε από το διάλυμα που μας ζητείται. Τι σημαίνει διάλυμα 0,2 N;

Ότι σε 1000 mL διαλύματος υπάρχουν 0,2 Eq ουσίας  
Άρα, σε 100 mL >> >> x;

$$x = 0,2 \text{ Eq} \times \frac{100 \text{ mL}}{1000 \text{ mL}} = 0,02 \text{ Eq ουσίας}$$

Γνωρίζουμε ότι το σθένος της  $SO_4^{2-}$  = 2

$$\text{Το } 1 \text{ Eq ουσίας είναι } 1 \text{ mol:σθένος } = \frac{98}{2} = 49 \text{ g ουσίας}$$

$$0,02 >> >> x; >>$$

$$x = 49 \text{ g} \times \frac{0,02 \text{ Eq}}{1 \text{ Eq}} = 0,98 \text{ g ουσίας}$$

Επειδή όμως το υγρό διάλυμα είναι 90% W/W,  
σε 100 g πικνού διαλύματος  $H_2SO_4$  υπάρχουν 90 g ουσίας  
>> x >> >> >> 0,98 g >> (που θέλουμε)

$$= 100 \text{ g} \times \frac{0,98 \text{ g}}{90 \text{ g}} = 1,088 \text{ g πικνού διαλύματος } H_2SO_4$$

Από τον τύπο του ειδικού βάρους γνωρίζουμε ότι:

$$E.B. = \frac{B}{V} \Rightarrow V \times E.B. = B \Rightarrow V = \frac{B}{E.B.} \Rightarrow V = \frac{1,088 \text{ g}}{1,84 \text{ g/mL}} = 0,591 \text{ mL}$$

Άρα, βρίσκουμε ότι 1,088 g H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> αντιστοιχούν σε 0,591 mL πυκνού διαλύματος H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

Θα παρασκευάσουμε, λοιπόν, το ζητούμενο διάλυμα ακολουθώντας τις οδηγίες παρασκευής διαλυμάτων ισχυρών βάσεων και οξέων, χρησιμοποιώντας 0,591 mL πυκνού διαλύματος H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

### ► Β' τρόπος

Υπολογίζουμε τον όγκο του πυκνού διαλύματος που απαιτείται για την παρασκευή του νέου διαλύματος με τον τύπο:

$$V = \frac{100 \times M.B. \times N}{E.B. \times \text{σθένος} \times \Pi}, \quad \text{όπου:}$$

**V** = ο όγκος του πυκνού διαλύματος που χρειάζεται για παρασκευή 1000 mL του διαλύματος,

**M.B.** = το μοριακό βάρος της ουσίας

**N** = η κανονικότητα του ζητούμενου διαλύματος

**E.B.** = το ειδικό βάρος του πυκνού διαλύματος

**ΣΘΕΝΟΣ** = ο αριθμός των κατιόντων ή ανιόντων της ένωσης

**Π** = περιεκτικότητα (%W/W) του πυκνού διαλύματος

#### Παράδειγμα:

Να παρασκευάσετε 500 mL διαλύματος HCl κανονικότητας 1 N από πυκνό HCl 37% W/W και E.B. 1,19. (MB HCl = 36 και σθένος 1 ).

Εφαρμόζουμε τον τύπο:  $V = \frac{100 \times 36 \times 1}{1,19 \times 1 \times 37} = 81,7 \text{ mL πυκνού HCl}$

Για 1000 mL διαλύματος χρειαζόμαστε 81,7 mL πυκνού HCl

» 500 » » X »

---


$$x = 81,7 \text{ mL} \times \frac{500 \text{ mL}}{1000 \text{ mL}} = 40,8 \text{ mL, πυκνού διαλύματος HCl}$$

Θα πάρουμε, λοιπόν, 40,8 mL από το πυκνό διάλυμα και θα παρασκευάσουμε τα 500 mL του ζητούμενου διαλύματος, κατά τα γνωστά.

## ► 2.11 ΑΡΑΙΩΣΕΙΣ ΠΥΚΝΩΝ ΔΙΑΛΥΜΑΤΩΝ

Για την παρασκευή αραιότερων διαλυμάτων από πυκνότερα χρησιμοποιείται ο τύπος:

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

Όπου:  $C_1$  = η συγκέντρωση της ουσίας στο αρχικό (πυκνότερο) διάλυμα.

$V_1$  = ο όγκος του αρχικού διαλύματος.

$C_2$  = η συγκέντρωση της ουσίας στο ζητούμενο διάλυμα.

$V_2$  = ο όγκος του ζητούμενου διαλύματος.

Αν το αρχικό με το τελικό διάλυμα έχουν διαφορετικό Ειδικό Βάρος, τότε ο τύπος αυτός γίνεται:

$$C_1 \times V_1 \times EB_1 = C_2 \times V_2 \times EB_2$$

Εφ' όσον αυτό που ζητάμε είναι το  $V_1$ , δηλαδή τα mL του πυκνού διαλύματος που θα χρειαστούμε για να παρασκευάσουμε το αραιότερο διάλυμα, λύνουμε την εξίσωση  $V_1$ .

### Παράδειγμα 1ο:

**Να παρασκευάσετε 100 mL διαλύματος NaCl 0,5 % από πυκνό διάλυμα 1 %.**

Εφαρμόζοντας τον παραπάνω τύπο, έχουμε:

$$V_1 = 0,5 \times \frac{100 \text{ mL}}{1} = 50 \text{ mL}$$

Άρα, 50 mL του πυκνού διαλύματος NaCl, θα αραιωθούν με απεσταγμένο νερό, μέχρι τελικού όγκου διαλύματος, 100 mL.

### Παράδειγμα 2ο:

**Να παρασκευάσετε 100 mL διαλύματος γλυκόζης 7% από διάλυμα 8%.**

Ομοίως, έχουμε:

$$V_1 = 7 \times \frac{100 \text{ mL}}{1} = 87,5 \text{ mL}$$

Άρα, 87,5 mL του πυκνού διαλύματος γλυκόζης θα αραιωθούν με απεσταγμένο νερό, μέχρι τελικού όγκου διαλύματος 100 mL.

**Παράδειγμα 3ο:**

**Να παρασκευάσετε 500 mL διαλύματος, HCl N=0,1 από διάλυμα, HCl N=1.**

Εφαρμόζοντας τον τύπο, έχουμε:

$$V_1 = 0,1 \times \frac{500 \text{ mL}}{1} = 50 \text{ mL}$$

Άρα, 50 mL του πικνού διαλύματος HCl N=1, θα αραιωθούν με απεσταγμένο νερό, μέχρι τελικού όγκου διαλύματος, 500 mL.

### 2.11.1. Διαλύματα ενδιάμεσης περιεκτικότητας

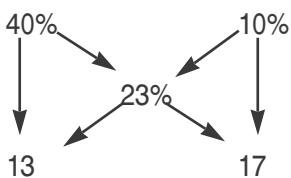
Πολλές φορές θέλουμε να παρασκευάσουμε από πικνό διάλυμα, ένα αραιότερο με τη διαφορά, ότι αντί για A.D. χρησιμοποιούμε διάλυμα της ίδιας ουσίας, πιο αραιό από το ζητούμενο. Άρα, το ζητούμενο διάλυμα είναι ενδιάμεσης περιεκτικότητας, σε σχέση με τα διαλύματα που έχουμε.

#### ► Α' τρόπος

Για την παρασκευή αυτών των διαλυμάτων, χρησιμοποιούμε τον εξής πρακτικό τρόπο, που αναφέρεται ως «σχήμα» του Bretey.

**Παράδειγμα:**

**Να παρασκευάσετε διάλυμα περιεκτικότητας 23% από δύο διαλύματα 40% και 10%.**



Σχηματίζουμε ένα X όπου, στα πάνω άκρα του γράφονται οι περιεκτικότητες των διαλυμάτων που θα αναμίξουμε και στο κέντρο η περιεκτικότητα του ζητούμενου διαλύματος.

Στα κάτω άκρα του X σημειώνονται οι αριθμοί που δηλώνουν την διαφορά των αρχικών περιεκτικοτήτων, από την περιεκτικότητα του ζητούμενου διαλύματος. Οι αριθμοί αυτοί, εκφράζουν τα mL, κάθε διαλύματος που πρέπει να αναμίξουμε. Στο παράδειγμά μας απαιτούνται 13 mL διαλύματος 40% και 17 mL διαλύματος 10%. Άρα, ο τελικός όγκος του διαλύματος είναι 30 mL. Αν, για παράδειγμα, μας ζητηθεί όγκος 90 mL, θα πολλαπλασιάσουμε τους όγκους επί τρία, (3 x13 και 3 x17).

### ► Β' τρόπος

Χρησιμοποιούμε τον γνωστό τύπο:  $C_1 \times V_1 + C_2 \times V_2 = C_3 \times V_3$  ή αν διαφέρουν και τα Ειδικά Βάρη των διαλυμάτων:

$$C_1 \times V_1 \times EB_1 + C_2 \times V_2 \times EB_2 = C_3 \times V_3 \times EB_3.$$

#### Παράδειγμα:

Πόσοι όγκοι διαλυμάτων  $H_2SO_4$  περιεκτικότητας 8% (E.B. = 1,05) και 70% (E.B. = 1,61) πρέπει να αναμιχθούν, για να πάρουμε 2 L διαλύματος  $H_2SO_4$  περιεκτικότητας 15% (E.B. = 1,10).

Σύμφωνα με τον τύπο έχουμε:

$$\begin{aligned} C_1 \times V_1 \times EB_1 + C_2 \times V_2 \times EB_2 &= C_3 \times V_3 \times EB_3 => \\ 0,08 \times V_1 \times 1,05 + 0,7 \times V_2 \times 1,61 &= 0,154 \times 2000 \times 1,1 => \\ V_1 \times 0,084 + V_2 \times 0,113 &= 330 \end{aligned}$$

Αν λύσουμε το σύστημα, θα έχουμε:  $V_1 = 1856 \text{ mL}$  και  $V_2 = 154 \text{ mL}$ .

### 2.11.2. Διαλύματα αλκοόλης

#### ► Α' τρόπος (Τεχνική κατά Lowi)

Για να αραιώσουμε πυκνό διάλυμα αλκοόλης, προσθέτουμε σε ογκομετρικό κύλινδρο ποσότητά της (σε mL), ίση με τον αριθμό που εκφράζει την περιεκτικότητα του τελικού διαλύματος.

Στη συνέχεια προσθέτουμε απεσταγμένο νερό, μέχρι ο τελικός όγκος (σε mL) να είναι ίσος αριθμητικά, με τον βαθμό της αλκοόλης που χρησιμοποιήσαμε.

#### Παράδειγμα:

Να παρασκευάσετε διάλυμα αλκοόλης  $60^\circ$ , από διάλυμα αλκοόλης,  $95^\circ$ .

Σε ογκομετρικό κύλινδρο των 100 mL, τοποθετούμε 60 mL αλκοόλης  $95^\circ$  και συμπληρώνουμε απεσταγμένο νερό, μέχρι την ένδειξη των 95 mL.

#### ► Β' τρόπος

Χρησιμοποιούμε τον γνωστό τύπο:  $C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$

#### Παράδειγμα:

Να παρασκευάσετε 1 L αλκοόλης  $75^\circ$ , από αλκοόλη  $95^\circ$ .

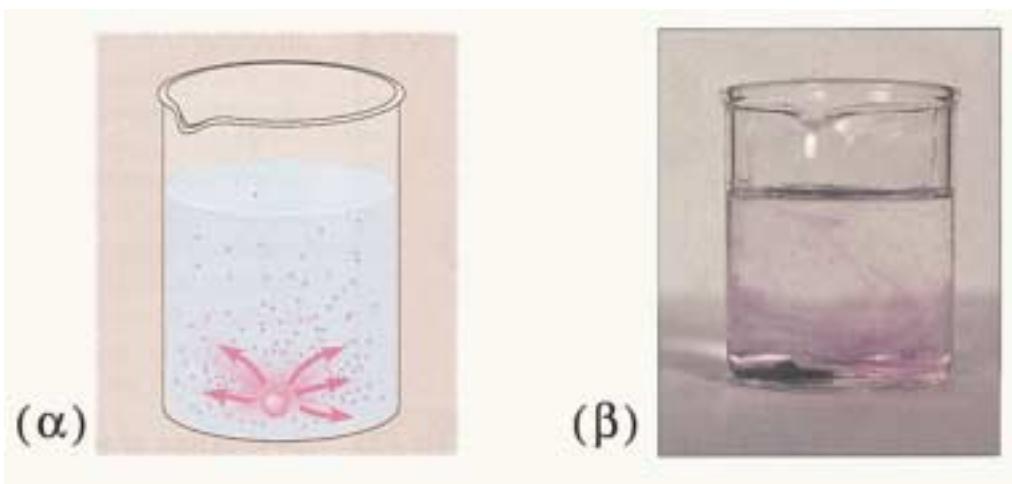
Υπολογίζοντας, κατά τα γνωστά, βρίσκουμε:  $V_1 = 789 \text{ mL}$

Άρα, σε ογκομετρική φιάλη των 1000 mL, θα βάλουμε 789 mL αλκοόλης  $95^\circ$  και θα συμπληρώσουμε απεσταγμένο νερό, μέχρι την ένδειξη των 1000 mL.

### ► 2.12 ΩΣΜΩΣΗ ΚΑΙ ΩΣΜΩΤΙΚΗ ΠΙΕΣΗ

Όταν ρίχνουμε μία στερεή ουσία σε κάποιο διαλύτη, π.χ. νερό, τότε τα μόρια της διαχέονται ανάμεσα στα μόρια του διαλύτη (νερό) και τα μόρια του διαλύτη διαχέονται ανάμεσα στα μόρια της στερεής (διαλυτέας) ουσίας, έως ότου δημιουργηθεί (ομογενές) διάλυμα.

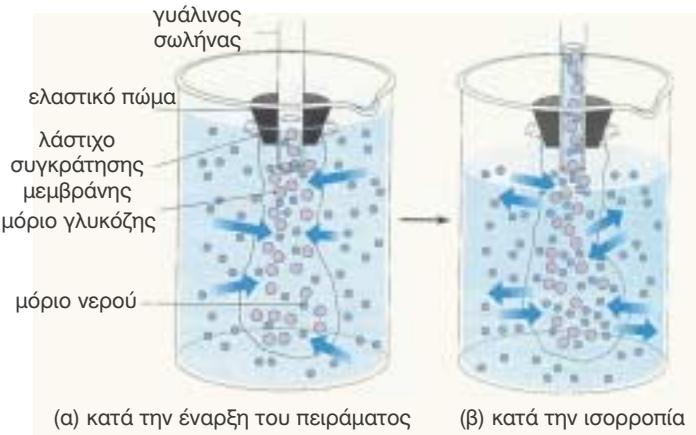
Το φαινόμενο αυτό μπορούμε να το δούμε εύκολα, αν η διαλυτέα ουσία έχει κάποιο χρώμα, όπως συμβαίνει στην περίπτωση διαφόρων χρωστικών.



**Εικόνα 2.4:** Παρατήρηση του φαινομένου της διάχυσης μορίων ουσίας στο νερό.

Αν, όμως η ουσία που διαλύεται είναι άχρωμη, όπως συμβαίνει στην περίπτωση του αλατιού ή της ζάχαρης, τότε η διάχυση δεν είναι ορατή, παρ' ότι συμβαίνει. Μπορούμε όμως να παρατηρήσουμε το φαινόμενο αυτό, έμμεσα με το ακόλουθο πείραμα.

Σε ένα δοχείο με νερό (π.χ. ποτήρι ζέσεως), βάζουμε έναν σάκο που περιέχει υδατικό διάλυμα γλυκόζης και στο πάνω μέρος του είναι προσαρμοσμένος ένας γυαλίνος σωλήνας. Τα τοιχώματα του σάκου αποτελούνται από ημιπερατή μεμβράνη, δηλαδή μια μεμβράνη που έχει πόρους συγκεκριμένης διαμέτρου. Από τους πόρους αυτούς περνούν ελεύθερα τα μόρια του διαλύτη, (στο παράδειγμά μας, το νερό) ενώ, δεν μπορούν να περάσουν τα μόρια της διαλυμένης ουσίας (γλυκόζη). Όπως χαρακτηριστικά φαίνεται στην εικόνα που ακολουθεί, παρατηρείται μετακίνηση των μορίων του νερού προς το εσωτερικό του σάκου, ο οποίος περιέχει το διάλυμα γλυκόζης.



**Εικόνα 2.5:** Παρατήρηση του φαινομένου της ώσμωσης.

Το φαινόμενο της μεταφοράς μορίων διαλύτη από ένα αραιότερο διάλυμα, σ' ένα πυκνότερο, μέσω ημιπερατής μεμβράνης, λέγεται **ώσμωση**.

Η μεταφορά των μορίων του διαλύτη θα σταματήσει, όταν η πυκνότητα των διαλυμάτων, μέσα κι έξω απ' τη μεμβράνη, γίνει ίδια. Στο παράδειγμά μας, δεν είναι δυνατόν να συμβεί αυτό, γιατί τα μόρια της γλυκόζης, δεν μπορούν να περάσουν τα τοιχώματα του σάκου. Έτσι, έχουμε είσοδο μορίων του νερού, αύξηση του όγκου του, και κατά συνέπεια την άνοδο του νερού στο εσωτερικό του σωλήνα<sup>πάνω</sup> είναι προσαρμοσμένος στο σάκο με το διάλυμα της γλυκόζης.  
σωλήνας

Η αύξηση, αυτή του όγκου του νερού, έχει σαν αποτέλεσμα την άσκηση πίεσης στη μεμβράνη και τη δημιουργία ισορροπίας. Δηλαδή, ο αριθμός των μορίων του νερού που εισέρχονται στο σάκο, ισούται με τον αριθμό των μορίων του νερού που εξέρχονται απ' αυτόν. Έτσι, θεωρούμε ότι το φαινόμενο της ώσμωσης, ολοκληρώθηκε.

**Ωσμωτική πίεση** ονομάζεται η πίεση που πρέπει να ασκηθεί στο διάλυμα, ώστε να σταματήσει το φαινόμενο της ώσμωσης.

Αν, αντί για νερό έχω από το σάκο είχαμε κάποιο αραιότερο διάλυμα γλυκόζης, θα παρατηρούσαμε μεταφορά μορίων νερού, προς το πυκνότερο διάλυμα, μέχρις ότου η συγκέντρωση της γλυκόζης γίνει ίδια και στα δύο διαλύματα.

Επομένως, δύο διαλύματα με την ίδια συγκέντρωση σε διαλυμένη ουσία, στις ίδιες συνθήκες (θερμοκρασία), έχουν την ίδια ωσμωτική πίεση. Τα διαλύματα αυτά ονομάζονται **Ισότονα**.

Αντιθέτως, σε δύο διαλύματα με διαφορετικές συγκεντρώσεις, το διάλυμα με τη μικρότερη ωσμωτική πίεση (αραιότερο), καλείται **υπότονο**, ενώ το διάλυμα με τη μεγαλύτερη ωσμωτική πίεση (πυκνότερο), καλείται **υπέρτονο**.

Στην Ιατρική χρησιμοποιείται η ορολογία αυτή, σε σύγκριση με την ωσμωτική πίεση του φυσιολογικού ορού. Έτσι, ισότονα λέγονται τα διαλύματα που έχουν την ίδια ωσμωτική πίεση με το φυσιολογικό ορό, υπότονα, αυτά που έχουν μικρότερη, και υπέρτονα, αυτά που έχουν μεγαλύτερη.

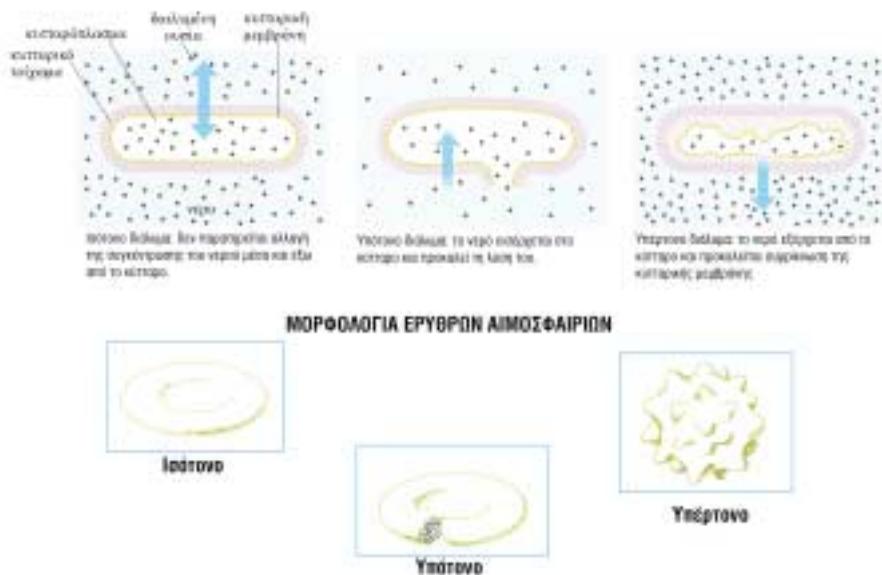
Η ώσμωση παίζει πολύ σημαντικό ρόλο στη λειτουργία των κυττάρων καθώς και στη διατήρηση του σχήματός τους. Όμως, αυτό συμβαίνει όταν τα κύτταρα βρεθούν σε ισότονο με το περιεχόμενό τους διάλυμα. Σε αντίθετη περίπτωση, παρατηρείται μεταφορά νερού, είτε μέσα στα κύτταρα, είτε έξω απ' αυτά, με αποτέλεσμα τη διόγκωση ή τη συρρίκνωσή τους. Χαρακτηριστική είναι η συμπεριφορά των ερυθρών αιμοσφαιρίων.

**Αιμόλυση** των ερυθρών αιμοσφαιρίων παρουσιάζεται όταν αυτά βρεθούν σε υπότονο διάλυμα, δηλαδή, σε αραιότερο διάλυμα από το περιεχόμενό τους. Τότε εξ' αιτίας της ώσμωσης το νερό εισέρχεται σ' αυτά, με αποτέλεσμα να διογκωθούν και τελικά να σπάσουν.

Αντίθετα, αν τα ερυθρά αιμοσφαιρία βρεθούν σε υπέρτονο διάλυμα, δηλαδή, σε διάλυμα πικνότερο του περιεχομένου τους, τότε, εξ' αιτίας της ώσμωσης, το νερό απομακρύνεται από το εσωτερικό τους, με αποτέλεσμα αυτά να συρρικνωθούν.

Το φαινόμενο αυτό λέγεται **πλασμόλυση**, και απεικονίζεται χαρακτηριστικά, στην εικόνα (2.6).

Για την αποφυγή των παραπάνω φαινομένων, όλα τα ενέσιμα διαλύματα, πρέπει να είναι ισότονα με το πλάσμα του αίματος, όπως ο φυσιολογικός ορός, που είναι διάλυμα  $\text{NaCl}$  0,9 % W/W.



Εικόνα 2.6: Συμπεριφορά των ερυθρών αιμοσφαιρίων σε ισότονο, υπότονο και υπέρτονο διάλυμα.

### ► 2.13 ΡΥΘΜΙΣΤΙΚΑ ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

**Ρυθμιστικά διαλύματα** ή *buffers* είναι τα διαλύματα που διατηρούν το pH τους σταθερό, έστω και αν κατά τη διάρκεια των χημικών αντιδράσεων που γίνοται μέσα σ' αυτά, παράγονται όξινα ή αλκαλικά ιόντα που τείνουν να το αλλάξουν.

Συνήθως, είναι διαλύματα ασθενών οξέων ή βάσεων με κάποιο άλας τους (συζυγές). Τυπικό παράδειγμα αποτελούν το διάλυμα οξεικού οξέος - οξεικού νατρίου ( $\text{CH}_3\text{COOH}$  και  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ), και το διάλυμα αμμωνίας - χλωριούχου αμμωνίου ( $\text{NH}_3$  και  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ). Μερικές φορές χρησιμοποιούνται και συστήματα δύο ομοειδών αλάτων (π.χ. μονόξινο και δισόξινο φωσφορικό νάτριο).

Το pH ενός ρυθμιστικού διαλύματος διατηρείται πρακτικά σταθερό, αφού όταν προστίθεται μικρή ποσότητα οξέος, αυτή εξουδετερώνεται από τη συζυγή βάση του ρυθμιστικού διαλύματος, ενώ όταν προστίθεται μικρή ποσότητα ιόντων υδροξυλίου, (βάσης), αυτά εξουδετερώνονται από το συζυγές οξύ του ρυθμιστικού διαλύματος.

Όταν η συγκέντρωση των ουσιών στο διάλυμα είναι ίδια, το διάλυμα έχει ένα ορισμένο pH. Για παράδειγμα, ρυθμιστικό διάλυμα οξεικού οξέος και οξεικού νατρίου, που παρασκευάστηκε με 0,1 mol της κάθε ουσίας στο λίτρο (0,1 M), έχει pH 4,64. Αν αλλάξουμε τη συγκέντρωση του οξέος ή του άλατος στο διάλυμα αυτό, είναι φανερό ότι θα αλλάξει και το pH του.

Με τον τρόπο αυτό, παρασκευάζονται ρυθμιστικά διαλύματα με διαφορετικό pH, που καλύπτουν μεγάλο φάσμα τιμών, από πολύ όξινο μέχρι πολύ αλκαλικό, όπως φαίνεται στον αντίστοιχο πίνακα.

Η ρυθμιστική ικανότητα των διαλυμάτων αυτών, δεν είναι απεριόριστη ούτε αμετάβλητη. Επηρεάζεται από τη συγκέντρωση των διαλυμένων ουσιών, από το βαθμό ιονισμού του οξέος και από τη θερμοκρασία του διαλύματος.

Για παράδειγμα, ρυθμιστικά διαλύματα που έχουν μεγάλη πυκνότητα, είναι δυνατόν να παρέμβουν στις χημικές αντιδράσεις (π.χ. στον προσδιορισμό ενζύμων). Επίσης η θερμοκρασία του ρυθμιστικού διαλύματος, επηρεάζει το pH του. Έτσι το ίδιο ρυθμιστικό διάλυμα έχει άλλο pH στους 37°C και άλλο στους 25°C. Γι' αυτό είναι απαραίτητο κατά την εκτέλεση των βιοχημικών προσδιορισμών να τηρείται αυστηρά η προβλεπόμενη θερμοκρασία τη μέθοδο που χρησιμοποιούμε, θερμοκρασία, συνήθως 37°C.

#### ● Έτοιμα ρυθμιστικά διαλύματα

Σήμερα, προμηθευόμαστε έτοιμα ρυθμιστικά διαλύματα από το εμπόριο τα οποία βρίσκονται, συνήθως, μέσα στη συσκευασία των έτοιμων αντιδραστηρίων που αφο-

ρούν τις βιοχημικές εξετάσεις. Επίσης, μπορούμε να παρασκευάσουμε ρυθμιστικά διαλύματα στο εργαστήριο, από έτοιμα μίγματα των ουσιών που πωλούνται σε δισκία ή σε σκόνη, και διαλύονται σε ποσότητα απεσταγμένο νερού, σύμφωνα με τις οδηγίες της συσκευασίας.

Συστατικά	Περιοχή ρύθμισης pH
Γλυκίνη - υδροχλωρικό άλας της	1,0 - 3,7
Φθαλικό οξύ - όξινο φθαλικό κάλιο	2,2 - 3,8
Οξεικό οξύ - οξεικό νάτριο	3,7 - 5,6
Μονόξινο κιτρικό νάτριο - ουδέτερο κιτρικό νάτριο	5,0 - 6,3
Δισόξινο φωσφορικό νάτριο - μονόξινο φωσφορικό νάτριο	5,8 - 8,0
Βορικό οξύ – βόρακας	6,8 - 9,2
Βόρακας - υδροξείδιο του νατρίου	9,2 - 11,0
Μονόξινο φωσφορικό νάτριο - ουδέτερο φωσφορικό νάτριο	11,0 - 12,3

**Πίνακας 2.2:** Συνηθισμένα ρυθμιστικά διαλύματα.

### ● Ρόλος των ρυθμιστικών διαλυμάτων στον ανθρώπινο οργανισμό

Το αίμα του ανθρώπου περιέχει ρυθμιστικά διαλύματα που επιτρέπουν τη μικρή διακύμανση του pH του, μεταξύ των τιμών 7,35 και 7,45. Αν η τιμή του pH μειωθεί στο 7,2 ή υπερβεί το 7,6 τότε εμφανίζονται παρενέργειες.

**ΑΝΑΚΕΦΑΛΑΙΩΣΗ**

- Δεν ξεχνάμε το σημαντικό ρόλο που παίζει το pH και η ώσμωση στην ομαλή λειτουργία του οργανισμού.
- Η γνώση των ορισμών της συγκέντρωσης της διαλυτέας ουσίας στα διαλύματα, είναι απαραίτητη για την κατανόηση του τρόπου παρασκευής τους. Επισημαίνουμε ότι:
  - Η διάλυση της στερεής ουσίας πρέπει να γίνεται σε ευρύστομο δοχείο, χωρίς απώλειες.
  - Η συμπλήρωση του τελικού όγκου, με απεσταγμένο νερό, γίνεται με υδροβολέα στην αντίστοιχη ογκομετρική φιάλη.
  - Για διαλύματα ισχυρών οξέων και βάσεων, βάζουμε πρώτα το νερό και μετά το οξύ ή τη βάση, σε φιάλη που περιβρέχεται με κρύο νερό.
  - Οι υπολογισμοί γίνονται απλά, με τη μέθοδο των τριών, ξεκινώντας από το διάλυμα που μας ζητείται.

## ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Τι καλούμε διαλυτικό μέσο ή διαλύτη, τι διαλυτέα ουσία και τι διαλυτότητα μιας ουσίας;
2. Ποιο διάλυμα ονομάζεται ακόρεστο, ποιο κορεσμένο και ποιο υπέρκορο;
3. Τι είναι πυκνότητα διαλύματος;
4. Τι εκφράζει ο όρος περιεκτικότητα διαλύματος; Ποιες εκφράσεις του όρου χρησιμοποιούνται συνήθως;
5. Τι εκφράζει ο όρος μοριακότητα διαλύματος (M);
6. Τι εκφράζει ο όρος γραμμομοριακότητα διαλύματος (m);
7. Τι εκφράζει ο όρος κανονικότητα διαλύματος (N);
8. Τι είναι συγκέντρωση ιόντος ενός διαλύματος;
9. Κατά τι διαφέρουν τα μοριακά διαλύματα (ή διαλύματα μη ηλεκτρολυτών) από τα διαλύματα ηλεκτρολυτών (ή ιοντικά διαλύματα);
10. Πώς επιτυγχάνεται ο απιονισμός του νερού;
11. Από τι εξαρτάται η ποιότητα του απιονισμένου νερού;
12. Πώς παρασκευάζεται το απεσταγμένο νερό;
13. Τι είναι το pH και τι εκφράζει;
14. Τι είναι δείκτες;
15. Να παρασκευάσετε 500 mL διαλύματος NaCl 5% W/V.
16. Να παρασκευάσετε 1 L διαλύματος οξεικού οξέος 4% W/V.
17. Να παρασκευάσετε 200 mL διαλύματος HCl 3% W/V από πυκνό διάλυμα HCl 37% W/W με ειδικό βάρος 1,20.
18. Να παρασκευάσετε 200 mL διαλύματος NaOH 1 M.
19. Να παρασκευάσετε 500 mL διαλύματος οξεικού οξέος 1 M, από πυκνό διάλυμα οξεικού οξέος 100% W/W και ειδικό βάρος 1,05.
20. Να παρασκευάσετε 250 mL διαλύματος NaCl 3% από πυκνό διάλυμα 5%.
21. Να παρασκευάσετε 200 mL διαλύματος NaOH 0,2 N από πυκνό διάλυμα 2 N.
22. Να παρασκευάσετε διάλυμα 10% από δύο διαλύματα 5% και 20%.
23. Να παρασκευάσετε διάλυμα αλκοόλης 70° από διάλυμα αλκοόλης 95°.
24. Τι είναι ώσμωση;
25. Πότε ένα διάλυμα λέγεται υπότονο, πότε υπέρτονο και πότε ισότονο ως προς κάποιο άλλο διάλυμα;
26. Πότε παρατηρείται αιμόλυση των ερυθρών αιμοσφαιρίων και πότε συρρίκνωση; Γιατί συμβαίνουν τα φαινόμενα αυτά;
27. Τι είναι τα ρυθμιστικά διαλύματα;
28. Γιατί είναι σημαντική η ύπαρξη ρυθμιστικών διαλυμάτων στον ανθρώπινο οργανισμό;