

Σε αυτό το εισαγωγικό κεφάλαιο του μέρους I εξετάζουμε στοιχεία που είναι απαραίτητα για την ανεμπόδιστη ανάγνωση του υπολοίπου βιβλίου. Συγκεκριμένα, το κεφάλαιο περιέχει στοιχειώδεις έννοιες χημείας, μια παρουσίαση των κατηγοριών βιολογικών ουσιών και μια σύντομη περιγραφή του κυττάρου και των συστατικών του.

## 1.1 Χημικά Στοιχεία

Η ύλη που μας περιβάλλει, αλλά και η ύλη από την οποία είμαστε κατασκευασμένοι, αποτελείται από *χημικά στοιχεία*, όπως το υδρογόνο, το οξυγόνο και ο άνθρακας. Η μικρότερη μονάδα κάθε στοιχείου που διατηρεί τις ιδιότητές του ονομάζεται *άτομο*. Κάθε άτομο αποτελείται από τον *πυρήνα* και τα *ηλεκτρόνια* που τον περιβάλλουν. Ο πυρήνας περιέχει *πρωτόνια*, που έχουν θετικό ηλεκτρικό φορτίο, και *νετρόνια*, που είναι ουδέτερα. Τα ηλεκτρόνια έχουν αρνητικό φορτίο, ίσο σε απόλυτη τιμή με το φορτίο των πρωτονίων. Γι' αυτό ένα άτομο στο οποίο ο αριθμός των ηλεκτρονίων ισούται με τον αριθμό των πρωτονίων είναι ηλεκτρικώς ουδέτερο.

Τα ηλεκτρόνια κινούνται γύρω από τον πυρήνα όχι σε καθορισμένες τροχιές, αλλά ενταγμένα σε *ατομικά τροχιακά*. Κάθε ατομικό τροχιακό περιγράφεται από μια σύνθετη μαθηματική εξίσωση, από την οποία οι χημικοί μπορούν να υπολογίσουν την πιθανότητα να βρουν ένα ηλεκτρόνιο σε μια συγκεκριμένη θέση σε σχέση με τον πυρήνα. Σχηματικά, η θέση των ηλεκτρονίων αποδίδεται με *ηλεκτρονικά νέφη*, τα οποία είναι πυκνότερα εκεί όπου υπάρχει μεγαλύτερη πιθανότητα να βρεθούν ηλεκτρόνια απ' ό,τι εκεί όπου υπάρχει μικρή πιθανότητα να βρεθούν ηλεκτρόνια.

Στη φύση υπάρχουν 92 στοιχεία. Στους ζωντανούς οργανισμούς όμως συναντάμε μόλις περίπου 29. Έξι απ' αυτά κατέχουν τη συντριπτική πλειονότητα της μάζας των βιολογικών ουσιών. Τα στοιχεία αυτά είναι το υδρογόνο (που συμβολίζεται H), ο άνθρακας (C), το άζωτο (N), το οξυγόνο (O), ο φωσφόρος (P) και το θείο (S). Ο πίνακας 1.1 παρουσιάζει ορισμένα χαρακτηριστικά αυτών των στοιχείων.

Πίνακας 1.1 Τα αφθονότερα στοιχεία στους ζωντανούς οργανισμούς

Όνομα	Σύμβολο	Ατομικός αριθμός	Ατομική μάζα (Da) <sup>a</sup>	Δεσμοί με άλλα άτομα
Υδρογόνο	H	1	1	1
Άνθρακας	C	6	12	4
Άζωτο	N	7	14	3
Οξυγόνο	O	8	16	2
Φωσφόρος	P	15	31	5
Θείο	S	16	32	2

<sup>a</sup>Στρογγυλεμένη στον πλησιέστερο ακέραιο αριθμό κι εκφρασμένη σε dalton

## Ατομικός Αριθμός

Ο ατομικός αριθμός ενός στοιχείου είναι ο αριθμός των πρωτονίων στον πυρήνα του. Για τα στοιχεία στον πίνακα 1.1 κυμαίνεται από 1 μέχρι 16. Σε αντίθεση με τον αριθμό των νετρονίων στον πυρήνα, ο ατομικός αριθμός είναι χαρακτηριστικός και μοναδικός για κάθε στοιχείο. Αυτό σημαίνει ότι δύο άτομα του ίδιου στοιχείου πρέπει να έχουν τον ίδιο αριθμό πρωτονίων, αλλά ο αριθμός των νετρονίων τους μπορεί να διαφέρει. Αν συμβαίνει αυτό, τα άτομα ονομάζονται *ισότοπα*. Για παράδειγμα, ενώ η συντριπτική πλειονότητα των ατόμων άνθρακα στη φύση έχει έξι πρωτόνια και έξι νετρόνια (τα άτομα αυτά συμβολίζονται  $^{12}\text{C}$ ), ένα μικρό ποσοστό (1,1%) έχει επτά νετρόνια (τα άτομα αυτά επομένως συμβολίζονται  $^{13}\text{C}$ ).

## Ατομική Μάζα

Ατομική μάζα (γνωστή και ως *ατομικό βάρος*) ενός στοιχείου είναι η μάζα ενός ατόμου του. Η μονάδα της ατομικής μάζας είναι το *dalton*. Συμβολίζεται Da και ορίζεται ως το ένα δωδέκατο της μάζας ενός ατόμου  $^{12}\text{C}$ . Ένα dalton είναι μια ασύλληπτα μικρή μάζα, μόλις  $1,66 \cdot 10^{-24}$  g.

Στρογγυλεμένη στον πλησιέστερο ακέραιο, η ατομική μάζα συμπίπτει με το άθροισμα των πρωτονίων και των νετρονίων στον πυρήνα του επικρατέστερου ισότοπου κάθε στοιχείου, για τα σχετικά ελαφρότερα στοιχεία. Έτσι, η ατομική μάζα του υδρογόνου είναι περίπου 1 Da και το επικρατέστερο ισότοπό του έχει μόνο ένα πρωτόνιο στον πυρήνα του, ενώ η ατομική μάζα του φωσφόρου είναι σχεδόν 31 Da και το αφθονότερο ισότοπό του έχει 15 πρωτόνια και 16 νετρόνια.

Έχοντας περιγράψει τη μάζα τους, αξίζει να συμπληρώσουμε την εικόνα των ατόμων με αναφορά στο μέγεθός τους. Το μέγεθος είναι επίσης απειροελάχιστο. Ως μονάδα μέτρησης χρησιμοποιούμε το *άνγκστρομ* (Å), που ισούται με  $10^{-10}$  m. Η ατομική διάμετρος των έξι αφθονότερων στοιχείων στους ζωντανούς οργανισμούς κυμαίνεται από 0,7 μέχρι 2,2 Å.

Πριν προχωρήσουμε, κι επειδή έχουμε ήδη μελετήσει ορισμένες μονάδες, είναι χρήσιμο να θυμηθούμε ότι προκειμένου να εκφράσουμε πολλαπλάσια και υποπολλαπλάσια των μονάδων, συχνά προσθέτουμε προθέματα στα σύμβολά τους: μερικά προθέματα παρουσιάζονται στον πίνακα 1.2.

Πίνακας 1.2	Τα πιο συνηθισμένα προθέματα μονάδων		
	Σύμβολο	Όνομα	Ισοδύναμο με
	M	μεγα	$10^6$
	k	χιλιο ή κίλο	$10^3$
	d	δεκατο ή ντεσι	$10^{-1}$
	c	εκατοστο ή σεντι	$10^{-2}$
	m	χιλιοστο ή μιλι	$10^{-3}$
	μ	μίκρο	$10^{-6}$
	n	νανο	$10^{-9}$
	p	πικο	$10^{-12}$

## 1.2 Χημικοί Δεσμοί

Τα άτομα αναπτύσσουν χημικούς δεσμούς με άτομα του ίδιου στοιχείου ή διαφορετικών στοιχείων. Ένας χημικός δεσμός απαιτεί τουλάχιστον δύο ηλεκτρόνια, που τις περισσότερες φορές συνεισφέρονται αμοιβαία από τα άτομα που συμμετέχουν στο δεσμό. Σύμφωνα με τις σύγχρονες επιστημονικές απόψεις, η κίνηση αυτών των ηλεκτρονίων είναι περιορισμένη. Έτσι, ενώ πριν από την ανάπτυξη του δεσμού περιγράφεται από μεμονωμένα ατομικά τροχιακά, μετά το σχημα-

τισμό δεσμού υπακούει στις εξισώσεις νέων τροχιακών, που ονομάζονται *μοριακά τροχιακά*.

Ο δεσμός που σχηματίζεται όταν δύο άτομα μοιράζονται ηλεκτρόνια ονομάζεται *ομοιοπολικός*. Αν κάθε άτομο συνεισφέρει ένα ηλεκτρόνιο, σχηματίζεται ένας απλός δεσμός, που συμβολίζεται με μια λεπτή γραμμή ανάμεσα στα άτομα. Δύο άτομα μπορεί να συνδέονται με διπλό ή ακόμη και τριπλό δεσμό. Αυτοί δημιουργούνται από δύο ή τρία ζεύγη ηλεκτρονίων και συμβολίζονται με διπλή ή τριπλή γραμμή αντίστοιχα.

Ο αριθμός των δεσμών που μπορεί ένα άτομο να σχηματίσει υπαγορεύεται από την κατανομή των ηλεκτρονίων στα ατομικά τροχιακά του. Η γνώση του αριθμού αυτού είναι απαραίτητη για την ορθή σύνταξη των μοριακών τύπων, όπως θα δούμε αργότερα. Οι αριθμοί των ομοιοπολικών δεσμών που αναπτύσσονται μεταξύ των έξι αφθονότερων στοιχείων των ζωντανών οργανισμών φαίνονται στην τελευταία στήλη του πίνακα 1.1. Έτσι τα άτομα των στοιχείων που συνθέτουν βιολογικά μόρια μπορούν να συνδεθούν ομοιοπολικά με ένα, δύο, τρία ή τέσσερα άτομα. (Προσέξτε ότι παρόλο που ο πίνακας 1.1 δείχνει ότι ο P μπορεί να σχηματίσει πέντε δεσμούς, οι δύο απ' αυτούς κατευθύνονται προς ένα άτομο ως διπλός δεσμός. Έτσι ο P συνδέεται με τέσσερα άτομα. Δείτε την εικόνα 2.3 για παραδείγματα.)

### 1.3 Μόρια

Τα άτομα συνδέονται με ομοιοπολικούς δεσμούς για να σχηματίσουν μόρια. Για παράδειγμα, δύο άτομα υδρογόνου συνδεδεμένα με έναν απλό δεσμό σχηματίζουν ένα μόριο υδρογόνου. Αν τα μόρια μιας ουσίας αποτελούνται από άτομα που ανήκουν σε διαφορετικά στοιχεία, τότε η ουσία ονομάζεται *χημική ένωση*. Το νερό, που αποτελείται από δύο υδρογόνα συνδεδεμένα σε ένα οξυγόνο, είναι η πιο άφθονη χημική ένωση στα σώματά μας.

#### Μοριακός Τύπος

Το από τι αποτελείται μια χημική ένωση αποδίδεται από το μοριακό της τύπο, ο οποίος περιέχει τα σύμβολα των στοιχείων που υπάρχουν στην ένωση μαζί με τον αριθμό των ατόμων τους ως δείκτες, αν ξεπερνούν το 1. Έτσι, ο μοριακός τύπος του νερού είναι  $H_2O$ . Από το μοριακό τύπο μπορούμε να υπολογίσουμε τη *μοριακή μάζα*, δηλαδή, το άθροισμα των ατομικών μαζών των στοιχείων που απαρτίζουν το μόριο (φυσικά, πρώτα πρέπει να πολλαπλασιάσουμε την ατομική μάζα κάθε στοιχείου με τον αριθμό των ατόμων του στην ένωση). Όπως η ατομική μάζα, έτσι και η μοριακή μάζα μετρείται σε dalton. Αν, εναλλακτικά, την εκφράσουμε σε γραμμάρια, έχουμε ένα γραμμομόριο της ένωσης, που συμβολίζεται mol. Έτσι, η μοριακή μάζα του νερού είναι 18 Da ( $1 \cdot 2 + 16$ ) και 1 mol απ' αυτό είναι 18 g.

#### Συντακτικός Τύπος

Πέρα από το είδος και τον αριθμό των ατόμων στο μόριο μιας ένωσης, οι χημικοί ενδιαφέρονται για τον τρόπο που συνδέονται τα άτομα. Αυτή η πληροφορία παρέχεται από τους συντακτικούς τύπους, τους οποίους μπορούμε να κατασκευάζουμε γνωρίζοντας τον αριθμό των δεσμών που μπορεί να σχηματίσει κάθε άτομο. Σε αυτό το σημείο έρχεται στο προσκήνιο η τελευταία στήλη του πίνακα 1.1. Ο κανόνας είναι ότι κάθε άτομο πρέπει να περιβάλλεται από τόσους δεσμούς, όσους υπαγορεύει εκείνη η στήλη. Επαληθεύστε τον κανόνα εξετάζοντας την ένωση της

Δυο ενώσεις διαφέρουν στη διάταξη, αν η μια δεν μπορεί να μετατραπεί στην άλλη χωρίς το σπάσιμο και τον ανασχηματισμό κάποιων ομοιοπολικών δεσμών. Αν, αντίθετα, η μια μπορεί να μετατραπεί στην άλλη απλά με στρέψη μέρους της, λέμε ότι διαφέρουν στη διαμόρφωση.

εικόνας 1.1α, που είναι το αμινοξύ αλανίνη. (Τα αμινοξέα είναι αντικείμενο μελέτης στο κεφάλαιο 3.)

Οι συντακτικοί τύποι μπορεί να είναι λεπτομερείς (δείχνοντας όλους τους δεσμούς μεταξύ των ατόμων) ή συντομογραφικοί. Για παράδειγμα, μπορούμε να απλοποιήσουμε τον τύπο της αλανίνης γράφοντας COOH στη θέση της ομάδας των ατόμων στη δεξιά πλευρά του μορίου, γνωστή στην οργανική χημεία ως *καρβοξυλομάδα* (Εικόνα 1.1β). Ομοίως, μπορούμε να γράψουμε NH<sub>2</sub> στη θέση της ομάδας των ατόμων στην αριστερή πλευρά, γνωστή ως *αμινομάδα*, και CH<sub>3</sub> στη θέση της ομάδας των ατόμων στην κορυφή, γνωστή ως *μεθυλομάδα*. Δυο ενώσεις μπορεί να έχουν τον ίδιο μοριακό τύπο αλλά διαφορετικούς συντακτικούς τύπους λόγω διαφορετικών διατάξεων των ίδιων ατόμων. Τέτοιες ενώσεις ονομάζονται *ισομερείς*.

## 1.4 Ιόντα

Στη βιοχημεία, χάριν απλότητας, συχνά παίρνουμε το ελεύθερο να αναφέρουμε τα ιόντα ως μόρια. Για παράδειγμα, αναφερόμαστε στο μόριο του ATP ή στο μόριο μιας πρωτεΐνης, παρ' ό,τι, όπως θα δούμε, αυτά είναι κυρίως ιοντισμένα στα βιολογικά υγρά.

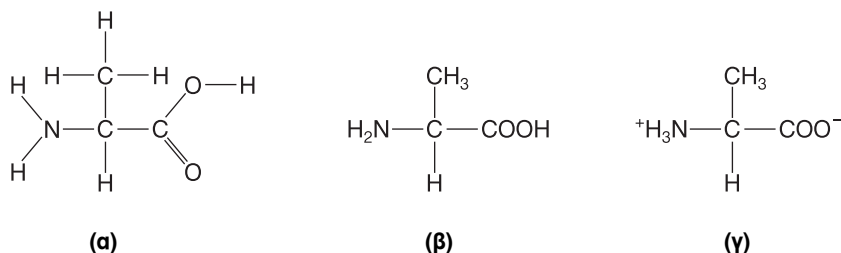
Τα μόρια είναι ηλεκτρικώς ουδέτερα, αφού συγκροτούνται από ουδέτερα άτομα. Ωστόσο οι περισσότερες ενώσεις στα βιολογικά υγρά είναι με τη μορφή ιόντων· φέρουν δηλαδή ηλεκτρικά φορτία. Αυτό γίνεται επειδή κάποια άτομα είναι σταθερότερα, αν έχουν περισσότερα ή λιγότερα ηλεκτρόνια από τον αριθμό που τους αναλογεί με βάση τα πρωτόνια τους.

Ένα μόριο σε βιολογικό υγρό μπορεί εύκολα να μετατραπεί σε ιόν μέσω ανταλλαγής ενός ή περισσότερων ιόντων υδρογόνου (H<sup>+</sup>) με το περιβάλλον του. Το H<sup>+</sup> δεν είναι τίποτε περισσότερο από ένα πρωτόνιο· γι' αυτό το λόγο, είναι εξαιρετικά ευκίνητο. Από πού προέρχεται το H<sup>+</sup>; Το ίδιο το νερό διίσταται σε μικρό βαθμό σε H<sup>+</sup> και ιόντα υδροξυλίου (OH<sup>-</sup>), παρέχοντας έτσι υλικό για το σχηματισμό ιόντων.

Με την εισαγωγή ενός φορτίου αλλάζει ο αριθμός των δεσμών που σχηματίζει ένα άτομο. Τα άτομα που φέρουν ένα αρνητικό φορτίο σχηματίζουν ένα δεσμό λιγότερο από τον αριθμό που αναφέρεται στον πίνακα 1.1, ενώ τα άτομα που φέρουν ένα θετικό φορτίο σχηματίζουν ένα δεσμό περισσότερο.

Λόγω της δομής τους, μερικές ομάδες, όπως η καρβοξυλομάδα, έχουν την τάση να αποδίδουν ένα πρωτόνιο, αποκτώντας έτσι ένα αρνητικό φορτίο (-COO<sup>-</sup>). Αντίθετα, άλλες ομάδες, όπως η αμινομάδα, έχουν την τάση να προσελκύουν ένα πρωτόνιο, αποκτώντας έτσι ένα θετικό φορτίο (NH<sub>3</sub><sup>+</sup>). Ένα παράδειγμα ιόντος (μάλιστα ιόντος που φέρει δύο φορτία) παρουσιάζεται στην εικόνα 1.1γ. Σημειώστε ότι ένα ιόν, όπως αυτό της αλανίνης, μπορεί να είναι συνολικά ουδέτερο, αν τα θετικά φορτία είναι ίσα με τα αρνητικά. Τα θετικά φορτισμένα ιόντα ονομάζονται *κατιόντα*: τα αρνητικά φορτισμένα ιόντα είναι τα *ανιόντα*· και τα ιόντα που φέρουν και τα δύο είδη φορτίων είναι τα *επαμφοτεριζόντα ιόντα*.

Τα περισσότερα ιόντα έχουν τα ηλεκτρόνια τους σε ζεύγη, αλλά μερικά ιόντα



**Εικόνα 1.1** Συντακτικοί τύποι. Οι χημικές ενώσεις προκύπτουν από τη σύνδεση ατόμων διαφορετικών στοιχείων με ομοιοπολικούς δεσμούς. Εδώ εικονίζονται συντακτικοί τύποι μιας σχετικά απλής βιολογικής ένωσης, της αλανίνης. Όλοι οι δεσμοί παρουσιάζονται στην (α), ενώ, χάριν συντομίας, μόνο οι δεσμοί γύρω από το κεντρικό άτομο άνθρακα φαίνονται στη (β). Αυτός ο τρόπος παρουσίασης (παραλείποντας τους πιο συνηθισμένους δεσμούς) είναι πιο συνηθισμένος. Σε υδατικά διαλύματα όπως τα βιολογικά υγρά, η αλανίνη ιοντίζεται (γ).

δεν τα έχουν. Αυτά ονομάζονται *ρίζες* (ή ελεύθερες ρίζες, ένας όρος περιττός) και συνήθως σημειώνουμε το αδέσμευτο ηλεκτρόνιό τους με μια τελεία επιπρόσθετα στο σύμβολο του φορτίου. Για παράδειγμα, η ρίζα υπεροξειδίου, που παράγεται από την προσθήκη ενός ηλεκτρονίου σε ένα μόριο οξυγόνου, συμβολίζεται  $O_2^-$ . Άλλες ρίζες, όπως η ρίζα υδροξυλίου ( $HO^\cdot$ , να μην συγχέεται με το ιόν υδροξυλίου), δεν φέρουν φορτίο και δεν είναι ιόντα. Όπως θα δούμε στην ενότητα 9.11, οι ρίζες παράγονται φυσικά στο σώμα και αυξάνονται κατά την άσκηση.

## 1.5 Η Πολικότητα Επηρεάζει την Αναμειξιμότητα

Παρότι τα θετικά και αρνητικά φορτία είναι ισάριθμα στα ουδέτερα μόρια οποιασδήποτε ένωσης, μπορεί να μην είναι συμμετρικά κατανεμημένα. Ο λόγος είναι ότι οι πυρήνες μερικών ατόμων (ιδιαίτερα του N και του O) έλκουν τα δεσμικά ηλεκτρόνια ισχυρότερα από ό,τι οι πυρήνες άλλων ατόμων. Έτσι, τα άτομα του πρώτου τύπου αποκτούν *μερικό αρνητικό φορτίο* (συμβολίζεται  $\delta^-$ ), ενώ τα άτομα του δεύτερου τύπου αποκτούν μερικό θετικό φορτίο ( $\delta^+$ ). Σε τέτοια μόρια μπορούμε να διακρίνουμε ένα θετικό και έναν αρνητικό ηλεκτρικό πόλο, και αποκαλούμε την ένωση **πολική** (Εικόνα 1.2). Αντίθετα, αν τα φορτία είναι ομοιόμορφα κατανεμημένα μέσα στα μόρια μιας ένωσης, την αποκαλούμε **μη πολική**.

Η *πολικότητα* μιας ουσίας (δηλαδή αν και σε ποιο βαθμό είναι πολική) επηρεάζει μια από τις σημαντικές φυσικές της ιδιότητες: την *αναμειξιμότητα* (δηλαδή την ικανότητα να αναμειγνύεται) με άλλες ουσίες. Να πώς:

- Οι πολικές ουσίες έχουν την τάση ν' αναμειγνύονται με πολικές ουσίες.
- Οι μη πολικές ουσίες έχουν την τάση ν' αναμειγνύονται με μη πολικές ουσίες.
- Μια πολική και μια μη πολική ουσία δεν αναμειγνύονται εύκολα.

Αυτές οι αλληλεπιδράσεις επαληθεύουν το ρητό “όμοιος ομοίω αεί πελάζει”.

Τα μόρια ενός στοιχείου (για παράδειγμα, το  $O_2$ ) είναι μη πολικά, αφού συγκροτούνται από ολόδια άτομα.

## 1.6 Διαλύματα

Όταν η ανάμειξη δύο ή περισσότερων ουσιών οδηγεί σε ένα ομογενές μείγμα, δηλαδή ένα μείγμα που έχει την ίδια σύσταση σε όλη τη μάζα του, το ονομάζουμε διάλυμα. Σ' ένα διάλυμα διακρίνουμε συνήθως το διαλύτη, δηλαδή την ουσία που βρίσκεται σε μεγαλύτερη αναλογία, από τη διαλυμένη ουσία (ή τις διαλυμένες ουσίες). Ορίζουμε τη **συγκέντρωση** μιας διαλυμένης ουσίας ως την ποσότητά της που περιέχεται σε ορισμένη ποσότητα διαλύματος ή διαλύτη. Μια συνηθισμένη μονάδα συγκέντρωσης είναι το γραμμομόριο ανά λίτρο διαλύματος ( $\text{mol/L}$  ή  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$  ή  $M$ ). Αυτό αναφέρεται ως γραμμομοριακή συγκέντρωση.

Ο όρος συγκέντρωση χρησιμοποιείται συχνά χαλαρά για μείγματα που δεν χαρακτηρίζονται διαλύματα (δεν είναι ομογενή), όπως πολλά βιολογικά υγρά. Οι συγκεντρώσεις των ουσιών που είναι διαλυμένες στα βιολογικά υγρά είναι σχετικά χαμηλές. Οι υψηλότερες είναι της τάξης του  $10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , ενώ οι χαμηλότερες φτάνουν μέχρι  $10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

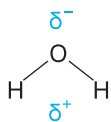
Ο διαλύτης των βιολογικών συστημάτων είναι το νερό. Είναι μια πολική ένωση (Εικόνα 1.3) και, ως τέτοια, αναμειγνύεται εύκολα με άλλες πολικές ενώσεις, οι οποίες για το λόγο αυτό αποκαλούνται υδρόφιλες. Η ζάχαρη είναι ένα παράδειγμα μιας **υδρόφιλης ένωσης**. Αντίθετα, οι μη πολικές ενώσεις δεν αναμειγνύονται εύκολα με το νερό και γι' αυτό αποκαλούνται **υδρόφοβες**. Τα λάδια είναι παραδείγματα υδρόφοβων ενώσεων: Τα σταγονίδιά τους απωθούνται από το νερό κι έχουν την τάση να

Η πολική είναι υδρόφιλη· η μη πολική είναι υδρόφοβη.



**Εικόνα 1.2** Πολική ένωση. Μία άνιση κατανομή των φορτίων στο μόριο μιας ένωσης οδηγεί στην εμφάνιση δύο πόλων που έχουν μερικά θετικά και αρνητικά φορτία.





**Εικόνα 1.3** Η πολικότητα του νερού. Το μόριο του νερού είναι πολικό για δύο λόγους. Πρώτον, οι δύο δεσμοί του δεν βρίσκονται σ' ευθεία, αλλά σχηματίζουν γωνία 105°. Δεύτερον, ο πυρήνας του οξυγόνου έλκει τα δεσμικά ηλεκτρόνια ισχυρότερα από τους πυρήνες του υδρογόνου. Έτσι, το οξυγόνο φέρει μερικό αρνητικό φορτίο, ενώ η περιοχή μεταξύ των υδρογόνων εμφανίζει μερικό θετικό φορτίο.

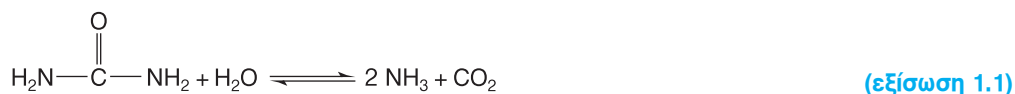
συγκολλώνται σχηματίζοντας σταγόνες. Φυσικά, οι μη πολικές ενώσεις διαλύονται σε μη πολικούς διαλύτες. Ένας κοινός μη πολικός διαλύτης είναι το καθαριστικό λεκέδων που χρησιμοποιείται για να απομακρύνει λιπαρούς λεκέδες από τα ρούχα.

## 1.7 Χημικές Αντιδράσεις και Ισορροπία

Συχνά οι ενώσεις που υπάρχουν σε ένα μείγμα δεν μένουν αδρανείς, αλλά αλληλεπιδρούν σχηματίζοντας νέες ενώσεις. Οι αλληλεπιδράσεις αυτές ονομάζονται χημικές αντιδράσεις. Μια χημική αντίδραση διαφέρει από μια φυσική διεργασία κατά το ότι στη δεύτερη δεν παράγονται νέες ενώσεις. Για παράδειγμα, η διάλυση της ζάχαρης σε ένα φλιτζάνι καφέ είναι μια φυσική διεργασία, αφού δεν σχηματίζονται νέες ενώσεις (τα μόρια της ζάχαρης απλώς μεταβαίνουν από το να είναι ενσωματωμένα σε κρύσταλλο στο να περιβάλλονται από μόρια νερού). Αντίθετα, η καύση ενός κομματιού ξύλου περιλαμβάνει αρκετές χημικές αντιδράσεις (μια από τις οποίες είναι η μετατροπή της κυτταρίνης σε διοξείδιο του άνθρακα και νερό).

Η ζωή είναι αποτέλεσμα χημικών αντιδράσεων ή φυσικών διεργασιών; Και των δυο! Χιλιάδες αντιδράσεις πραγματοποιούνται μέσα στους οργανισμούς για να τους καταστήσουν ικανούς να παράγουν ενέργεια και να οικοδομούν τα συστατικά τους. Από την άλλη πλευρά, χιλιάδες φυσικές διεργασίες, όπως η διάλυση ή η διάχυση ενός ιόντος σε ένα βιολογικό υγρό ή η σύνδεση δύο μορίων, επιτρέπουν στα βιολογικά μόρια να αλληλεπιδρούν και να μεταδίδουν μηνύματα. Μάλιστα οι περισσότερες βιολογικές διεργασίες περικλείουν και χημικές και φυσικές αλληλεπιδράσεις στο υδατινό περιβάλλον των βιολογικών υγρών.

Οι ουσίες που συμμετέχουν σε μια χημική αντίδραση λέγονται *αντιδρώντα*, ενώ οι ουσίες που παράγονται είναι τα *προϊόντα*. Για να παραστήσουν μια αντίδραση, οι χημικοί γράφουν την εξίσωσή της, η οποία περιλαμβάνει δύο μέλη χωριζόμενα συνήθως από ένα μονής κατεύθυνσης βέλος ή δύο αντίθετα βέλη. Ένα παράδειγμα χημικής εξίσωσης είναι το παρακάτω:



Η εξίσωση 1.1 παριστάνει την **υδρόλυση**, δηλαδή τη διάσπαση από το νερό, της ουρίας μιας απλής βιολογικής ένωσης προς αμμωνία και διοξείδιο του άνθρακα. Τα αμφίδρομα βέλη δηλώνουν ότι η αντίδραση είναι αντιστρεπτή και αυτός είναι ο κανόνας για τις χημικές αντιδράσεις. Προς ποια κατεύθυνση θα προχωρήσει μια αντίδραση εξαρτάται από ενεργειακούς παράγοντες που θα διερευνήσουμε στην ενότητα 2.1. Αν μια αντίδραση αφηθεί να προχωρήσει αρκετά, φτάνει σε μια κατάσταση στην οποία δεν παρατηρείται καμία μεταβολή στη συγκέντρωση οποιασδήποτε από τις ουσίες που συμμετέχουν. Αυτό ονομάζεται **ισορροπία** και χαρακτηρίζεται από τη **σταθερά ισορροπίας**,  $K_{\text{eq}}$ , η οποία είναι ο λόγος των γραμμομοριακών συγκεντρώσεων των προϊόντων προς τις γραμμομοριακές συγκεντρώσεις των αντιδρώντων. Για την εξίσωση 1.1,

$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{NH}_3]^2 [\text{CO}_2]}{[\text{H}_2\text{NCONH}_2] [\text{H}_2\text{O}]} \quad (\text{εξίσωση 1.2})$$

Ο τύπος ή το όνομα μιας ουσίας μέσα σε αγκύλες δηλώνει τη συγκέντρωσή της. Για παράδειγμα,  $[\text{NH}_3]$  ή [αμμωνία] δηλώνει τη συγκέντρωση της αμμωνίας.

Αν μια ουσία συμμετέχει σε μια αντίδραση με αριθμό μορίων που διαφέρει από το 1 (όπως στην περίπτωση της αμμωνία στο παράδειγμα μας), τότε υψώνουμε τη συγκέντρωσή της σε αυτό τον αριθμό στον τύπο της  $K_{eq}$  γι' αυτό  $[NH_3]^2$  αντί  $[NH_3]$ .

Η τιμή της  $K_{eq}$  εξαρτάται από τη φύση των αντιδρώντων και των προϊόντων, τη θερμοκρασία, την πίεση, και ενίοτε την παρουσία άλλων ουσιών στο χώρο της αντίδρασης. Κάποιες αντιδράσεις οδεύουν σχεδόν ολοκληρωτικά (ποσοτικά, όπως λέμε) προς μία κατεύθυνση κάτω από ορισμένες συνθήκες και χαρακτηρίζονται μη αντιστρεπτές. Σε τέτοιες περιπτώσεις μπορούμε να χρησιμοποιούμε βέλος μονής κατεύθυνσης.

Οι χημικές αντιδράσεις διέπονται από την αρχή διατήρησης της μάζας, που υπογορεύει ότι τα άτομα ούτε δημιουργούνται ούτε εξαφανίζονται (μόνο ανακατατάσσονται). Για το λόγο αυτό, τα δυο μέλη μιας χημικής αντίδρασης πρέπει να έχουν το ίδιο είδος και τον ίδιο αριθμό ατόμων. Για να εξασφαλιστεί η αρχή διατήρησης της μάζας, μπορεί κάποιος να χρειαστεί να προσθέσει αριθμούς μπροστά από κάποια αντιδρώντα ή προϊόντα. Στην περίπτωση της εξίσωσης 1.1, χρειάστηκε να προσθέσουμε τον αριθμό 2 μπροστά από την αμμωνία.

Αντιδράσεις που περιλαμβάνουν ιόντα διέπονται επιπλέον από την αρχή διατήρησης του ηλεκτρικού φορτίου, που απαιτεί το αλγεβρικό άθροισμα των φορτίων να είναι ίδιο στα δυο μέλη της εξίσωσης. Για να επιτευχθεί αυτό, μπορεί κάποιος να χρειαστεί να προσθέσει ένα ή περισσότερα  $H^+$  στο ένα από τα δυο μέλη.

Μια ισοσταθμισμένη χημική εξίσωση είναι αυτή που συμμορφώνεται με τις δυο αρχές που μόλις αναφέρθηκαν. Σε σύγκριση με μια μη ισοσταθμισμένη εξίσωση, έχει το πλεονέκτημα ότι προσφέρει όχι μόνο ποιοτικές αλλά και ποσοτικές πληροφορίες για την αντίδραση που παριστάνει. Με άλλα λόγια, δείχνει όχι μόνο ποιες ενώσεις συμμετέχουν στην αντίδραση και ποια είναι τα προϊόντα, αλλά και ποιες είναι οι αναλογίες μορίων και γραμμομορίων. Η εξίσωση 1.1 μας πληροφορεί ότι ένα (γραμμο)μόριο ουρίας κι ένα (γραμμο)μόριο νερού παράγουν δύο (γραμμο)μόρια αμμωνίας κι ένα (γραμμο)μόριο διοξειδίου του άνθρακα. Όλες οι χημικές εξισώσεις σε αυτό το βιβλίο είναι ισοσταθμισμένες.

## 1.8 pH

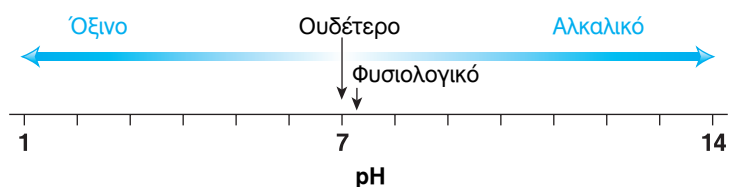
Η ευκολία με την οποία τα πρωτόνια αποσπώνται από τις χημικές ενώσεις ή προστίθενται σ' αυτές (όπως είδαμε να συμβαίνει κατά το σχηματισμό ιόντων), τους χαρίζει ένα σημαντικό ρόλο στις χημικές διεργασίες. Επειδή η  $[H^+]$  είναι συνήθως πολύ χαμηλή (για παράδειγμα,  $10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  στο καθαρό νερό), οι χημικοί έχουν καθιερώσει έναν εύχρηστο δείκτη της, το pH. Το pH ορίζεται ως ο αρνητικός δεκαδικός λογάριθμος της γραμμομοριακής συγκέντρωσης πρωτονίων.

$$\text{pH} = -\log_{10} [H^+], \text{ ή } [H^+] = 10^{-\text{pH}}$$

(εξίσωση 1.3)

Το pH είναι ένα αδιάστατο μέγεθος (δεν έχει μονάδες). Το pH του καθαρού νερού είναι 7 εξαιτίας της διάστασης ενός ελάχιστου κλάσματος των μορίων του σε  $H^+$  και  $OH^-$ . Όταν το pH ενός διαλύματος είναι 7, το διάλυμα είναι ουδέτερο (Εικόνα 1.4). Αν προστεθεί ένα οξύ (οριζόμενο εδώ ως δότης πρωτονίων), τότε η

**Εικόνα 1.4** Η κλίμακα του pH. Το pH είναι δείκτης της οξύτητας ενός διαλύματος και παίζει σημαντικό ρόλο στις βιοχημικές διεργασίες. Εδώ εικονίζεται η πιο χρήσιμη περιοχή του (1 με 14).



Αντίθετα με τις χημικές αντιδράσεις, οι πυρηνικές αντιδράσεις περιλαμβάνουν την εξαίρεση υπαρχόντων ατόμων και το σχηματισμό νέων.

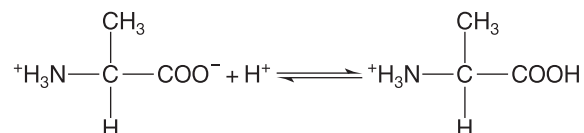
Μη συγχέετε την ηλεκτρική ουδετερότητα ενός μορίου με την ουδετερότητα του pH ενός διαλύματος· οι δυο έννοιες δεν σχετίζονται.

$[H^+]$  αυξάνεται και το pH μειώνεται (λόγω του αρνητικού προσήμου στο δεξί μέλος της εξίσωσης 1.3). Το διάλυμα τότε γίνεται όξινο (παραδείγματα όξινων διαλυμάτων είναι ο χυμός του λεμονιού και το ξίδι). Αν, από την άλλη πλευρά, προστεθεί μια βάση (οριζόμενη εδώ ως δέκτης πρωτονίων) σε ένα ουδέτερο διάλυμα, τότε η  $[H^+]$  μειώνεται και το pH ανεβαίνει. Το διάλυμα τότε γίνεται αλκαλικό ή βασικό (παραδείγματα αλκαλικών διαλυμάτων είναι το ασβεστόνερο και το σαπουνόνερο). Το pH των περισσότερων βιολογικών υγρών είναι σχεδόν ουδέτερο και λέγεται φυσιολογικό. Όπως θα δούμε σε επόμενα κεφάλαια, αυτό το pH μπορεί να αλλάξει με την άσκηση. Το pH του αίματος είναι 7,3 με 7,4.

## 1.9 Αλληλομετατροπές Οξέων Βάσεων

Αν μια ένωση σε υδατικό διάλυμα μπορεί να ανταλλάξει πρωτόνια με το περιβάλλον της, η μορφή της δεν είναι δεδομένη, αλλά εξαρτάται από το pH του διαλύματος. Μια τέτοια ένωση δεσμεύει πρωτόνια όταν το pH μειώνεται (επειδή η  $[H^+]$  αυξάνεται) και αποβάλλει πρωτόνια όταν το pH αυξάνεται (επειδή η  $[H^+]$  μειώνεται). Ας ερευνήσουμε αυτές τις μεταπτώσεις χρησιμοποιώντας ως παράδειγμα την αλανίνη.

Η επικρατέστερη μορφή της αλανίνης σε ένα ουδέτερο διάλυμα είναι αυτή που φαίνεται στην εικόνα 1.1γ. Αν προστεθεί ένα οξύ (όπως το HCl), τα  $H^+$  του θα τείνουν να συνδεθούν με την αρνητικά φορτισμένη καρβοξυλομάδα της αλανίνης και να την εξουδετερώσουν.



(εξίσωση 1.4)

ή  $A + H^+ \rightleftharpoons AH^+$  αν αντικαταστήσουμε την αλανίνη με A. Αναφέρουμε την  $K_{eq}$  της αντίστροφης αντίδρασης (δηλαδή, της διάσπασης της  $AH^+$  σε A και  $H^+$ ) ως σταθερά διάσπασης,  $K$ .

$$K = \frac{[A][H^+]}{[AH^+]}$$

(εξίσωση 1.5)

Επιπλέον ορίζουμε το  $pK$  ως  $-\log K$ . Το  $pK$  της εξίσωσης 1.4 είναι 2,3. Μπορούμε να εισάγουμε το  $pK$  και το pH στην εξίσωση 1.5 παίρνοντας τους λογάριθμους των δυο μελών της.

$$\log K = \log \frac{[A]}{[AH^+]} + \log [H^+]$$

(εξίσωση 1.6)

Άρα

$$-\log [H^+] = -\log K + \log \frac{[A]}{[AH^+]}$$

(εξίσωση 1.7)

Άρα

$$pH = pK + \log \frac{[A]}{[AH^+]}$$

(εξίσωση 1.8)

Θυμηθείτε ότι  $\log (\chi \cdot \psi) = \log \chi + \log \psi$ .



που είναι γνωστή ως η εξίσωση *Henderson-Hasselbalch*. Αυτή η εξίσωση εγκαθιστά μια σχέση ανάμεσα στο pH, το pK και το λόγο της συγκέντρωσης μιας βάσης προς το συζυγές οξύ της, που επιτρέπει τον υπολογισμό οποιουδήποτε από τα τρία όταν τα άλλα δύο είναι γνωστά.

Μια ενδιαφέρουσα σχέση προκύπτει όταν  $pH = pK$ . Σύμφωνα με την εξίσωση Henderson-Hasselbalch,

$$\log \frac{[A]}{[AH^+]} = 0$$

άρα

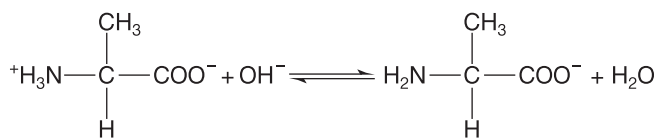
$$\frac{[A]}{[AH^+]} = 1$$

ή

$$[A] = [AH^+]$$

Έτσι, οι *συγκεντρώσεις συζυγούς οξέος και βάσης είναι ίσες όταν  $pH = pK$* . Στην περίπτωση της αλανίνης, η μισή φέρει μια ιοντισμένη και η μισή φέρει μια μη ιοντισμένη καρβοξυλομάδα σε pH 2,3. Από την εξίσωση Henderson-Hasselbalch προκύπτει επίσης ότι *το συζυγές οξύ επικρατεί όταν  $pH < pK$ , ενώ η συζυγής βάση επικρατεί όταν  $pH > pK$* . Γι' αυτό η καρβοξυλομάδα της αλανίνης είναι αποπρωτονιωμένη σε ουδέτερο διάλυμα.

Ας σκεφτούμε τώρα τι συμβαίνει όταν προσθέτουμε μια βάση (όπως το NaOH) σε ένα ουδέτερο διάλυμα αλανίνης. Κατ' αναλογία με την προηγούμενη συζήτηση, τα  $OH^-$  της βάσης θα τείνουν να αφαιρέσουν  $H^+$  από τη θετικά φορτισμένη αμινομάδα και να την εξουδετερώσουν.



(εξίσωση 1.9)

Η εξίσωση 1.9 χαρακτηρίζεται από διαφορετικό pK που ισούται με 9,9. Έτσι σε pH 9,9 η μισή αλανίνη θα φέρει μια ιοντισμένη αμινομάδα και η μισή θα φέρει μια μη ιοντισμένη αμινομάδα, ενώ η αμινομάδα θα είναι πρωτονιωμένη σε ουδέτερο διάλυμα.

Σε όλο το βιβλίο, οι συντακτικοί τύποι των ιοντιζόμενων ενώσεων θα αναπαριστάνουν την επικρατέστερη μορφή σε φυσιολογικό pH.

Επειδή οι αλλαγές στο pH ενός διαλύματος επηρεάζουν τη μορφή των ιοντιζόμενων διαλυμένων ουσιών, η οποία με τη σειρά της επηρεάζει τις μεταξύ τους αλληλεπιδράσεις και αντιδράσεις, τα κύτταρα και οι πολυκύτταροι οργανισμοί έχουν επινοήσει τρόπους να διατηρούν το pH των υγρών τους σταθερό. Για παράδειγμα, όπως αναφέρθηκε στην προηγούμενη ενότητα, το pH του αίματος παραμένει μεταξύ 7,3 και 7,4. Για να προστατέψουν το pH των υγρών τους από διακυμάνσεις που προκαλούνται από την παραγωγή οξέων ή βάσεων, οι ζωντανοί οργανισμοί έχουν ενώσεις υψηλής **ρυθμιστικής ικανότητας**, που ορίζεται ως η ποσότητα ισχυρού οξέος ή ισχυρής βάσης που χρειάζεται για να αλλάξει το pH κατά μία μονάδα. Αυτές οι ενώσεις συνήθως εμφανίζονται ως ζεύγη συζυγούς οξέος και βά-

Δυο ενώσεις που διαφέρουν κατά ένα  $H^+$  είναι γνωστές ως συζυγές οξύ (η πρωτονιωμένη) και συζυγής βάση.

σης, τα οποία αλληλομετατρέπονται απορροφώντας  $H^+$  ή  $OH^-$  (όπως στις εξισώσεις 1.4 και 1.9), εμποδίζοντας έτσι τα  $H^+$  και  $OH^-$  να αλλάζουν το pH.

Ένα ρυθμιστικό σύστημα αποτελούμενο από ζεύγος συζυγούς οξέος βάσης σε διάλυμα δεν είναι αποτελεσματικό σε κάθε τιμή pH. Αντίθετα, η ρυθμιστική του ικανότητα είναι μέγιστη σε  $pH = pK$ , όπου οι συγκεντρώσεις συζυγούς οξέος και βάσης είναι ίσες. Η ρυθμιστική ικανότητα βαθμιαία μειώνεται όσο κάποιος απομακρύνεται από το  $pK$ . Θα συναντήσουμε τρία σημαντικά ρυθμιστικά συστήματα, βασισμένα στις πρωτεΐνες, στο διττανθρακικό ιόν και στα φωσφορικά ιόντα, αργότερα σε αυτό το βιβλίο (ενότητες 3.5, 3.12 και 8.4 αντίστοιχα).

### 1.10 Κατηγορίες Βιολογικών Ουσιών

Η μελέτη της βιοχημείας διευκολύνεται με το χωρισμό των βιολογικών ουσιών σε κατηγορίες. Περισσότερο πολύπλευρες και περισσότερες ενδιαφέρουσες είναι οι οργανικές ενώσεις, αυτές που στηρίζονται στον άνθρακα. Υπάρχουν τέσσερις μεγάλες κατηγορίες βιολογικών οργανικών ενώσεων: οι **πρωτεΐνες**, τα **νουκλεϊκά οξέα**, οι **υδατάνθρακες** και τα **λιπίδια**.

Αυτές οι κατηγορίες διαφέρουν κατά πολύ σε δομή και λειτουργία. Τα περισσότερα από τα μόριά τους είναι μεγάλα και χαρακτηρίζονται ως *μακρομόρια*. Πόσο μεγάλα είναι αυτά τα μακρομόρια; Μπορεί να περιλαμβάνουν εκατομμύρια ατόμων! Η μελέτη τους θα ήταν απελπιστικά δύσκολη, αν δεν αποτελούσαν από μικρότερες μονάδες, ίδιες ή όμοιες η μια με την άλλη. Οι δομικές αυτές μονάδες μελετώνται ευκολότερα· ονομάζονται *μονομερή*, ενώ τα μακρομόρια που προκύπτουν από τη συνένωση μονομερών ονομάζονται *πολυμερή*.

Εκτός από τις οργανικές ουσίες, οι ζωντανοί οργανισμοί περιέχουν και ανόργανες ουσίες. Το νερό από μόνο του είναι πάνω από το μισό της μάζας τους. Επιπλέον υπάρχει ένα πλήθος ανόργανων ιόντων διαλυμένων στα βιολογικά υγρά ή συνδεδεμένων με οργανικές ενώσεις. Τα αφθονότερα μεταξύ αυτών των ιόντων είναι του νατρίου ( $Na^+$ ), του καλίου ( $K^+$ ), του χλωρίου ( $Cl^-$ ), του ασβεστίου ( $Ca^{2+}$ ), του μαγνησίου ( $Mg^{2+}$ ), το όξινο ανθρακικό ή διττανθρακικό ιόν ( $HCO_3^-$ ) και το όξινο φωσφορικό ιόν ( $HPO_4^{2-}$ ).

### 1.11 Κυτταρική Δομή

Το κύτταρο είναι η δομική μονάδα των ζωντανών οργανισμών. Πρωτόγονοι οργανισμοί όπως τα βακτηρίδια είναι μονοκύτταροι, ενώ οργανισμοί που εμφανίστηκαν αργότερα στην πορεία της εξέλιξης της ζωής είναι πολυκύτταροι. Το ανθρώπινο σώμα αποτελείται από περίπου  $10^{14}$  (100 τρισεκατομμύρια!) κύτταρα.

Το μέγεθος των κυττάρων ποικίλλει. Ένα βακτηριδιακό κύτταρο έχει διάμετρο περίπου 1  $\mu m$ , ενώ τα κύτταρα των πολυκύτταρων οργανισμών είναι συνήθως 10 με 100 φορές μεγαλύτερα. Ένα μέσο ανθρώπινο κύτταρο έχει διάμετρο περίπου 25  $\mu m$ .

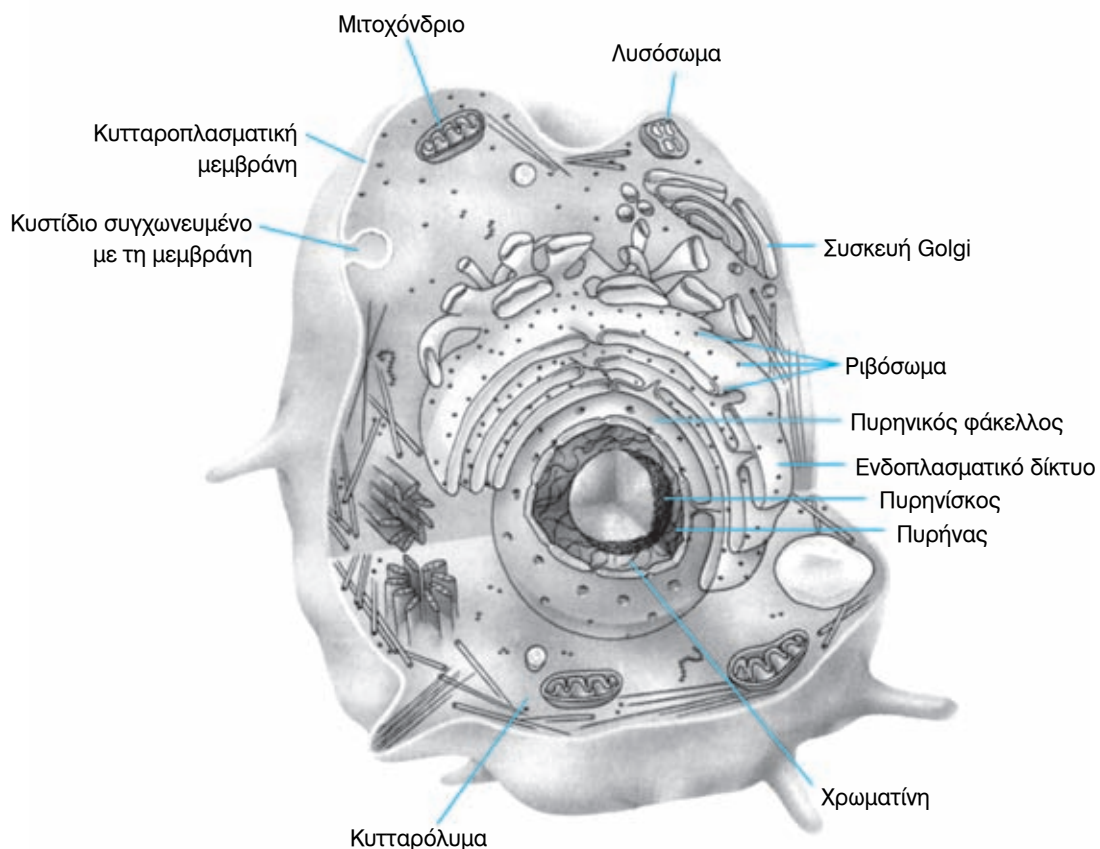
Όλα τα κύτταρα των πολυκύτταρων οργανισμών δεν είναι ίδια. Τα κύτταρα στο δέρμα είναι διαφορετικά από εκείνα στο μυ, που είναι διαφορετικά από εκείνα στον εγκέφαλο. Σχεδόν 200 τύποι κυττάρων έχουν αναγνωριστεί στο ανθρώπινο σώμα.

Παρά τη μεγάλη τους ποικιλία τόσο από βιολογικό είδος σε βιολογικό είδος, όσο και μέσα στον ίδιο οργανισμό τα κύτταρα έχουν πολλά κοινά χαρακτηριστικά

(εικόνα 1.5). Αρχίζοντας από τα σύνορά τους, όλα περιβάλλονται από μια μεμβράνη που ονομάζεται **κυτταροπλασματική μεμβράνη**. Η κυτταροπλασματική μεμβράνη έχει πάχος μόλις 60-100 Å και αποτελείται από λιπίδια και πρωτεΐνες, όπου μπορεί να είναι συνδεδεμένοι υδατάνθρακες.

Το εσωτερικό ενός κυττάρου ονομάζεται **κυτταρόπλασμα**. Το κύριο συστατικό του είναι το νερό, το οποίο περιβάλλει ένα πλήθος μορίων, ιόντων και μοριακών συμπλεγμάτων. Το κυτταρόπλασμα είναι αρκετά ομοιόμορφο στα απλούστερα κύτταρα, τα **προκαρυωτικά κύτταρα**. Οι προκαρυωτικοί οργανισμοί ήταν η πρώτη μορφή ζωής που εμφανίστηκε στη Γη πριν περίπου 3,5 δισεκατομμύρια χρόνια και περιλαμβάνουν δύο κύριες ομάδες, τα *βακτηρίδια* και τα *αρχαία*. Από την άλλη πλευρά, οι πολυκύτταροι οργανισμοί (αλλά και πολλοί μονοκύτταροι οργανισμοί, όπως οι μύκητες), που εμφανίστηκαν στη Γη τα τελευταία δύο δισεκατομμύρια χρόνια, αποτελούνται από κύτταρα που είναι πολυπλοκότερα. Αυτά ονομάζονται **ευκαρυωτικά κύτταρα**.

Τα ευκαρυωτικά κύτταρα έχουν εσωτερικά διαμερίσματα (τα λέμε οργανίδια) που οριοθετούνται από μεμβράνες παρόμοιες με την **κυτταροπλασματική μεμβράνη**. Το μεγαλύτερο, πυκνότερο κι εμφανέστερο ενδοκυτταρικό οργανίδιο είναι



**Εικόνα 1.5** Ζωικό κύτταρο. Ένα τυπικό ζωικό κύτταρο περιλαμβάνει έναν πυρήνα με ένα πυρηνίσκο. Ο πυρήνας περιέχει το μεγαλύτερο μέρος του γενετικού υλικού του κυττάρου. Άλλα διαμερίσματα περιλαμβάνουν το ενδοπλασματικό δίκτυο, όπου συντίθενται πολλές ουσίες: τη συσκευή Golgi, που συσκευάζει πρωτεΐνες για εξαγωγή ή εκατοντάδες ή χιλιάδες μιτοχονδρίων, όπου παράγεται το μεγαλύτερο μέρος της ενέργειάς μας, και τα λυσοσώματα, που είναι κέντρα αποικοδόμησης. Όλα αυτά τα όργανα περιβάλλονται από κυτταρόλυμα και διαχωρίζονται από αυτό με μεμβράνες. Ολόκληρο το κύτταρο περικλείεται στην κυτταροπλασματική μεμβράνη. Άλλα συστατικά που φαίνονται εδώ, θα παρουσιαστούν σ' επόμενες ενότητες. *Ανατύπωση, με άδεια, από G. Zubay, 1993, Biochemistry, 3rd ed. (New York: McGrawHill Companies), 4.*

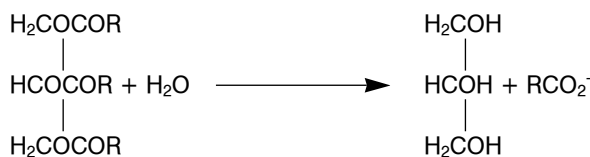
ο **πυρήνας**. Ο πυρήνας περιέχει το κύριο γενετικό υλικό του κυττάρου, που είναι ένα νουκλεϊκό οξύ γνωστό με τα αρχικά DNA (συντομογραφία του δεοξυριβονουκλεϊκού οξέος).

Ο πυρήνας περιβάλλεται από ένα εκτεταμένο δίκτυο σωληναρίων και πεπλατυσμένων σάκων, το **ενδοπλασματικό δίκτυο**. Το ενδοπλασματικό δίκτυο είναι ο τόπος σύνθεσης, αποθήκευσης και μεταφοράς ουσιών σε άλλα μέρη του κυττάρου ή έξω από το κύτταρο. Καταλήγει σε ένα παρόμοιο, αν και πιο ευδιάκριτο, σύστημα πεπλατυσμένων σάκων στοιβαγμένων ο ένας πάνω στον άλλο, που ονομάζεται *συσκευή Golgi* ή *σύμπλεγμα Golgi*. Εδώ γίνεται η συσκευασία και, σε ορισμένες περιπτώσεις, η κατεργασία των πρωτεϊνών που προορίζονται να εκκριθούν έξω από το κύτταρο.

Το κυτταρόπλασμα των ευκαρυωτικών κυττάρων είναι γεμάτο με ελλειψοειδή οργανίδια που ονομάζονται **μιτοχόνδρια**. Τα μιτοχόνδρια είναι τα εργοστάσια παραγωγής ενέργειας του κυττάρου: Είναι οι κύριοι τόποι καύσης των θρεπτικών συστατικών από το οξυγόνο και παραγωγής ενέργειας για τις κυτταρικές λειτουργίες. Άλλα οργανίδια περιλαμβάνουν τα *λυσσοσώματα* και τα *υπεροξισώματα*, εξειδικευμένους τόπους αποικοδόμησης κυτταρικών συστατικών. Ό,τι απομένει από το κυτταρόπλασμα έξω από όλα τα ενδοκυτταρικά οργανίδια είναι το **κυτταρόλυμα**.

### Προβλήματα και Ερωτήσεις Κρίσεως

1. Τα απορρυπαντικά είναι υδρόφιλες ή υδρόφοβες ουσίες; Εξηγήστε.
2. Η εξάτμιση ενός υγρού είναι μια φυσική διεργασία ή μια χημική αντίδραση; Τι γίνεται με το σκούρισμα ενός μετάλλου;
3. Η παρακάτω εξίσωση απεικονίζει μια λιπόλυση. Ισοσταθμίστε την!



(Το R αναπαριστάει μια αποκαλούμενη αλειφατική αλυσίδα).

4. Το pH του κυτταρολύματος σε ένα μυϊκό κύτταρο μπορεί να πέσει σχεδόν κατά μία μονάδα μετά από έντονη άσκηση, όπως θα δούμε σε επόμενα κεφάλαια. Υποθέστε, χάριν απλότητας, ότι πέφτει από το 7 στο 6. Τι συμβαίνει στη  $[\text{H}^+]$ ;
  - α. Γίνεται μισή.
  - β. Γίνεται 10 φορές χαμηλότερη.
  - γ. Διπλασιάζεται.
  - δ. Δεκαπλασιάζεται.