

Θεμελιώδεις αρχές φυσιολογίας

Το κεφάλαιο 1 περιλαμβάνει:



1 Vernier® Activity



1 Power® Lab Activity

Η Φυσιολογία είναι ποσοτική επιστήμη· οι φυσιολόγοι προσπαθούν σταθερά να μετρήσουν τις αλλαγές που συμβαίνουν στους ζωντανούς οργανισμούς. Επομένως, η πειραματική εργασία στη φυσιολογία απαιτεί γνώση των συγκεκριμένων θεμελιωδών αρχών, όπως των μονάδων μέτρησης, των συγκεντρώσεων των διαλυμάτων, και της οξεο-βασικής ισορροπίας. Αυτή η άσκηση έχει σχεδιαστεί με στόχο να γνωρίσει ή να θυμίσει στους φοιτητές αυτές τις αρχές, τις οποίες θα χρησιμοποιήσουμε κατά τη διάρκεια της μελέτης της Φυσιολογίας. Για τους φοιτητές που παρακολούθησαν προηγούμενες εισηγήσεις στα πεδία της Βιολογίας και της Χημείας, αυτό το υλικό θα τους φανεί πιθανόν ήδη γνωστό. Για άλλους, θα αποτελέσει την πρώτη επαφή με αυτές τις έννοιες. Ελπίζουμε πως όλοι οι φοιτητές θα είναι ακόμη πιο καταπισμένοι μετά την περάτωση του εργαστηρίου.

■ Μονάδες μέτρησης

Οι ακόλουθες μονάδες χρησιμοποιούνται αρκετά σχνά στη Φυσιολογία:

Μήκος

χιλιόμετρο (km) = 1.000 m = 0,62 mi (μίλια)
 1 mi = 1,61 km = 1760 yd (γιάρδες)
 εκατόμετρο (hm) = 100 m
 δεκάμετρο (dkm) = 10 m
 μέτρο (m) = 39,37 in (ίντσες) = 1,09 yd
 δεκατόμετρο (dm) = 1/10 m = 10 cm
 εκατοστόμετρο (cm) = 1/100 m = 10 mm = 0,3937 in.
 1 in. = 2,54 cm
 χιλιοστόμετρο (mm) = 1/1.000 m = 1.000 μm (μικρόμετρα ή μικρά) = 1/25 in.
 μικρόμετρο (μμ) = ένα εκατομμυριοστό του m = 1.000 nm = 1 μικρό

νανόμετρο (nm) = ένα δισεκατομμυριοστό του m

= 1 μμ = 10 Å

άγκυστρομ (Å) = 0,1 nm

πικοδεκατόρο (pm) = ένα τρισεκατομμυριοστό του m

Όγκος

λίτρο (L) = 1.000 ml = 1.000 cc = 1,05 qt (τέταρτο) = 0,264 gal (γαλόνι)

δεκάλιτρο (dl) = 0,1 L = 100 ml

χιλιοστόλιτρο (ml) = 1/1.000 L = 1.000 μl

ounce (oz) (ουγγιά) (υγρό) = 8 fl drams = 29,57 ml

quart (qt) (υγρό) = 32 oz = 946 ml = 0,946 L

Βάρος

μετρικός τόνος = 1.000.000 g = 2.204,62 lb (λίβρες)

χιλιόγραμμο (kg) = 1.000 g = 2,2 lb = 35,27 oz

γραμμάριο (g) = 1.000 mg

454 g = 1 lb = 16 oz

1 oz = 28,35 g

χιλιοστογραμμάριο (mg) = 1/1.000 g = 1.000 μg

μικρογραμμάριο (μg) = 1/1.000 mg = 1 gamma

Θερμοκρασία

0° Κελσίου (°C) = 32° Fahrenheit (°F) = 273 Kelvin (K)

°C = 5/9 (°F - 32)

°F = 9/5 °C + 32

Πίεση

Η πίεση είναι δύναμη ανά μονάδα επιφάνειας.

1 ατμόσφαιρα = 34 ft ύδατος = 760 mm (ή 29,92 in.) στήλης (Hg) = 14,7 lb/in.²

Ενέργεια

Μία θερμίδα (cal) είναι το ποσό της ενέργειας που

2 Πειράματα φυσιολογίας

απαιτείται για να θερμανθεί ένα γραμμάριο ύδατος κατά 1 °C (στους 15°C).

Μία χιλιοθερμίδα (μεγάλη θερμίδα ή kcal) είναι το ποσό της ενέργειας που απαιτείται για να θερμάνθει ένα χιλιογραμμάριο ύδατος κατά 1°C (στους 15°C).

1 kcal = 1.000 cal = 3.086 ft(πόδια)-lb = 426,4 kg-m

1 g υδρογονάνθρακα = 4,1 kcal

1 L οξυγόνου που χρησιμοποιείται για την καύση γλυκογόνου (RQ του 1) = 5.047 kcal = 15.575 ft-lb = 2.153 kg-m [RQ = (όγκος CO₂ παραγόμενος) / (όγκος O₂ καταναλωμένος) κατά τη διάρκεια του μεταβολισμού]

1 L οξυγόνου σε ένα κλειστό σύστημα = 4,825 kcal στη μεταδεσμευτική κατάσταση (RQ υπολογίζεται σε 0,82) και 4,862 kcal σε μια συνηθισμένη μικτή δίαιτα (RQ υπολογίζεται σε 0,85)

Έργο

Το έργο είναι η δύναμη επί την απόσταση για την οποία δρα η δύναμη.

1 ft-lb = 1 lb δύναμης επί 1ft

1 kg-m = 7,23 ft-lb = 0,002343 kcal = 2,343 g-kcal

1 kg-m = 1 kg δύναμης επί 1m

Ισχύς

Η ισχύς είναι έργο ή ενέργεια στη μονάδα του χρόνου.

1 ίπτος (HP) = 33.000 ft-lb/min = 550 ft-lb/sec = 4564 kg-M/min = 76,07 kg-m/sec = 746 watts (W) = 10,694 kcal/min = 0,178 kcal/sec

1 kilowatt (kw) = 1000 W = 1,341 HP = 0,239 kcal/sec

■ Συγκεντρώσεις διαλυμάτων

Πολλές από τις φυσιολογικές ιδιότητες των διαλυμάτων εξαρτώνται από τον αριθμό των μορίων, των ιόντων ή των σωματιδίων των διαλυμάτων, και επομένως είναι σημαντική η κατανόηση των διαφόρων τρόπων έκφρασης των συγκεντρώσεων που χρησιμοποιούνται στη φυσιολογία.

Ποσοστό (%) των διαλυμάτων

Αυτός είναι πιθανόν ο πιο απλός τρόπος για την έκφραση της συγκέντρωσης και ένας από τους πιο συχνά χρησιμοποιούμενους. Ποσοστό επί τις εκατό οημαίνει «μέρη στα 100». Το ποσοστό είναι ο αριθμός των γραμμάριων της ουσίας που διαλύεται σε 100 ml (δεκατόλιτρο) του διαλύματος. Υπολογίζεται με τη χρήση της εξίσωσης:

$$\text{Ποσοστό (\%)} = \frac{\text{Γραμμάρια ουσίας}}{\text{Όγκος διαλύματος}} \times 100$$

Επομένως, ένα διάλυμα 12% βάρος κατ' όγκο (W/V) γλυκόζης θα περιέχει 12 g γλυκόζης σε κάθε 100 ml διαλύματος (12 g/dl), ή 120 g/L. Αν 2 g NaCl διαλύθουν σε 25 ml ύδατος, το ποσοστό % θα είναι:

$$\text{Ποσοστό (\%)} = \frac{2 \text{ g}}{25 \text{ ml}} \times 100 = 8\%$$

Στους ζωντανούς οργανισμούς, η συγκέντρωση πολλών ουσιών είναι τόσο χαμηλή που είναι πιο εύκολο να εκφραστεί ως χιλιοστόγραμμα/δεκαλίτρο (mg/dL). Για παράδειγμα, η μέση συγκέντρωση γλυκόζης στο αίμα είναι περίπου 90 mg/dL. Αυτό οημαίνει πολύ απλά δτι σε κάθε 100 ml αίματος υπάρχουν 90 mg γλυκόζης. Αν αυτή η συγκέντρωση εκφραζόταν ως ποσοστό θα ήταν 0,09%, αριθμός λιγότερο εύχρηστος.

Μοριακά (M) διαλύματα

Ένα διάλυμα μοριακότητας 1 (M) περιέχει 1 mole ουσίας σε 1 L διαλύματος. Ένα mole ουσίας περιέχει $6,024 \times 10^{23}$ μόρια (αριθμός Avogadro). Έτσι, διαλύματα της ίδιας μοριακότητας έχουν τον ίδιο αριθμό μορίων στο διάλυμα, ακόμη και αν τα μοριακά βάρη των ουσιών είναι διαφορετικά. Ένα γραμμούριο είναι ίσο με το μοριακό βάρος (MB) ή το ατομικό βάρος της ουσίας σε γραμμάρια.

Για παράδειγμα, το μοριακό βάρος της γλυκόζης είναι 180. Για να προετοιμάσετε ένα διάλυμα γλυκόζης 1 M, ζυγίζουμε 180 g γλυκόζης και τα διαλύουμε σε συνολικό όγκο διαλύματος (διαλυμένη ουσία + διαλύτης) 1 L. Δεκαοκτώ γραμμάρια γλυκόζης σε 100 ml διαλύματος θα έχει μοριακότητα 1 M και 18% κατά βάρος. Γιατί;

Για να δημιουργήσετε διάλυμα NaCl (58,5 MB) 1 M, θα πρέπει να διαλύσετε 58,5 g NaCl σε 1 L διαλύματος. Αυτό θα ήταν το ίδιο με 5,85 gr NaCl σε 100 ml, ή 5,85% διάλυμα. Μπορείτε να δείτε από αυτά τα παραδείγματα ότι μειώνοντας τη ποσότητα της διαλυμένης ουσίας και του διαλύτη κατά το ίδιο ποσοστό, η συγκέντρωση του διαλύματος δεν μεταβάλλεται.

Εξαιτίας των χαμηλών συγκεντρώσεων των διαλυμένων ουσιών σε υγρά σώματα, συχνά χρησιμοποιούμε στις μετρήσεις της φυσιολογίας ένα χιλιοστόμοριό (mM). Αν 180 mg γλυκόζης είναι διαλυμένα σε 1 L διαλύματος, δημιουργείται συγκέντρωση 1 mM.

Συγκέντρωση της γλυκόζης στο αίμα = 90 mg/100 mL = 900 mg/L.

$$\frac{900 \text{ mg}}{180 \text{ mg/mM}} = 5 \text{ mM γλυκόζης}$$

Ωσμωμοριακά (Osm) διαλύματα

Ωσμωμοριακές συγκεντρώσεις χρησιμοποιούνται κυρίως στις βιολογικές επιστήμες για να εκφράσουν την ωσμωτική επίδραση ενός διαλύματος. Για να κατανοήσουμε τη χρήση τους, θα εξετάσουμε κάποια παραδείγματα. (Ωσμωση και ωσμωτικές επιδράσεις επεξηγούνται περισσότερο στο Κεφάλαιο 2, «Κινήσεις διαμέσου μεμβρανών».)

Μια μεμβράνη διαπερατή μόνο από το ύδωρ δια-

χωρίζει ένα δοχείο σε δύο διαμερίσματα (Εικόνα 1.1α). Τα μόρια του ύδατος βρίσκονται στην πλευρά A, και τα μόρια της γλυκόζης είναι παγιδευμένα στην πλευρά B. Προκειμένου να φθάσουν σε ισορροπία τα μόρια του ύδατος περνούν διαμέσου της μεμβράνης στην πλευρά B, μετακινούμενα από μια υψηλή συγκέντρωση ύδατος σε μια χαμηλότερη συγκέντρωση. Καλούμε αυτή την κίνηση του ύδατος **ώσμωση**. Η δύναμη της κίνησης του ύδατος επί της μεμβράνης καλείται **ωσμωτική πίεση** και καθορίζεται από τον αριθμό των μορίων της πλευράς B που δεν μπορούν να διαπεράσουν τη μεμβράνη. Διάλυμα γλυκόζης 1 M ασκεί ωσμωτική πίεση 1 Osm επί της μεμβράνης.

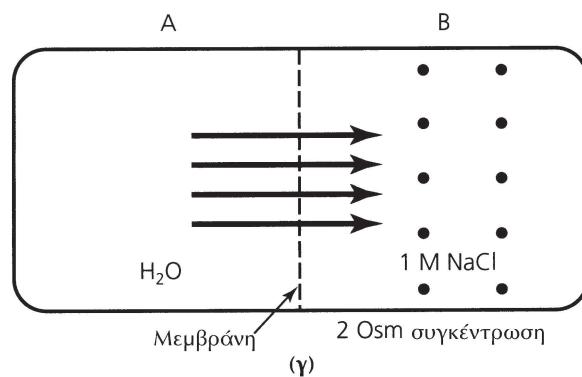
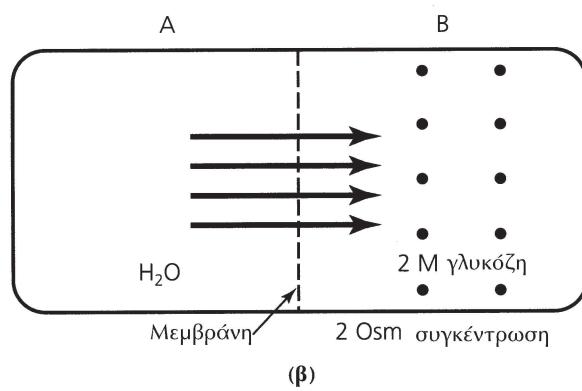
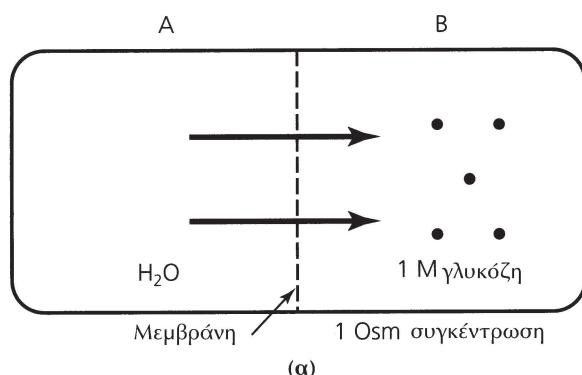
Αν η συγκέντρωση της γλυκόζης (ενός μη ηλεκτρολύτη) διπλασιαστεί στην πλευρά B σε 2 M (Εικόνα 1.1β), το ύδωρ κινείται διαμέσου της μεμβράνης με διπλάσια ωσμωτική πίεση, επειδή υπάρχουν δύο φορές περισσότερα ωσμωτικά ενεργά σωματίδια στο διάλυμα. Επομένως, 2 M διάλυμα γλυκόζης έχει 2 Osm ωσμωτικό αποτέλεσμα.

Κάποια ηλεκτρολυτικά μόρια, όπως το NaCl (κοινό μαγειρικό αλάτι), δεν παραμένουν ως μόρια στο διάλυμα αλλά διύστανται σε ιόντα.

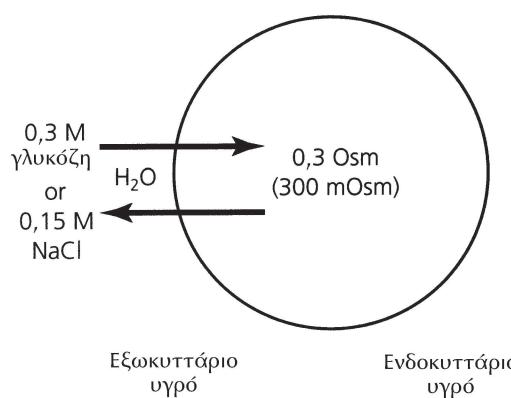


Κάθε ιόν δρα ως ένα ωσμωτικά δραστικό σωματίδιο προκαλώντας κίνηση νερού προς περιοχή υψηλότερης συγκέντρωσης σε διαλυμένη ουσία (ώσμωση). Έτσι, 1 M διαλύματος NaCl παράγει την ίδια ωσμωτική πίεση με 2 M διαλύματος γλυκόζης (Εικόνα 1.1γ). Και τα δύο διαλύματα επομένως έχουν ωσμωτική συγκέντρωση 2 Osm. Το ωσμώλιο δίνει ένα μέτρο της ικανότητας του διαλύματος να παράγει ωσμωση ή ωσμωτική πίεση.

Ο συνολικός αριθμός των ωσμωτικά ενεργών σωματιδίων στα κύτταρα ενός θηλαστικού έχει συγκέντρωση 0,3 Osm. Αν εμβαπτίσουμε το κύτταρο σε



Εικόνα 1.1 Παραδείγματα ωσμωτικών επιδράσεων σε διαλύματα.



Εικόνα 1.2 Παράδειγμα ωσμωτικής ισορροπίας.

4 Πειράματα φυσιολογίας

ένα διάλυμα που έχει την ίδια ωσμωμοριακή συγκέντρωση (π.χ. 0,3 M γλυκόζης, ή 0,15 M NaCl), δεν θα υπάρξει καθαρή κίνηση ύδατος προς ή από το κύτταρο, και το κύτταρο θα διατηρήσει το μέγεθος και το σχήμα του (Εικόνα 1.2). Τα διαλύματα που έχουν την ίδια ωσμωμοριακή συγκέντρωση με την ενδοκυτταρική συγκέντρωση αποκαλούνται **ισότονα** (ίδιος «τόνος» ή «τάση»). Τα διαλύματα που έχουν υψηλότερη ωσμωμοριακή συγκέντρωση αποκαλούνται **υπέρτονα** και αυτά με χαμηλότερη υψηλότερη **υπότονα**. Προς ποια κατεύθυνση θα κινηθεί το ύδωρ αν ένα κύτταρο τοποθετηθεί σε καθένα από αυτά τα διαλύματα; Μερικά παραδείγματα ωσμωμοριακών υπολογισμών είναι αυτά που ακολουθούν:

Για να παρασκευάσετε ένα διάλυμα 1 Osm, NaCl (58,5 MB), διαλύστε 58,5 gr/2 = 29,25 g σε κάθε λίτρο διαλύματος (δύο ιόντα σχηματίζονται στο διάλυμα).

Για να παρασκευάσετε διάλυμα 1 Osm, CaCl₂ (110 MB), διαλύστε 110 gr/3 = 36,6 g σε κάθε λίτρο διαλύματος, επειδή το CaCl₂ διασπάται σε τρία ιόντα στο διάλυμα.

Ισοδύναμα διαλύματα (Εq) ή χιλιοστοϊσοδύναμα (mEq) διαλύματα

Αυτός ο τρόπος έκφρασης της συγκέντρωσης των ιόντων χρησιμοποιείται εκτενώς στη χημεία και σε ποικιλες βιολογικές επιστήμες. Δεν θα τον χρησιμοποιήσουμε σε αυτόν τον οδηγό, αλλά θα πρέπει να τον γνωρίζετε, επειδή εμφανίζεται συχνά σε βιβλία και ερευνητικές εργασίες. Τα ισοδύναμα βάρη αντανακλούν τη συνδυασμένη δύναμη των ουσιών κατά τη διάρκεια μιας χημικής αντίδρασης, η οποία με τη σειρά της εξαρτάται από το φορτίο των ατόμων που εμπλέκονται. Για μονοσθενή ιόντα όπως Na⁺, K⁺ και Cl⁻, τα χιλιοστοϊσοδύναμα είναι ίσα με τα χιλιοστογραμμούρια. Μόνο όταν έχουμε διοσθενή (Ca²⁺) ή τρισθενή ιόντα (Fe³⁺) οι συγκεντρώσεις των χιλιοστοϊσοδυνάμων θα διαφέρουν από τις αντίστοιχες των χιλιοστογραμμομορίων.

► ΔΡΑΣΤΗΡΙΟΤΗΤΑ 1.1 Συγκέντρωση διαλυμάτων

Για να επιλύσουμε προβλήματα συγκεντρώσεων, χρειάζεται να γνωρίζουμε τις σχέσεις μεταξύ του ποσοστού, της μοριακότητας και της ωσμωμοριακότητας. Αν αυτά σχετίζονται βαθμιδωτά, είναι ευκολότερο να κατανοήσουμε και να επιλύσουμε τέτοια προβλήματα. Σαν ένα παράδειγμα, ας χρησιμοποιήσουμε μια σειρά βημάτων για να λύσουμε το ακόλουθο πρόβλημα: Ποια είναι η ωσμωμοριακή συγκέντρωση ενός διαλύματος 2% KCl;

- Το ποσοστό αναφέρεται στον αριθμό των γραμμαρίων σε 100 ml διαλύματος.
$$2\% \text{ KCl} = 2 \text{ g KCl} \text{ διαλυμένα σε } 100 \text{ ml διαλύματος.$$
- Για να περάσουμε από το ποσοστό στην μοριακότητα πρέπει πρώτα να καθορίσουμε τον αριθμό των γραμμαρίων σε 1 L (1000 ml) διαλύματος.
$$2 \text{ g KCl σε } 100 \text{ ml} = 20 \text{ g KCl σε } 1000 \text{ ml (1 L)} \\ (\text{επειδή } 1000 = 10 \times 100)$$
- Για να καθορίσουμε την μοριακότητα, πρώτα καθορίζουμε τον αριθμό των γραμμαρίων στο λίτρο σε ένα διάλυμα 1 M μιας ουσίας. 1 M KCl (74 MB) = 74 g/L.

Επομένως, τα 20 g/L του KCl που έχουμε είναι λιγότερα από το 1 M. Ειδικότερα, έχουμε $20 \text{ g} / 74 \text{ g} = 0,27 \text{ M KCl}$.

- Για να περάσουμε από την μοριακότητα στην ωσμωμοριακότητα, θα πρέπει να γνωρίζουμε αν η διαλυμένη ουσία είναι ηλεκτρολύτης, που δισταται σε ιόντα μέσα στο διάλυμα, ή ένας μη ηλεκτρολύτης που παραμένει με την μορφή μορίων στο διάλυμα. Το KCl είναι ένας ηλεκτρολύτης που δημιουργεί 2 ιόντα (K⁺ και Cl⁻) στο διάλυμα.

Μόρια και Αριθμός ιόντων = Ωσμωμόρια.

Επομένως, $0,27 \text{ M} \times 2 \text{ ιόντα} = 0,54 \text{ Osm KCl}$. ◀

■ Οξειδιαστική ισορροπία

Είναι κρίσιμο για την ομοιόσταση του σώματος (διατήρηση ενός σταθερού εσωτερικού περιβάλλοντος) η συγκέντρωση των ιόντων υδρογόνου (H⁺) στο αίμα να διατηρείται στο στενό εύρος των τιμών του pH μεταξύ 7 και 7,8. Αν το pH ξεπεράσει αυτά τα όρια, έχουμε θανατηφόρα αποτελέσματα, διότι τα ένζυμα δεν μπορούν να δράσουν ικανοποιητικά αν το pH βρίσκεται έξω από τα όρια αυτά. Λόγω της μεγάλης σημασίας της ζύθμισης του H⁺, ας ανασκοπήσουμε τις έννοιες του pH και της οξειδιαστικής ισορροπίας.

pH

Η κλίμακα pH είναι απλώς ένας τρόπος έκφρασης μικρών μοριακών συγκεντρώσεων χρησιμοποιώντας ολόκληρους αριθμούς (Εικόνα 1.3). Έχει κατασκευαστεί από τον Δανό χημικό Soren Sorenson. Σημειώστε στην Εικόνα 1.3 ότι η διαφορά μιας μονάδας pH αντιπροσωπεύει την αλλαγή μιας δεκαδικής τάξης (δηλ. $\times 10$) στη συγκέντρωση των ιόντων H⁺ ή OH⁻.

pH = λογάριθμος του αντιστρόφου της συγκέντρωσης των ιόντων υδρογόνου

H^+	conc.	10^0	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	
OH^-	conc.	10^{-14}	10^{-13}	10^{-12}	10^{-11}	10^{-10}	10^{-9}	10^{-8}	10^{-7}	10^{-6}	10^{-5}	10^{-4}	10^{-3}	10^{-2}	10^{-1}	10^0

Εικόνα 1.3 Κλίμακα pH.

$$= \log \frac{1}{[H^+]}$$

Για παράδειγμα:

$$pH = \log \frac{1}{1 \times 10^{-7}} = \log \frac{10^7}{1} = 7$$

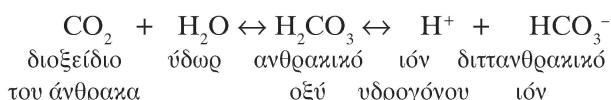
Οξέα και βάσεις

Οξύ. Ουσία η οποία διίσταται σε ιόντα υδρογόνου (H^+).

Βάση. Ουσία η οποία διίσταται σε ιόντα υδροξύλιου (OH^-).

Άλας. Ουσία η οποία δεν διίσταται ούτε σε ιόντα υδρογόνου (H^+) ούτε σε ιόντα υδροξύλιου (OH^-), σε διάλυμα.

Ένα κύριο πρόβλημα για το σώμα είναι ότι πολλά οξέα παράγονται κατά τη διάρκεια του μεταβολισμού. Ένα από τα πιο σημαντικά είναι το ανθρακικό οξύ, που σχηματίζεται όταν το διοξείδιο του άνθρακα διαλύεται στα σωματικά υγρά:



Αυτή είναι μια από τις πιο σημαντικές χημικές αντιδράσεις που θα συναντήσετε στη μελέτη της φυσιολογίας. Άλλα οξέα που ελαττώνουν το pH των σωματικών υγρών είναι φωσφορικά, θειικά, υδροχλωρικά, γαλακτικά, κετονικά και λιπαρά οξέα.

Ρυθμιστικά συστήματα

Ακόμη και αν το σώμα παράγει μεγάλες ποσότητες οξέος κάθε μέρα, το pH του αίματος συνήθως παραμένει μεταξύ των τιμών 7,35 και 7,45. Αυτό επιτυγχάνεται πιθανόν από τη δράση διαφόρων ρυθμιστικών διαλυμάτων στα σωματικά υγρά.

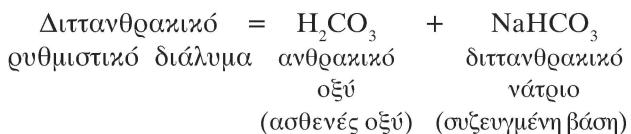
Ρυθμιστικό διάλυμα. Ουσία που αποτρέπει (αντι-

στέκεται) σε μια δραστική αλλαγή του pH όταν οξέα ή βάσεις προστίθενται στο διάλυμα.

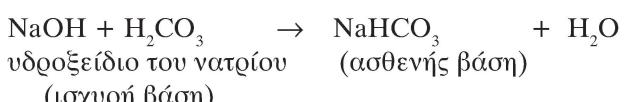
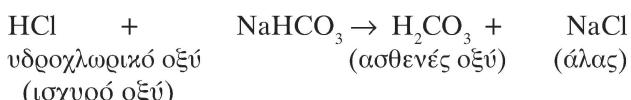
Ρυθμιστικός μηχανισμός. Μηχανισμός που αντικαθιστά ισχυρά οξέα ή βάσεις με ασθενή οξέα ή βάσεις που παράγουν λιγότερα ιόντα H^+ ή OH^- στο διάλυμα.

Τα κυριότερα ρυθμιστικά συστήματα που απαντώνται στα ζώα είναι τα πρωτεΐνικά, φωσφορικά και διττανθρακικά συστήματα. Οι πρωτεΐνες είναι οι πιο συχνοί ρυθμιστές, διαδραματίζοντας έναν κριτικό ρόλο μέσα στα σωματικά κύτταρα όπως επίσης και στο αίμα (π.χ. αλβουμίνες, αιμοσφαιρίνη). Τα φωσφορικά είναι λιγότερο συχνά αλλά εμφανίζουν σημαντική ρυθμιστική δράση στα διακυτταρικά υγρά και στα νεφρικά σωληνάρια.

Τα διττανθρακικά είναι τα πιο σημαντικά στη ρύθμιση του εξωκυττάριου υγρού (διάμεσο υγρό και πλάσμα). Το σύστημα των διττανθρακικών είναι ένα μοναδικό ρυθμιστικό διάλυμα επειδή τα συστατικά του (HCO_3^- και CO_2) μπορούν να ρυθμιστούν από το νεφρικό και αναπνευστικό σύστημα. Αυτό το καθιστά ένα πολύ ισχυρό και άμεσα αποκρινόμενο ρυθμιστικό διάλυμα, που πρέπει κανείς να το χειρίζεται με μεγάλη προσοχή και ακρίβεια.



Προσθέτοντας ένα ισχυρό οξύ ή βάση σε αυτό το σύστημα παράγονται οι ακόλουθες αντιδράσεις:



Επομένως, τα διττανθρακικά χημικά ρυθμιστικά δια-