

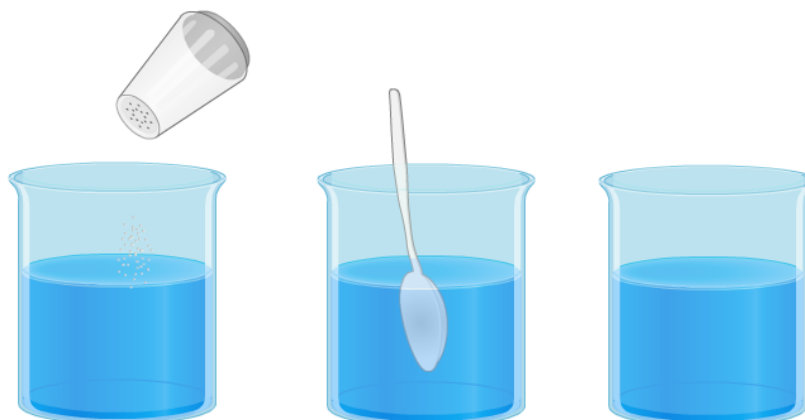
3.1 Οξέα - Βάσεις

Ιοντικά υδατικά διαλύματα

Θεωρία

Τι είναι διάλυμα;

Διάλυμα είναι κάθε ομογενές μίγμα που προκύπτει από την ανάμειξη δύο ή περισσότερων καθαρών ουσιών. Στα διαλύματα, μία από τις ουσίες θεωρείται **διαλύτης** και όλες οι άλλες είναι οι **διαλυμένες ουσίες**.



Γιατί τα διαλύματα είναι σημαντικά για τις χημικές αντιδράσεις;

- ▶ Στη χημεία αρκετές χημικές αντιδράσεις γίνονται σε διαλύματα.
- ▶ Ο διαλύτης φέρνει σε επαφή τα μόρια ή τα ιόντα των αντιδρώντων σωμάτων και αυτά μετατρέπονται σε προϊόντα της αντίδρασης με **μεγαλύτερες ταχύτητες αντίδρασης**.

Ποια είναι τα υδατικά διαλύματα;

- ▶ Τα διαλύματα στα οποία ο διαλύτης είναι το **νερό** λέγονται **υδατικά διαλύματα**.

Γιατί το νερό είναι σημαντικός υγρός διαλύτης;

- ▶ Είναι φθηνό και άφθονο.
- ▶ Δεν είναι τοξικό.
- ▶ Διαλύει πολλές χημικές ουσίες, γεγονός που οφείλεται στη **χημική δομή** των μορίων του.

Ποιες χημικές ουσίες δημιουργούν ιοντικά υδατικά διαλύματα;

- ▶ Τα υδατικά διαλύματα στα οποία η διαλυμένη ουσία υπάρχει σε μορφή **ιόντων**, είτε κατά **100%** είτε μέρος της, λέγονται **ιοντικά υδατικά διαλύματα**.



▶ Η **παρασκευή** των ιοντικών υδατικών διαλυμάτων γίνεται με δύο βασικούς τρόπους:

- ✱ Με **απευθείας διάλυση ιοντικών ενώσεων** μέσα στο νερό
- ✱ Με **ιοντισμό ομοιοπολικών ενώσεων** στο νερό.

▶ Στα υδατικά ιοντικά διαλύματα, οι διαλυμένες ουσίες είναι **ηλεκτρολύτες**.

Ποιες χημικές ενώσεις λέγονται ιοντικές;

Οι ιοντικές ενώσεις αποτελούνται από **ιόντα**, τα οποία ενώνονται με **ιοντικό δεσμό**.

▶ Στις ενώσεις αυτές τα ιόντα **προϋπάρχουν** και σχηματίζουν **κρυσταλλικά πλέγματα**.

▶ Οι ιοντικές ενώσεις γενικώς **διαλύονται στο νερό**.

- ✱ Αυτές που διαλύονται πολύ ονομάζονται **ευδιάλυτες** και αυτές που διαλύονται λίγο, **δυσδιάλυτες**.

▶ Κατά τη διάλυσή τους στο νερό **διίστανται πλήρως στα ιόντα τους**.

▶ Συνηθισμένες ιοντικές ενώσεις είναι:

- ✱ τα **άλατα** και
- ✱ τα **υδροξείδια των μετάλλων** (π.χ. των αλκαλίων K, Na, Li και των αλκαλικών γαιών Ca, Ba, Sr).

Τι ονομάζεται ηλεκτρολυτική διάσπαση των ιοντικών ενώσεων;

Ηλεκτρολυτική διάσπαση στις ιοντικές ενώσεις είναι η απομάκρυνση των ιόντων του κρυσταλλικού πλέγματος.

Όταν η ιοντική ένωση διαλυθεί στο νερό, τότε ακολουθείται η **διαδικασία της διάλυσής της** που έχει σα συνέπεια την **ηλεκτρολυτική διάσπαση** της ένωσης. Αυτή προκαλεί:

- ▶ την **απελευθέρωση των ιόντων** στο διάλυμα,
- ▶ την **αύξηση της κινητικότητάς τους** και κατά συνέπεια την ευκολότερη αντίδρασή τους με άλλες χημικές ουσίες του διαλύματος.

Ποιος είναι ο μηχανισμός ηλεκτρολυτικής διάσπασης;

- ▶ Το νερό, έχει δύο ισχυρά πολωμένους ομοιοπολικούς δεσμούς οξυγόνου – υδρογόνου (O – H) και το μόριο του εμφανίζει διπολική ροπή.
- ▶ Όταν η ιοντική ένωση διαλύεται στο νερό τότε τα μόρια του νερού προσανατολίζονται μεταξύ των ετερόνυμα φορτισμένων ιόντων της ιοντικής ένωσης.



▶ Ο αρνητικός πόλος του νερού (δηλαδή το άτομο του οξυγόνου), προσανατολίζεται προς το θετικό ιόν της κάθε διαλυμένης ιοντικής ένωσης και σχηματίζει με αυτό δεσμό ιόντος – διπόλου.

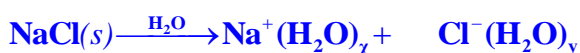
▶ Ταυτόχρονα οι θετικοί πόλοι του νερού (δηλαδή το καθένα από τα δύο άτομα υδρογόνου) προσανατολίζονται προς το αρνητικό ιόν της κάθε διαλυμένης ιοντικής ένωσης και σχηματίζει με αυτό δεσμό ιόντος – διπόλου.

▶ Οι ελκτικές δυνάμεις μεταξύ των ιόντων της ιοντικής ένωσης εξασθενίζουν εξ αιτίας της μεγάλης διηλεκτρικής σταθεράς νερού και τα ιόντα απομακρύνονται, με συνέπεια την καταστροφή (ρήξη) του κρυστάλλου της ιοντικής ένωσης.

▶ Με τον τρόπο αυτό τα ιόντα της ένωσης **εφυδατώνονται**, δηλαδή περιβάλλονται από ορισμένο αριθμό μορίων νερού και αρχίζουν και κινούνται μέσα στο διάλυμα.

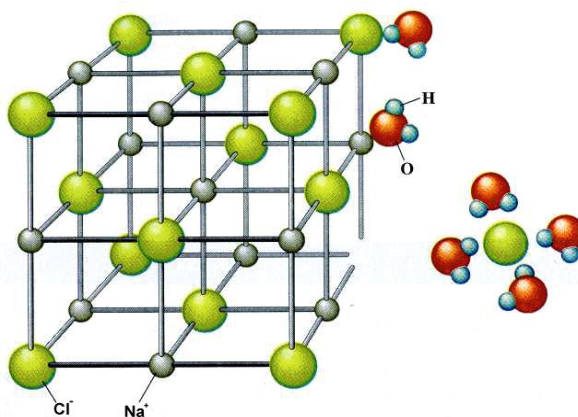
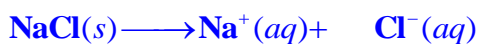
Περιγράψτε τη χημική εξίσωση της ηλεκτρολυτικής διάστασης του χλωριούχου νατρίου (NaCl) στο νερό.

▶ Αυτή περιγράφεται από τη μονόδρομη χημική εξίσωση:



▶ Στην εξίσωση αυτή φαίνονται τα μόρια του νερού με τα οποία **εφυδατώνεται** καθένα από τα διαφορετικά ιόντα του NaCl.

▶ Συνηθίζουμε να αναπαριστούμε την ηλεκτρολυτική διάσταση των ιοντικών ενώσεων παραλείποντας τα μόρια του νερού της εφυδάτωσης:



Εικόνα 3.1-1. Διαγραμματική παρουσίαση της διάλυσης ιοντικής ένωσης, π.χ. NaCl, στο νερό.

* Ο συμβολισμός **(aq)** υποδηλώνει πως το ιόν που αναγράφεται είναι εφυδατωμένο..



Τι γνωρίζετε για τις ομοιοπολικές ενώσεις;

▶ **Ομοιοπολικές** είναι οι ενώσεις που αποτελούνται από **μόρια** μέσα στα οποία **τα άτομα** συνδέονται με **ομοιοπολικούς δεσμούς** και σχηματίζουν το μόριο της χημικής ένωσης.

▶ Όταν δύο γειτονικά άτομα **συνεισφέρουν αμοιβαία ένα ζευγάρι ηλεκτρονίων**, λέμε ότι συνδέονται μέσω ενός **ομοιοπολικού δεσμού**.

- * Με ομοιοπολικό δεσμό, συνδέονται άτομα του **ίδιου στοιχείου (αμέταλλα)** ή **διαφορετικών στοιχείων, συνήθως αμέταλλα**.

Παραδείγματα ομοιοπολικών ενώσεων είναι το υδρογόνο H_2 , το οξυγόνο O_2 , το νερό H_2O , η αμμωνία NH_3 .

Διαλύονται όλες οι ομοιοπολικές ενώσεις στο νερό;

Όχι. Από αυτές που διαλύονται στο νερό:

▶ Κάποιες διατηρούν τη δομή των μορίων τους **αναλλοίωτη** μέσα στο υδατικό διάλυμα και σχηματίζουν **μοριακά υδατικά διαλύματα**,

▶ Άλλες **αντιδρούν με το νερό**, παράγονται **ιόντα** και σχηματίζουν **ιοντικά υδατικά διαλύματα**.

Τι ονομάζεται ιοντισμός ομοιοπολικής χημικής ένωσης;

Ιοντισμός μιας ομοιοπολικής ένωσης είναι η αντίδραση των μορίων της με τα μόρια του διαλύτη (όπως για παράδειγμα το νερό) προς σχηματισμό ιόντων.

Τι ονομάζεται πλήρης ιοντισμός ομοιοπολικής χημικής ένωσης;

▶ Όταν τα μόρια της ομοιοπολικής ένωσης αντιδρούν **πρακτικά όλα** με το νερό και μετατρέπονται σε ιόντα και ο **ιοντισμός** ονομάζεται **πλήρης**.

Παράδειγμα πλήρους ιοντισμού έχουμε κατά τη διάλυση του υδροχλωρίου (HCl) μέσα στο νερό (H_2O):

▶ Όλα τα μόρια του HCl αντιδρούν με το H_2O , δημιουργώντας **οξόνια** H_3O^+ και **ανιόντα χλωρίου** Cl^- .





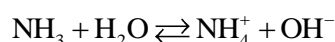
- ✱ Ο πλήρης ιοντισμός παριστάνεται με **μονόδρομη αντίδραση**, δηλαδή με ένα βέλος μεταξύ αντιδρώντων – προϊόντων.
- ✱ Τα **οξώνια** είναι εφυδατωμένα πρωτόνια: $H^+ + H_2O = H_3O^+$
- ✱ Το σωματίδιο H^+ λέγεται **πρωτόνιο** γιατί προέρχεται από το άτομο του υδρογόνου H, το οποίο έχασε το μοναδικό του ηλεκτρόνιο και παρέμεινε μόνο το πρωτόνιο του πυρήνα του.

Τι ονομάζεται μερικός ιοντισμός ομοιοπολικής χημικής ένωσης;

► Όταν ένα πολύ μικρό ποσοστό των μορίων της ομοιοπολικής ένωσης αντιδρά με το νερό σχηματίζοντας ιόντα ενώ όλα τα υπόλοιπα μόριά της διατηρούν τη δομή τους, λέμε ότι έχουμε **μερικό ιοντισμό**.

Παράδειγμα μερικού ιοντισμού έχουμε κατά τη διάλυση της **αμμωνίας** (NH_3) στο νερό (H_2O):

► Μερικά μόνο από τα μόρια της αμμωνίας αντιδρούν με το H_2O , σχηματίζοντας **κατιόντα αμμωνίου** NH_4^+ και **ανιόντα υδροξειδίου** OH^- , ενώ όλα τα άλλα παραμένουν στο διάλυμα διατηρώντας τη δομή τους (NH_3).



- ✱ Στις αντιδράσεις μερικού ιοντισμού τοποθετούμε ένα **διπλό βέλος** μεταξύ αντιδρώντων και προϊόντων που αναπαριστάνει τη **χημική ισορροπία** μεταξύ των μορίων του διαλύματος και των αντίστοιχων ιόντων του.

Πως παριστάνονται η διάσπαση και ο ιοντισμός στο νερό, των ισχυρών οξέων & βάσεων κατά Arrhenius και των αλάτων;

$H_xA \rightleftharpoons x H^+ + A^-$ <p>αποδεσμεύονται x πρωτόνια</p>	Οξέα κατά Arrhenius
$M(OH)_x \rightleftharpoons M^+ + x OH^-$ <p>αποδεσμεύονται x OH^-</p>	Βάσεις κατά Arrhenius
$M_xA_\psi \rightleftharpoons x M^+ + \psi OH^-$ <p>αποδεσμεύονται x M^+</p>	Άλατα



Ερωτήσεις κατανόησης

Ο ρόλος του νερού ως διαλύτη

- 7-1.** Το νερό χρησιμοποιείται ευρύτατα ως υγρός διαλύτης γιατί:
Α. Δεν είναι τοξικό. Β. Δεν είναι άφθονο. Γ. Δεν είναι φθινό.
- 7-2.** Το νερό οφείλει τη χρήση του ως υγρού διαλύτη στη δομή του και στη μεγάλη του στη φύση

Ηλεκτρολυτική διάσταση ιοντικών ενώσεων

- 7-3.** Το νερό σχηματίζει δεσμούς ιόντος – διπόλου μεταξύ του υδρογόνου του και του της ιοντικής ένωσης και του οξυγόνου του και του της ιοντικής ένωσης.
- 7-4.** Κατά την ηλεκτρολυτική διάσταση ιοντικής ένωσης στο νερό, οι ελκτικές δυνάμεις μεταξύ των ιόντων εξασθενίζουν, εξ αιτίας της μεγάλης σταθεράς νερού.
- 7-5.** Μέσα στο διάλυμα τα ιόντα δεν είναι «γυμνά», αλλά περιβάλλονται από ένα ορισμένο αριθμό μορίων νερού με τα οποία συνδέονται με ισχυρές ηλεκτροστατικές έλξεις . Το φαινόμενο λέγεται
- 7-6.** Γράψτε τη χημική εξίσωση που περιγράφει την ηλεκτρολυτική διάσταση του NaCl στο νερό:
..... → +
- 7-7.** Οι ιοντικές ενώσεις κατά τη διάλυση τους στο νερό ιοντίζονται. **Σ – Λ**
- 7-8.** Να προσδιορίσετε τις συγκεντρώσεις των ιόντων στα υδατικά διαλύματα των παρακάτω ενώσεων: Α. NaOH(0,1M) , Β. Ca(OH)₂(0,1M) , Γ. Mg(CN)₂(0,1M) , Δ. Al₂(SO₄)₃(0,1M)

Αναγνώριση ιοντικών & ομοιοπολικών ενώσεων

- 7-9.** Ποιες από τις παρακάτω ενώσεις είναι ιοντικές:
Α. NaCl Β. H₂O Γ. CO₂ δ. NaOH
- 7-10.** Ποιες από τις παρακάτω ενώσεις είναι ιοντικές (Ι) και ποιες είναι ομοιοπολικές ενώσεις (Ο);
Α. HCl , Β. CH₃COONa , Γ. SO₃ , Δ. Na₂O , Ε. HCOOH , ΣΤ. Ca₂NO₃ NH₃ , Ζ. CH₃COOH ,
Η. HF , Θ. HCN , Ι. NH₄NO₃
- 7-11.** Στο νερό διίστανται τα άλατα και τα υδροξείδια των μετάλλων (π.χ. των και των γαιών).
- 7-12.** Όλες οι ευδιάλυτες ιοντικές ενώσεις σχηματίζουν ιοντικά υδατικά διαλύματα. **Σ – Λ**
- 7-13.** Η εξίσωση : $\text{KCl} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{K}(\text{aq}) + \text{Cl}(\text{aq})$ παριστάνει τον ιοντισμό του KCl. **Σ – Λ**



Ιοντισμός ομοιοπολικών ενώσεων:

7-14. Η εξίσωση : $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ παριστάνει το μερικό ιοντισμό του HCl. **Σ – Λ**

7-15. Ο μερικός ιοντισμός της αμμωνίας NH_3 παριστάνεται από την εξίσωση:
 $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \dots\dots \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ (συμπλήρωσε το κενό)

7-16. Όλες οι ομοιοπολικές ενώσεις σχηματίζουν ιοντικά υδατικά διαλύματα. **Σ – Λ**

7-17. Να σημειώσετε δίπλα από κάθε ηλεκτρολύτη αν δίσταται (Δ) ή αν ιοντίζεται (Ι):

α. KCl β. NH_3 γ. HNO_3 δ. HCN ε. NaCN στ. CaBr_2



Οξέα -Βάσεις κατά Brönsted - Lowry

Πόσοι ορισμοί οξέων και βάσεων αναφέρονται στο σχολικό βιβλίο;

Τρεις:

1. Κατά **Arrhenius**
2. Κατά **Brönsted - Lowry**
3. Κατά **Lewis**.

Πως ορίζονται τα οξέα κατά Arrhenius;

Οξέα κατά τον Arrhenius είναι οι υδρογονούχες ενώσεις που όταν διαλυθούν στο νερό δίνουν λόγω διάστασης κατιόντα υδρογόνου H^+

Πως ορίζονται οι βάσεις κατά Arrhenius;

Βάσεις κατά τον Arrhenius είναι οι ενώσεις που όταν διαλυθούν στο νερό δίνουν λόγω διάστασης ανιόντα υδροξειδίου OH^-

Ποιους περιορισμούς θέτει ο ορισμός των οξέων και των βάσεων του Arrhenius;

- ▶ Η παραπάνω θεωρία **περιορίζει** το χαρακτηρισμό των ενώσεων σαν οξέα ή βάσεις σε εκείνες που:
 - ✱ περιέχουν κατιόντα υδρογόνου H^+ ή υδροξειδίου OH^- και
 - ✱ διαλύονται στο νερό.

Παραδείγματα οξέων και βάσεων κατά Arrhenius:

Οξέα: HCl , HBr , HI , HNO_3 , $HClO_4$, H_2SO_4 , HF , HCN , H_2S , CH_3COOH

Βάσεις: $NaOH$, KOH , $Ca(OH)_2$, NH_3 , CH_3NH_3

Πως ορίζονται τα οξέα κατά Brönsted - Lowry;



Οξύ κατά Brønsted - Lowry είναι η ουσία που μπορεί να δώσει ένα ή περισσότερα πρωτόνια (πρωτονιοδότης)

Πως ορίζονται οι βάσεις κατά Brønsted - Lowry;

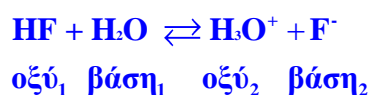
Βάση κατά Brønsted - Lowry είναι η ουσία που μπορεί να δεχτεί ένα ή περισσότερα πρωτόνια (πρωτονιοδέκτης)

Τι ορίζεται ως πρωτόνιο στον ορισμό οξέων και βάσεων κατά Brønsted - Lowry;

- ▶ Η ονομασία **πρωτόνιο**, χρησιμοποιείται ως συνώνυμη του κατιόντος H^+ .
- ▶ Μετά την απώλεια του ηλεκτρονίου από το άτομο του H σχηματίζεται το κατιόν H^+ που αποτελείται από ένα πρωτόνιο
 - ★ Τα πρωτόνια είναι τόσο δραστικά, ώστε σχηματίζουν πάντοτε δεσμούς με άλλες ενώσεις.
 - ★ Μέσα στο νερό αντιδρούν με αυτό και σχηματίζουν H_3O^+ (οξόνιο).
 - ★ Το ιόν του οξωνίου H_3O^+ ενώνεται με δεσμούς υδρογόνου με άλλα μόρια νερού, σχηματίζοντας διάφορους τύπους ιόντων π. χ. $H_5O_2^+$ ή $H_9O_4^+$.

Πως εφαρμόζεται η θεωρία οξέων και βάσεων κατά Brønsted - Lowry στους ιοντισμούς του υδροφθορίου HF και της αμμωνίας NH_3 ;

- ▶ Ο ιοντισμός του HF στο νερό περιγράφεται από την εξίσωση:



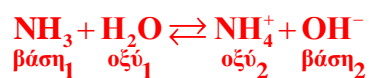
Για την προς τα δεξιά αντίδραση:

- ★ Το HF είναι οξύ, ως δότης πρωτονίων (**πρωτονιοδότης**) και
- ★ το H_2O βάση, ως δέκτης πρωτονίων (**πρωτονιοδέκτης**).

Για την προς τα αριστερά αντίδραση:

- ★ οξύ είναι το οξόνιο H_3O^+ και βάση το ιόν F^- .

- ▶ Ο ιοντισμός της NH_3 στο νερό περιγράφεται από την εξίσωση:



Ποια είναι η προϋπόθεση για να εκδηλωθεί ο όξινος ή ο βασικός χαρακτήρας των οξέων και βάσεων κατά Brønsted – Lowry;

► Τα οξέα και οι βάσεις κατά Brønsted – Lowry δεν προσδιορίζονται από τις ιδιότητές τους (όξινος ή βασικός χαρακτήρας), αλλά από τη συμμετοχή τους στη συγκεκριμένη αντίδραση οξέος - βάσεως κατά Brønsted – Lowry.

Για να δράσει ένα σώμα ως οξύ πρέπει να συνυπάρχει με μια ουσία που να μπορεί να δεχτεί πρωτόνια (βάση) και αντίστροφα.

Για παράδειγμα:

- το καθαρό αέριο ξηρό HCl δεν εκδηλώνει όξινο χαρακτήρα, *αλλά*
- οι όξινες ιδιότητες του εκδηλώνονται, μόνο όταν αυτό διαλυθεί στο νερό που παίζει το ρόλο της βάσης.

Πως ορίζεται η συζυγής βάση ενός οξέος κατά Brønsted – Lowry;

► Όταν ένα οξύ κατά Brønsted – Lowry αποβάλλει ένα πρωτόνιο, μετατρέπεται σε βάση κατά Brønsted – Lowry η οποία λέγεται **συζυγής βάση** του οξέος αυτού.

- * Όσο μάλιστα ισχυρότερο είναι το οξύ, δηλαδή όσο μεγαλύτερη τάση έχει να αποβάλλει πρωτόνιο, τόσο πιο ασθενής είναι η συζυγής του βάση, δηλαδή τόσο μικρότερη τάση έχει να προσλάβει πρωτόνιο.

Για παράδειγμα στην αντίδραση:



- * η βάση A⁻ κατά Brønsted – Lowry λέγεται συζυγής του οξέος HA κατά Brønsted – Lowry και
- * το οξύ HA κατά Brønsted – Lowry λέγεται συζυγές της βάσης A⁻ κατά Brønsted – Lowry.

Το ζεύγος HA και A⁻ αποτελεί ένα συζυγές ζεύγος οξέος – βάσης κατά Brønsted – Lowry.

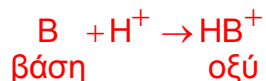
Πως ορίζεται το συζυγές οξύ μιας βάσης κατά Brønsted – Lowry;

► Τελείως αντίστοιχα, όταν μια βάση κατά Brønsted – Lowry δέχεται πρωτόνιο, μετατρέπεται σε οξύ κατά Brønsted – Lowry, που λέγεται **συζυγές οξύ της βάσης αυτής** κατά Brønsted – Lowry.



- ✱ Όσο πιο ισχυρή είναι μια βάση, δηλαδή όσο πιο μεγάλη τάση έχει να προσλαμβάνει πρωτόνιο, τόσο πιο ασθενές είναι το συζυγές της οξύ, δηλαδή τόσο ασθενέστερη τάση έχει να αποβάλλει πρωτόνιο.

Για παράδειγμα στην αντίδραση:



- ✱ Το οξύ HB^+ κατά Brønsted – Lowry λέγεται συζυγές οξύ της βάσης B κατά Brønsted – Lowry και
- ✱ η βάση B κατά Brønsted – Lowry λέγεται συζυγής βάση του οξέος HB^+ κατά Brønsted – Lowry.

Το ζεύγος HB^+ και B λέγεται συζυγές ζεύγος οξέος – βάσεως κατά Brønsted – Lowry.

Σε τι διαφέρουν τα συστατικά του συζυγούς ζεύγους οξέος βάσης κατά Brønsted – Lowry;

- ▶ Κάθε οξύ κατά Brønsted – Lowry διαφέρει από τη συζυγή του βάση κατά ένα πρωτόνιο, δηλαδή κατά ένα πυρήνα ατόμου H.
- ▶ Τα φορτία του οξέος και της συζυγούς βάσης κατά Brønsted – Lowry, συνδέονται με τη σχέση:



Να αναφέρετε παραδείγματα οξέων και των συζυγών τους βάσεων κατά Brønsted – Lowry

ΟΞΥ	HCl	HF	H ₂ S	HS ⁻	H ₂ O	H ₃ O ⁺	NH ₄ ⁺	NH ₃
ΒΑΣΗ	Cl ⁻	F ⁻	HS ⁻	S ²⁻	OH ⁻	H ₂ O	NH ₃	NH ₂ ⁻

Ποιες ουσίες λέγονται αμφιπρωτικές ή αμφολύτες κατά Brønsted – Lowry;

Ουσίες, οι οποίες σε άλλες αντιδράσεις δρουν ως οξέα κατά Brønsted – Lowry και σε άλλες αντιδράσεις δρουν ως βάσεις κατά Brønsted – Lowry, ονομάζονται αμφιπρωτικές ή αμφολύτες.

Για παράδειγμα το νερό H₂O:





παίζει το ρόλο **της βάσης** κατά Brønsted – Lowry,



παίζει το ρόλο **του οξέος** κατά Brønsted – Lowry.

► Η ουσία με την οποία αντιδρούν οι αμφιπρωτικές ουσίες καθορίζει τη δράση τους σαν οξέα ή σαν βάσεις κατά Brønsted – Lowry στην αντίδραση.

► Το νερό είναι η σημαντικότερη αμφολυτική ουσία του κεφαλαίου, αφού θα μελετήσουμε τα υδατικά διαλύματα στα οποία προφανώς ο διαλύτης θα είναι το νερό και θα ιοντίζει τον ηλεκτρολύτη.

Ποιες είναι οι διαφορές οξέων - βάσεων κατά Arrhenius και οξέων - βάσεων κατά Brønsted – Lowry

κατά Brønsted – Lowry

1. Η συμπεριφορά των οξέων και των βάσεων εκδηλώνεται σε οποιοδήποτε διαλύτη τους
2. Ο όξινος χαρακτήρας εκδηλώνεται μόνο παρουσία βάσης και αντίστροφα.
3. Τα οξέα και οι βάσεις μπορούν να είναι μόρια ή ιόντα.
4. Οι βάσεις είναι ουσίες που δέχονται πρωτόνιο.
5. Η εξουδετέρωση είναι η πρωτολυτική αντίδραση:
 $\text{HA} + \text{B} \rightarrow \text{A}^- + \text{HB}^+$

κατά Arrhenius

1. Η συμπεριφορά των οξέων και των βάσεων εκδηλώνεται μόνο σε υδατικά διαλύματα
2. Ο όξινος χαρακτήρας εκδηλώνεται χωρίς να απαιτείται η παρουσία βάσης και αντίστροφα.
3. Τα οξέα και οι βάσεις μπορούν να είναι μόνο μόρια
4. Οι βάσεις είναι ουσίες που περιέχουν υδροξείδιο OH^-
5. Η εξουδετέρωση είναι η αντίδραση:
 $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

Συμπέρασμα:

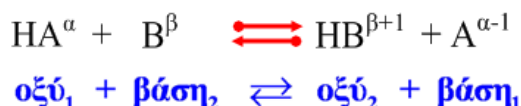
Η θεωρία των Brønsted - Lowry είναι πολύ γενικότερη εκείνης του Arrhenius και επεκτείνεται εύκολα σε οποιοδήποτε διαλύτη, ερμηνεύοντας όλες τις αντιδράσεις μεταφοράς πρωτονίων.

Τι ονομάζεται πρωτολυτική αντίδραση;

Είναι η χημική αντίδραση μεταξύ δύο συζυγών ζευγών οξέος - βάσης Brønsted – Lowry.



► Σε αυτές μεταφέρεται το πρωτόνιο από το ισχυρότερο οξύ¹ στην ισχυρότερη βάση² με συνέπεια το σχηματισμό των συζυγών τους συμπληρωμάτων βάσης¹ και οξέος² σύμφωνα με το σχήμα:



όπου α, β τα φορτία του οξέος HA Brønsted – Lowry και της βάσης B κατά Brønsted – Lowry

► Καταλήγουν σε χημική ισορροπία.

Προς ποια κατεύθυνση είναι μετατοπισμένη η χημική ισορροπία μιας πρωτολυτικής αντίδρασης;

► η χημική ισορροπία μιας πρωτολυτικής αντίδρασης είναι μετατοπισμένη προς την κατεύθυνση του ασθενέστερου οξέος και της ασθενέστερης βάσης.

Παραδείγματα:

Πιο ισχυρό οξύ από το H₂O



Η αντίδραση είναι μετατοπισμένη προς τα δεξιά

Πιο ισχυρή βάση από το H₂O



Η αντίδραση είναι μετατοπισμένη προς τα δεξιά

Πιο ισχυρό οξύ από το HCO₃⁻



Η αντίδραση είναι μετατοπισμένη προς τα δεξιά

Τι ονομάζεται αυτοϊοντισμός ή αυτοπρωτόλυση μιας χημικής ένωσης;

Το φαινόμενο του ιοντισμού ενός πολύ μικρού αριθμού των μορίων μιας αμφιπρωτικής ουσίας, στην οποία το οξύ και η βάση κατά Brønsted – Lowry, είναι η ίδια ή ουσία.



Για παράδειγμα:



Ποιες ουσίες ονομάζονται οξέα και βάσεις κατά Lewis;

- ▶ **Οξύ** είναι κάθε ουσία – δέκτης ζεύγους ηλεκτρονίων, όπως για παράδειγμα το AlCl_3 ή το H^+
- ▶ **Βάση** είναι κάθε ουσία – δότης ζεύγους ηλεκτρονίων όπως για παράδειγμα η NH_3 .

Παράδειγμα μεταφοράς ηλεκτρονίων από τη βάση στο οξύ κατά Lewis:



❶ Ο ορισμός των οξέων και των βάσεων κατά Lewis είναι γενικότερος των δύο προηγούμενων αλλά το βιβλίο μας δεν επεκτείνεται λεπτομερειακά σε αυτόν.



Ερωτήσεις κατανόησης

Οξέα και βάσεις κατά Brønsted –Lowry και Arrhenius:

- 7-18.** Τα οξέα κατά Bronsted — Lowry μπορεί να είναι:
- A. ανιόντα
B. κατιόντα
Γ. ένα ουδέτερο μόριο, ένα ανιόν ή ένα κατιόν
Δ. ένα ουδέτερο μόριο, ή ένα κατιόν, αλλά όχι ανιόν.
- 7-19.** Η θεωρία του Arrhenius είναι πολύ γενικότερη εκείνης των Brønsted - Lowry και επεκτείνεται εύκολα σε οποιονδήποτε διαλύτη, ερμηνεύοντας όλες τις αντιδράσεις μεταφοράς πρωτονίων. **Σ – Λ**
- 7-20.** Κάθε ουσία που μπορεί να δώσει πρωτόνιο είναικατά Brønsted - Lowry.
- 7-21.** Ένα οξύ και η συζυγής βάση του διαφέρουν κατά ένα
- 7-22.** Μπορούν να χαρακτηριστούν οι παρακάτω ενώσεις σαν οξέα ή βάσεις κατά Brønsted – Lowry: οι ενώσεις; A. HCN, B. F⁻, Γ. H₂SO₄, Δ. NH₃
- 7-23.** Ποια από τις παρακάτω ουσίες είναι βάση κατά Brønsted – Lowry και όχι κατά Arrhenius; A. NaOH, B. F⁻, Γ. H₂SO₄, Δ. Ca(OH)₂
- 7-24.** Στη χημική αντίδραση $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$, η αμμωνία συμπεριφέρεται ως βάση σύμφωνα με τη θεωρία διότι δέχεται, ενώ δεν μπορεί να θεωρηθεί ως βάση κατά
- 7-25.** Ποιο από τα παρακάτω ιόντα έχει μόνο βασικό χαρακτήρα σε υδατικό διάλυμα; A. NH₄⁺ B. CN⁻ Γ. HPO₄⁻ Δ. H₂PO₄⁻
- 7-26.** Τι εννοούμε λέγοντας ότι το νιτρικό οξύ είναι ισχυρότερο από το νιτρώδες οξύ;
- 7-27.** Κάθε υδρογονούχα ένωση είναι οξύ, σύμφωνα με τη θεωρία Arrhenius. **Σ – Λ**
- 7-28.** Όλα τα οξέα σύμφωνα με τη θεωρία Brønsted - Lowry είναι υδρογονούχες ενώσεις. **Σ – Λ**
- 7-29.** Όταν από μια χημική ένωση αποσπάται υδρογόνο, η ένωση αυτή χαρακτηρίζεται κατά Brønsted - Lowry ως οξύ. **Σ – Λ**
- 7-30.** Όταν μια χημική ουσία A προσλαμβάνει πρωτόνια μετατρέπεται στην ουσία B η οποία είναι συζυγής βάση της A. **Σ – Λ**
- 7-31.** Ο όξινος ή ο βασικός χαρακτήρας μιας χημικής ουσίας εξαρτάται από την αντίδραση στην οποία αυτή συμμετέχει. **Σ – Λ**
- 7-32.** Το ιόν οξωνίου δεν είναι δυνατό να συμπεριφερθεί ως βάση κατά Brønsted - Lowry. **Σ – Λ**
- 7-33.** Το οξικό οξύ σε κάθε χημική αντίδραση συμπεριφέρεται ως οξύ. **Σ – Λ**

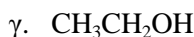


7-34. Στο καθαρό νερό τα μισά μόρια συμπεριφέρονται ως οξύ και τα άλλα μισά ως βάση. $\Sigma - \Lambda$

Εύρεση συζυγών ζευγών:

7-35. Να προσδιορίσετε τα συζυγή ζεύγη (αντιστοιχίση):

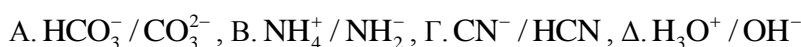
Στήλη I



Στήλη(II)



7-36. Ποια από τα παρακάτω είναι συζυγή ζεύγη οξέος - βάσης;



7-37. Να συμπληρώσετε στα κενά, τις συζυγής βάσεις κατά Bronsted & Lowry των παρακάτω οξέων κατά Bronsted & Lowry



7-38. Αντιστοιχίστε το κάθε οξύ της στήλης (I) με τη συζυγή του βάση της στήλης (II).

(I)	(II)
οξύ	συζυγής βάση
A. H_2CO_3	α. HPO_4^{2-}
B. H_3O^+	β. OH^-
Γ. H_2PO_4^-	γ. H_2PO_4^-
Δ. HPO_4^{2-}	δ. PO_4^{3-}
E. HCO_3^-	ε. HCO_3^-
Z. H_3PO_4	ζ. H_2O
H. H_2O	η. CO_3^{2-}

7-39. Κάθε υδρογονούχα ένωση είναι οξύ, σύμφωνα με τη θεωρία Arrhenius. $\Sigma - \Lambda$

7-40. Όλα τα οξέα σύμφωνα με τη θεωρία Bronsted - Lowry είναι υδρογονούχες ενώσεις. $\Sigma - \Lambda$

7-41. Όταν από μια χημική ένωση αποσπάται υδρογόνο, η ένωση αυτή χαρακτηρίζεται κατά Bronsted - Lowry ως οξύ. $\Sigma - \Lambda$

7-42. Η συζυγής βάση οποιουδήποτε οξέος είναι ένα ανιόν. $\Sigma - \Lambda$

Ένα οξύ, σύμφωνα με τις απόψεις των Bronsted - Lowry, μπορεί να αντιδράσει ανεξάρτητα από την παρουσία βάσης. $\Sigma - \Lambda$



Σύγκριση ισχύος οξέων και βάσεων όταν γνωρίζουμε τη συγκριτική ισχύ των συζυγών τους συμπληρωμάτων:

7-43. Σ' ένα συζυγές ζεύγος οξέος βάσης οξέα κατά Bronsted — Lowry αν η βάση είναι πολύ ισχυρή, τότε το συζυγές της οξύ είναι:

- A. πολύ ισχυρό
B. πολύ ασθενές
Γ. μέτριας ισχύος

7-44. Το H_2SO_4 είναι ισχυρότερο οξύ σε σχέση με το HF, διότι το κάθε μόριο H_2SO_4 μπορεί να αποδώσει δύο πρωτόνια, ενώ κάθε μόριο του HF μπορεί να αποδώσει ένα μόνο πρωτόνιο. **Σ – Λ**

7-45. Με βάση το δεδομένο ότι το HNO_2 είναι ισχυρότερο οξύ από το HCN, προκύπτει ότι το NO_2^- είναι ισχυρότερη βάση από το CN^- . **Σ – Λ**

7-46. Η ισορροπία $\text{HCO}_3^- + \text{Cl}^- \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{HCl}$ είναι μετατοπισμένη προς τα αριστερά διότι το HCl είναι ισχυρότερο οξύ σε σύγκριση με το HCO_3^- . **Σ – Λ**

Αμφιπρωτικές ουσίες:

7-47. Από τις παρακάτω χημικές ουσίες αμφιπρωτική είναι η:

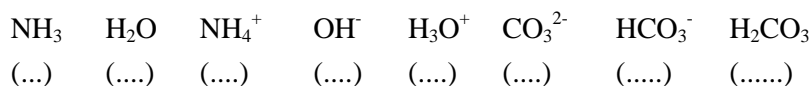
- A. H_3O^+
B. HS^-
Γ. CO_3^{2-}
Δ. O^{2-}

7-48. Αμφιπρωτικές είναι οι χημικές ουσίες οι οποίες αποδίδουν ή προσλαμβάνουν πρωτόνια, ανάλογα με το περιβάλλον στο οποίο βρίσκονται.

7-49. Αμφιπρωτική είναι η χημική ουσία:

- A. S^{2-} , B. HS^- , Γ. καμία από τις HS^- και S^{2-} , Δ. Το S^{2-} και το HS^-

7-50. Μελετήστε όλες τις παρακάτω χημικές εξισώσεις και στη συνέχεια σημειώστε σε κάθε παρένθεση το γράμμα O, B ή A, αν η αντίστοιχη ένωση ή ιόν συμπεριφέρεται στις χημικές αυτές εξισώσεις αποκλειστικά ως οξύ, αποκλειστικά ως βάση ή ως αμφιπρωτικό σώμα.



7-51. Γράψτε τους χημικούς τύπους:

- α) του συζυγούς οξέος του ιόντος OH^-
β) της συζυγούς βάσης του H_2S
γ) του συζυγούς οξέος και της συζυγούς βάσης του HCO_3^- .



Αυτοϊοντισμός:

7-52. Να γράψετε τον αυτοϊοντισμό του νερού.

Πρωτολυτικές αντιδράσεις:

7-53. Στην αντίδραση $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O}$ συμπεριφέρονται ως οξέα κατά Bronsted — Lowry, το ζεύγος:

A. H_3O^+ και NH_4^+

B. H_3O^+ και H_2O

Γ. NH_3 και NH_4^+

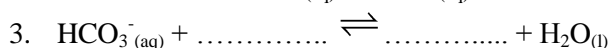
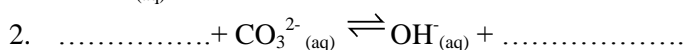
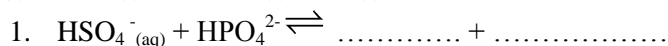
Δ. NH_3 και H_2O

7-54. Κατά την αντίδραση οξέος και βάσης κατά Bronsted & Lowry, παράγονται άλας και νερό.

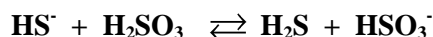
Σ - Λ

7-55. Να συμπληρωθούν τα οξέα και οι βάσεις στις επόμενες πρωτολυτικές αντιδράσεις:

οξύ₍₁₎ + βάση₍₂₎ \rightleftharpoons βάση₍₁₎ + οξύ₍₂₎



7-56. Δίνεται η αντίδραση οξέος-βάσης κατά Bronsted & Lowry :



Να συμπληρώσετε τα κενά με τις λέξεις οξύ ή βάση κατά Bronsted & Lowry που αντιστοιχεί σε καθεμιά από τις χημικές ουσίες, ανάλογα με το πώς συμπεριφέρονται στην παραπάνω αντίδραση:

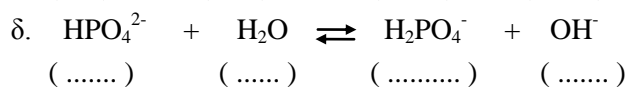
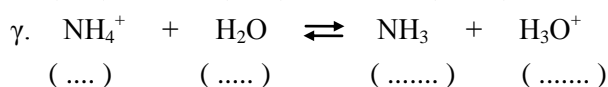
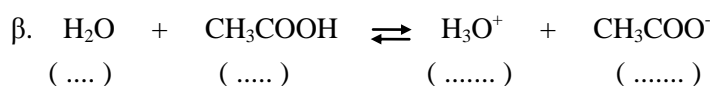
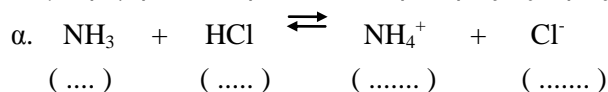
v. HS^-

vi. H_2SO_3

vii. H_2S

viii. HSO_3^-

7-57. Σημειώστε στην κάθε παρένθεση το γράμμα Ο ή Β, αν η αντίστοιχη ένωση ή το αντίστοιχο ιόν συμπεριφέρεται στην κάθε αντίδραση ως οξύ ή ως βάση.



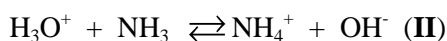


7-58. Στην πρωτολυτική αντίδραση $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ η συζυγής βάση του CH_3COOH είναι το , ενώ το και το αποτελούν ένα δεύτερο συζυγές σύστημα οξέος – βάσης.

7-59. Γράψτε τη χημική εξίσωση της αντίδρασης στην οποία τόσο το νερό, όσο και τα ιόντα NH_4^+ συμπεριφέρονται ως οξέα κατά Bronsted - Lowry.

Συνδυαστικές ασκήσεις

7-60. Δίνονται οι ισορροπίες: $\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CN}^-$ (I)



και ότι η σχετική ισχύς των οξέων H_3O^+ , NH_4^+ και HCN ελαττώνεται από το πρώτο προς το τελευταίο.

- Γράψτε τα συζυγή ζεύγη οξέος - βάσης που μετέχουν στις ισορροπίες (I) και (II).
- Εξηγήστε προς ποια κατεύθυνση είναι μετατοπισμένη κάθε μία από τις παραπάνω ισορροπίες.
- Εξηγήστε αν είναι σωστή ή λανθασμένη η πρόταση: το H_3O^+ έχει την ίδια ισχύ στις δύο αντιδράσεις.

7-61. Στη στήλη (I) δίνονται μερικά οξέα σε φθίνουσα σειρά ισχύος.

α) Γράψτε στη στήλη (II) τους χημικούς τύπους των συζυγών βάσεων αυτών των οξέων.

(I)	(II)
HJ
H_2SO_4
H_3O^+
H_3PO_4
H_2CO_3
HCN
HCO_3^-

β) Γράψτε τη χημική εξίσωση της αντίδρασης που περιγράφει τον ιοντισμό του H_3PO_4 και του H_2SO_4 . Εξηγήστε προς ποια κατεύθυνση είναι μετατοπισμένη κάθε μία από τις αντιδράσεις αυτές.

γ) Ποιες από τις βάσεις της στήλης (II) μπορούν να δράσουν και ως οξέα σε κατάλληλο περιβάλλον; Γράψτε τη χημική εξίσωση μιας αντίδρασης για κάθε μία απ' αυτές τις βάσεις που εξηγεί αυτή τη συμπεριφορά. Πώς χαρακτηρίζονται οι χημικές αυτές ουσίες λόγω αυτής τους της συμπεριφοράς;

7-62. Κατά τη διάλυση του εναμμώνιου θεικού νατρίου (NaNH_4SO_4) στο νερό καταστρέφεται το κρυσταλλικό του πλέγμα και τα ιόντα του ελευθερώνονται στο διάλυμα.

- Μελετήστε την όξινη ή τη βασική συμπεριφορά των ιόντων αυτών, αναγράφοντας τις χημικές εξισώσεις των σχετικών χημικών αντιδράσεων.
- Αναγνωρίστε για κάθε μία από αυτές τις χημικές αντιδράσεις τα συζυγή συστήματα οξέος - βάσης.

