

ΑΓΩΓΙΜΟΤΗΤΑ ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΩΝ

Θέμα ασκήσεως

Μελέτη της μεταβολής της αγωγιμότητας ισχυρού και ασθενούς ηλεκτρολύτη με την συγκέντρωση, προσδιορισμός της μοριακής αγωγιμότητας σε άπειρη αραιώση ισχυρού οξέος, προσδιορισμός του βαθμού ιοντισμού και της σταθεράς διαστάσεως ασθενούς οξέος, αγωγιμομετρικές τιτλοδοτήσεις.

Θεωρία

Σε ηλεκτρικό αγωγό μήκους l και διατομής A η αντίσταση δίνεται από την εξίσωση:

$$R = \rho \frac{l}{A} \quad (1)$$

όπου ρ η ειδική αντίσταση του αγωγού εξαρτώμενη μόνον από την φύση του αγωγού, δηλ. του μετάλλου. Στην περίπτωση ηλεκτρολυτικού αγωγού, που τοποθετείται σε δοχείο με ηλεκτρόδια, ο λόγος l/A είναι ο λόγος της αποστάσεως δύο αντιδιαμετρικά τοποθετημένων ηλεκτροδίων από Pt προς την διατομή τους. Το συνδυασμένο αυτό ηλεκτρόδιο ονομάζεται **στοιχείο αγωγιμότητας**, ο δε λόγος l/A αποτελεί την **σταθερά του στοιχείου C** και εκφράζεται συνήθως σε cm^{-1} . Αν καλέσουμε **αγωγιμότητα L** τον λόγο $1/R$. και **ειδική αγωγιμότητα κ** τον λόγο $1/\rho$, έχουμε:

$$\frac{1}{R} = \frac{1}{\rho} \frac{A}{l} \quad \text{και} \quad L = \frac{\kappa}{C} \quad (2)$$

Μονάδες μετρήσεως της αγωγιμότητας είναι το $1 \text{ S (Siemens)} = 1 \Omega^{-1} \text{ (mho)}$ και της ειδικής αγωγιμότητας το $1 \text{ S cm}^{-1} = 1 \Omega^{-1} \text{ cm}^{-1}$.

Η μέτρηση της αγωγιμότητας ενός αγωγού στηρίζεται στην μέτρηση της αντιστάσεως του αγωγού και πραγματοποιείται με εφαρμογή γνωστής διαφοράς δυναμικού στα άκρα του αγωγού και μέτρηση του ρεύματος που τον διαρρέει. Για τον προσδιορισμό της αντίστασης ηλεκτρολυτικού αγωγού χρησιμοποιείται εναλλασσόμενο ρεύμα (συχνότητας περί το 1 kHz) λόγω του ότι το συνεχές προκαλεί ηλεκτρόλυση του διαλύματος με αποτέλεσμα την πόλωση των ηλεκτροδίων και την μεταβολή της συνθέσεως του ηλεκτρολύτη κυρίως στην περιοχή των ηλεκτροδίων καθώς και άλλες αρνητικές επιπτώσεις.

Το φορτίο που διέρχεται από οποιοδήποτε ηλεκτρικό αγωγό είναι ανάλογο των φορέων. Στα διαλύματα των ηλεκτρολυτών η αγωγιμότητα οφείλεται στην κίνηση των θετικών και των αρνητικών ιόντων του διαλύματος και συνεπώς η αγωγιμότητα εξαρτάται από την συγκέντρωση του διαλύματος. Είναι φανερό ότι έχει μεγάλη σημασία η αναγωγή της αγωγιμότητας ανά μονάδα συγκέντρωσης για την σύγκριση των αγωγιμοτήτων των διαφόρων ηλεκτρολυτών. Έτσι εισάγεται η έννοια της μοριακής αγωγιμότητας Λ (ή Λ_m), που ορίζεται ως η ειδική αγωγιμότητα διαλύματος που περιέχει 1 mol ηλεκτρολύτη ανά μονάδα όγκου δηλ.

$$\Lambda = \frac{\kappa}{c^*} \quad (4\alpha)$$

όπου c^* ο αριθμός των mol ανά m^3 ή dm^3 ή cm^3 , οπότε η μοριακή αγωγιμότητα Λ έχει μονάδες $\text{S m}^2 \text{mol}^{-1}$ ή $\text{S dm}^2 \text{mol}^{-1}$ ή $\text{S cm}^2 \text{mol}^{-1}$ αντίστοιχα.

Δεδομένου ότι η συγκέντρωση c εκφράζεται συνήθως σε mol/dm^3 ($= \text{mol/L}$), η μοριακή αγωγιμότητα υπολογίζεται από την τροποποιημένη σχέση (4α):

$$\Lambda = \frac{1000\kappa}{c} \quad (4\beta)$$

όπου c η συγκέντρωση σε mol/dm^3 και κ η ειδική αγωγιμότητα σε S cm^{-1} οπότε η μοριακή αγωγιμότητα Λ έχει μονάδες $\text{S cm}^2 \text{mol}^{-1}$. Για να είναι συγκρίσιμες οι μοριακές αγωγιμότητες

θα πρέπει να προέρχονται από ποσά ουσιών που κατά την διάστασή τους δίνουν τον ίδιο αριθμό φορτίων π.χ. για την σύγκριση των μοριακών αγωγιμοτήτων υδατικών διαλυμάτων NaCl και ZnSO₄ χρησιμοποιείται 1 mol NaCl και 1/2 mol ZnSO₄. Εάν η συγκέντρωση εκφράζεται σε γραμμοϊσοδύναμα ανά λίτρο (g-eq/l), η σχέση (4β) παρέχει την ισοδύναμη αγωγιμότητα Λ σε μονάδες $\Omega^{-1}\text{cm}^2\text{g-eq}^{-1}$.

Κατά την εφαρμογή ηλεκτρικού πεδίου σε ιοντικό διάλυμα, τα ιόντα υπό την επίδραση του πεδίου επιταχύνονται ($f = zeE$, όπου z το σθένος του ιόντος, e το φορτίο του ηλεκτρονίου, E η ένταση του πεδίου), ενώ ταυτόχρονα κατά την κίνησή τους μέσα στο διάλυμα επιβραδύνονται από δυνάμεις τριβής, εξαρτώμενες κυρίως από το ιξώδες (όπου σύμφωνα με τον νόμο του Stokes $f = 6\pi\eta r$, όπου η το ιξώδες, r η ακτίνα του ιόντος, v η ταχύτητα). Όταν οι δυνάμεις αυτές εξισωθούν, το ιόν αποκτά σταθερή ταχύτητα με την οποία κινείται στο διάλυμα, δηλ. στην περίπτωση κατιόντος και ανιόντος έχουμε αντίστοιχα:

$$v_+ = \frac{zeE}{6\pi\eta r_+} \quad v_- = \frac{zeE}{6\pi\eta r_-} \quad (5)$$

Σε δεδομένο μέσο οι ταχύτητες είναι ανάλογες της εντάσεως του ηλεκτρικού πεδίου:

$$v_+ = u_+ E \quad \text{και} \quad v_- = u_- E \quad (6)$$

όπου οι συντελεστές αναλογίας u_+ , u_- αποτελούν την **ευκινησία** του κατιόντος και του ανιόντος αντίστοιχα. Η ευκινησία των ιόντων εξαρτάται από την θερμοκρασία, το είδος του διαλύτη και την συγκέντρωση του ηλεκτρολύτη.

Ο Kohlrausch απέδειξε πειραματικά ότι στην αγωγιμότητα ενός διαλύματος κάθε ιόν συμβάλλει χωριστά (**νόμος ανεξάρτητης οδεύσεως των ιόντων**).

Έστω ηλεκτρολύτης του τύπου $M_{\nu_+}A_{\nu_-}$, όπου M το κατιόν και A το ανιόν, συγκεντρώσεως $c \text{ mol/m}^3$ και συνεπώς παρέχει ν_+cN κατιόντα και ν_-cN ανιόντα ανά μονάδα όγκου όπου N η σταθερά Avogadro. Στη ροή των ιόντων, συμβάλλουν αφενός τα κατιόντα που έχουν φορτίο z_+e και κινούνται προς την κάθοδο αφετέρου τα ανιόντα που έχουν αντίθετο φορτίο z_-e και κινούνται αντίθετως. Συνεπώς, η ροή του φορτίου που ισούται με το γινόμενο του αριθμού των φορέων επί την ταχύτητα τους και επί το φορτίο του κάθε φορέα, δίνεται από την εξίσωση:

$$J = (\nu_+cN)(u_+E)(z_+|e) + (\nu_-cN)(u_-E)(z_-|e) \quad (7)$$

και δεδομένου ότι $F = Ne$ (όπου F η σταθερά Faraday), η (7) γράφεται:

$$J = cF(\nu_+|z_+|u_+ + \nu_-|z_-|u_-)E \quad (8)$$

Από τον ορισμό της ροής ($J = IA$) και λαμβάνοντας υπόψη τον νόμο του Ohm ($I = V/R$) και την εξίσωση που παρέχει την ένταση E του ηλεκτρικού πεδίου ($E = V/l$) έχουμε:

$$J = \frac{El}{RA} \quad (9a)$$

όπου I η ένταση του ρεύματος, V η εφαρμοζόμενη τάση, R η αντίσταση και A , l η επιφάνεια και η απόσταση των ηλεκτροδίων αντίστοιχα. Η εξίσωση (9a) βάσει της εξισώσεως (2) γράφεται:

$$J = \kappa E \quad (9b)$$

Συγκρίνοντας τις σχέσεις (8) και (9b) προκύπτει ότι:

$$\kappa = (\nu_+|z_+|u_+ + \nu_-|z_-|u_-)cF \quad (10)$$

Συνεπώς η σχέση (4) (εφόσον η c εκφρασθεί επίσης σε mol/m^3) γράφεται:

$$\Lambda = \frac{\kappa}{c} = (\nu_+|z_+|u_+ + \nu_-|z_-|u_-)F \quad (11)$$

όπου F η σταθερά Faraday ($F = 96485.309 \text{ C/mol}$)

Εάν ορίσουμε τις **ιοντικές αγωγιμότητες** των κατιόντων και ανιόντων αντίστοιχα δια των εξισώσεων:

$$\lambda_+ = F|z_+|u_+ \text{ και } \lambda_- = F|z_-|u_- \quad (12)$$

η εξίσωση (11) γράφεται:

$$\Lambda = \nu_+ \lambda_+ + \nu_- \lambda_- \quad (13)$$

Η εξίσωση (13) υποδηλώνει ότι η μοριακή αγωγιμότητα αποτελεί το άθροισμα της ανεξάρτητης συνεισφοράς κάθε είδους ιόντων στο διάλυμα και εκφράζει τον νόμο της ανεξάρτητης οδεύσεως των ιόντων που διετύπωσε όπως προαναφέρθηκε ο Kohlrausch. Η εξίσωση αυτή μπορεί να θεωρηθεί απόλυτα σωστή σε αραιά διαλύματα. Σε διαλύματα απείρου αραιώσεως (όταν $c \rightarrow 0$), τα ιόντα βρίσκονται σε μεγάλες αποστάσεις και δεν αλληλεπιδρούν, οπότε η μοριακή αγωγιμότητα, οι ιοντικές αγωγιμότητες καθώς και οι ευκινήσιες φθάνουν στις οριακές τους τιμές (μέγιστες) και η εξίσωση (13) γράφεται:

$$\Lambda_0 = \nu_+ \lambda_+^0 + \nu_- \lambda_-^0 \quad (14)$$

όπου Λ_0 η μοριακή αγωγιμότητα σε άπειρη αραιώση και λ_+^0, λ_-^0 οι ιοντικές αγωγιμότητες σε άπειρη αραιώση. Η εξίσωση (14) εφαρμόζεται σε διαλύματα ισχυρών αλλά και ασθενών ηλεκτρολυτών όπου στους τελευταίους θεωρείται ότι σε άπειρη αραιώση έχουν πλήρη διάσταση ($\alpha = 1$).

Η μοριακή αγωγιμότητα σε άπειρη αραιώση ισχυρών και ασθενών ηλεκτρολυτών υπολογίζεται από τις ιοντικές αγωγιμότητες των ιόντων τους που αναφέρονται σε σχετικούς πίνακες. Στον ακόλουθο πίνακα αναγράφονται οι ιοντικές αγωγιμότητες που απαιτούνται στην εργαστηριακή άσκηση.

Πίνακας 1. Ιοντικές αγωγιμότητες σε άπειρη αραιώση στους 25°C.

Κατιόν	λ^0 (S cm ² g-eq ⁻¹)	Ανιόν	λ^0 (S cm ² g-eq ⁻¹)
H ⁺	349.81	OH ⁻	198.3
Na ⁺	50.11	Cl ⁻	76.5
K ⁺	73.52	NO ₃ ⁻	71.44
Ag ⁺	61.92	HCOO ⁻	54.6
NH ₄ ⁺	73.4	CH ₃ COO ⁻	40.9
½ Ba ²⁺	63.64	CH ₃ CH ₂ COO ⁻¹	35.8
		½ SO ₄ ²⁻	80

Παράδειγμα 1: Να υπολογισθούν οι μοριακές Λ_m^0 και οι ισοδύναμες Λ_0 αγωγιμότητες σε άπειρη αραιώση των: NaCl, Na₂SO₄.

$$\Lambda_m^0(\text{NaCl}) = 50.11 + 76.35 = 126.46 \Omega^{-1}\text{cm}^2\text{mol}^{-1}$$

$$\Lambda_m^0(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 2 \times 50.11 + 160 = 260.11 \Omega^{-1}\text{cm}^2\text{mol}^{-1}$$

$$\Lambda_0(\text{NaCl}) = 50.11 + 76.35 = 126.46 \Omega^{-1}\text{cm}^2\text{g-eq}^{-1}$$

$$\Lambda_0(\frac{1}{2}\text{Na}_2\text{SO}_4) = 50.11 + 80 = 130.11 \Omega^{-1}\text{cm}^2\text{g-eq}^{-1}$$

Η θερμοκρασία επηρεάζει την ιοντική αγωγιμότητα ανιόντων και κατιόντων στα υδατικά διαλύματα σύμφωνα με την εξίσωση

$$\lambda^0 = \lambda^0_{25^\circ\text{C}} (1 + \alpha(\theta - 25)) \quad (15)$$

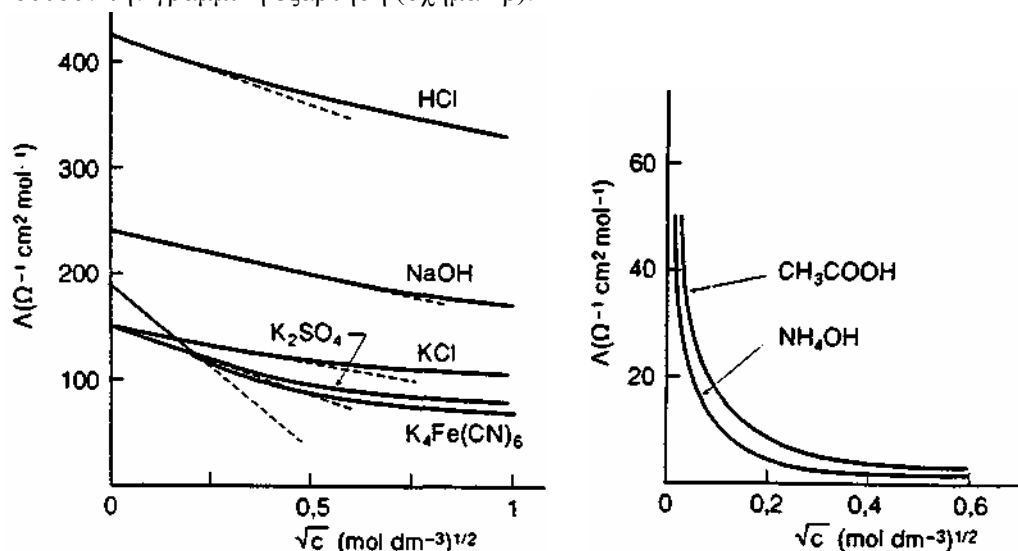
όπου θ η θερμοκρασία του διαλύματος σε °C. Ο συντελεστής α είναι 0.02 για όλα τα ιόντα εκτός των (H⁺) και (OH⁻) που είναι 0.0139 και 0.0180 αντίστοιχα.

Η εξάρτηση της αγωγιμότητας και συνεπώς της μοριακής αγωγιμότητας από την συγκέντρωση είναι διαφορετική στους ισχυρούς από τους ασθενείς ηλεκτρολύτες.

Στα αραιά διαλύματα των ισχυρών ηλεκτρολυτών, σύμφωνα με τον Kohlrausch, η εξάρτηση της αγωγιμότητας από την συγκέντρωση εκφράζεται από την εμπειρική σχέση:

$$\Lambda = \Lambda_0 - K\sqrt{c} \quad (16)$$

όπου K σταθερά εξαρτώμενη από τον τύπο του ηλεκτρολύτη και Λ_0 η μοριακή αγωγιμότητα σε άπειρη αραιώση. Αποκλίσεις παρατηρούνται λόγω της αλληλεπίδρασης της ιοντικής ατμόσφαιρας που περιβάλλει τα ιόντα (χαλαρωτικό φαινόμενο) και λόγω της εφυδατώσεως των ιόντων (ηλεκτροφορητικό φαινόμενο). Γραφική παράσταση της $\Lambda = f(\sqrt{c})$ σειράς αραιών διαλυμάτων διαφόρων συγκεντρώσεων δίνει ευθεία, προεκβολή της οποίας δίνει την τιμή της Λ^0 για $c \rightarrow 0$ (σχήμα 1α). Αντίθετα, τα διαλύματα των ασθενών ηλεκτρολυτών δεν ακολουθούν την γραμμική εξάρτηση (σχήμα 2β).



Σχήμα 1. Γραφική παράσταση της $\Lambda = f(\sqrt{c})$

Προσδιορισμός σταθεράς ιοντισμού ασθενούς οξέος

Ο Arrhenius έδειξε ότι ο βαθμός διασάσεως α ασθενούς ηλεκτρολύτη παρέχεται από τον λόγο της μοριακής αγωγιμότητας του διαλύματος προς αυτήν σε άπειρη αραιώση, δηλ.:

$$\alpha = \frac{\Lambda}{\Lambda_0} \quad (17)$$

Η σταθερά διασάσεως k ασθενούς ηλεκτρολύτη δίνεται από την σχέση του Ostwald:

$$k = \frac{\alpha^2 c}{1 - \alpha} \quad (18)$$

όπου c η συγκέντρωση του ηλεκτρολύτη. Εισαγωγή της σχέσης (17) στην (18) δίνει την:

$$k = \frac{\Lambda^2 c}{\Lambda_0 (\Lambda_0 - \Lambda)} \quad (19)$$

$$\text{ή} \quad c\Lambda = k\Lambda_0^2 \frac{1}{\Lambda} - k\Lambda_0 \quad (20)$$

Συνεπώς η σταθερά ιοντισμού ασθενούς οξέος μπορεί να προσδιορισθεί από μετρήσεις αγωγιμότητας σειράς διαλυμάτων του. Σύμφωνα με την εξίσωση (20), γραφική παράσταση της συναρτήσεως $c\Lambda = f(1/\Lambda)$ δίνει ευθεία γραμμή της οποίας η κλίση είναι $k\Lambda_0^2$ και η τεταγμένη επί την αρχή είναι το γινόμενο $-k\Lambda_0$. Η k προσδιορίζεται ακριβέστερα από την κλίση $k\Lambda_0^2$ (όπου η Λ_0 υπολογίζεται από πίνακα με τις ιοντικές αγωγιμότητες) διότι το γινόμενο $k\Lambda_0$ έχει πολύ μικρή τιμή και συνεπώς μεγαλύτερο σφάλμα στον υπολογισμό του. Αν οι συγκεντρώσεις αντικατασταθούν από τις ενεργότητες α ($\alpha = c\gamma$) όπου γ συντελεστής ενεργότητας λαμβάνεται η θερμοδυναμική σταθερά ιοντισμού K .

Πείραμα

Εξάρτηση της αγωγιμότητας διαλυμάτων από την συγκέντρωση ασθενή και ισχυρού ηλεκτρολύτη.

Αρχικώς μετρείται η αγωγιμότητα του ύδατος. Η μέτρηση επαναλαμβάνεται έως ότου λάβομε σχεδόν σταθερή τιμή της αγωγιμότητας του ύδατος. Παρασκευάζονται διαλύματα ασθενούς και ισχυρού ηλεκτρολύτη σε χαμηλές συγκεντρώσεις, π.χ. 0.01 M, 0.005 M, 0.0025 M, 0.001 M, 0.0005 M, 0.0001 M και μετρείται η ειδική αγωγιμότητα σε καθένα από αυτά, αρχίζοντας από το ασθενές οξύ και από το αραιότερο διάλυμα προς το πυκνότερο. Οι μετρήσεις που λαμβάνονται για κάθε ηλεκτρολύτη, καταχωρίζονται σε πίνακα (βλ. πίνακες I, II). Η ακριβής τιμή της ειδικής αγωγιμότητας των διαλυμάτων βρίσκεται αφαιρώντας την ειδική αγωγιμότητα του ύδατος κ_0 , δηλ. από την σχέση: $\kappa_\delta = \kappa - \kappa_0$.

Υπολογισμοί — Αποτελέσματα

Συμπληρώνονται οι πίνακες (I και II για τον ασθενή και ισχυρό ηλεκτρολύτη αντίστοιχα) σύμφωνα με το ακόλουθο υπόδειγμα.

Πίνακας I ή II				
$\theta = \text{ }^\circ\text{C}$				
c (mol/L)	κ (S/cm)	κ_δ (S/cm)	Λ (S cm ² /mol)	\sqrt{c}

Σχεδιάζονται οι γραφικές παραστάσεις της ειδικής αγωγιμότητας ως προς την συγκέντρωση $\kappa = f(c)$ για τον ισχυρό και τον ασθενή ηλεκτρολύτη.

Υπολογίζεται η τιμή του Λ_0 του ασθενούς και του ισχυρού ηλεκτρολύτη από τις ιοντικές αγωγιμότητες βάσει της σχέσης (14). Οι ιοντικές αγωγιμότητες αναγράφονται στον πίνακα 1 του κειμένου και διορθώνονται στην θερμοκρασία του πειράματος βάσει της σχέσης (15).

Από τα στοιχεία των πινάκων I, II, γίνονται οι γραφικές παραστάσεις $\Lambda_{\alpha\sigma\theta} = f(\sqrt{c})$ και $\Lambda_{\text{ισχ}} = f(\sqrt{c})$.

Συγκρίνεται η συμπεριφορά της μοριακής αγωγιμότητας Λ συναρτήσει της \sqrt{c} σε διαλύματα ασθενών και ισχυρών ηλεκτρολυτών.

Προσδιορίζεται η μοριακή αγωγιμότητα σε άπειρη αραιώση του ισχυρού ηλεκτρολύτη από την γραφική παράσταση $\Lambda = f(\sqrt{c})$ (δια προεκβολής της ευθείας σε μηδενική συγκέντρωση) και συγκρίνεται με την υπολογιζόμενη από τις ιοντικές αγωγιμότητες.

Υπολογίζεται ο βαθμός διαστάσεως α από την σχέση (17) όσον αφορά στον ασθενή ηλεκτρολύτη στις συγκεντρώσεις 0.01 M και 0.001 M.

ΑΓΩΓΙΜΟΤΗΤΑ ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΩΝ

Όνοματεπώνυμο	Α.Μ.	Ημερομηνία

Στους πίνακες I και II αναγράφονται οι τιμές των συγκεντρώσεων c , οι τιμές των ειδικών αγωγιμοτήτων κ που μετρήθηκαν, οι διορθωμένες τιμές κ_δ βάσει της σχέσεως $\kappa_\delta = \kappa - \kappa_{\text{υδατος}}$ και οι τιμές της μοριακής αγωγιμότητας Λ που υπολογίζονται από την σχέση (4) και η \sqrt{c} .

Ειδική αγωγιμότητα ύδατος $\kappa_{\text{υδατος}} = \dots\dots\dots \mu\text{S/cm}$

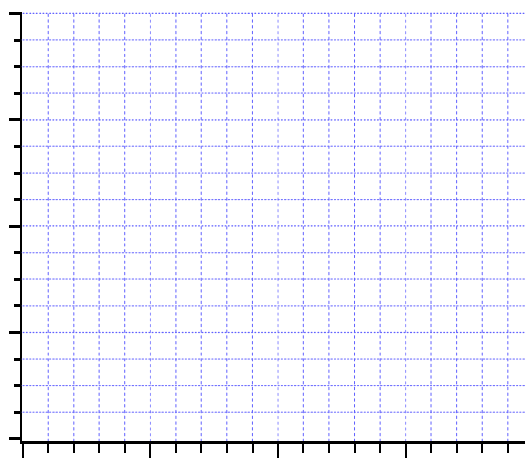
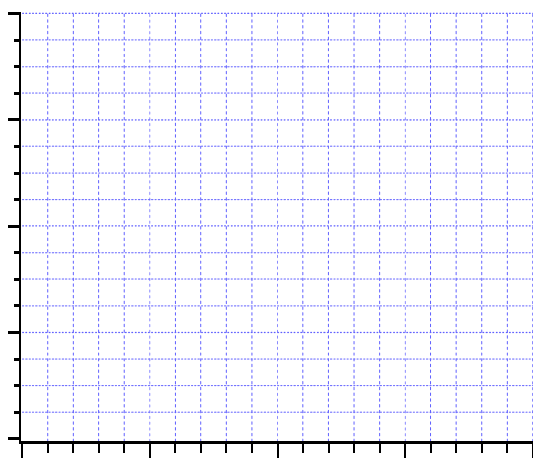
Πίνακας I. Ασθενής ηλεκτρολύτης:..... $\theta = \dots\dots\dots ^\circ\text{C}$

c (mol/L)	κ (S/cm)	κ _δ (S/cm)	Λ (S cm ² /mol)	√c

Πίνακας II. Ισχυρός ηλεκτρολύτης:..... $\theta = \dots\dots\dots ^\circ\text{C}$

c (mol/L)	κ (S/cm)	κ _δ (S/cm)	Λ (S cm ² /mol)	√c

Σχεδιάζονται οι γραφικές παραστάσεις της ειδικής αγωγιμότητας ως προς την συγκέντρωση $\kappa = f(c)$ για τον ισχυρό και τον ασθενή ηλεκτρολύτη.



Υπολογίζεται η τιμή του Λ_0 του ασθενούς και του ισχυρού ηλεκτρολύτη από τις ιοντικές αγωγιμότητες βάσει της σχέσης (14). Οι ιοντικές αγωγιμότητες αναγράφονται στον πίνακα 1 του κειμένου και διορθώνονται στην θερμοκρασία του πειράματος βάσει της σχέσης (15).

Ασθενής ηλεκτρολύτης: $\lambda_0^+ = \dots\dots\dots$

$\lambda_0^- = \dots\dots\dots$

και βάσει της σχέσης: $\lambda^\circ = \lambda^\circ_{25^\circ\text{C}} (1 + \alpha(\theta - 25))$ έχουμε:

$\lambda_0^+ = \dots\dots\dots$ όπου $\alpha = \dots\dots\dots$

$\lambda_0^- = \dots\dots\dots$ όπου $\alpha = \dots\dots\dots$

$\Lambda_{0(\text{ασθ})} = \dots\dots\dots$

Ισχυρός ηλεκτρολύτης: $\lambda_0^+ = \dots\dots\dots$

$\lambda_0^- = \dots\dots\dots$ $\lambda_0^- = \dots\dots\dots$

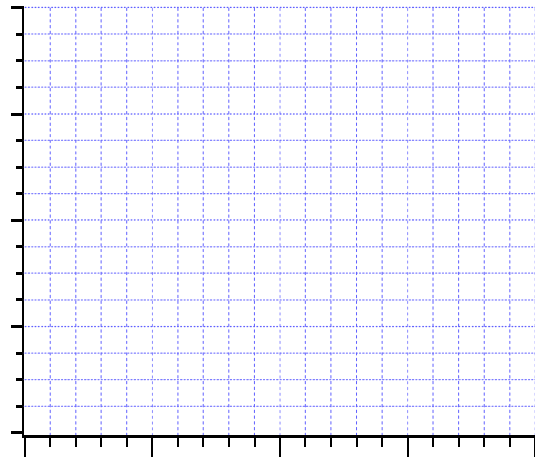
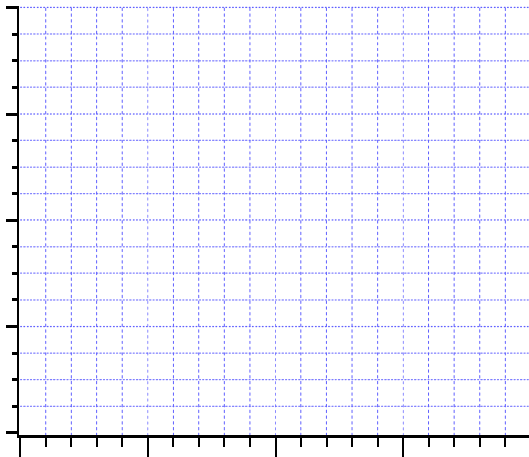
και βάσει της σχέσης: $\lambda^\circ = \lambda^\circ_{25^\circ\text{C}} (1 + \alpha(\theta - 25))$ έχουμε:

$\lambda_0^+ = \dots\dots\dots$ όπου $\alpha = \dots\dots\dots$

$\lambda_0^- = \dots\dots\dots$ όπου $\alpha = \dots\dots\dots$

$\Lambda_{0(\text{ισχ.})} = \dots\dots\dots$

Σχεδιάζονται οι γραφικές παραστάσεις $\Lambda_{\alpha\text{σθ}} = f(\sqrt{c})$ και $\Lambda_{\text{ισχ.}} = f(\sqrt{c})$.



Προσδιορίζεται η μοριακή αγωγιμότητα σε άπειρη αραίωση του ισχυρού ηλεκτρολύτη από την γραφική παράσταση $\Lambda_{\text{ισχ.}} = f(\sqrt{c})$ (δια προεκβολής της ευθείας σε μηδενική συγκέντρωση) και συγκρίνεται με την υπολογιζόμενη από τις ιοντικές αγωγιμότητες.

$\Lambda_{\text{ισχ.}} = \dots\dots\dots$

Υπολογίζεται ο βαθμός διαστάσεως α από την σχέση (17) όσον αφορά στον ασθενή ηλεκτρολύτη στις συγκεντρώσεις 0.01 M και 0.001 M.

Σε 0.01 M, $\alpha = \frac{\Lambda}{\Lambda_0} = \text{---} = \dots\dots\dots$

Σε 0.001 M, $\alpha = \frac{\Lambda}{\Lambda_0} = \text{---} = \dots\dots\dots$