**ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΙΚΗ ΔΙΑΣΤΑΣΗ**

Ο ρόλος των διαλυμάτων είναι σημαντικότατος. Οι περισσότερες χημικές αντιδράσεις γίνονται σε διαλύματα, καθώς ο διαλύτης φέρνει σε στενή επαφή τα αντιδρώντα συστατικά, με αποτέλεσμα η ταχύτητα της αντίδρασης να αυξάνει.

Οι **ιοντικές ενώσεις** γενικώς διαλύονται στο νερό. Αυτές που διαλύονται πολύ ονομάζονται ευδιάλυτες και αυτές που διαλύονται λίγο, δυσδιάλυτες. Η διάλυση μιας ιοντικής ένωσης στο νερό, χαρακτηρίζεται ως διάσταση

**Ηλεκτρολύτης ή ηλεκτρολυτική ουσία** ονομάζεται κάθε ουσία που το τήγμα της ή το διάλυμα της δίνει φορτισμένα σωματίδια. Αυτά τα φορτισμένα σωματίδια τα ονομάζουμε ιόντα και διακρίνονται σε ανιόντα και κατιόντα. Τα ηλεκτρολυτικά διαλύματα ή τήγματα ονομάζονται ηλεκτρολυτικοί αγωγοί αφού μέσα από αυτά μπορεί να περάσει το ηλεκτρικό ρεύμα. Επίσης μπορούμε να πούμε ότι οι Ηλεκτρολύτες είναι ουσίες των οποίων τα διαλύματα ή τα τήγματα είναι ηλεκτρικά αγώγιμα. Η ιδιότητα ενός ηλεκτρολύτη να άγει το ηλεκτρικό ρεύμα χαρακτηρίζεται ηλεκτρική αγωγιμότητα και συνδέεται με την ύπαρξη φορτισμένων σωματιδίων που κινούνται ελεύθερα μέσα στο υλικό αυτό.

 Τα οξέα, οι βάσεις και τα προϊόντα αντιδράσεως αυτών τα άλατα, είναι γνωστά ως ηλεκτρολύτες, γιατί κατά τη διάλυση τους στο νερό ελευθερώνουν ιόντα. Τα ιοντικά διαλύματα, δηλαδή τα διαλύματα στα οποία η διαλυμένη ουσία βρίσκεται σε μορφή ιόντων, ονομάζονται ηλεκτρολυτικά διαλύματα. Γενικά λέμε ότι οι ηλεκτρολύτες διίστανται κατά τη διάλυση τους στο νερό και η διάσταση αυτή χαρακτηρίζεται ως ηλεκτρολυτική διάσταση.

 Σε αυτά τα διαλύματα η διάσταση των μορίων του ηλεκτρολύτη μπορεί να είναι πλήρης ή μερική. Πλήρης λέγεται η διάσταση αν όλη η ποσότητα του ηλεκτρολύτη διίστανται , και μερική αν διίστανται ένα μόνο μέρος του , δηλαδή μέσα στο διάλυμα υπάρχουν αδιάστατα μόρια ( μόρια δηλαδή που δεν έχουν χωριστεί).

Αν η διάσταση κάποιου ηλεκτρολύτη σε κάποιο διαλυτικό μέσο είναι πλήρης τότε μιλάμε για ένα ισχυρό ηλεκτρολύτη, π.χ. η διάσταση του ανθρακικού νατρίου στο νερό, ενώ αν δεν είναι πλήρης τότε πρόκειται για έναν ασθενή ηλεκτρολύτη π.χ. οργανικά οξέα.

 Η έρευνα γύρω από τη διάσταση των ηλεκτρολυτών οδήγησε τον Arrhenius το 1887 στη διατύπωση της **ηλεκτρολυτικής διάστασης**. Η θεωρία αυτή συνοψίζεται στα εξής σημεία:

* *Όταν ο ηλεκτρολύτης (οξύ, βάση ή άλας) διαλυθεί στο νερό, αυτός διίστανται σε κατιόντα και ανιόντα.*
* *Η διάσταση είναι ανεξάρτητη από την ύπαρξη ηλεκτρικού πεδίου.*
* *Το συνολικό φορτίο των θετικών ιόντων είναι ίσο με το συνολικό φορτίο των αρνητικών ιόντων στο διάλυμα, ώστε το διάλυμα που προκύπτει να είναι ηλεκτρικά ουδέτερο.*

**Βαθμός ιοντισμού ενός ηλεκτρολύτη**

*«Ο βαθμός ιοντισμού ενός ηλεκτρολύτη (α) ορίζεται ως το πηλίκο του αριθμού των mol που ιοντίζονται προς το συνολικό αριθμό των mol του ηλεκτρολύτη και εκφράζει την απόδοση της αντίδρασης ιοντισμού του ηλεκτρολύτη στο διαλύτη (νερό).»*

Κατά πόσο ένας ηλεκτρολύτης, θα διίσταται κατά τη διάλυσή του, καθορίζεται από τον βαθμό διάστασης ή ιοντισμού (α) του ηλεκτρολύτη και εξαρτάται από:

* **Τη φύση του ηλεκτρολύτη:** (ανάλογα με τη μοριακή δομή του ηλεκτρολύτη).
* **Τη φύση του διαλύτη**: Για παράδειγμα το CH3COOH σε υδατικό διάλυμα είναι ασθενές οξύ, ενώ σε υγρή αμμωνία συμπεριφέρεται ως ισχυρό οξύ.
* **Τη θερμοκρασία**: Η αντίδραση ιοντισμού είναι ενδόθερμη και με την αύξηση της θερμοκρασίας η ισορροπία μετατοπίζεται δεξιά οπότε ο βαθμός ιοντισμού αυξάνεται.
* **Την αρχική συγκέντρωση του ηλεκτρολύτη C**: Με την αύξηση της συγκέντρωσης μειώνεται η τιμή του βαθμού ιοντισμού και το αντίστροφο.
* **Την επίδραση κοινού ιόντος**: Αν στο διάλυμα υπάρχει άλλος ηλεκτρολύτης που έχει κοινό ιόν με τον ασθενή ηλεκτρολύτη προκαλεί ελάττωση στον βαθμό ιοντισμού (α) του ασθενή ηλεκτρολύτη.