

ΟΞΕΑ – ΒΑΣΕΙΣ & ΙΟΝΤΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

5.1 Οξέα & Βάσεις

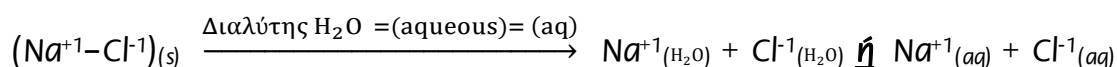
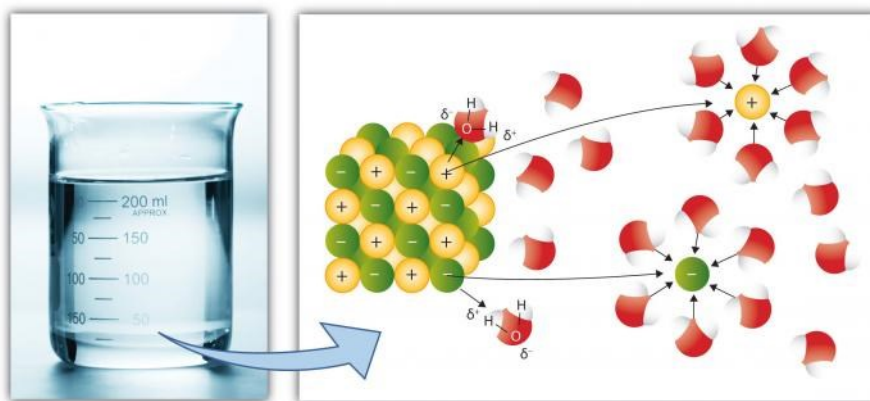
1) Βασικές Έννοιες

- Οι χημικές ουσίες είναι:
 - ❖ Ιοντικές (Ιοντικός – Κρύσταλλοι) π.χ. Άλατα & Βάσεις Ομάδα Π.Π ΙΑ & ΙΙΑ
 - ❖ Μοριακές (Ομοιοπολικός – Μόρια) – π.χ. Οξέα & Οργανικές Ενώσεις
- Ιοντικές ενώσεις σε διάλυμα με τη μορφή:
 - ❖ Ιόντων (Πλήρης Διάσταση) – π.χ. $(\text{Na}^{+1} - \text{Cl}^{-1})_n$
 - ❖ Ιόντων & Κρυσταλλικής Δομής (Μερική Διάσταση) – π.χ. $(\text{Ag}^{+1} - \text{Cl}^{-1})_n - K_{sp}$
- Μοριακές ενώσεις σε διάλυμα με τη μορφή:
 - ❖ Μορίων (Μοριακά Διαλύματα – Αδιάστατα) – π.χ. Ζάχαρη – $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
 - ❖ Ιόντων (Ιοντικά Διαλύματα – Αντίδραση) – π.χ. HCl
 - ❖ Ιόντων (Ιοντικά Διαλύματα & Μόρια - Αντίδραση) - π.χ. HF , NH_3 , CH_3COOH , ...
- Οι χημικές ουσίες ανάλογα με το πόσο διαλύονται σε διαλύτες ονομάζονται:
 - ❖ Ευδιάλυτες (Διαλύονται πολύ) – Διαλυτότητα
 - ❖ Δυσδιάλυτες (Διαλύονται λίγο)

Οι έννοιες οξύ, βάση, οξειδίο, άλας έχουν εξελιχθεί σημαντικά εδώ και περίπου 150 χρόνια. Η πρώτη ολοκληρωμένη θεωρία οξέων & βάσεων ανήκει στον **Arrhenius** @1887 (Nobel 1903). Σήμερα, η θεωρία **Arrhenius** χρησιμοποιείται μόνον ως εκπαιδευτική βάση, πριν αναπτυχθούν οι θεωρίες των **Bronsted & Lowry** (1923) και λίγο αργότερα του **Lewis** (@Πανεπιστήμιο).

2) Θεωρία Ηλεκτρολυτικής Διάστασης Arrhenius

- Διάλυση ηλεκτρολύτη σε H_2O συνεπάγεται την διάστασή του σε ανιόντα & κατιόντα
- Η διάσταση του ηλεκτρολύτη είναι πλήρης ή μερική
- Η διάσταση είναι ανεξάρτητη από την ύπαρξη ηλεκτρικού πεδίου
- Το διάλυμα που προκύπτει από τη διάλυση του ηλεκτρολύτη είναι ουδέτερο

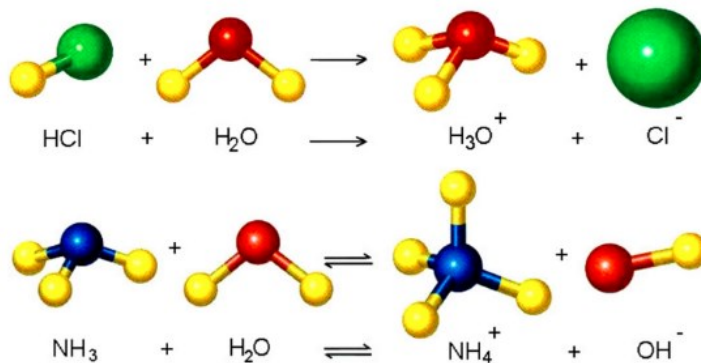
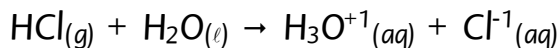


- **Οξύ:** Ουσία που όταν διαλυθεί στο νερό, δίνει κατιόν υδρογόνου - H^{+1}
- **Βάση:** Ουσία που όταν διαλυθεί στο νερό, δίνει ανιόν υδροξειδίου - OH^{-1}

Παρατήρηση: Ποιους περιορισμούς & μειονεκτήματα θέτει η θεωρία Arrhenius?

- ❖ «Περιορίζει» τον όξινο / βασικό χαρακτήρα στο νερό
- ❖ «Περιορίζει» τα οξέα σε υδρογονούχες ενώσεις
- ❖ «Περιορίζει» τις βάσεις σε υδροξειδιούχες ενώσεις

3) Ιοντισμός Ομοιοπολικών Ενώσεων



4) Θεωρία Bronsted & Lowry (1923)

- **Οξύ:** Χημική ουσία που μπορεί να δώσει ένα ή περισσότερα H^{+1} (πρωτονιοδότης)
- **Βάση:** Χημική ουσία που μπορεί να δεχθεί ένα ή περισσότερα H^{+1} (πρωτονιοδέκτης)



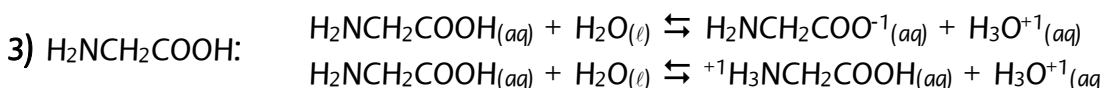
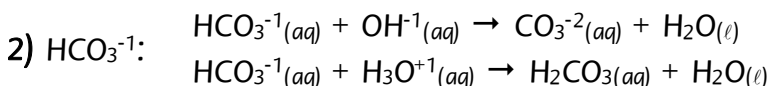
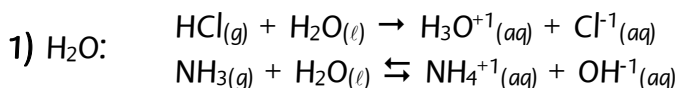
$[\text{HA}=\text{Οξύ}] \text{HA}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^{+1}_{(aq)} + \text{A}^{-1}_{(aq)} [\text{A}^{-1}=\text{Βάση}(\text{Συζυγής})]$	HA/A^{-1} Συζυγές Ζεύγος
$[\text{HA}=\text{Οξύ}] \text{HA}_{(aq)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^{+1}_{(aq)} + \text{A}^{-1}_{(aq)} [\text{A}^{-1}=\text{Βάση}(\text{Συζυγής})]$	$\text{H}_2\text{O}/\text{H}_3\text{O}^{+1}$ Συζυγές Ζεύγος
$[\text{B}=\text{Βάση}] \text{B}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{HB}^{+1}_{(aq)} + \text{OH}^{-1}_{(aq)} [\text{HB}^{+1}=\text{Οξύ}(\text{Συζυγής})]$	B/HB^{+1} Συζυγές Ζεύγος
$[\text{B}=\text{Βάση}] \text{B}_{(aq)} + \text{H}^{+1}_{(aq)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{HB}^{+1}_{(aq)} [\text{HB}^{+1}=\text{Οξύ}(\text{Συζυγής})]$	$\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^{-1}$ Συζυγές Ζεύγος

2

Σημείωση: Ο ιοντισμός είναι αντίδραση, σε αντίθεση με την (ηλεκτρολυτική) διάσταση

Σημείωση: Ο όξινος χαρακτήρας εκδηλώνεται παρουσία βάσης & αντίστροφα

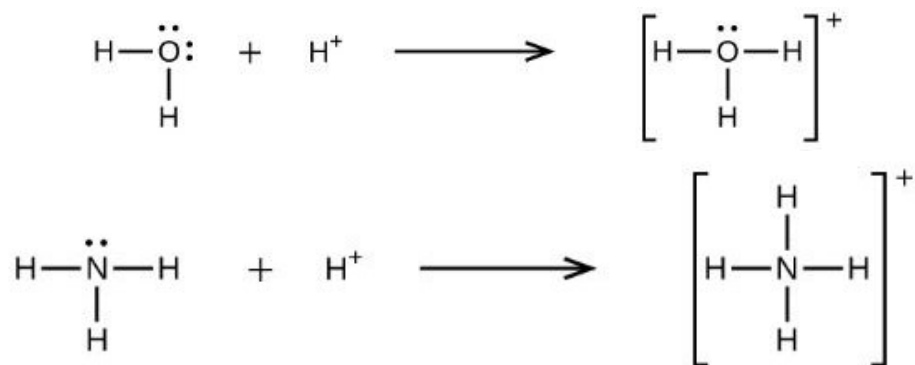
Σημείωση: Αμφιπρωτικές ή αμφολύτες = Ουσίες που δρουν ανάλογα με τις συνθήκες είτε ως οξέα είτε ως βάσεις. Παραδείγματος χάριν:



Παρατήρηση: Παρουσιάζει περιορισμούς & μειονεκτήματα η θεωρία Bronsted & Lowry?

5) Θεωρία Lewis (1938)

- **Οξύ:** Ουσία που μπορεί να δεχτεί ζεύγος ηλεκτρονίων (δέκτης ζεύγους ηλεκτρονίων)
- **Βάση:** Ουσία που μπορεί να δώσει ζεύγος ηλεκτρονίων (δότης ζεύγους ηλεκτρονίων)



$\text{BF}_3 + \text{NH}_3 \rightarrow \text{F}_3\text{B}-\text{NH}_3$ (Δοτικός ομοιοπολικός ή ημιπολικός) σελ 194

6) Παραδείγματα Συζυγών Ζευγών Οξέων & Βάσεων

Όνομα (Name)	Οξύ	/	Βάση	Όνομα (Name)
Οξόνιο (Hydronium ion)	H_3O^{+1}	/	H_2O	Νερό (Water)
Water (pH=7)	H_2O	/	OH^{-1}	Υδροξείδιο (Hydroxide ion)
Νιτρικό οξύ (Nitric acid)	HNO_3	/	NO_3^{-1}	Νιτρικό ιόν (Nitrate ion)
Θειικό οξύ (Sulfuric acid)	H_2SO_4	/	HSO_4^{-1}	Όξινο θειικό ιόν (Hydrogen sulfate ion)
Όξινο θειικό ανιόν (Hydrogen sulfate ion)	HSO_4^{-1}	/	SO_4^{-2}	Θειικό ιόν (Sulfate ion)
Φωσφορικό οξύ (Phosphoric acid)	H_3PO_4	/	$\text{H}_2\text{PO}_4^{-1}$	Δισόξινο φωσφορικό ιόν (Dihydrogen phosphate ion)
Δισόξινο φωσφορικό ιόν (Dihydrogen phosphate ion)	$\text{H}_2\text{PO}_4^{-1}$	/	HPO_4^{-2}	Όξινο φωσφορικό ιόν (Hydrogen phosphate ion)
Όξινο φωσφορικό ιόν (Hydrogen phosphate ion)	HPO_4^{-2}	/	PO_4^{-3}	Φωσφορικό ιόν (Phosphate ion)
Αιθανικό οξύ (Οξικό) (Acetic acid)	CH_3COOH	/	$\text{CH}_3\text{COO}^{-1}$	Αιθανικό (Οξικό) ιόν (Acetate ion)
Ανθρακικό οξύ (Carbonic acid)	H_2CO_3	/	HCO_3^{-1}	Όξινο ανθρακικό ιόν (Hydrogen carbonate)
Όξινο ανθρακικό ιόν (Hydrogen / bicarbonate)	HCO_3^{-1}	/	CO_3^{-2}	Ανθρακικό ιόν (Carbonate ion)
Υπερχλωρικό οξύ (Perchloric acid)	HClO_4	/	ClO_4^{-1}	Υπερχλωρικό ιόν (Perchlorate ion)
Υδροχλώριο (Hydrochloric acid)	HCl	/	Cl^{-1}	Χλώριο ιόν (Chloride ion)
Υδρόθειο (Hydrosulfuric ion)	H_2S	/	HS^{-1}	Όξινο θειούχο ιόν (Hydrogen sulfide ion)
Όξινο θειούχο ιόν (Hydrogen sulfide ion)	HS^{-1}	/	S^{-2}	Θειούχο ιόν (Sulfide ion)
Αμμώνιο (Ammonium ion)	NH_4^{+1}	/	NH_3	Αμμωνία (Ammonia)

Σημείωση: Τα οξέα και οι βάσεις δεν είναι αποκλειστικά μόρια ή κρυσταλλικές (ιοντικές) δομές αλλά μπορεί να είναι και ιόντα

Άσκηση: Να αναγνωρίσετε τις ενώσεις ως οξέα ή βάσεις & να γράψετε τα συζυγή ζεύγη

				Συζυγή Ζεύγη	
$\text{HCl}_{(g)}$	+	$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	$\rightarrow$	$\text{H}_3\text{O}^{+1}_{(aq)}$ + $\text{Cl}^{-1}_{(aq)}$	/ & /
$\text{HF}_{(g)}$	+	$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}_3\text{O}^{+1}_{(aq)}$ + $\text{F}^{-1}_{(aq)}$	/ & /
$\text{NH}_3_{(g)}$	+	$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	$\rightleftharpoons$	$\text{NH}_4^{+1}_{(aq)}$ + $\text{OH}^{-1}_{(aq)}$	/ & /
$\text{F}^{-1}_{(aq)}$	+	$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	$\rightleftharpoons$	$\text{HF}_{(aq)}$ + $\text{OH}^{-1}_{(aq)}$	/ & /
$\text{NH}_4^{+1}_{(aq)}$	+	$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	$\rightleftharpoons$	$\text{NH}_3_{(g)}$ + $\text{H}_3\text{O}^{+1}_{(aq)}$	/ & /
$\text{CO}_3^{-2}_{(aq)}$	+	$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	$\rightleftharpoons$	$\text{OH}^{-1}_{(aq)}$ + $\text{HCO}_3^{-1}_{(aq)}$	/ & /
$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{+3}_{(aq)}$	+	$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	$\rightleftharpoons$	$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})]^{+2}_{(aq)}$ + $\text{H}_3\text{O}^{+1}_{(aq)}$	/ & /
$\text{H}_2\text{S}_{(g)}$	+	$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}_3\text{O}^{+1}_{(aq)}$ + $\text{HS}^{-1}_{(aq)}$	/ & /
	+		$\rightarrow$		/ & /

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