

5.2 Ιοντισμός Οξέων & Βάσεων

1) Βαθμός Ιοντισμού Οξέων & Βάσεων

Ορίζεται το πηλίκο του αριθμού των mol που ιοντίζονται προς τον συνολικό αριθμό mol του ηλεκτρολύτη, δηλαδή στην ουσία εκφράζει την απόδοση της αντίδρασης ιοντισμού. (Σύμβολο α)

$$\alpha = \frac{\text{Αριθμό mol που Ιοντίζονται}}{\text{Συνολικό Αριθμό mol Ηλεκτρολύτη}}$$

Σημείωση: Βαθμός ιοντισμού αποτελεί μέτρο της ισχύος των ηλεκτρολυτών, υπό την προϋπόθεση ότι η σύγκριση πραγματοποιείται στις ίδιες συνθήκες (T, διαλύτης, [] χωρίς κοινό ιόν)

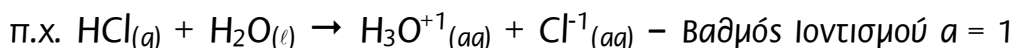
2) Παράγοντες από τους οποίους εξαρτάται ο βαθμός ιοντισμού

- Φύση Ηλεκτρολύτη (Μοριακή Δομή Ουσίας – βλέπε Παράγραφο #4)
- Φύση Διαλύτη
- Θερμοκρασία: Αύξηση θ οδηγεί σε αύξηση α – **Ιοντισμός = Ενδόθερμη**
- Συγκέντρωση Ηλεκτρολύτη: Αύξηση [X] οδηγεί σε μείωση α
- Επίδραση Κοινού Ιόντος: Παρουσία κοινού ιόντος με άλλη ουσία οδηγεί σε μείωση α

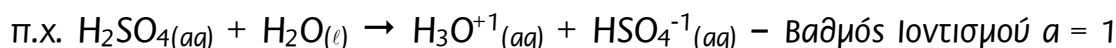
3) Ισχύς Ηλεκτρολυτών

➤ Ισχυροί ηλεκτρολύτες:

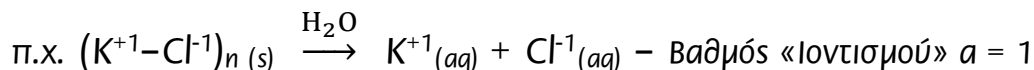
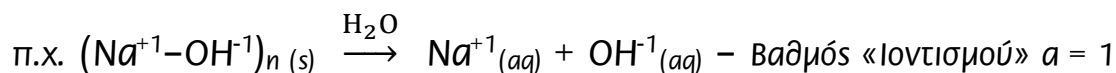
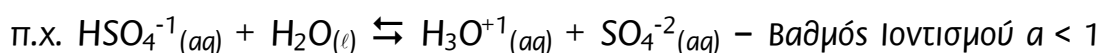
- ❖ Ονομάζονται εκείνοι που ιοντίζονται – δίδονται πλήρως
- ❖ Οξέα: HCl, HBr, HI, HNO₃, HClO₄, H₂SO₄★
- ❖ Βάσεις: NaOH, KOH, LiOH, Ba(OH)₂, Ca(OH)₂, S⁻², O⁻², C₂H₅O⁻¹, CH₃O⁻¹, H⁻¹ & CH₃⁻¹
- ❖ Άλατα: Όλα τα άλατα που είναι διαλυτά στο H₂O



Σημείωση: Τα ισχυρά οξέα, θεωρούμε ότι ιοντίζονται 100% (Στην πραγματικότητα δεν ισχύει)

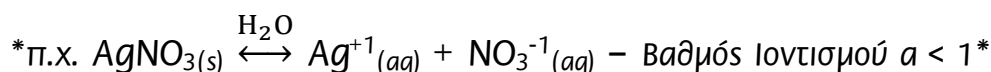
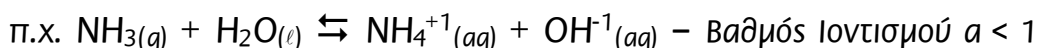
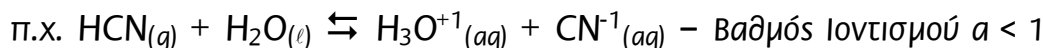
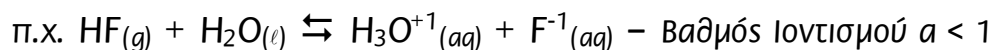


Σημείωση: ★H₂SO₄ (δι-πρωτικό οξύ) είναι ισχυρό μόνο στην 1^η βαθμίδα ιοντισμού



➤ Ασθενείς Ηλεκτρολύτες

- ❖ Ονομάζονται εκείνοι που ιοντίζονται – δίδονται* μερικώς
- ❖ Οξέα: Τα περισσότερα
- ❖ Βάσεις: Οι περισσότερες
- ❖ Άλατα: Τα λιγότερα



Acid			Base		
Increasing acid strength ↑	perchloric acid	HClO_4	Do not undergo base ionization in water	ClO_4^-	perchlorate ion
	sulfuric acid	H_2SO_4		HSO_4^-	hydrogen sulfate ion
	hydrogen iodide	HI		I^-	iodide ion
	hydrogen bromide	HBr		Br^-	bromide ion
	hydrogen chloride	HCl		Cl^-	chloride ion
	nitric acid	HNO_3	Undergo complete acid ionization in water	NO_3^-	nitrate ion
	hydronium ion	H_3O^+		H_2O	water
	hydrogen sulfate ion	HSO_4^-		SO_4^{2-}	sulfate ion
	phosphoric acid	H_3PO_4		H_2PO_4^-	dihydrogen phosphate ion
	hydrogen fluoride	HF		F^-	fluoride ion
	nitrous acid	HNO_2		NO_2^-	nitrite ion
	acetic acid	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$		CH_3CO_2^-	acetate ion
	carbonic acid	H_2CO_3		HCO_3^-	hydrogen carbonate ion
	hydrogen sulfide	H_2S		HS^-	hydrogen sulfide ion
	ammonium ion	NH_4^+		HN_3	ammonia
	hydrogen cyanide	HCN		CN^-	cyanide ion
	hydrogen carbonate ion	HCO_3^-		CO_3^{2-}	carbonate ion
	water	H_2O		OH^-	hydroxide ion
	hydrogen sulfide ion	HS^-	Undergo complete base ionization in water	S^{2-}	sulfide ion
	ethanol	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$		$\text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-$	ethoxide ion
	ammonia	NH_3		NH_2^-	amide ion
	hydrogen	H_2		H^-	hydride ion
	methane	CH_4		CH_3^-	methide ion

Increasing base strength
↓

4) Ισχύς Οξέων – Βάσεων & Μοριακή Δομή

A. Οξέα

- Τα οξέα αποβάλλουν πρωτόνια, κατά Bronsted & Lowry (πρωτονιοδότες)
- Ένα οξύ είναι ισχυρότερο όσο αποβάλλει ευκολότερα πρωτόνια
- Η ισχύς του οξέος θα εξαρτάται από την ισχύ του δεσμού H-A
- Παράγοντες που επηρεάζουν την ισχύ του δεσμού H-A επηρεάζουν την ισχύ του οξέος:
 - ✓ Ηλεκτραρνητικότητα συνοδού στοιχείου A
Όσο αυξάνει ηλεκτραρνητικότητα του A, τόσο έλκει ισχυρότερα τα ηλεκτρόνια του δεσμού, αυξάνεται η πολικότητα του δεσμού και αποσπάζεται ευκολότερα το κατιόν H^{+1}
 - ✓ Ατομική ακτίνα στοιχείου A
Όσο αυξάνει η ατομική ακτίνα του A τόσο ισχυρότερο είναι το οξύ HA, διότι ο δεσμός HA είναι ασθενέστερος και απελευθερώνει ευκολότερα το κατιόν H^{+1}
 - ✓ Επαγωγικό Φαινόμενο (Inductive Effect) ονομάζεται η πόλωση δεσμού λόγω μετατόπισης ηλεκτρονίων από γειτονικά άτομα, που λέγονται υποκαταστάτες
 - ❖ -I Επαγωγικό φαινόμενο παρουσιάζουν οι υποκαταστάτες που έλκουν ηλεκτρόνια και προκαλούν αύξηση της ισχύος των οξέων & ελάττωση της ισχύος των βάσεων
 $-H_5C_6 < -NH_2 < -OH < -I < -Br < -Cl < -F < -C\equiv N < -NO_2 < -NR_3^{+1}$
 - ❖ +I Επαγωγικό φαινόμενο παρουσιάζουν οι υποκαταστάτες που απωθούν ηλεκτρόνια και προκαλούν ελάττωση της ισχύος των οξέων & αύξηση της ισχύος των βάσεων
 $-H < -H_3C < [-H_5C_5 < -(CH_3)_2CH- < -(CH_3)_3] -R < -COO^{-1} < -O^{-1}$

α) Μη οξυγονούχα οξέα HA

- Το υδρογόνο συνδέεται απευθείας με το στοιχείο A (H-A)
- Παράγοντες που επηρεάζουν την ισχύ των οξυγονούχων οξέων:
 - Σε περίοδο του Π.Π από αριστερά προς τα δεξιά η ισχύς του οξέος αυξάνεται διότι αυξάνεται η ηλεκτραρνητικότητα του στοιχείου A π.χ.

Περίοδος 2: $H-CH_3 < H-NH_2 < H-OH < H-F$ (Ηλεκτραρνητικότητα $C < N < O < F$)

Περίοδος 3: $H_4-Si < H_3-P < H_2-S < H-Cl$ (Ηλεκτραρνητικότητα $P < S < Cl$)

- Σε ομάδα του Π.Π η ισχύς του οξέος αυξάνεται από πάνω προς τα κάτω διότι αυξάνεται η ατομική ακτίνα του στοιχείου A π.χ.

Ομάδα VIIA: $H-F < H-Cl < H-Br < H-I$

Ομάδα IVA: $BiH_3 < SbH_3 < AsH_3 < PH_3 < NH_3$

Σημείωση: Η σειρά ισχύος των υδραλογόνων (H-X) είναι αντίστροφη από την αναμενόμενη με κριτήριο την ηλεκτραρνητικότητα διότι ο παράγων ατομική ακτίνα αλογόνου είναι σημαντικότερος. Όσο αυξάνεται η ατομική ακτίνα του αλογόνου τόσο μειώνεται η επικάλυψη του τροχιακού 1s του H με το τροχιακό p του αλογόνου, με συνέπεια να εξασθενεί ο δεσμός H - X

β) Οξυγονούχα οξέα $(OH)_xAO_y$

- Το υδρογόνο συνδέεται μέσω ενός ατόμου οξυγόνου με το στοιχείο A (H-O-A)
- Παράγοντες που επηρεάζουν την ισχύ των οξυγονούχων οξέων:
 - Ηλεκτραρνητικότητα: Όσο πιο ηλεκτραρνητικό είναι το στοιχείο A τόσο ισχυρότερα έλκει το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων (Επαγωγικό -I) και τόσο αυξάνεται η ισχύς του οξέος π.χ.

Ομάδα VIIA (17) $H-O-I < H-O-Br < H-O-Cl$ & Περίοδος 3: $H_3PO_4 < H_2SO_4 < HClO_4$

- Αριθμός επιπλέον ατόμων οξυγόνου που συνδέονται σε κεντρικό άτομο αυξάνει την ισχύ του οξέος (Επαγωγικό -I) π.χ.

$HClO < HClO_2 < HClO_3 < HClO_4$ & $HNO_2 < HNO_3$ & $H_2SO_3 < H_2SO_4$

B. Βάσεις

- Οι βάσεις προσλαμβάνουν πρωτόνια, **Bronsted & Lowry** (πρωτονιοδέκτες)
- Μία βάση είναι ισχυρότερη όσο προσλαμβάνει ευκολότερα πρωτόνια
- Ο βασικός χαρακτήρας των υδρογονούχων ενώσεων AH_x μεταβάλλεται στον Π.Π ως:
 - ✓ Αυξάνεται σε μια περίοδο από δεξιά προς τα αριστερά
 - ✓ Αυξάνεται σε μια ομάδα από κάτω προς τα πάνω διότι μειώνεται η ατομική ακτίνα

π.χ. Ομάδα IVA: $BiH_3 < SbH_3 < AsH_3 < PH_3 < NH_3$

Σημείωση: Γενικά η ισχύς των βάσεων ακολουθεί τον αντίθετο δρόμο από εκείνο των οξέων, δηλαδή αυξάνεται από δεξιά προς τα αριστερά & από κάτω προς τα πάνω στον Π.Π

Παραδείγματα

- Για τα αλογόνα το -I Επαγωγικό φαινόμενο αυξάνεται με τη σειρά $I < Br < Cl$ επομένως:
 - ✓ Ο δεσμός O-H πολώνεται με συνέπεια το κατιόν H^{+1} να αποσπάται ευκολότερα & να αυξάνει την ισχύ του οξέος ως: $H-O-I < H-O-Br < H-O-Cl$
 - ✓ Προκαλούν μείωση ισχύος της βάσης: $Cl-CH_2-COO^{-1} < Br-CH_2-COO^{-1} < H-CH_2-COO^{-1}$
- Παρουσία ομάδων ατόμων με -I Επαγωγικό φαινόμενο αυξάνει την ισχύ των οξέων, διότι ο δεσμός O-H πολώνεται οπότε αποσπάται το κατιόν H^{+1} ευκολότερα, $-Br < -Cl < -F < -NO_2$ επομένως, $H-CH_2COOH < Br-CH_2COOH < Cl-CH_2COOH < F-CH_2COOH < NO_2-CH_2COOH$
- Όσα περισσότερα άτομα με -I Επαγωγικό φαινόμενο υπάρχουν στην ίδια θέση στο μόριο του οξέος, τόσο αυξάνεται η ένταση του φαινομένου, επομένως ο δεσμός O-H πολώνεται οπότε αποσπάται το κατιόν H^{+1} ευκολότερα και αυξάνει την ισχύ του οξέος, όπως π.χ.: $CH_2H-COOH < CH_2Cl-COOH < CHCl_2-COOH < CCl_3-COOH$
- Τα αλκύλια (R-) εμφανίζουν +I Επαγωγικό φαινόμενο με συνέπεια:
 - ✓ Όσο αυξάνει το Mr τόσο αυξάνει το φαινόμενο και αντίστοιχα μειώνει την ισχύ του οξέος π.χ.: $CH_3-CH_2-CH_2-COOH < CH_3-CH_2-COOH < CH_3-COOH < H-COOH$
 - ✓ Να αυξάνει την πυκνότητα του ηλεκτρονιακού νέφους στο N με αποτέλεσμα να αυξάνεται η ισχύς της βάσης, με συνέπεια οι αμίνες να είναι ισχυρότερες βάσεις από την αμμωνία: $H-NH_2 < CH_3-NH_2 < CH_3-CH_2-NH_2$

Σημείωση: Υπενθυμίζουμε ότι «Όσο ισχυρότερο ένα οξύ τόσο ασθενέστερη η συζυγής του βάση» Επομένως, η σύγκριση της ισχύος των βάσεων γίνεται και μέσω της σύγκρισης των συζυγών τους οξέων. Παραδείγματος χάριν:

Οξέα: $Cl-CH_2COOH > CH_3COOH$ (Cl παρουσιάζει επαγωγικό -I). Αντίστοιχα οι συζυγείς βάσεις:
Βάσεις: $Cl-CH_2COO^{-1} < CH_3COO^{-1}$

Εφαρμογή 1: Να συγκρίνετε την ισχύ των οξέων:

- 1) HF , HCl , HBr & HI
- 2) HCOOH , $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$ & $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$
- 3) H_2S , H_2O & H_2Se
- 4) HNO_2 & HNO_3
- 5) HIO_3 , HClO_3 & HBrO_3
- 6) H_2O , HClO & HBrO
- 7) H_2SO_4 , H_4SiO_4 , HClO_4 & H_3PO_4

Εφαρμογή 2: Να συγκρίνετε την ισχύ των βάσεων:

- 1) AsH_3 , NH_3 & PH_3
- 2) CH_3NH_2 , NH_3 & $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$
- 3) IO^- , ClO^- & BrO^-
- 4) CH_3COO^- , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO}^-$ & HCOO^-
- 5) ClO_3^- , ClO_2^- , ClO_4^- & ClO^-

Old Version

Ισχύς οξέος - βάσης καθορίζεται κυρίως από ηλεκτραρνητικότητα του συνοδού στοιχείου X

- Ισχύς οξέος αυξάνεται σε περίοδο Π.Π αριστερά προς δεξιά (Ηλεκτραρνητικότητα ↑)
- Ηλεκτραρνητικότητα ↑ $\Rightarrow$ Έλξη e^- ↑ $\Rightarrow$ Ευκολότερη απόσπαση H^+ $\Rightarrow$ Ισχύς οξέος ↑
- π.χ. Περίοδος 2: $H-CH_3 < H-NH_2 < H-OH < H-F$
- π.χ. Περίοδος 3: $H_4-Si < H_3-P < H_2-S < H-Cl$
- Ισχύς οξέος αυξάνεται σε ομάδα Π.Π από πάνω προς τα κάτω (Ατομική ακτίνα ↑)
- Ατομική ακτίνα ↑ $\Rightarrow$ Ισχύς δεσμού $H-X$ ↓ $\Rightarrow$ Ευκολότερη απόσπαση H^+ $\Rightarrow$ Ισχύς οξέος ↑

π.χ. Ομάδα VIIA: $H-F < H-Cl < H-Br < H-I$

Σημείωση: Γενικά η ισχύς των βάσεων ακολουθεί τον αντίθετο δρόμο από εκείνο των οξέων, δηλαδή αυξάνεται από δεξιά προς τα αριστερά & από κάτω προς τα πάνω στον Π.Π

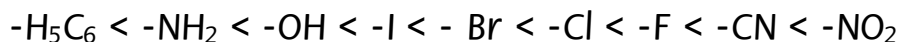
π.χ. Ομάδα IVA: $BiH_3 < SbH_3 < AsH_3 < PH_3 < NH_3$

Επαγωγικό Φαινόμενο

Ονομάζεται η πόλωση δεσμού, λόγω μετατόπισης ηλεκτρονίων από γειτονικά άτομα

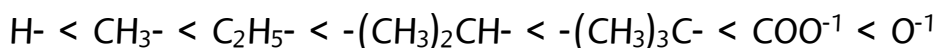
❖ (-I) Επαγωγικό Φαινόμενο:

- Υποκαταστάτες που έλκουν ηλεκτρόνια – π.χ. Αλογόνα
- Ισχύς Δεσμού $X-H \downarrow \Rightarrow$ Ευκολότερη απόσπαση H^+ (πρωτονιοδότης) $\Rightarrow$ Ισχύς οξέος ↑
- Αύξηση για υποκαταστάτες:



❖ (+I) Επαγωγικό Φαινόμενο:

- Υποκαταστάτες που απωθούν ηλεκτρόνια – π.χ. Μέταλλα
- «Φόρτιση» με $e^- \Rightarrow$ Ευκολότερη πρόσληψη H^+ (πρωτονιοδέκτης) $\Rightarrow$ Ισχύς βάσης ↑
- Αύξηση επαγωγικού φαινομένου για υποκαταστάτες:



ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ

- 1) Μαυρόπουλος, Μ.; «Χημεία Ανόργανη Οργανική» Α. Μαυρόπουλος Copyright Αθήνα 1986
- 2) Λιοδάκης, Σ.; Γάκης, Δ.; Θεοδωρόπουλος, Δ.; Θεοδωρόπουλος, Π.; Κάλλης Α.; «Χημεία» Γ' Ενιαίου Λυκείου, Τεύχος Β, ΟΕΔΒ - Αθήνα, ISBN 978-960-06-5117-1
- 3) Σαλτερής Κ.; «Χημεία Γ2 Λυκείου Α' Τεύχος» Αθήνα, Copyright 2007, Εκδόσεις Σαββάλας ISBN 970-960-449-764-5
- 4) Σαλτερής Κ.; «Χημεία Γ Λυκείου Θετικής Κατεύθυνσης, Τεύχος Β'» Αθήνα, Copyright 2008, Εκδόσεις Σαββάλας ISBN 978-960-449-764-5
- 5) Brady J.; Humiston G.; "General Chemistry – Principles & structure", Publishers Wiley & sons, Edition 5, Copyright 1990 ISBN-13: 978-0471621317
- 6) Μαυρόπουλος, Μ.; «Διδάσκω Χημεία» Αθήνα, Copyright 1997, Εκδόσεις Σαββάλας ISBN 960-460-261-6
- 7) <https://chemed.chem.purdue.edu/genchem/topicreview/bp/ch11/conjugat.php>
- 8) <http://chemistrytopics.xyz/assets/degree-of-dissociation.pdf>