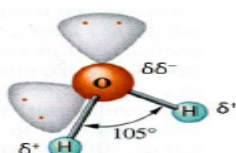


ΧΡΙΣΤΟΣ ΑΝΕΣΤΗ! ΚΑΛΗ ΔΥΝΑΜΗ! ΚΑΛΛΙΣΘΕΝΗ ΓΕΩΡΓΙΟΥ-Η ΧΗΜΙΚΟΣ ΣΑΣ ΕΠΑΝΑΛΗΨΗ..... ΟΞΕΑ-ΒΑΣΕΙΣ ΚΑΙ ΙΟΝΤΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ (5.1- 5.2)

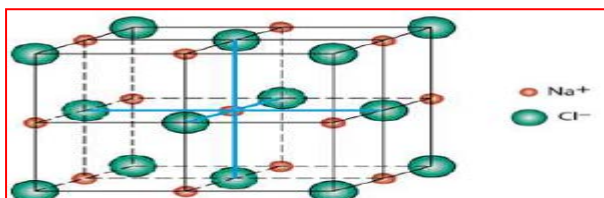
5.1 Οξέα-Βάσεις 5.2 Ιοντισμός οξέων- βάσεων

Υδατικά διαλύματα ιοντικών και ομοιοπολικών ενώσεων

Η πολικότητα των μορίων του νερού αλλά και η ικανότητά τους να συνδέονται διαμοριακά με τους λεγόμενους δεσμούς υδρογόνου έχει ως αποτέλεσμα την υψηλή τιμή της διηλεκτρικής σταθεράς του ($\epsilon = 80$, στους 20°C).



Οι ιοντικές ενώσεις αποτελούνται από ιοντικούς κρυστάλλους στο πλέγμα των οποίων τα ιόντα καταλαμβάνουν αυστηρά καθορισμένες θέσεις. Οι ιοντικές διαλύονται εύκολα σε πολικούς διαλύτες όπως το νερό παρέχοντας ιοντικά διαλύματα.



Ηλεκτρολυτική διάσταση (ή απλά διάσταση) στις ιοντικές ενώσεις είναι η απομάκρυνση των ιόντων του κρυσταλλικού πλέγματος.

Στις ιοντικές ενώσεις η διάσταση είναι πλήρης καθώς η ιοντική ένωση βρίσκεται αποκλειστικά με τη μορφή των ιόντων της.

Οι ουσίες που δημιουργούν ιοντικά υδατικά διαλύματα, είτε με διάσταση είτε με ιοντισμό, χαρακτηρίζονται ως **ηλεκτρολύτες**, καθώς έχουν την ικανότητα να άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα. Οι ηλεκτρολύτες χαρακτηρίζονται ως ισχυροί ή ασθενείς, ανάλογα με το αν η μετατροπή τους σε ιόντα είναι πλήρης ή όχι. Αντίθετα, οι ουσίες που δημιουργούν μοριακά υδατικά διαλύματα, δεν δημιουργούν ιόντα και άρα δεν άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα και χαρακτηρίζονται ως **μη ηλεκτρολύτες**.

Ιοντισμός μιας ομοιοπολικής ένωσης είναι η αντίδραση των μορίων της ένωσης με τα μόρια του διαλύτη (π.χ. του νερού) προς σχηματισμό ιόντων.

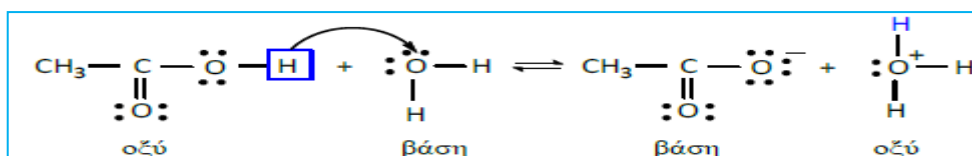
Θεωρία της ηλεκτρολυτικής διάστασης του Arrhenius

Οξέα είναι οι υδρογονούχες ενώσεις που όταν διαλυθούν στο νερό παρέχουν H^+ (υδρογονοκατιόντα ή πρωτόνια).

Βάσεις είναι οι ενώσεις που όταν διαλυθούν στο νερό παρέχουν ανιόντα υδροξειδίου, OH^- .

Θεωρία Brønsted - Lowry

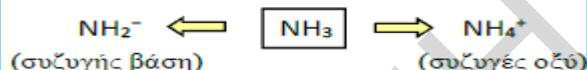
Οξύ είναι η χημική ουσία που μπορεί να δώσει ένα ή περισσότερα πρωτόνια (H^+) και βάση η ουσία που μπορεί να δεχθεί ένα ή περισσότερα πρωτόνια.



Ο όξινος ή ο βασικός χαρακτήρας μιας χημικής ουσίας κατά Brønsted - Lowry εξαρτάται από την αντίδραση στην οποία αυτή συμμετέχει.

Δεν μπορεί να εκδηλωθεί ο όξινος χαρακτήρας, χωρίς την παρουσία βάσης και αντίστροφα, δεν μπορεί να εκδηλωθεί ο βασικός χαρακτήρας, χωρίς την παρουσία οξέος.

Μην μπερδευόμαστε! Στα υδατικά της διαλύματα η NH_3 είναι η «αγαπημένη» μας ασθενής βάση.



Έχουμε συνηθίσει να θεωρούμε το HCl ως οξύ, αλλά όταν το διαλύσουμε σε βενζόλιο (C_6H_6) δεν εκδηλώνεται ο όξινος χαρακτήρας του, καθώς το βενζόλιο δεν μπορεί να δεχθεί H^+ και άρα δεν μπορεί να λειτουργήσει ως βάση!

Λέμε ότι ένα οξύ είναι ισχυρότερο από κάποιο άλλο όταν έχει μεγαλύτερη τάση να δώσει H^+ στην ίδια βάση. Αντίστοιχα, μία βάση είναι ισχυρότερη από κάποια άλλη όταν έχει μεγαλύτερη τάση να πάρει H^+ από το ίδιο οξύ.

Ισχύς των οξέων σε σχέση με την ισχύ των συζυγών τους βάσεων

Όσο ισχυρότερο είναι ένα οξύ, τόσο ασθενέστερη είναι η συζυγής του βάση και όσο ασθενέστερη είναι η βάση, τόσο ισχυρότερο είναι το συζυγές της οξύ.

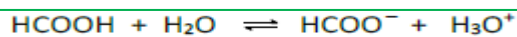
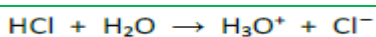
Η ισορροπία οξέος - βάσης είναι μετατοπισμένη προς την πλευρά του ασθενέστερου οξέος και της ασθενέστερης βάσης.

Αμφιπρωτικές ουσίες (αμφολύτες)

Οι αμφιπρωτικές ουσίες μπορούν και να πάρουν H^+ , αλλά και να δώσουν H^+ !

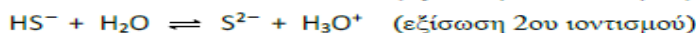
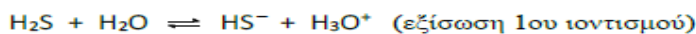
Παράδειγμα: Όταν το ιόν H_2PO_4^- λειτουργεί ως οξύ αποβάλλει H^+ και μετατρέπεται σε HPO_4^{2-} , ενώ όταν λειτουργεί ως βάση προσλαμβάνει H^+ και μετατρέπεται σε H_3PO_4 .

Ιοντισμός και διάσταση ηλεκτρολυτών σε υδατικά διαλύματα

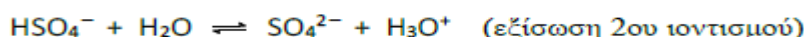
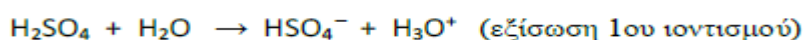


Στα υδατικά διαλύματα, ως ισχυρά οξέα θα θεωρούμε τα εξής: HCl , HBr , HI , HNO_3 , HClO_4 και H_2SO_4 (στην πρώτη βαθμίδα ιοντισμού του).

Ιοντισμός διπρωτικών οξέων. Τα διπρωτικά οξέα ιοντίζονται σε δύο στάδια, αποβάλλοντας τα δύο H^+ διαδοχικά. Π.χ για το H_2S :

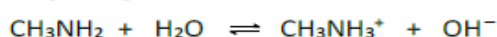
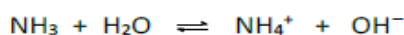


Ειδικά το H_2SO_4 εμφανίζεται **ισχυρό** στον 1ο ιοντισμό του και ασθενές στο 2ο:



Τα **υδροξειδία των μετάλλων** της 1ης και της 2ης ομάδας του περιοδικού πίνακα είναι ιοντικές ενώσεις και ισχυρές βάσεις κατά Arrhenius, οπότε γράφουμε απλά τη διάστασή τους:

Οι ομοιοπολικές βάσεις, όπως η NH_3 , οι αμίνες (RNH_2) κτλ. είναι, γενικά, ασθενείς κατά Brønsted - Lowry και παθαίνουν ιοντισμό:



Υπάρχουν και βάσεις που θεωρούνται ισχυρές, κατά Brønsted - Lowry, π.χ. το ιόν NH_2^- , το ιόν O^{2-} , το ιόν CH_3O^- κτλ.

Τα άλατα είναι, κατά κανόνα, ιοντικές ενώσεις και με τη διάλυσή τους στο νερό λαμβάνει χώρα διάσταση. Ειδικά, όμως για τα άλατα θα πρέπει να εξετάσουμε και κάτι άλλο: την πιθανή αντίδραση των ιόντων τους με το H_2O , σύμφωνα με την θεωρία Brønsted - Lowry.

ΟΞΕΑ	Ομοιοπολικές ενώσεις	Ισχυροί ή ασθενείς ηλεκτρολύτες	Ιοντισμός
ΒΑΣΕΙΣ	Ομοιοπολικές ή	Ασθενείς	Ιοντισμός
	Ιοντικές ενώσεις	Ισχυροί	Διάσταση
ΑΛΑΤΑ	Ιοντικές ενώσεις	Ισχυροί	Διάσταση

Βαθμός ιοντισμού (α) ενός ηλεκτρολύτη

Ορίζουμε ως **βαθμό ιοντισμού (α) ενός ηλεκτρολύτη** το πηλίκο του αριθμού των mol που ιοντίζονται προς το συνολικό αριθμό των mol του ηλεκτρολύτη.

Ο βαθμός ιοντισμού χαρακτηρίζει την απόδοση της αντίδρασης του ιοντισμού του ηλεκτρολύτη και παίρνει τιμές μεταξύ 0 και 1. Τα ισχυρά οξέα έχουν $\alpha = 1$, ενώ τα ασθενή οξέα έχουν $\alpha < 1$. Αποτελεί μέτρο έκφρασης της ισχύος των ηλεκτρολυτών, αλλά εξαρτάται από πολλούς παράγοντες:

- Από τη φύση του ηλεκτρολύτη.
- Από τη φύση του διαλύτη.
- Από τη θερμοκρασία.
- Από τη συγκέντρωση του ηλεκτρολύτη.
- Από την παρουσία κοινών ιόντων με τα ιόντα του ηλεκτρολύτη.

Η περίπτωση των αλάτων

Στην περίπτωση ενός άλατος, αν κάποιο από τα ιόντα του (ή και τα δύο) προέρχεται από ισχυρό οξύ ή ισχυρή βάση, δεν αντιδρά με το νερό, δηλαδή δεν υδρολύεται. Στην περίπτωση που κάποιο από τα ιόντα του άλατος (ή και τα δύο) προέρχεται από ασθενές οξύ (το ανιόν) ή ασθενή βάση (το κατιόν) αντιδρά με το νερό (υδρολύεται) παράγοντας το αντίστοιχο ασθενές οξύ ή ασθενή βάση. Η αντίδραση αυτή είναι σύμφωνη με τη θεωρία Brønsted - Lowry.

Ισχύς οξέων - βάσεων και μοριακή δομή

Σε μια συγκεκριμένη περίοδο του περιοδικού πίνακα, η ισχύς των οξέων του τύπου $H-A$ αυξάνεται από αριστερά προς τα δεξιά, δηλαδή όπως αυξάνεται η ηλεκτραρνητικότητα του στοιχείου A που ενώνεται με το H .

Να συγκριθεί η ισχύς των οξέων, CH_4 , NH_3 , H_2O , HF , καθώς και η ισχύς των συζυγών τους βάσεων.

Με την αύξηση της ηλεκτραρνητικότητας του ατόμου που ενώνεται με το H ($C < N < O < F$) ο δεσμός πολώνεται όλο και περισσότερο και η απόσπαση του H^+ γίνεται πιο εύκολα. Επομένως η ισχύς των οξέων ακολουθεί τη σειρά: $CH_4 < NH_3 < H_2O < HF$.

Οι συζυγείς βάσεις των παραπάνω οξέων είναι: CH_3^- , NH_2^- , HO^- , F^- . Καθώς όσο πιο ισχυρό είναι το συζυγές οξύ τόσο πιο ασθενής η συζυγής βάση, η σειρά ισχύος των συζυγών βάσεων θα είναι ακριβώς η αντίστροφη: $CH_3^- > NH_2^- > HO^- > F^-$.

Σε μία δεδομένη ομάδα του περιοδικού πίνακα καθοριστικό ρόλο παίζει το μέγεθος του ατόμου (A), δηλαδή η ατομική του ακτίνα, και όχι τόσο η ηλεκτραρνητικότητα. Έτσι, όσο αυξάνεται η ατομική ακτίνα του A ο δεσμός $H-A$ εξασθενίζει, το ιόν H^+ αποσπάται ευκολότερα και η ισχύς του οξέος αυξάνεται. Γενικά, ισχύει:

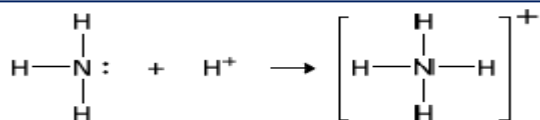
Σε μια ομάδα του περιοδικού πίνακα, η ισχύς οξέων του τύπου $H-A$ αυξάνεται από πάνω προς τα κάτω, δηλαδή όπως αυξάνεται η ατομική ακτίνα του στοιχείου A που ενώνεται με το H .

Να συγκριθεί η ισχύς των υδραλογόνων, δηλαδή των οξέων HF , HCl , HBr , HI .

Τα στοιχεία F , Cl , Br και I ανήκουν στα αλογόνα (17η ομάδα του περιοδικού πίνακα) και κατά σειρά στη 2η - 5η περίοδο και επομένως αυτή είναι και η σειρά αύξησης της ατομικής τους ακτίνας. Έτσι, ισχύς των υδραλογόνων ακολουθεί την σειρά:



Ανάλογοι κανόνες καθορίζουν και την ισχύ των βάσεων. Π.χ. τα στοιχεία της 15ης ομάδας του περιοδικού πίνακα σχηματίζουν κατά σειρά τα υδρίδια: NH_3 , PH_3 , AsH_3 , SbH_3 και BiH_3 . Σε όλες τις περιπτώσεις, τα στοιχεία σχηματίζουν 3 ομοιοπολικούς δεσμούς με το H ενώ διαθέτουν και ένα μη δεσμικό ζεύγος ηλεκτρονίων. Σύμφωνα με τη θεωρία Brønsted - Lowry, ο βασικός χαρακτήρας π.χ. της NH_3 εκδηλώνεται με την ικανότητα πρόσληψης ενός H^+ και το σχηματισμό ενός 4ου δεσμού $N-H$:



Η ικανότητα πρόσληψης ενός κατιόντος H^+ μειώνεται με την αύξηση της ατομικής ακτίνας του κεντρικού ατόμου με αποτέλεσμα η σειρά ισχύος του βασικού χαρακτήρα να ακολουθεί τη σειρά: $NH_3 > PH_3 > AsH_3 > SbH_3 > BiH_3$. Γενικά, ισχύει:

Ο βασικός χαρακτήρας των υδριδίων αυξάνεται από δεξιά προς τα αριστερά σε μία περίοδο του περιοδικού πίνακα και από κάτω προς τα πάνω σε μία ομάδα.

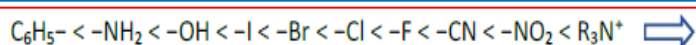
Να εξηγήσετε γιατί η NH_3 είναι ισχυρότερη βάση από το H_2O .

Ο βασικός χαρακτήρας της NH_3 εξαρτάται από την ικανότητα δέσμευσης του κατιόντος H^+ μέσω σχηματισμού δεσμού $N-H$. Το οξυγόνο είναι πιο δεξιά σε σχέση με το N στον περιοδικό πίνακα και πιο ηλεκτραρνητικό στοιχείο. Άρα, έλκει ισχυρότερα το μη δεσμικό ζεύγος ηλεκτρονίων γεγονός που αποτρέπει την πρόσληψη του H^+ . Επομένως, η NH_3 είναι ισχυρότερη βάση από το H_2O .

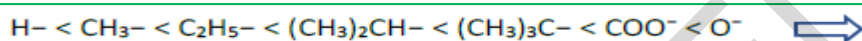
Επαγωγικό φαινόμενο



Επαγωγικό φαινόμενο ονομάζεται η μετατόπιση των ηλεκτρονίων (πόλωση) ενός δεσμού, λόγω της παρουσίας γειτονικών ομάδων ή ατόμων (υποκαταστάστες).



-I επαγωγικό φαινόμενο



+I επαγωγικό φαινόμενο.

Να συγκριθεί ο όξινος χαρακτήρας των οξέων H_2O , $HOCl$ (υποχλωριώδες οξύ), $HOBr$ (υποβρωμιώδες οξύ) και HOI (υποϊωδιώδες οξύ) στα υδατικά τους διαλύματα.



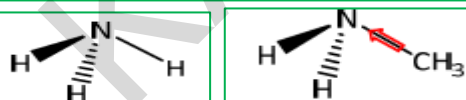
Έτσι, η σειρά ισχύος είναι: $HOCl > HOBr > HOI > H_2O$

-I επαγωγικό φαινόμενο

Γιατί κανείς δεν αναφέρει το HOI ; Δεν είναι σταθερό!

Να συγκριθεί ο βασικός χαρακτήρας των βάσεων, NH_3 και CH_3NH_2 (μεθυλαμίνη) στα υδατικά τους διαλύματα.

Το CH_3- παρουσιάζει +I επαγωγικό φαινόμενο και απωθεί προς το N τα ηλεκτρόνια του δεσμού $N-C$, με αποτέλεσμα το N να παρουσιάζει περίσσεια αρνητικού φορτίου και να αποκτά μεγαλύτερη ικανότητα για δέσμευση του H^+ . Έτσι, η CH_3NH_2 παρουσιάζει ισχυρότερο βασικό χαρακτήρα από την NH_3 .

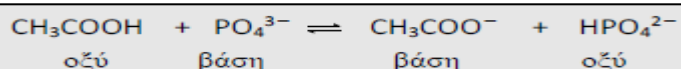
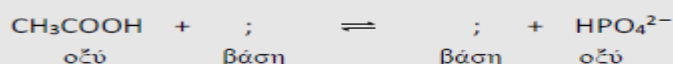


+I επαγωγικό φαινόμενο.

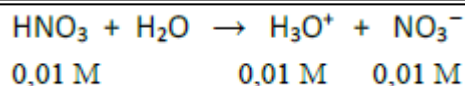
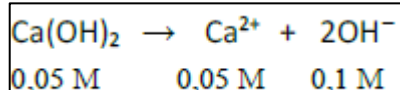
ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΕΙΣ

1. Εύρεση συζυγούς οξέος από τη συζυγή βάση και αντίστροφα

Έστω π.χ. ότι θέλουμε να συμπληρώσουμε την ιοντική ισορροπία:

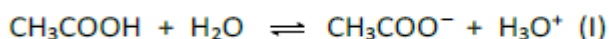


2. Υπολογισμός των συγκεντρώσεων των ιόντων σε διάλυμα ισχυρού ηλεκτρολύτη

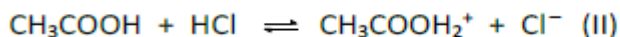


ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ ΕΡΩΤΗΣΕΩΝ ΚΑΙ ΑΣΚΗΣΕΩΝ

Σε υδατικά διαλύματα CH_3COOH αποκαθίσταται η ισορροπία (I):



Αν σε διάλυμα του CH_3COOH προστεθεί HCl , αποκαθίσταται η ισορροπία (II):



Με βάση τις δύο αυτές εξισώσεις, ποια από τις προτάσεις που ακολουθούν είναι η σωστή; Να εξηγήσετε την επιλογή σας.

α) Το CH_3COOH είναι το συζυγές οξύ του $\text{CH}_3\text{COOH}_2^+$.

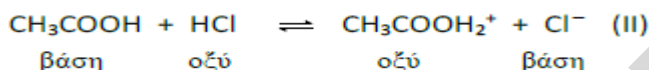
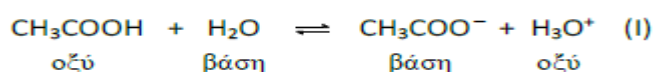
β) Το HCl είναι πιο ασθενές οξύ από το CH_3COOH .

γ) Το CH_3COO^- είναι συζυγές οξύ του CH_3COOH .

δ) Το CH_3COOH δρα αμφιπρωτικά.

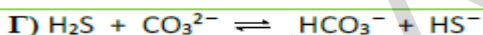
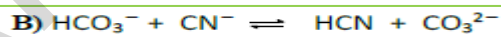
ΑΠΑΝΤΗΣΗ

Σύμφωνα με τη θεωρία Brønsted - Lowry:



Στην ισορροπία (I) το CH_3COOH παίζει το ρόλο του οξέος και το ιόν CH_3COO^- είναι η συζυγής του βάση. Στην ισορροπία (II) το CH_3COOH παίζει το ρόλο της βάσης και μετατρέπεται στο ιόν $\text{CH}_3\text{COOH}_2^+$ που είναι το συζυγές της οξύ. Επίσης, το HCl είναι ισχυρό οξύ ενώ το CH_3COOH είναι ασθενές οξύ. Επομένως, οι τρεις πρώτες προτάσεις είναι λανθασμένες. Το CH_3COOH παίζει το ρόλο του οξέος στην ισορροπία (I) και το ρόλο της βάσης στην ισορροπία (II), οπότε χαρακτηρίζεται ως αμφιπρωτική ουσία. Θα διαλέξουμε επομένως ως σωστή επιλογή την δ.

Κάθε μία από τις ακόλουθες ισορροπίες είναι μετατοπισμένη προς τα δεξιά.



Να κατατάξετε τα οξέα HCN , HCO_3^- , H_2O και H_2S κατά σειρά ελαττωμένης ισχύος.

ΑΠΑΝΤΗΣΗ

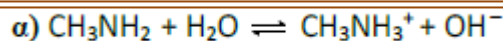
Από την 1η ισορροπία προκύπτει: $\text{HCN} > \text{H}_2\text{O}$. Από τη 2η ισορροπία, για τον ίδιο λόγο καταλαβαίνουμε ότι: $\text{HCO}_3^- > \text{HCN}$. Τέλος, από την 3η ισορροπία, έχουμε: $\text{H}_2\text{S} > \text{HCO}_3^-$. Με συνδυασμό των παραπάνω σχέσεων προκύπτει: $\text{H}_2\text{S} > \text{HCO}_3^- > \text{HCN} > \text{H}_2\text{O}$.

Η μεθυλαμίνη (CH_3NH_2) είναι ομοιοπολική οργανική ένωση, που στα υδατικά της διαλύματα εμφανίζεται ως ασθενής βάση, ισχυρότερη όμως από την NH_3 .

α) Να γράψετε την εξίσωση που δηλώνει τις βασικές ιδιότητες της CH_3NH_2 στα υδατικά της διαλύματα. Να εξηγήσετε αν πρόκειται για διάσταση ή ιοντισμό.

β) Να ταξινομήσετε τα οξέα NH_4^+ , CH_3NH_3^+ και HCl κατά σειρά αυξανόμενης ισχύος.

ΑΠΑΝΤΗΣΗ



Η CH_3NH_2 είναι ομοιοπολική ένωση και τα ιόντα σχηματίζονται μόνο με τη διάλυσή της στο νερό (ιοντισμός):

β) Το HCl είναι ισχυρό οξύ. Από την άλλη μεριά, αφού η CH_3NH_2 είναι ισχυρότερη βάση της NH_3 θα ισχύει ότι το CH_3NH_3^+ είναι ασθενέστερο από το NH_4^+ . Άρα η σειρά ισχύος (από το ασθενέστερο προς το ισχυρότερο θα είναι: CH_3NH_3^+ , NH_4^+ , HCl).

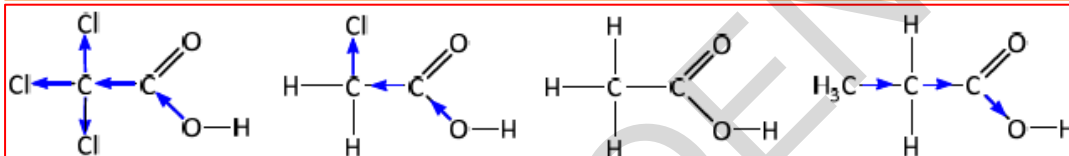
Πώς με βάση τη δομή των μορίων ερμηνεύεται η σχετική σειρά ισχύος των οξέων,

$\text{Cl}_3\text{CCOOH} > \text{ClCH}_2\text{COOH} > \text{CH}_3\text{COOH} > \text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$ στα υδατικά διαλύματα;

ΑΠΑΝΤΗΣΗ

Σε σχέση με το CH_3COOH το ClCH_2COOH έχει ένα άτομο Cl με $-I$ επαγωγικό φαινόμενο που έλκει προς το μέρος του μέσω των ομοιοπολικών δεσμών τα ηλεκτρόνια, εξασθενίζοντας έτσι το δεσμό $\text{O}-\text{H}$. Ως αποτέλεσμα το ClCH_2COOH είναι πιο ισχυρό οξύ από το CH_3COOH . Το φαινόμενο αυτό είναι πιο έντονο στο οξύ Cl_3CCOOH στο οποίο υπάρχουν τρία άτομα Cl με $-I$ επαγωγικό φαινόμενο και επομένως ο δεσμός $\text{O}-\text{H}$ εξασθενίζει περισσότερο και έτσι το Cl_3CCOOH είναι πιο ισχυρό από το ClCH_2COOH . Αντίθετα, στο

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$ το μεθύλιο που έχει αντικαταστήσει ένα άτομο H παρουσιάζει $+I$ επαγωγικό φαινόμενο που έχει ως αποτέλεσμα συσσώρευση αρνητικών φορτίων στο άτομο του O ενισχύοντας το δεσμό $\text{O}-\text{H}$. Έτσι, το $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$ είναι πιο ασθενές οξύ από το CH_3COOH . Η μετακίνηση φορτίων λόγω του επαγωγικού φαινομένου στα παραπάνω οξέα εμφανίζεται στο σχήμα που ακολουθεί:



Να συγκρίνετε την ισχύ των βάσεων, NH_3 , τριφθοροαμίνη (NF_3), υδροξυλαμίνη

(NH_2OH) και μεθυλαμίνη (CH_3NH_2). Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

ΑΠΑΝΤΗΣΗ

Στην τριφθοροαμίνη (NF_3) τα τρία άτομα H έχουν αντικατασταθεί με τρία άτομα F ενώ στην υδροξυλαμίνη (NH_2OH) ένα άτομο H έχει αντικατασταθεί με ένα $-\text{OH}$. Τα άτομα του F εμφανίζουν ισχυρό $-I$ επαγωγικό φαινόμενο και αποσύρουν αρνητικό φορτίο από το άτομο του N. Καθώς η ισχύς μιας βάσης σχετίζεται με την ικανότητά της να δεσμεύσει ένα ιόν H^+ , η NF_3 θα είναι πολύ ασθενέστερη βάση από την NH_3 . Το $-\text{OH}$ εμφανίζει ασθενέστερο $-I$ επαγωγικό φαινόμενο με αποτέλεσμα η NH_2OH να είναι ασθενέστερη βάση από την NH_3 αλλά ισχυρότερη από την NF_3 . Τέλος, στη CH_3NH_2 το μεθύλιο έχει $+I$ επαγωγικό φαινόμενο και ενισχύει το αρνητικό φορτίο στο άτομο του N και ο βασικός χαρακτήρας της βάσης ενισχύεται. Τελικά: $\text{NF}_3 < \text{NH}_2\text{OH} < \text{NH}_3 < \text{CH}_3\text{NH}_2$

Το νιτροοξικό οξύ ($\text{O}_2\text{N}-\text{CH}_2\text{COOH}$) είναι πολύ ισχυρότερο οξύ από το οξικό οξύ (CH_3COOH). α) Πως μπορεί να εξηγηθεί το γεγονός αυτό;

A) Η ομάδα $-\text{NO}_2$ παρουσιάζει $-I$ επαγωγικό φαινόμενο

B) Η ομάδα $-\text{NO}_2$ παρουσιάζει $+I$ επαγωγικό φαινόμενο

Γ) Ο δεσμός $\text{O}-\text{H}$ του καρβοξυλίου γίνεται ισχυρότερος παρουσία της ομάδας $-\text{NO}_2$

Δ) Το O του δεσμού $\text{O}-\text{H}$ του καρβοξυλίου αποκτά περισσότερο αρνητικό φορτίο παρουσία της ομάδας $-\text{NO}_2$

β) Να αιτιολογήσετε την επιλογή σας.

ΑΠΑΝΤΗΣΗ

α) Επιλογή A. β) Η εισαγωγή της ομάδας $-\text{NO}_2$ που παρουσιάζει ισχυρό $-I$ επαγωγικό φαινόμενο έχει ως αποτέλεσμα της έλξη των ηλεκτρονίων των ομοιοπολικών δεσμών προς το μέρος της. Τελικά, ο δεσμός $\text{O}-\text{H}$ εξασθενίζει και το οξύ γίνεται ισχυρότερο.

Να συμπληρωθεί ο παρακάτω πίνακας. Να σχολιαστούν οι απαντήσεις.

	Συζυγές οξύ	Συζυγής βάση
A	HClO ₄	
B	NH ₄ ⁺	
Γ	HSO ₄ ⁻	
Δ	NH ₃	
E		CN ⁻
ΣΤ		HSO ₃ ⁻
Z		SO ₃ ²⁻

ΑΠΑΝΤΗΣΗ

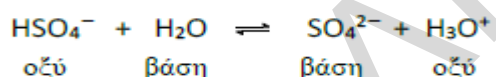
Μα, εμείς ξέραμε ότι η NH₃ είναι ασθενής βάση. Όμως, παρουσία πολύ ισχυρής βάσης θα αναγκαστεί να παίξει το ρόλο του οξέος, καθώς θα έχει μικρότερη τάση να πάρει H⁺ σε σχέση με την ισχυρότερη βάση. Πάντως, μην αναριεστείτε ότι ξέρετε. Για μας και για τα υδατικά διαλύματα, η NH₃ θα είναι για πάντα η «αγαπημένη» μας ασθενής βάση.

Το HSO₃⁻ είναι αμφιπρωτικό ιόν, δηλαδή μπορεί να παίξει και το ρόλο του οξέος και το ρόλο της βάσης, οπότε μπορεί και να πάρει ένα H⁺ (μετατρέπόμενο σε H₂SO₃) και να δώσει ένα H⁺ (μετατρέπόμενο σε SO₃²⁻).

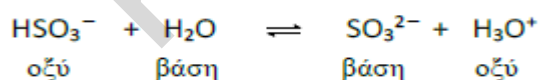
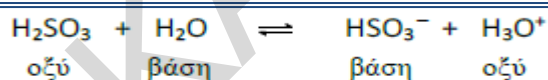
A. ClO₄⁻. Με αποβολή H⁺ το οξύ HClO₄ μετατρέπεται στη συζυγή βάση.

B. NH₃. Με αποβολή H⁺ το ιόν NH₄⁺ μετατρέπεται στη συζυγή του βάση (NH₃).

Γ. SO₄²⁻. Το HSO₄⁻ για να λειτουργήσει ως οξύ αποβάλλει ένα H⁺:



Δ. NH₂⁻. Η περίπτωση αυτή είναι ίσως η πιο περίεργη και αν δεν την καλοσκεφτούμε θα γράψουμε NH₄⁺. Μα, έτσι η NH₃ θα έπαιρνε H⁺ και θα ήταν βάση! Για να παίξει το ρόλο του οξέος θα πρέπει να χάσει H⁺ μετατρέπόμενη σε NH₂⁻.



E.HCN, ΣΤ. H₂SO₃, Z.HSO₃⁻

ΚΑΛΗ ΣΥΝΕΧΕΙΑ...