**Βαθμός Ιοντισμού – Σταθερά Ιοντισμού – Ισχύς ηλεκτρολύτη**

Ο βαθμός ιοντισμού **α** ενός ηλεκτρολύτη ορίζεται κατά αντιστοιχία με την απόδοση αντίδρασης. Είναι δηλαδή ο λόγος των mol του ηλεκτρολύτη που ιοντίστηκαν προς την συνολική ποσότητα του ηλεκτρολύτη. Κατά συνέπεια οι τιμές που μπορεί να πάρει είναι από 0 (η ουσία δεν ιοντίζεται) έως 1 (ο ιοντισμός είναι πλήρης). Οι ηλεκτρολύτες που έχουν βαθμό ιοντισμού κοντά στο 1 θεωρούνται ισχυροί.

Αν και αποτελεί ένδειξη της ισχύος του ηλεκτρολύτη, ο βαθμός ιοντισμού εξαρτάται από πολλούς παράγοντες:

1. Από τη φύση του ηλεκτρολύτη.

2. Από τη φύση του διαλύτη.

3. Από την θερμοκρασία.

4. Από την συγκέντρωση (αύξηση συγκέντρωσης οδηγεί πάντα σε μείωση του βαθμού ιοντισμού)

5. Από την επίδραση κοινού ιόντος (η ύπαρξη κοινού ιόντος πάντα μειώνει τον βαθμό ιοντισμού)

Για την καλύτερη εκτίμηση της ισχύος ενός ηλεκτρολύτη ορίζεται η σταθερά ιοντικής ισορροπίας Ka για τα οξέα και Kb για τις βάσεις, κατά αντιστοιχία με την Kc της χημικής ισορροπίας. Να σημειωθεί ότι ενώ στον ιοντισμό το νερό εκτός από διαλύτης είναι και αντιδρών, παραλείπεται κανονικά από τους τύπους σύμφωνα με τους κανόνες που αναφέρθηκαν στην χημική ισορροπία.

Όπως και η Kc, έτσι και οι σταθερές ιοντισμού εξαρτώνται μόνο από τη θερμοκρασία.

Έτσι για ένα ασθενές οξύ ΗΑ, η αντίδραση ιοντισμού είναι:

ΗΑ(aq) + Η2Ο(l) ⇌ Α-(aq) + Η3Ο+(aq)

 o τύπος της Ka είναι: **Kα =** **[Α-] [Η3Ο+] / [HΑ]**

ενώ για μια ασθενή βάση Β: Β(aq) + Η2Ο(l) ⇌ ΗΒ+(aq) + ΟΗ-(aq)

 o τύπος της Kb είναι: **Kα =** **[ΗΒ+] [ΟΗ-] / [Β]**

Οι τιμές που παίρνουν οι σταθερές ιοντικής ισορροπίας είναι θετικοί αριθμοί, με τους ασθενείς ηλεκτρολύτες να έχουν τιμές μικρότερες του 1.

Αποδεικνύεται ότι για οποιοδήποτε συζυγές ζεύγος οξέος – βάσεως ισχύει ότι το γινόμενο της **Ka του οξέος** με την **Kb της συζυγούς βάσης** ισούται με την **Kw**. Αυτό έχει σαν συνέπεια, όσο πιο ισχυρό είναι ένα οξύ τόσο πιο ασθενής είναι η συζυγής του βάση και το αντίθετο.

Σε μια αντίδραση ιοντισμού, η ισορροπία είναι μετατοπισμένη προς την πλευρά που βρίσκεται το ασθενέστερο οξύ και η ασθενέστερη βάση, καθώς αυτές είναι οι πιο σταθερές ενώσεις. Αυτό συνεπάγεται ότι μια ουσία μπορεί να δράσει σαν οξύ στο νερό μόνο αν η Ka της είναι μεγαλύτερη από του νερού (η οποία είναι η Kw) ή σαν βάση μόνο αν η Kb της είναι μεγαλύτερη από την Kb του νερού (ομοίως είναι η Kw). Oι συζυγείς βάσεις των ισχυρών οξέων και τα συζυγή οξέα των ισχυρών βάσεων έχουν Ka και Kb αντίστοιχα μικρότερες του νερού , κατά συνέπεια δεν δίνουν αντίδραση ιοντισμού στα υδατικά διαλύματά τους.

*ΠΡΟΣΟΧΗ! Οι ιοντικές ενώσεις όπως NaOH, KOH κλπ δεν δίνουν αντιδράσεις ιονισμού, δεν ορίζεται Kb και τα ιόντα που προκύπτουν από την διάστασή τους προφανώς δεν είναι συζυγή τους.*

*Οι ισχυροί μη ιοντικοί ηλεκτρολύτες αν και δεν αντιδρούν 100% η ισορροπία είναι μετατοπισμένη σε τέτοιο βαθμό προς τα προϊόντα που θεωρούμε και γράφουμε τον ιοντισμό τους ως μονόδρομη αντίδραση. Εξάλλου σε μια ισορροπία δεν μπορεί να εξαντληθεί καμία από τις ουσίες που συμμετέχουν σε αυτή.*

Τα ισχυρά οξέα έχουν Ka αλλά δεν αναφέρεται καθώς ο ιοντισμός τους θεωρείται μονόδρομη αντίδραση. Ισχυρά είναι τα οξέα **ΗCl, HBr, HI, HNO3, HClO4, Η2SO4 (μόνο στον 1ο ιοντισμό).**

Ισχυρές βάσεις είναι τα υδροξείδια των μετάλλων καθώς διήστανται 100% πάντα δίνοντας ΟΗ-, και ορισμένα ιόντα που είναι συζυγείς βάσεις οξέων που είναι τόσο ασθενή ώστε δεν ιοντίζονται στο νερό (π.χ. CH3O-).

Η ισχύς των οξέων και των βάσεων εξαρτάται από τη δομή τους:

Οι ουσίες που έχουν πιο αποδυναμωμένο τον δεσμό του όξινου Η τους είναι ισχυρότερα οξέα. Τα στοιχεία που βρίσκονται πιο δεξιά και πιο κάτω στον Π.Π. συνδέονται πιο αδύναμα με το Η, οπότε το ΗF είναι καλύτερο οξύ από το Η2Ο (αφού το F είναι πιο δεξιά από το Ο) και το ΗCl πιο ισχυρό οξύ από το ΗF αφού το Cl βρίσκεται κάτω από το F.

Οι ουσίες που μπορούν να προσφέρουν πιο εύκολα ένα ζεύγος ηλεκτρονίων σε κάποιο Η+ είναι ισχυρότερες βάσεις. Τα στοιχεία που βρίσκονται πιο πάνω και πιο αριστερά στον Π.Π. είναι καλύτερη δότες e, έτσι η ΝΗ3 είναι καλύτερη βάση από το H2O και το PH3 αφού το Ν είναι πιο πάνω από το Π και πιο αριστερά από το Ο.

Όταν συγκρίνουμε ουσίες που ο δεσμός του όξινου Η ή το διαθέσιμο ζεύγος e είναι σε ίδιο άτομο, ελέγχουμε τι άλλα άτομα υπάρχουν στο μόριο των ουσιών που συγκρίνουμε.

 Η παρουσία ηλεκτραρνητικών ατόμων (π.χ. αλογόνων, Οξυγόνου και Αζώτου) σε ένα οξύ προκαλεί μετατόπιση των ηλεκτρονίων του μορίου προς το μέρος τους (αρνητικό επαγωγικό φαινόμενο), αποδυναμώνοντας τον δεσμό του όξινου Υδρογόνου (ή Υδρογόνων). Το ίδιο συμβαίνει αν υπάρχει θετικό φορτίο στο άτομο. Έτσι το Υδρογόνο μπορεί να αποσταστεί ευκολότερα και έτσι το οξύ γίνεται ισχυρότερο.



Αντίθετα η παρουσία ατόμων ή ομάδων χαμηλής ηλεκτραρνητικότητας (άτομα Η, -CH3, -CH2-CH3 κλπ) σε μια ουσία που δρα σαν βάση, ή αρνητικών φορτίων, δημιουργούν θετικό επαγωγικό φαινόμενο με αποτέλεσμα να έλκει ισχυρότερα τα γειτονικά της Υδρογόνα και να τα αποσπά ευκολότερα ως πρωτόνια (Η+) κάνοντας την έτσι ισχυρότερη βάση.



*Σημείωση: τα ηλεκτρόνια δεν έχουν συγκεκριμένες θέσεις ή τροχιές γύρω από το άτομο αλλά είναι απλωμένα στο χώρο σαν ένα σύννεφο. Η παρουσία πυρήνων που τα έλκουν ισχυρότερα τα ωθούν να βρίσκονται τον περισσότερο κοντά τους οπότε η πυκνότητα του νέφους διαφοροποιείται, είναι πυκνότερο κοντά στα πιο ηλεκτραρνητικά άτομα. Υπενθυμίζεται ότι η πυκνότητα του νέφους σε ένα σημείο αντιπροσωπεύει την πιθανότητα να βρούμε το ηλεκτρόνιο στο σημείο αυτό.*

**Ασκήσεις**

1. Να βρείτε προς ποια πλευρά είναι μετατοπισμένη η κάθε μια από τις παρακάτω ισορροπίες:

 CN- + H2O ⇌ HCN + OH- KaHCN = 10-10

CH3OH + H2O ⇌ CH3O- + H3O+ KaCH3OH = 10-16

 HClO2 + H2O ⇌ ClO2- + H3O+ KaHClO2 = 10-2

Br- + H2O ⇌ HBr + OH- KaHBr = 109

Br- + CH3OH ⇌ CH3O- + HBr

2. Nα συγκρίνετε το βαθμό ιοντισμού του ιόντος HSO4- σε ένα διάλυμα Η2SO4 1M και σε ένα διάλυμα ΚΗSO4 0,1M.

3. Nα κατατάξετε τα παρακάτω οξέα κατά σειρά αυξανόμενης ισχύος:

α. CH3CH2COOH β. CH2Cl-CH2-COOH γ. CHCl2-CHCl-COOH δ. CH2Cl-CHCl-COOH

4. Να κατατάξετε τις παρακάτω βάσεις κατά σειρά αυξανόμενης ισχύος:

α. CH3-NH2 β. CH3-CH2-NH2 γ. ΝΗ3 δ. (CH3CH2)2NH ε. (CH3CH2CH2)2NH

5. Πώς θα επηρεαστεί ο βαθμός ιοντισμού του CH3COOH σε ένα υδατικό του διάλυμα συγκέντρωσης 0,1Μ, αν:

α. Γίνει προσθήκη ποσότητας στερεού CH3COOΝa χωρίς μεταβολή του όγκου.

β. Γίνει αραίωση του διαλύματος στο διπλάσιο όγκο.

γ. Γίνει προσθήκη ποσότητας στερεού NaCl χωρίς μεταβολή του όγκου.

δ. Γίνει προσθήκη μικρής ποσότητας CH3COOH χωρίς αισθητή αλλαγή του όγκου.

6. Nα υπολογίσετε την Ka του Η3Ο+ και την Kb του ΟΗ- στους 25◦C. Πώς μεταβάλλονται οι σταθερές αυτές αν αυξηθεί η θερμοκρασία;

7. Να υπολογίσετε τον βαθμό ιοντισμού του οξέος ΗΑ σε ένα διάλυμά του συγκέντρωσης 0,01Μ και σε ένα διάλυμα συγκέντρωσης 1Μ αν η K­a του ΗΑ είναι 10-4.

Σε όλες τις ασκήσεις, όπου απαιτείται, η θερμοκρασία είναι σταθερή στους 25◦C και η Kw = 10-14.