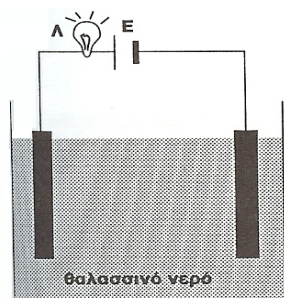


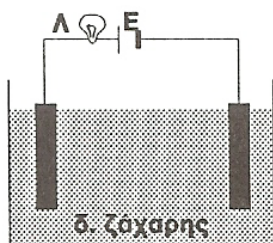
# ΟΞΕΑ – ΒΑΣΕΙΣ - ΑΛΑΤΑ

## 1 Θεωρία ηλεκτρολυτικής διάστασης

### 1.1 Μοριακά και ιοντικά διαλύματα



Το ηλεκτρικό ρεύμα διέρχεται μέσα από το διάλυμα και το λαμπάκι Λ φωτοβολεί



Το λαμπάκι Λ δεν ανάβει

Αν σε ένα δοχείο που περιέχει θαλασσινό νερό βυθίσουμε δυο ηλεκτρόδια, τα οποία είναι συνδεδεμένα με μια μπαταρία, θα παρατηρήσουμε ότι μέσα από το θαλασσινό νερό (υδατικό διάλυμα NaCl και άλλων αλάτων), περνάει ηλεκτρικό ρεύμα.

Αν μέσα στο δοχείο τοποθετούσαμε αντί για θαλασσινό νερό, διάλυμα ζάχαρης θα παρατηρούσαμε ότι το ηλεκτρικό ρεύμα δε θα μεταφερόταν μέσω του διαλύματος.

Υπάρχουν λοιπόν διαλύματα, μέσα από τα οποία μπορεί να περάσει το ηλεκτρικό ρεύμα. Για να συμβεί όμως αυτό, πρέπει μέσα στο διάλυμα να υπάρχουν ηλεκτρικά φορτία, τα οποία να κινούνται με την επίδραση ηλεκτρικού πεδίου.

Στα διαλύματα που εμφανίζουν ηλεκτρική αγωγιμότητα, η διαλυμένη ουσία βρίσκεται με τη μορφή ιόντων. Τα διαλύματα αυτά ονομάζονται ιοντικά ή ηλεκτρολυτικά.

Αντίθετα στα διαλύματα που δεν εμφανίζουν αγωγιμότητα, η διαλυμένη ουσία βρίσκεται με τη μορφή μορίων. Αυτά τα διαλύματα ονομάζονται μοριακά ή μη ηλεκτρολυτικά όπως π.χ. το υδατικό διάλυμα του καλαμοζάχαρου,

### 1.2 Ηλεκτρολύτες

Ηλεκτρολύτες λέγονται τα σώματα, των οποίων τα υδατικά διαλύματα, επιτρέπουν τη διέλευση του ηλεκτρικού ρεύματος.

Στους ηλεκτρολύτες ανήκουν τα διαλύματα των οξέων, των βάσεων, των αλάτων, καθώς επίσης και τα τήγματα των υδροξειδίων και των αλάτων, τα οποία βρίσκονται επίσης σε ιοντική μορφή.

### 1.3 θεωρία του Arrhenius

Οξέα: HCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub>  
κλπ.

Βάσεις: NaOH, KOH κλπ.

Άλατα: NaCl, KBr, CaSO<sub>4</sub>  
κ.λπ.

Σε αντίθεση με το Faraday, που πίστευε ότι μια ένωση διίσταται σε ιόντα μόνο όταν υπάρχει επίδραση ηλεκτρικού πεδίου, ο S. Arrhenius διατύπωσε αντίθετη άποψη. Τα βασικά σημεία της θεωρίας της "ηλεκτρολυτικής διάστασης" του Arrhenius είναι τα ακόλουθα:

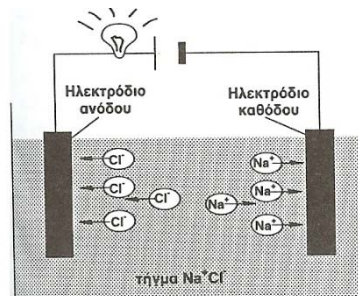
1. Όταν ένας ηλεκτρολύτης διαλύεται στο νερό παρέχει αντίθετα φορτισμένα ιόντα. Το φαινόμενο αυτό ονομάζεται **ηλεκτρολυτική διάσταση**.

2. Για να είναι το διάλυμα ουδέτερο ηλεκτρικά πρέπει το συνολικό θετικό φορτίο των θετικών ιόντων να ισούται με το συνολικό αρνητικό φορτίο των αρνητικών ιόντων.

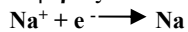
3. Με την επίδραση ηλεκτρικού πεδίου σε ένα διάλυμα ηλεκτρολύτη, (το οποίο δημιουργείται ανάμεσα σε δυο ηλεκτρόδια που συνδέονται με πηγή συνεχούς ρεύματος) τα αντίθετα φορτισμένα ιόντα κινούνται προς τα αντίθετα φορτισμένα ηλεκτρόδια. Τα θετικά ιόντα (κατιόντα) κινούνται προς το αρνητικό ηλεκτρόδιο, που λέγεται κάθοδος, ενώ τα αρνητικά ιόντα (ανιόντα) κινούνται προς το θετικό ηλεκτρόδιο, που λέγεται άνοδος.

Τα ιόντα φθάνοντας στα ηλεκτρόδια προς τα οποία κινήθηκαν εκφορτίζονται, λαμβάνοντας ηλεκτρόνια (αν είναι κατιόντα) ή παραχωρώντας ηλεκτρόνια (αν είναι ανιόντα).

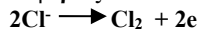
*Το σύνολο των χημικών μεταβολών που πραγματοποιούνται όταν διέρχεται το ηλεκτρικό ρεύμα μέσα από διάλυμα ηλεκτρολύτη ή τήγμα υδροξειδίου ή άλατος λέγεται ηλεκτρόλυση.*



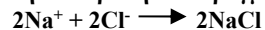
Συσκευή ηλεκτρόλυσης τήγματος NaCl. Κατά την ηλεκτρόλυση τήγματος NaCl τα ιόντα  $\text{Na}^+$  κινούνται στην αρνητικά φορτισμένη κάθοδο και εκφορτίζονται κατά την ημιαντίδραση:



Εξάλλου τα ιόντα  $\text{Cl}^-$  κινούνται στην θετικά φορτισμένη άνοδο και εκφορτίζονται κατά την ημιαντίδραση:



Η συνολική αντίδραση που πραγματοποιείται είναι:



## 2 Οξέα και βάσεις

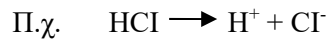
### 2.1 Οξέα

#### Ορισμός κατά Arrhenius

Όταν το οξύ διαλυθεί στο  $H_2O$ , το  $H^+$  του οξέος έλκεται από το μόριο του  $H_2O$  σχηματίζοντας ιόν οξωνίου ( $H_3O^+$ ).

Ο ιοντισμός του  $HCl$  Π.χ. αποδίδεται ορθότερα ως  $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$

Οξέα είναι οι ενώσεις, οι οποίες κατά τη διάλυσή τους στο νερό παρέχουν κατιόντα  $H^+$



Ο γενικός τύπος των οξέων είναι  $H_xA$ , όπου  $x$  ο αριθμός οξειδωσης του ηλεκτραρνητικού τμήματος  $A$ , που μπορεί να είναι άτομο ή ρίζα.

#### Διαχωρισμός οξέων ανάλογα με τα $H^+$ που παρέχουν

α) Μονοβασικά ή μονοπρωτικά είναι τα οξέα του τύπου  $HA$  που παρέχουν, κατά τη διάστασή τους ένα κατιόν  $H^+$  ανά μόριο οξέος.

β) Διβασικά ή διπρωτικά είναι τα οξέα, τα οποία κατά τη διάστασή τους δίνουν δυο κατιόντα  $H^+$  ανά μόριο οξέος.

γ) Πολυβασικά ή πολυπρωτικά είναι τα οξέα που κατά τη διάστασή τους δίνουν περισσότερα των δυο ιόντα  $H^+$  ανά μόριο οξέος.

#### Ονοματολογία οξέων

Τα οξέα έχουν, όπως είδαμε, το γενικό τύπο  $H_xA$ . Έτσι διακρίνουμε τις ακόλουθες περιπτώσεις:

α) Το  $A$  να είναι αμέταλλο ( $F, Cl, Br, I, S$ ) ή η ρίζα  $CN$ . Στην περίπτωση αυτή το οξύ ονομάζεται με το πρόθεμα - υδρο - και το όνομα του αμετάλλου ή της ρίζας  $CN^-$ .

Τα οξέα αυτά λέγονται και μη οξυγονούχα, αφού στο μόριό τους δεν περιέχουν οξυγόνο.

Πιν. 1 Οι ονομασίες των μη οξυγονούχων οξέων και των υδατικών διαλυμάτων τους.

M.T.	Ονομασία	Υδατ. Διάλυμα
HF	Υδροφθόριο	Υδροφθορικό οξύ
HCl	Υδροχλώριο	Υδροχλωρικό οξύ
HBr	Υδροβρώμιο	Υδροβρωμικό οξύ
HI	Υδροϊώδιο	Υδροϊωδικό οξύ
H <sub>2</sub> S	Υδροθείο	Υδροθειούχο οξύ
HCN	Υδροκυάνιο	Υδροκυανικό οξύ

β) Το  $A$  να είναι αρνητικό πολυατομικό ιόν (πλην  $CN^-$ ), Στην περίπτωση αυτή το οξύ ονομάζεται με το όνομα του πολυατομικού ιόντος και τη λέξη οξύ.

Τα οξέα της κατηγορίας αυτής λέγονται και οξυγονούχα, επειδή στο μόριό τους περιέχουν οξυγόνο.

**Πιν. II Ονομασίες μερικών οξυγονούχων οξέων**

M.T.	Ονομασία	M.T.	Ονομασία
HNO <sub>3</sub>	Νιτρικό οξύ	H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>	Αρσενικό οξύ
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Θειικό οξύ	H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	Χρωμικό οξύ
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Φωσφορικό οξύ	HIO <sub>4</sub>	Υπεριωδικό οξύ
HClO <sub>3</sub>	Χλωρικό οξύ	HBrO	Υποβρωμιώδες οξύ
HNO <sub>2</sub>	Νιτρώδες οξύ	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	Βορικό οξύ

## 2.2 Βάσεις

### Ορισμός κατά Arrhenius

Βάσεις είναι οι ενώσεις, οι οποίες κατά τη διάλυσή τους στο νερό παρέχουν ανιόντα OH:  $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

Ο Γενικός τύπος των βάσεων είναι  $\text{M}(\text{OH})_x$  όπου x ο αριθμός οξείδωσης του ηλεκτροθετικού τμήματος M που μπορεί να είναι μέταλλο ή η ρίζα  $\text{NH}_4^+$ .

Διαχωρισμός των βάσεων ανάλογα με τα  $\text{OH}^-$  που παρέχουν

α) Μονόξινες ή μονοπρωτικές είναι οι βάσεις του τύπου MOH οι οποίες κατά τη διάσταση ενός μορίου τους δίνουν ένα ιόν  $\text{OH}^-$

β) Δισόξινες ή διπρωτικές είναι οι βάσεις εκείνες που κατά τη διάσταση του μορίου τους παρέχουν δυο ιόντα  $\text{OH}^-$ .

γ) Πολυόξινες ή πολυπρωτικές είναι οι βάσεις, οι οποίες κατά την διάστασή τους δίνουν περισσότερα από δυο ιόντα  $\text{OH}^-$  για κάθε μόριο βάσης.

Το NaOH και το KOH λέγονται επίσης καυστικό νάτριο και καυστικό κάλιο αντίστοιχα, ενώ το  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  και το  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  λέγονται επίσης ασβέστιο και βάριο ύδωρ αντίστοιχα.

### Ονοματολογία βάσεων

Οι βάσεις, που όπως είδαμε έχουν το γενικό τύπο  $\text{M}(\text{OH})_x$  ονομάζονται ως υδροξείδιο του στοιχείου ή της ρίζας M.

**Πιν. III Ονομασίες μερικών βάσεων**

M.T.	Ονομασία
NaOH	Υδροξείδιο του νατρίου
KOH	Υδροξείδιο του καλίου
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Υδροξείδιο του ασβεστίου
$\text{Mg}(\text{OH})_2$	Υδροξείδιο του μαγνησίου
$\text{Al}(\text{OH})_3$	Υδροξείδιο του αργιλίου

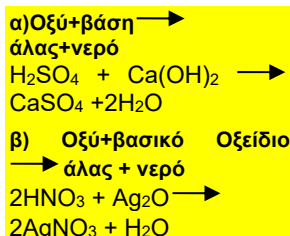
Αν το άτομο M έχει περισσότερους από έναν αριθμούς οξείδωσης, τότε στην ονομασία αναφέρεται και αυτός π.χ.

$\text{Fe}(\text{OH})_2$ : υδροξείδιο του σιδήρου (II)

$\text{Fe}(\text{OH})_3$ : υδροξείδιο του σιδήρου (III)

## 2.3 Όξινος χαρακτήρας

Ο δείκτης βάμμα του ηλιοτροπίου έχει κυανό χρώμα. Παρουσία όμως, οξέων γίνεται κόκκινος



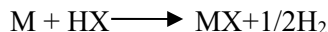
K, Ba, Ca, Na, Mg,  
Al, Zn, Cr, Fe, Pb,  
H<sub>2</sub>, Bi, Cu, Hg, Ag,  
Pt, Au.

Στον παραπάνω πίνακα φαίνεται η σειρά δραστηρότητας ορισμένων στοιχείων. Τα μέταλλα που βρίσκονται πριν από το H<sub>2</sub> αντικαθιστούν το υδρογόνο στα οξέα.

Το σύνολο των κοινών ιδιοτήτων των οξέων, που εμφανίζονται στα υδατικά τους διαλύματα, οφείλεται στα ιόντα H<sup>+</sup> και χαρακτηρίζονται ως όξινος χαρακτήρας.

Οι κοινές αυτές ιδιότητες των οξέων είναι οι εξής:

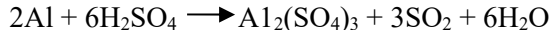
1. Έχουν όξινη γεύση
2. Μεταβάλλουν το χρώμα ορισμένων οργανικών σωμάτων ομοιόμορφα. Τα σώματα αυτά λέγονται δείκτες.
3. Τα οξέα αντιδρούν με βάσεις και βασικά οξείδια δίνοντας αλάτι και νερό. Η αντίδραση αυτή ονομάζεται εξουδετέρωση.
4. Τα οξέα αντιδρούν με ορισμένα μέταλλα, δραστηρότερα του υδρογόνου, σχηματίζοντας αλάτι και H<sub>2</sub> κατά το σχήμα:



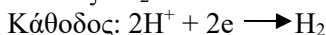
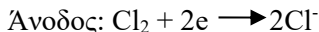
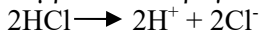
Γενικά οι αντιδράσεις του τύπου  $A + B\Gamma \rightarrow A\Gamma + B$  ονομάζονται απλές αντικαταστάσεις.

Έτσι Π.χ.  $Ag + HCl \rightarrow$  Δεν αντιδρά  
ενώ  $Zn + 2H_2 \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

Τα οξέα HNO<sub>3</sub> και H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> δίνουν πολυπλοκότερες αντιδράσεις, όταν αντιδρούν με μέταλλα Π.χ.

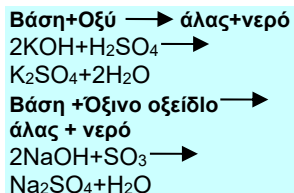


5. Με ηλεκτρόλυση υδατικών διαλυμάτων οξέων στην κάθοδο λαμβάνεται υδρογόνο Π.χ. κατά την ηλεκτρόλυση HCl έχουμε:

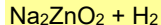
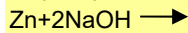
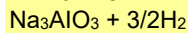
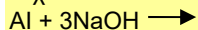


## 2.4 Βασικός χαρακτήρας

Οι βάσεις μετατρέπουν σε κόκκινο το χρώμα του δείκτη φαινολοφθαλεΐνη, ο οποίος κάτω από άλλες συνθήκες είναι άχρωμος.



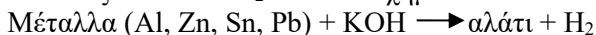
Το KOH και το NaOH αντιδρά με ορισμένα μέταλλα Π.χ.



Το σύνολο των κοινών ιδιοτήτων που εμφανίζουν τα υδατικά διαλύματα των βάσεων, οφείλεται στην παρουσία ιόντων OH<sup>-</sup> και χαρακτηρίζεται ως βασικός χαρακτήρας.

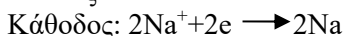
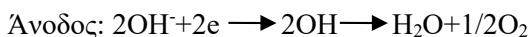
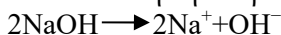
Οι ιδιότητες αυτές είναι οι εξής:

1. Έχουν γεύση καυστική και αφή σαπωνοειδή.
2. Μεταβάλλουν το χρώμα ορισμένων δεικτών.
3. Οι βάσεις αντιδρούν με οξέα ή όξινα οξείδια δίνοντας αλάτι και νερό (εξουδετέρωση).
4. Το KOH και το NaOH αντιδρούν με ορισμένα μέταλλα δίνοντας αλάτι και H<sub>2</sub> κατά το σχήμα:



5. Με ηλεκτρόλυση υδατικών διαλυμάτων ή τμημάτων βάσεων στην άνοδο λαμβάνεται οξυγόνο.

Έτσι κατά την ηλεκτρόλυση τμήματος NaOH έχουμε:



### 3 Άλατα

Άλατα ονομάζονται οι ιοντικές ενώσεις, οι οποίες κατά τη διάστασή τους παρέχουν κατιόν μετάλλου ή ηλεκτροθετικής ρίζας και ανιόν αμετάλλου ή ηλεκτραρνητικής ρίζας.



Τα άλατα έχουν το γενικό τύπο  $M_xA_\psi$  όπου  $x, \psi$  οι αριθμοί οξείδωσης των A και M αντίστοιχα.

#### Ονοματολογία αλάτων ( $M_xA_\psi$ )

1. Αν A = αμέταλλο ή  $\text{CN}^-$ , τότε το αλάτι ονομάζεται με το όνομα του A με την κατάληξη -ουχο και κατόπιν με το όνομα του M.

Πιν. IV Ονομασίες μερικών αλάτων

M.T.	Ονομασία
$\text{CaBr}_2$	Βρωμιούχο ασβέστιο
$\text{AlI}_3$	Ιωδιούχο αργίλιο
$\text{FeCl}_2$	Χλωριούχος σίδηρος (II)
$\text{FeCl}_3$	Χλωριούχος σίδηρος (III)
$(\text{NH}_4)_2\text{S}$	Θειούχο αμμώνιο
KCN	Κυανιούχο κάλιο

2. Αν A = αρνητικό πολυατομικό ιόν (πλην του  $\text{CN}^-$ ) τα άλατα ονομάζονται με το όνομα του πολυατομικού ιόντος και κατόπιν με το όνομα του M.

#### Όξινα άλατα

Τα όξινα άλατα προέρχονται από μερική εξουδετέρωση οξέος από βάση, γι' αυτό και στο μόριό τους περιέχουν ένα ή περισσότερα άτομα υδρογόνου.

Τα όξινα άλατα ονομάζονται με το όνομα του όξινου πολυατομικού ιόντος το οποίο περιέχουν και ακολουθεί το όνομα του μετάλλου του άλατος (βλ. πιν. VI).

M.T.	Ονομασία
$\text{Na}_2\text{SO}_4$	Θειικό νάτριο
$\text{KClO}_3$	Χλωρικό κάλιο
$\text{AgNO}_3$	Νιτρικός άργυρος

Πιν. V Ονομασίες αλάτων που περιέχουν οξυγόνο

Πιν. VI Ονομασίες όξινων αλάτων

M.T.	Ονομασία
$\text{NaHCO}_3$	Όξινο ανθρακικό νάτριο
$\text{Na}_2\text{HSO}_4$	Όξινο θειικό νάτριο
$\text{NH}_4\text{HCO}_3$	Όξινο ανθρακικό αμμώνιο
$\text{KH}_2\text{PO}_4$	Δισόξινο φωσφορικό κάλιο
$\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$	Δισόξινο φωσφορικό βάριο

