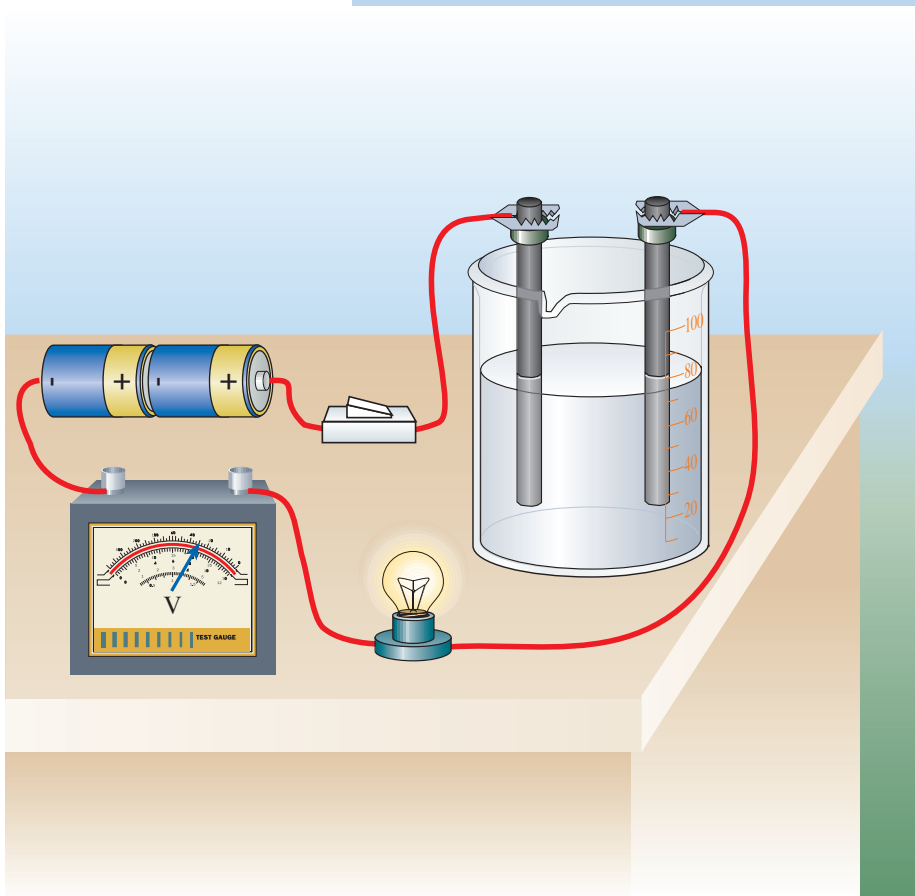


ΚΕΦΑΛΑΙΟ 7

ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΕΣ

- 7.1 Τι είναι ηλεκτρολύτες
Η θεωρία του Arrhenius
 - 7.2 Πού οφείλεται η αγωγιμότητα των ηλεκτρολυτών
Ηλεκτρολυτική διάσταση ιοντικών ενώσεων
Διάσταση μοριακών ενώσεων
 - 7.3 Ισχυροί ηλεκτρολύτες
 - 7.4 Ασθενείς ηλεκτρολύτες
Σταθερά διάστασης
 - 7.5 Βαθμός διάστασης
- Ασκήσεις



7.1 Τι είναι ηλεκτρολύτες. Η θεωρία του Arrhenius



Το 1884, όταν ο Svante Arrhenius πρωτοδημοσίευσε τα συμπεράσματά του, η αντίδραση ήταν τόσο μεγάλη, ώστε διακινδύνευσε τη διδακτορική του διατριβή. Το 1903 όμως, για αυτή του τη θεωρία, ο Arrhenius τιμήθηκε με το βραβείο Nobel.

7.1 Τι είναι ηλεκτρολύτες Η θεωρία του Arrhenius

Ο Σουηδός χημικός Arrhenius, μελετώντας τις ιδιότητες των υδατικών διαλυμάτων, παρατήρησε ότι ορισμένα από αυτά:

- Παρουσιάζουν αποκλίσεις από τις αναμενόμενες ιδιότητες, που εξαρτώνται από τον αριθμό των σωματιδίων στο διάλυμα.
- Εμφανίζουν ηλεκτρική αγωγιμότητα.

Οι παρατηρήσεις αυτές οδήγησαν τον Arrhenius στα ακόλουθα δύο συμπεράσματα:

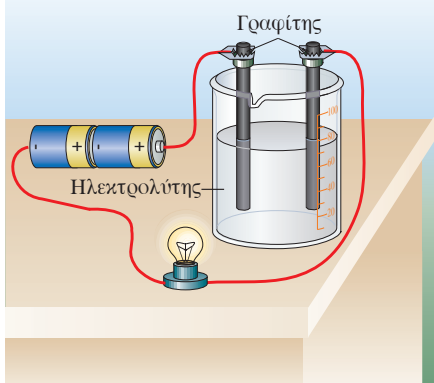
- (α) Ο αριθμός των σωματιδίων, που προκύπτουν κατά τη διάλυση ορισμένων ενώσεων στο νερό, είναι μεγαλύτερος από τον αριθμό των μορίων που διαλύθηκαν.
- (β) Στα διαλύματα αυτά περιέχονται σωματίδια, που φέρουν ηλεκτρικό φορτίο.

Οι ουσίες, των οποίων τα υδατικά διαλύματα παρουσιάζουν ηλεκτρική αγωγιμότητα, ονομάζονται ηλεκτρολύτες.

Για να ταξινομηθούν οι διάφορες ουσίες σε ηλεκτρολύτες και μη ηλεκτρολύτες, μπορεί να μελετηθεί η αγωγιμότητα διαλυμάτων διαφόρων ουσιών της ίδιας μοριακότητας, με τη χρήση συσκευής, που απεικονίζεται στο διπλανό σχήμα. Η συσκευή αποτελείται από δυο ηλεκτρόδια, βυθισμένα σε διάλυμα της ουσίας και ένα λαμπτήρα, ενωμένα με πηγή ηλεκτρικού ρεύματος. Οι παρατηρήσεις καταγράφονται στον πίνακα 7.1

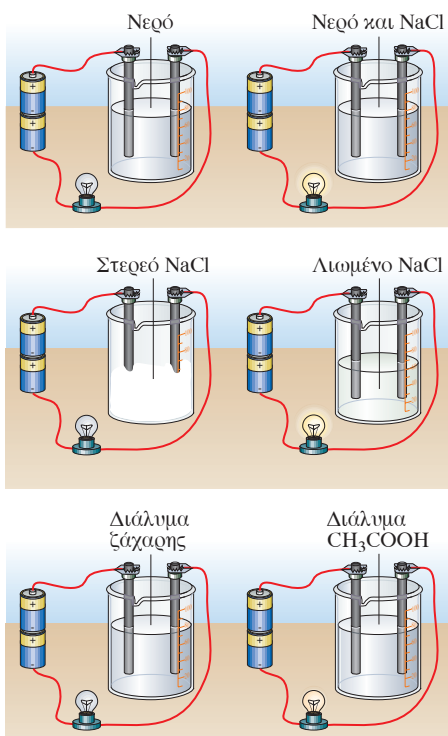
Πίνακας 7.1

Έντονη φωτοβολία του λαμπτήρα	Ασθενής φωτοβολία του λαμπτήρα	Ο λαμπτήρας δεν ανάβει
NaCl άλας	CH ₃ COOH οξύ	C ₃ H ₆ O ασετόν
K ₂ SO ₄ άλας	NH ₃ βάση	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ ζάχαρη
MgCl ₂ άλας	H ₂ SO ₃ οξύ	C ₂ H ₆ O οινό-πνευμα
HCl οξύ	H ₃ PO ₄ οξύ	αποσταγμένο νερό
H ₂ SO ₄ οξύ		
NaOH βάση		
φυσικό νερό		



Συσκευή ελέγχου της αγωγιμότητας των υδατικών διαλυμάτων

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 7 ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΕΣ



Μοριακές ενώσεις είναι ουσίες, στα μόρια των οποίων οι δεσμοί είναι ομοιοπολικοί

Με κριτήριο την ένταση της φωτοβολίας του λαμπτήρα, οι ουσίες ταξινομούνται σε τρεις κατηγορίες: Τους ισχυρούς ηλεκτρολύτες, τους ασθενείς ηλεκτρολύτες και τους μη ηλεκτρολύτες.

1. Ισχυροί ηλεκτρολύτες

Τα υδατικά τους διαλύματα έχουν μεγάλη ηλεκτρική αγωγιμότητα και προκαλούν έντονη φωτοβολία του λαμπτήρα.

2. Ασθενείς ηλεκτρολύτες

Τα υδατικά τους διαλύματα έχουν μικρή ηλεκτρική αγωγιμότητα και προκαλούν μικρής έντασης φωτοβολία του λαμπτήρα.

3. Μη ηλεκτρολύτες

Τα υδατικά τους διαλύματα δεν έχουν ηλεκτρική αγωγιμότητα και δεν προκαλούν φωτοβολία του λαμπτήρα.

Από τις πιο πάνω παρατηρήσεις και τον ορισμό των ηλεκτρολυτών συμπεραίνονται τα ακόλουθα:

- Τα οξέα, οι βάσεις και τα άλατα είναι ηλεκτρολύτες.
- Ηλεκτρολύτες είναι όλες οι ιοντικές ενώσεις και ορισμένες μοριακές.
- Το αποσταγμένο νερό δεν παρουσιάζει αγωγιμότητα, σε αντίθεση με το φυσικό νερό που παρουσιάζει αγωγιμότητα.
- Η ζάχαρη, το οινόπνευμα και γενικά οι πλείστες από τις μοριακές ενώσεις, δεν είναι ηλεκτρολύτες.

ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

Να χρησιμοποιήσετε τον πίνακα των αποτελεσμάτων, για να απαντήσετε στις πιο κάτω ερωτήσεις.

1. Να γράψετε τους χημικούς τύπους και τα ονόματα:
 - (α) Δύο οξέων που είναι ασθενείς ηλεκτρολύτες
 - (β) Δύο μοριακών ενώσεων που είναι ισχυροί ηλεκτρολύτες

7.2 Πού οφείλεται η αγωγιμότητα των υδατικών διαλυμάτων/τηγμάτων των ηλεκτρολυτών

2. Να εξηγήσετε γιατί το φυσικό νερό προκαλεί έντονη φωτοβολία του λαμπτήρα.
3. Η γλυκόζη έχει μοριακό τύπο $C_6H_{12}O_6$. Σε ένα λίτρο υδατικού διαλύματός της 0,5 M, περιέχονται 3×10^{23} σωματίδια. Να χαρακτηρίσετε τη γλυκόζη ως ηλεκτρολύτη ή μη ηλεκτρολύτη, δικαιολογώντας την απάντησή σας.

Τα μέταλλα είναι αγωγοί του ηλεκτρικού ρεύματος, γιατί σ' αυτά υπάρχουν ελεύθερα ηλεκτρόνια



Κρύσταλλος χλωριούχου νατρίου

7.2 Πού οφείλεται η αγωγιμότητα των υδατικών διαλυμάτων/τηγμάτων των ηλεκτρολυτών

Όπως είναι γνωστό, για να είναι ένα σώμα αγωγός του ηλεκτρικού ρεύματος, πρέπει να περιέχονται σ' αυτό ελεύθερα ηλεκτρικά φορτισμένα σωματίδια.

Ηλεκτρολυτική διάσπαση ιοντικών ενώσεων

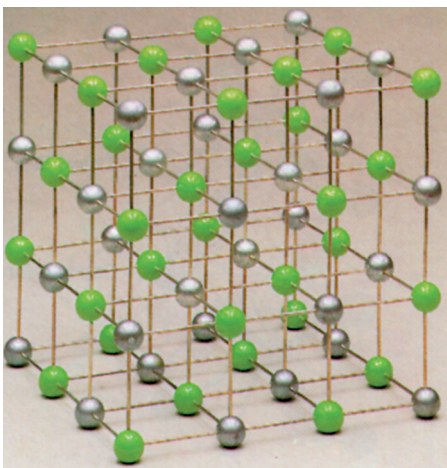
Τα άλατα και τα υδροξείδια των μετάλλων είναι κατά κανόνα ιοντικές ενώσεις. Το κρυσταλλικό τους πλέγμα αποτελείται από ιόντα, τα οποία συγκρατούνται σε καθορισμένες θέσεις με ισχυρές ηλεκτροστατικές δυνάμεις έλξης.

Όταν μια ιοντική ένωση διαλύεται στο νερό, τα μόρια του νερού, που ως γνωστό είναι πολωμένα, προσανατολίζονται με τέτοιο τρόπο, ώστε το θετικό τμήμα του μορίου να έλκει το αρνητικό ιόν και το αρνητικό τμήμα του μορίου να έλκει το θετικό ιόν. Αυτό προκαλεί εξασθένιση των ελκτικών δυνάμεων ανάμεσα στα αντίθετα φορτισμένα ιόντα του κρυσταλλικού πλέγματος, οπότε αυτά απομακρύνονται το ένα από το άλλο και τελικά επέρχεται ρήξη του κρυσταλλικού πλέγματος.

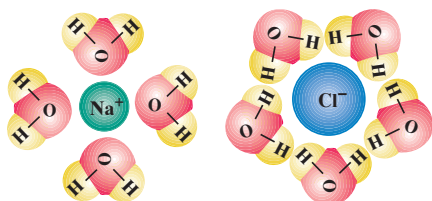
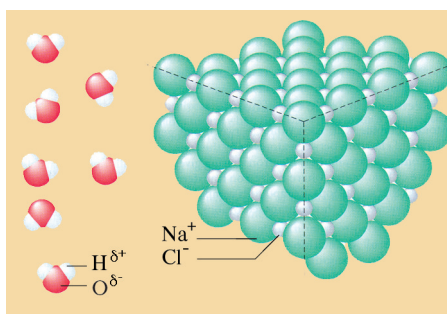
Η ρήξη του κρυσταλλικού πλέγματος των ιοντικών ενώσεων στα υδατικά τους διαλύματα, ονομάζεται **ηλεκτρολυτική διάσπαση** ή ιοντισμός.

Τα μόρια του νερού περιβάλλουν τα ιόντα που έχουν ελευθερωθεί από το κρυσταλλικό πλέγμα, με τρόπο που τα εμποδίζουν να επανενωθούν μεταξύ τους. Το φαινόμενο αυτό ονομάζεται **ενυδάτωση** και τα ιόντα χαρακτη-

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 7 ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΕΣ



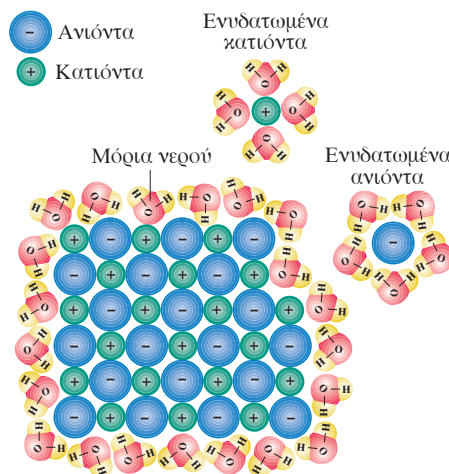
Σχηματική παράσταση του ιοντικού πλέγματος του NaCl



Ενυδατωμένα ιόντα νατρίου και χλωρίου

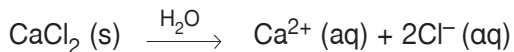
ρίζονται ως **ενυδατωμένα ιόντα**.

Η ηλεκτρική αγωγιμότητα των υδατικών διαλυμάτων των ιοντικών ενώσεων, οφείλεται στην κίνηση των ενυδατωμένων ιόντων.



Ηλεκτρολυτική διάσπαση του χλωριούχου νατρίου

Οι ιοντικές ενώσεις στα υδατικά τους διαλύματα δίσταται πλήρως σε ιόντα. Η ηλεκτρολυτική διάσπαση μπορεί να παρασταθεί και με χημικές εξισώσεις, ως εξής:



* Τα γράμματα δίπλα από τους χημικούς τύπους, δηλώνουν τη φάση, στην οποία βρίσκεται η ουσία.

s (solid) = στερεό

aq (aqueous) = υδατικό διάλυμα

g (gas) = αέριο

l (liquid) = υγρό

Τήξη ιοντικών ενώσεων

Η ρήξη του κρυσταλλικού πλέγματος των ιοντικών ενώσεων μπορεί να γίνει και με τήξη. Η ενέργεια που προσφέρεται με τη θέρμανση της ουσίας, αυξάνει την κινητική ενέργεια των ιόντων, με αποτέλεσμα να προκαλεί-

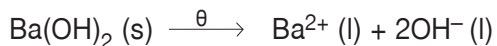
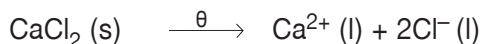
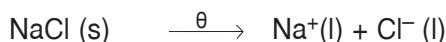
7.2 Πού οφείλεται η αγωγιμότητα των υδατικών διαλυμάτων/τηγμάτων των ηλεκτρολυτών

Στις ιοντικές ενώσεις τα ιόντα προϋπάρχουν

ται χαλάρωση των ελκτικών δυνάμεων που ασκούνται μεταξύ τους. Ο κρύσταλλος καταστρέφεται και τα ιόντα κινούνται ελεύθερα στο τήγμα.

Τα τήγματα των ιοντικών ενώσεων είναι αγωγοί του ηλεκτρικού ρεύματος, γιατί σ' αυτά υπάρχουν ελεύθερα ιόντα.

ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ



Διάσπαση μοριακών ενώσεων

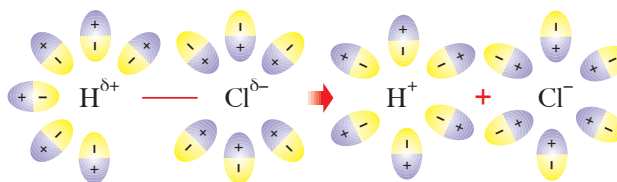
Στις μοριακές ενώσεις δεν υπάρχουν ιόντα. Οι ενώσεις αυτές αποτελούνται από μόρια, με ομοιοπολικούς δεσμούς μεταξύ των ατόμων που τα σχηματίζουν.

Αν οι μοριακές ενώσεις είναι απολικές, αυτές δε διαλύονται στο νερό.

Στις περιπτώσεις, όμως, που οι μοριακές ενώσεις είναι ισχυρά πολωμένες, όπως για παράδειγμα τα οξέα, αυτές διαλύονται στο νερό και δίστανται σε ιόντα, όπως φαίνεται στο παράδειγμα που ακολουθεί.

Διάσπαση υδροχλωρίου σε υδατικό διάλυμα

Όταν τα πολωμένα μόρια του αερίου υδροχλωρίου, HCl, διαλυθούν στο νερό, τότε τα μόρια του νερού, που είναι επίσης πολωμένα, προσανατολίζονται γύρω από αυτά, με τρόπο ώστε οι «αντίθετοί τους πόλοι» να έλκονται, όπως φαίνεται σχηματικά στο διάγραμμα που ακολουθεί.



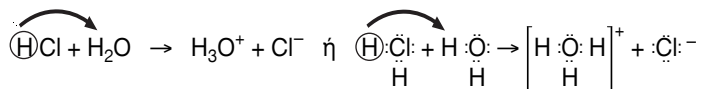
Σχηματική απεικόνιση του ιοντισμού του υδροχλωρίου σε υδατικό του διάλυμα

Στις μοριακές ενώσεις δεν υπάρχουν ιόντα. Αυτά σχηματίζονται στα υδατικά τους διαλύματα, με την επίδραση των διπόλων του νερού.

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 7 ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΕΣ

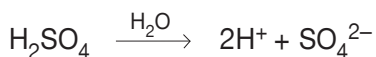
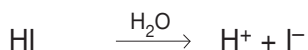
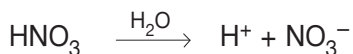
Η επίδραση των μορίων του νερού στα μόρια του υδροχλωρίου προκαλεί **ετερολυτική σχάση** των μορίων του υδροχλωρίου, δηλαδή σπάσιμο του δεσμού H-Cl, με τρόπο που να σχηματίζονται ιόντα. Το χλώριο αποσπά και τα δύο ηλεκτρόνια του ομοιοπολικού δεσμού, με αποτέλεσμα να φορτίζεται αρνητικά (Cl^-), αφού έχει ένα επιπλέον ηλεκτρόνιο. Το υδρογόνο, που χάνει το ηλεκτρόνιό του, το οποίο αποσπάστηκε από το χλώριο, φορτίζεται θετικά (H^+).

Σήμερα θεωρείται ότι στα υδατικά διαλύματα το κατιόν του υδρογόνου είναι ενωμένο με ένα μόριο νερού, και σχηματίζει το κατιόν **οξώνιο**, H_3O^+ . Επομένως ο ιοντισμός των οξέων στα υδατικά τους διαλύματα μπορεί να αποδοθεί καλύτερα με τις ακόλουθες αντιδράσεις:

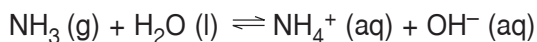


Για απλούστευση της γραφής των αντιδράσεων, το κατιόν οξώνιο θα παριστάνεται με το σύμβολο H^+ . Στην πραγματικότητα όμως αυτό είναι συνδεδεμένο με το μόριο του νερού.

Με τον ίδιο τρόπο δίστανται στο νερό και τα υπόλοιπα οξέα.



Η αμμωνία επίσης διαλύεται και δίσταται στο νερό (βλ. σελ. 92)



7.3 Ισχυροί ηλεκτρολύτες

ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Να εξηγήσετε γιατί:
 - (α) Το υδροχλώριο στους -90°C δεν παρουσιάζει αγωγιμότητα (σημείο ζέσεως υδροχλωρίου = -85°C).
 - (β) Το στερεό χλωριούχο νάτριο δεν είναι αγωγός του ηλεκτρικού ρεύματος.
 - (γ) Τα τήγματα των αλάτων και των υδροξειδίων των μετάλλων παρουσιάζουν αγωγιμότητα, ενώ τα τήγματα των οξέων όχι.
2. Να γράψετε τις αντιδράσεις, που περιγράφουν τη διάλυση των πιο κάτω ουσιών στο νερό:
 $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, HBr , Na_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

7.3 Ισχυροί ηλεκτρολύτες

Όπως αναφέρθηκε πιο πάνω, με κριτήριο την αγωγιμότητα των διαλυμάτων τους, οι ηλεκτρολύτες διακρίνονται σε **ισχυρούς** και **ασθενείς**. Στη συνέχεια θα μελετηθούν άλλες ιδιότητες των ισχυρών και των ασθενών ηλεκτρολυτών.

Ισχυροί ηλεκτρολύτες είναι οι ενώσεις, που δίστανται πλήρως στα υδατικά τους διαλύματα. Σε ένα αραιό υδατικό διάλυμα ισχυρού ηλεκτρολύτη δεν περιέχονται αδιάσπαστα μόρια, αλλά μόνο ιόντα.

Οι ιοντικές ενώσεις είναι ισχυροί ηλεκτρολύτες, γιατί στα υδατικά τους διαλύματα δίστανται πλήρως. Τα αλάτα και τα υδροξείδια των μετάλλων είναι κατά κανόνα ιοντικές ενώσεις και γι' αυτό ανήκουν στους ισχυρούς ηλεκτρολύτες.

Στους ισχυρούς ηλεκτρολύτες ανήκουν επίσης και μοριακές ενώσεις. Αυτές, όταν διαλυθούν στο νερό, δίστανται πλήρως, με αποτέλεσμα στο διάλυμα να υπάρχουν μόνο ιόντα. Τέτοιες ενώσεις είναι μερικά οξέα και μερικές βάσεις.

Ισχυροί ηλεκτρολύτες είναι οι ουσίες που δίστανται πλήρως στα υδατικά τους διαλύματα

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 7 ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΕΣ

Τα δυσδιάλυτα άλατα και τα δυσδιάλυτα υδροξείδια των μετάλλων κατατάσσονται στους ισχυρούς ηλεκτρολύτες, γιατί όση ποσότητά τους διαλύεται στο νερό, δίσταται πλήρως

- Τα οξέα και οι βάσεις που ανήκουν στους ισχυρούς ηλεκτρολύτες, χαρακτηρίζονται ως **ισχυρά οξέα** ή **ισχυρές βάσεις**, αντίστοιχα.
- Οι ισχυροί ηλεκτρολύτες έχουν μεγάλη ηλεκτρική αγωγιμότητα.
- Οι αντιδράσεις ιοντισμού των ισχυρών ηλεκτρολυτών παριστάνονται με μονόδρομα βέλη.

Πίνακας 7.2: Ισχυρά οξέα και ισχυρές βάσεις

Ισχυρά οξέα	Ισχυρές βάσεις
HClO ₄	NaOH
H ₂ SO ₄	KOH
HNO ₃	Ba(OH) ₂
HI	Ca(OH) ₂
HBr	
HCl	

Υπολογισμός της συγκέντρωσης των ιόντων στα υδατικά διαλύματα των ισχυρών ηλεκτρολυτών

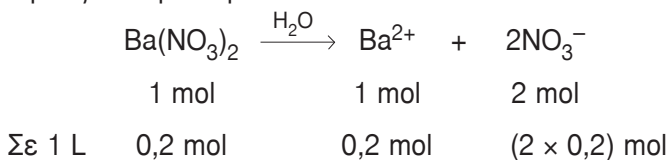
Για να υπολογιστεί η συγκέντρωση των ιόντων στα υδατικά διαλύματα των ισχυρών ηλεκτρολυτών, είναι αρκετό να είναι γνωστός ο χημικός τύπος και η συγκέντρωση του ηλεκτρολύτη.

ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ

(α) Να υπολογιστούν οι συγκεντρώσεις των κατιόντων βαρίου, Ba²⁺, και των νιτρικών ανιόντων, NO₃⁻, σε υδατικό διάλυμα νιτρικού βαρίου, Ba(NO₃)₂, 0,2 M.

ΛΥΣΗ

Γράφεται η χημική εξίσωση για την ηλεκτρολυτική διάσπαση του νιτρικού βαρίου σε υδατικό διάλυμα και χρησιμοποιείται η αναλογία των moles, που δηλώνεται από την εξίσωση αυτή.



7.3 Ισχυροί ηλεκτρολύτες

Άρα σε 1 L του διαλύματος περιέχονται 0,2 mol Ba^{2+} και 0,4 mol NO_3^- .

$$\begin{aligned} \text{Επομένως } [\text{Ba}^{2+}] &= 0,2 \text{ mol L}^{-1} && (\text{ή } 0,2 \text{ M}) \\ [\text{NO}_3^-] &= 0,4 \text{ mol L}^{-1} && (\text{ή } 0,4 \text{ M}) \end{aligned}$$

* Το σύμβολο [] δηλώνει συγκέντρωση σε mol L^{-1} .

(β) Να υπολογίσετε τη συγκέντρωση των ιόντων σε υδατικό διάλυμα θειικού οξέος, αν είναι γνωστό ότι σε 250 mL διαλύματος περιέχονται 0,49 γραμμάρια θειικού οξέος.

ΛΥΣΗ

(α) Υπολογίζεται η μοριακότητα του διαλύματος του θειικού οξέος.

$$250 \text{ mL διαλύματος περιέχουν } 0,49 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

$$1000 \text{ mL } \quad \quad \quad x ;$$

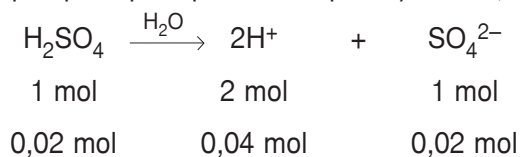
$$x = 1,96 \text{ g}$$

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98, \text{ άρα } 1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \text{ έχει μάζα } 98 \text{ g}$$

$$x ; \quad \quad \quad 1,96 \text{ g}$$

$$x = 0,02 \text{ mol}$$

Συνεπώς η συγκέντρωση του διαλύματος είναι 0,02 M.



Επομένως $[\text{H}^+] = 0,04 \text{ mol L}^{-1}$ και $[\text{SO}_4^{2-}] = 0,02 \text{ mol L}^{-1}$

ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Σε υδατικό διάλυμα οξέος του τύπου H_2X , συγκέντρωσης 0,1 M, περιέχονται $0,2 \text{ mol L}^{-1}$ ιόντων υδρογόνου. Να χαρακτηρίσετε το οξύ ως ισχυρό ή ασθενές και να δικαιολογήσετε την απάντησή σας.

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 7 ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΕΣ

2. Σε 100 mL διαλύματος υδροξειδίου του νατρίου περιέχονται 0,4 g της βάσης.
- (α) Να υπολογίσετε τη μοριακότητα του διαλύματος.
- (β) Να υπολογίσετε τη συγκέντρωση των ιόντων υδροξυλίου στο πιο πάνω διάλυμα.
3. Η συγκέντρωση ιόντων νατρίου (Na^+) σε υδατικό διάλυμα θειικού νατρίου, Na_2SO_4 , είναι $0,5 \text{ mol L}^{-1}$. Ποια από τις πιο κάτω τιμές εκφράζει τη μοριακότητα του διαλύματος; Να δικαιολογήσετε την απάντησή σας.
- A. 0,5 M B. 0,25 M Γ. 1 M

7.4 Ασθενείς ηλεκτρολύτες Σταθερά διάστασης

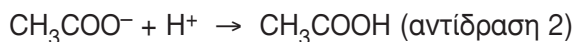
Ορισμένες χημικές αντιδράσεις είναι **ποσοτικές** ή **ολικές**, δηλαδή οι αντιδράσεις αυτές οδηγούνται προς συμπλήρωση και ολόκληρη η ποσότητα των αντιδρώντων σωμάτων μετατρέπεται σε προϊόντα, δεδομένου ότι αυτά αναμίχθηκαν σε στοιχειομετρικές ποσότητες. Αυτό ισχύει στις περιπτώσεις διάστασης σε υδατικά διαλύματα **ισχυρών** ηλεκτρολυτών, όπου η διάσταση είναι πλήρης και στο υδατικό διάλυμα υπάρχουν μόνο ιόντα. Ορισμένες άλλες, όμως, χημικές αντιδράσεις, δεν είναι ποσοτικές. Στις αντιδράσεις αυτές, τα προϊόντα, καθώς σχηματίζονται, αντιδρούν μεταξύ τους και ξανασχηματίζουν τα αντιδρώντα. Τέτοιες αντιδράσεις, που είναι αυθόρμητα αντιστρεπτές, ονομάζονται **αμφίδρομες**.

Η διάσταση των **ασθενών** ηλεκτρολυτών είναι μια αμφίδρομη αντίδραση. Σε ένα διάλυμα ασθενούς ηλεκτρολύτη συνυπάρχουν μόρια και ιόντα.

Για παράδειγμα, όταν τα μόρια του οξικού οξέος βρεθούν στο νερό, μερικά από αυτά δίστανται σε ιόντα.



Ταυτόχρονα όμως, μερικά ιόντα στο διάλυμα ξαναενώνονται μεταξύ τους και σχηματίζουν μόρια οξικού οξέος.



Σε κάθε 1000 μόρια οξικού οξέος σε 1 M διάλυμά του στο νερό, μόνο 4 δίστανται σε ιόντα.

7.4 Ασθενείς ηλεκτρολύτες. Σταθερά διάστασης

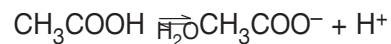
Ενώ η ταχύτητα της αντίδρασης (1) μειώνεται, η ταχύτητα της αντίδρασης (2) αυξάνεται, μέχρις ότου οι δυο ταχύτητες εξισωθούν.

Σε μια αμφίδρομη αντίδραση μπορεί να αποκατασταθεί χημική ισορροπία

Στο σημείο αυτό αποκαθίσταται **χημική ισορροπία**. Στην κατάσταση αυτή, οι συγκεντρώσεις των σωματιδίων παραμένουν σταθερές. Οι δύο ταυτόχρονες αντιδράσεις δε σταματούν να πραγματοποιούνται. Απλώς τα αποτελέσματα της μιας αναιρούνται από την αντίθετη, δεδομένου ότι οι ταχύτητες πραγματοποίησής τους είναι ίσες.

Γι' αυτό η χημική ισορροπία χαρακτηρίζεται ως **δυναμική**.

Η χημική εξίσωση για τη διάσταση του οξικού οξέος γράφεται ως εξής:



Σε υδατικό διάλυμα οξικού οξέος, συνυπάρχουν μόρια και ιόντα

Το διπλό βέλος, \rightleftharpoons , δηλώνει ότι η αντίδραση είναι αμφίδρομη και ότι στο σύστημα έχει αποκατασταθεί χημική ισορροπία.

Στην κατάσταση της ισορροπίας, η σχέση των συγκεντρώσεων μορίων και ιόντων εκφράζεται με μια σταθερά, που ονομάζεται **σταθερά χημικής ισορροπίας** και συμβολίζεται με το γράμμα **K**.

Η τιμή της σταθεράς αυτής είναι χαρακτηριστική για κάθε αντίδραση και εξαρτάται **μόνο** από τη θερμοκρασία. Στην περίπτωση διάστασης ασθενών ηλεκτρολυτών, η σταθερά χημικής ισορροπίας ονομάζεται **σταθερά διάστασης**.

Η σταθερά αυτή ισούται με το πηλίκο του γινομένου των συγκεντρώσεων των ιόντων, δια της συγκέντρωσης των αδιάστατων μορίων.

Η μαθηματική έκφραση της σταθεράς διάστασης, για την περίπτωση του οξικού οξέος, είναι η ακόλουθη:

$$K_{\text{οξ}} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 7 ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΕΣ

Αν $K_{\eta\lambda} > 1$, θεωρείται ισχυρός ηλεκτρολύτης

Αν $K_{\eta\lambda} < 10^{-3}$, θεωρείται ασθενής ηλεκτρολύτης

Ασθενείς ηλεκτρολύτες είναι οι ουσίες που διίστανται μερικώς στα υδατικά τους διαλύματα.

Η σταθερά διάστασης αποτελεί μέτρο της ισχύος των ηλεκτρολυτών, σε ορισμένη θερμοκρασία.

Γενικά, αν ένα οξύ έχει σταθερά διάστασης:

- $K_{οξ} > 1$, θεωρείται ισχυρό οξύ.
- $K_{οξ} < 10^{-3}$, θεωρείται ασθενές οξύ.

Στον πίνακα 7.3 δίνονται οι σταθερές διάστασης μερικών ηλεκτρολυτών, σε θερμοκρασία 25° C.

- Οι ασθενείς ηλεκτρολύτες έχουν μικρή ηλεκτρική αγωγιμότητα, με αποτέλεσμα να προκαλούν χαμηλής έντασης φωτοβολία του λαμπτήρα.
- Όσα οξέα και βάσεις είναι ασθενείς ηλεκτρολύτες, χαρακτηρίζονται επίσης ως **ασθενή οξέα** ή ως **ασθενείς βάσεις** αντίστοιχα.

Πίνακας 7.3: Σταθερές διάστασης σε θερμοκρασία 25° C

Όνομα ηλεκτρολύτη	Χημικός τύπος	K
Υπερχλωρικό οξύ	HClO ₄	Μεγάλη
Υδροχλωρικό οξύ	HCl	Μεγάλη
Υδροβρωμικό οξύ	HBr	Μεγάλη
Υδροϊωδικό οξύ	HI	Μεγάλη
Θειικό οξύ	H ₂ SO ₄	Μεγάλη
Νιτρώδες οξύ	HNO ₂	$7,1 \cdot 10^{-4}$
Υδροφθορικό οξύ	HF	$6,8 \cdot 10^{-4}$
Μυρμηγκικό οξύ	HCOOH	$1,6 \cdot 10^{-4}$
Οξικό οξύ	CH ₃ COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$
Υποχλωριώδες οξύ	HClO	$3,0 \cdot 10^{-8}$
Αμμωνία	NH ₃	$1,8 \cdot 10^{-5}$
Υδροκυανικό οξύ	HCN	$4,2 \cdot 10^{-10}$

ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Να εξηγήσετε το ρόλο του νερού κατά τη διάσταση του KI στο υδατικό του διάλυμα.
2. Να γράψετε τις εξισώσεις για τις αντιδράσεις διάστασης των οξέων: HNO₂, HF, H₂SO₃ και HCN.

7.4 Ασθενείς ηλεκτρολύτες. Σταθερά διάστασης

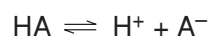
Υπολογισμός της συγκέντρωσης των ιόντων, σε υδατικά διαλύματα ασθενών ηλεκτρολυτών

Για να υπολογιστεί η συγκέντρωση των ιόντων, στα διαλύματα των ασθενών ηλεκτρολυτών, είναι απαραίτητο να είναι γνωστά:

- Η συγκέντρωση του ηλεκτρολύτη
- Η σταθερά διάστασής του.

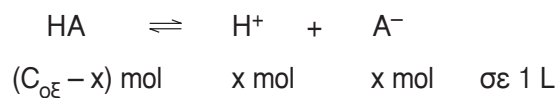
Έστω ασθενές οξύ HA, συγκέντρωσης $C_{\text{οξ}}$ και με σταθερά διάστασης $K_{\text{οξ}}$, σε ορισμένη θερμοκρασία:

- Γράφεται η χημική εξίσωση για τη διάσταση του οξέος:



Έστω ότι x μόρια του οξέος έχουν διασταθεί. Από την αναλογία των μολε συνάγεται ότι έχουν σχηματιστεί x mol H^+ και x mol A^- .

Άρα στην κατάσταση ισορροπίας ισχύουν τα εξής:



- Γράφεται η σχέση για τη σταθερά διάστασης και αντικαθίστανται οι συγκεντρώσεις

$$K_{\text{οξ}} = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{x^2}{C_{\text{οξ}} - x}$$

Επειδή το x είναι πολύ μικρός αριθμός, δεδομένου ότι το οξύ είναι ασθενές, η διαφορά $(C_{\text{οξ}} - x)$ μπορεί να θεωρηθεί κατά προσέγγιση ίση με $C_{\text{οξ}}$.

Επομένως
$$K_{\text{οξ}} = \frac{x^2}{C_{\text{οξ}}}$$

$$x = \sqrt{K_{\text{οξ}} C_{\text{οξ}}}$$

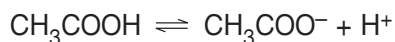
Η πιο πάνω σχέση μπορεί να χρησιμοποιηθεί για επίλυση προβλημάτων υπολογισμού συγκεντρώσεων.

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 7 ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΕΣ

ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑ

Να υπολογιστεί η συγκέντρωση των κατιόντων υδρογόνου, H^+ , σε υδατικό διάλυμα οξικού οξέος 0,1 M, στους $25^\circ C$, αν είναι γνωστό ότι η σταθερά διάστασης του οξέος ισούται με $1,8 \cdot 10^{-5}$ σ' αυτή τη θερμοκρασία.

ΛΥΣΗ



Στην κατάσταση χημικής ισορροπίας ισχύουν τα εξής:

$$[CH_3COO^-] = [H^+] = x \text{ mol L}^{-1}$$

$$[CH_3COOH] = (0,1 - x) \text{ mol L}^{-1}$$

$$K_{οξ} = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]} = \frac{x^2}{0,1 - x} \approx \frac{x^2}{0,1}$$

$$x = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1}$$

$$x = [H^+] = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

- Πιο απλά, μετά τη γραφή της χημικής εξίσωσης για τη διάσταση του οξικού οξέος, χρησιμοποιείται η σχέση $[H^+] = \sqrt{K_{οξ}C_{οξ}}$ και αντικαθίστανται τα δεδομένα.

ΕΡΩΤΗΣΕΙΣ

1. Γιατί δε δίνονται τιμές για τις σταθερές διάστασης των πρώτων πέντε οξέων του πίνακα 7.3;
2. Να εξηγήσετε το ρόλο του νερού στη διάσταση των οξέων και των βάσεων.
3. Να υπολογίσετε τη σταθερά διάστασης του μυρμηκικού οξέος, $HCOOH$, στους $25^\circ C$, αν είναι γνωστό ότι σε 100 mL 0,8 M διαλύματός του, περιέχονται 0,0012 mol ιόντων $HCOO^-$.
4. Διαθέτουμε διαλύματα HCl , 0,1 M και CH_3COOH 0,1 M. Η συγκέντρωση κατιόντων υδρογόνου θα είναι η ίδια ή διαφορετική στα δύο διαλύματα; Να δικαιολογήσετε την απάντησή σας.

7.5 Βαθμός διάστασης

Όπως έχει ήδη αναφερθεί, η ισχύς των ηλεκτρολυτών σχετίζεται με τον αριθμό των μορίων του ηλεκτρολύτη που διίστανται. Μέτρο της ισχύος των ηλεκτρολυτών είναι η σταθερά διάστασής τους σε ορισμένη θερμοκρασία.

Η ισχύς ενός ηλεκτρολύτη μπορεί να αποδοθεί ποσοτικά και με το **βαθμό διάστασης** (ή **βαθμό ιοντισμού**), που συμβολίζεται με το γράμμα **a**.

Βαθμός διάστασης (a) είναι ο λόγος της συγκέντρωσης των μορίων που διαστάθηκαν, στην κατάσταση ισορροπίας, προς την ολική συγκέντρωση του ηλεκτρολύτη.

Βαθμός διάστασης

$$a = \frac{x}{C}$$

$$a = \frac{\text{συγκέντρωση ηλεκτρολύτη που έχει διασταθεί}}{\text{ολική συγκέντρωση ηλεκτρολύτη}}$$

$$\text{ή } a = \frac{x}{C}$$

όπου, x = συγκέντρωση ηλεκτρολύτη που διαστάθηκε
 C = ολική συγκέντρωση ηλεκτρολύτη

Συχνά ο βαθμός διάστασης εκφράζεται ως ποσοστό διάστασης επί τοις εκατό ($a \%$).

Ποσοστό διάστασης επί τοις εκατόν

$$a \% = a \cdot 100$$

Για παράδειγμα, ένας ασθενής ηλεκτρολύτης έχει ποσοστό διάστασης 2 %, στους 25° C. Αυτό σημαίνει ότι:

(α) Σε κάθε 100 μόρια ηλεκτρολύτη διίστανται 2, σ' αυτές τις συνθήκες.

(β) Ο βαθμός διάστασης είναι:

$$a = \frac{\text{αριθμός διασταθέντων μορίων}}{\text{ολικός αριθμός μορίων}}$$

δηλαδή $\frac{2}{100}$ επομένως **$a = 0,02$** ή **$a \% = 2 \%$**

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 7 ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΕΣ

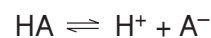
Ο βαθμός διάστασης, καθώς εξαρτάται από τη συγκέντρωση, μπορεί να χρησιμοποιηθεί ως μέτρο σύγκρισης της ισχύος των ηλεκτρολυτών, μόνο αν πρόκειται για διαλύματα της ίδιας συγκέντρωσης.

ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑ

Να υπολογιστεί ο βαθμός διάστασης και το ποσοστό διάστασης ασθενούς οξέος, HA, σε διάλυμά του 0,01 M, αν είναι γνωστό ότι η σταθερά διάστασης του οξέος, στους 25° C, είναι ίση με $6,8 \cdot 10^{-4}$.

ΛΥΣΗ

(α) Γράφεται η αντίδραση διάστασης του οξέος και η σταθερά διάστασής του.



$$K_{\text{οξ}} = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

(β) Υπολογίζεται η συγκέντρωση των κατιόντων υδρογόνου:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_{\text{οξ}} C_{\text{οξ}}} \text{ επομένως } [\text{H}^+] = 2,61 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

(γ) Υπολογίζεται ο βαθμός διάστασης του ηλεκτρολύτη:

$$\alpha = \frac{x}{C_{\text{οξ}}} \text{ επομένως } \alpha = \frac{2,61 \cdot 10^{-3}}{10^{-2}} \text{ και } \alpha = \mathbf{0,261}$$

(δ) Πολλαπλασιάζεται η τιμή του βαθμού διάστασης επί 100, για να βρεθεί το ποσοστό διάστασης.

$$\text{Ποσοστό διάστασης (\%)} = \mathbf{0,261 \cdot 100 = 26,1 \%}$$

A. Ηλεκτρολύτες στο ανθρώπινο σώμα

Τα υγρά του ανθρώπινου σώματος περιέχουν διαλυμένες ουσίες, που βρίσκονται σ' αυτά, είτε υπό μορφή ιόντων είτε υπό μορφή μορίων. Το ηλεκτροκαρδιογράφημα μπορεί να πραγματοποιείται, διότι τα υγρά του σώματος είναι αγωγοί του ηλεκτρικού ρεύματος, αφού σ' αυτά περιέχονται ιόντα.

B. Τα κυριότερα ιόντα στο ανθρώπινο σώμα

Τα κυριότερα ιόντα στο ανθρώπινο σώμα είναι τα ακόλουθα: Ca^{2+} , Mg^{2+} , Na^+ , K^+ , Zn^{2+} , HCO_3^- , HPO_4^{2-} και Cl^- .

Η συγκέντρωση του κάθε ιόντος στο αίμα είναι σταθερή και κυμαίνεται σε καθορισμένα πλαίσια. Απόκλιση από τα επίπεδα αυτά προκαλεί σοβαρές παθήσεις, ακόμη και θάνατο.

- Μείωση των ιόντων ασβεστίου, Ca^{2+} , προκαλεί τετανία
- Μείωση των ιόντων ψευδαργύρου, Zn^{2+} , προκαλεί δερματοπάθειες και τριχόπτωση
- Αύξηση των ιόντων νατρίου, Na^+ , προκαλεί αύξηση της πίεσης του αίματος
- Αύξηση των ιόντων καλίου, K^+ , είναι δυνατό να προκαλέσει ανακοπή της καρδιάς, ενώ ανεπάρκειά τους προκαλεί εμετούς, παράλυση και χαμηλή πίεση.
- Ανεπάρκεια ιόντων μαγνησίου, Mg^{2+} , προκαλεί ναυτία, αδυναμία, κράμπες, ταχυκαρδία και επιληψία.

Γ. Τα ιόντα μαγνησίου, Mg^{2+} , προστατεύουν την καρδιά

Στην Ιαπωνία το ποσοστό των καρδιακών παθήσεων είναι πολύ μικρό. Πιστεύεται ότι αυτό οφείλεται στη μεγάλη περιεκτικότητα του νερού σε ιόντα μαγνησίου. Για την ομαλή λειτουργία της καρδιάς έχει μεγάλη σημασία η αναλογία ιόντων $\text{Mg}^{2+} / \text{Ca}^{2+}$ στο αίμα.

Δ. Ιόντα στο πόσιμο νερό

Στο πόσιμο νερό περιέχονται ιόντα, το είδος των οποίων ποικίλλει ανάλογα με τα πετρώματα της περιοχής από όπου αντλείται. Τέτοια ιόντα είναι τα Ca^{2+} , Mg^{2+} , Na^+ , Cl^- , HCO_3^- κ.ά. Η συγκέντρωση των πιο πάνω ιόντων στο νερό είναι καθορισμένη και πρέπει να ελέγχεται συστηματικά.