

# 4. ΧΗΜΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

## Η ιοντική θεωρία των διαλυμάτων και κανόνες διαλυτότητας

### ΣΚΟΠΟΣ

Ο σκοπός αυτής της ενότητας είναι να εξετάσουμε τη φύση ορισμένων διαλυμάτων που περιέχουν ιόντα και, πιο συγκεκριμένα, να γνωρίσουμε:

1. Την ιοντική θεωρία των διαλυμάτων και τους κανόνες που διέπουν τη διαλυτότητα
2. Την περιγραφή των χημικών αντιδράσεων με τη βοήθεια μοριακών και ιοντικών εξισώσεων

# Προσδοκώμενα αποτελέσματα

Όταν θα έχετε μελετήσει αυτή την ενότητα, θα μπορείτε να:

- ❖ Περιγράφετε τον τρόπο με τον οποίον μια ιοντική ένωση δίνει ιόντα σε υδατικό διάλυμα.
- ❖ Εξηγείτε πώς ένας ηλεκτρολύτης κάνει ένα διάλυμα ηλεκτρικά αγώγιμο και να αναφέρετε παραδείγματα ηλεκτρολυτών.
- ❖ Ορίζετε τον μη ηλεκτρολύτη και να αναφέρετε παραδείγματα μοριακών ενώσεων που ανήκουν στους μη ηλεκτρολύτες.
- ❖ Συγκρίνετε τις ιδιότητες διαλυμάτων που περιέχουν ισχυρούς και ασθενείς ηλεκτρολύτες.
- ❖ Γνωρίζετε και να εφαρμόζετε τους κανόνες διαλυτότητας για ιοντικές ενώσεις.
- ❖ Διατυπώνετε τη μοριακή εξίσωση μιας χημικής αντίδρασης.
- ❖ Διατυπώνετε την πλήρη ιοντική εξίσωση από μια μοριακή εξίσωση που εμπεριέχει ισχυρούς και ασθενείς ηλεκτρολύτες,
- ❖ Διατυπώνετε την τελική ιοντική εξίσωση από μια πλήρη ιοντική εξίσωση ή από μια μοριακή εξίσωση.

# Έννοιες κλειδιά

- ❖ Ασθενής ηλεκτρολύτης
- ❖ Ηλεκτρολύτης
- ❖ Ιόν θεατής
- ❖ Ισχυρός ηλεκτρολύτης
- ❖ Κανόνες διαλυτότητας
- ❖ Μη ηλεκτρολύτης
- ❖ Μοριακή εξίσωση
- ❖ Πλήρης ιοντική εξίσωση
- ❖ Τελική ιοντική εξίσωση

## Ebbing – Gammon (Ενότητες)

### 4.1 Η ιοντική θεωρία των διαλυμάτων και κανόνες διαλυτότητας

### 4.2 Μοριακές και ιοντικές εξισώσεις

# 4.1 Η ιοντική θεωρία των διαλυμάτων

## (α) Ηλεκτρολύτες και μη ηλεκτρολύτες

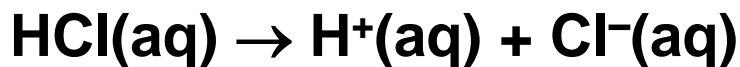
**Ιοντική θεωρία των διαλυμάτων (Arrhenius, για την ερμηνεία της αγωγιμότητας):** ορισμένες ουσίες, όταν διαλύονται στο νερό, παράγουν ιόντα που κινούνται ελεύθερα και άγουν το ηλεκτρικό ρεύμα σε ένα υδατικό διάλυμα.

(το καθαρό νερό δεν είναι αγωγίμο!)

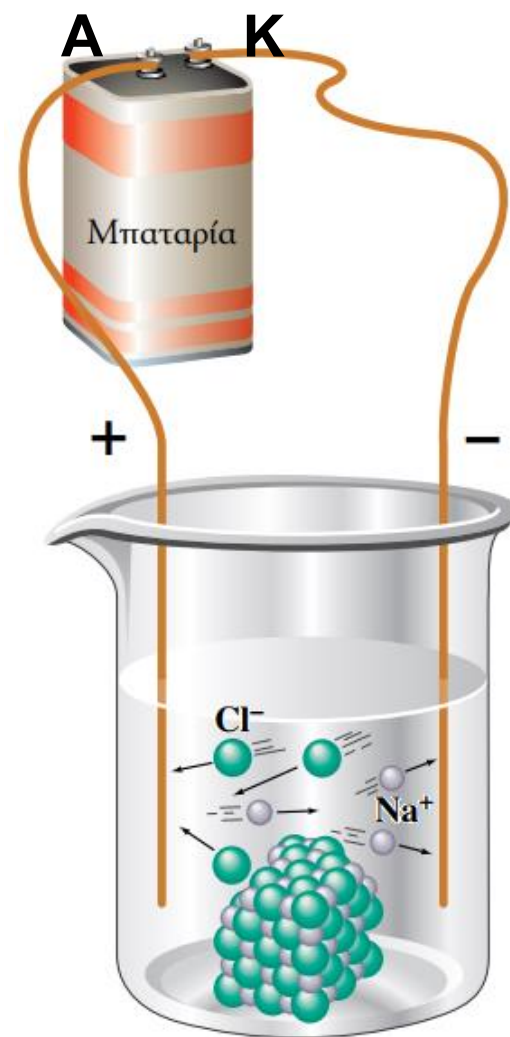
**Ηλεκτρολύτης:** η ουσία, η οποία διαλυόμενη στο νερό δίνει διάλυμα ηλεκτρικά αγωγίμο.

**Ηλεκτρολύτες:** (α) όλα τα ιοντικά στερεά που διαλύονται στο νερό (NaCl, KOH).

(β) όσες μοριακές ενώσεις διαλύονται στο νερό και παρέχουν ιόντα, π.χ.



**Μη ηλεκτρολύτης:** η ουσία η οποία διαλυόμενη στο νερό δίνει μη αγωγίμο ή πολύ ασθενώς αγωγίμο διάλυμα (CH<sub>3</sub>OH).



Κίνηση ιόντων σε διάλυμα

# (β) Παρατήρηση της ηλεκτρικής αγωγιμότητας διαλυμάτων

Διάκριση μη ηλεκτρολύτη από ηλεκτρολύτη



(1) Ο λαμπτήρας δεν ανάβει  
⇒ το καθαρό νερό δεν άγει τον ηλεκτρισμό

(2) Ο λαμπτήρας ανάβει ⇒ το διάλυμα του NaCl άγει τον ηλεκτρισμό (NaCl ηλεκτρολύτης)

Διάκριση ισχυρού – ασθενή ηλεκτρολύτη



(3) Έντονος φωτισμός ⇒ ισχυρός ηλεκτρολύτης (π.χ. διάλυμα HCl)  
 $\text{HCl(aq)} \rightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$

(4) Όχι έντονος φωτισμός ⇒ ασθενής ηλεκτρολύτης (π.χ. διάλυμα  $\text{NH}_3$ )  
 $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ <sup>5</sup>

# (γ) Κανόνες διαλυτότητας

**Διαλυτότητα:** η ικανότητα των ουσιών να διαλύονται π.χ. στο νερό.

**Ευδιάλυτες ενώσεις:** NaCl, KOH, NH<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>OH

**Αδιάλυτες (δυσδιάλυτες) ενώσεις:** CaCO<sub>3</sub>, AgCl, C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>

**Πρόβλεψη διαλυτότητας ιοντικών ενώσεων ⇒**

## Πίν. 4.1 Κανόνες διαλυτότητας

1. Ενώσεις των ιόντων Li<sup>+</sup>, Na<sup>+</sup>, K<sup>+</sup>, Rb<sup>+</sup>, NH<sub>4</sub><sup>+</sup> **ΕΥΔΙΑΛΥΤΕΣ**
2. Οξικά και νιτρικά άλατα [AgNO<sub>3</sub>, Mg(CH<sub>3</sub>COO)<sub>2</sub>] **ΕΥΔΙΑΛΥΤΑ**
3. Άλατα των X = Cl<sup>-</sup>, Br<sup>-</sup>, I<sup>-</sup> **ΕΥΔΙΑΛΥΤΑ** (πλην AgX, Hg<sub>2</sub>X<sub>2</sub>, PbX<sub>2</sub>)
4. Θειικά **ΕΥΔΙΑΛΥΤΑ** (πλην MSO<sub>4</sub> όπου M = Ca<sup>2+</sup>, Sr<sup>2+</sup>, Ba<sup>2+</sup>, Pb<sup>2+</sup> και M<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> όπου M = Ag<sup>+</sup>, Hg<sub>2</sub><sup>2+</sup>)
5. Ανθρακικά: **ΔΥΣΔΙΑΛΥΤΑ** [πλην Ομάδας 1A και (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>]
6. Φωσφορικά: **ΔΥΣΔΙΑΛΥΤΑ** [πλην Ομάδας 1A και (NH<sub>4</sub>)<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>]
7. Σουλφίδια: **ΔΥΣΔΙΑΛΥΤΑ** [πλην Ομάδων 1A, 2A και (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>S]
8. Υδροξείδια: **ΔΥΣΔΙΑΛΥΤΑ** [πλην Ομάδας 1A και M(OH)<sub>2</sub> όπου M = Ca, Sr, Ba]

# Παράδειγμα 4.1

## Εφαρμογή των κανόνων διαλυτότητας

Χρησιμοποιώντας τους κανόνες διαλυτότητας, προβλέψτε τη διαλυτότητα στο νερό των ακόλουθων ιοντικών ενώσεων.

(α)  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  (β)  $\text{Al}(\text{OH})_3$  (γ)  $\text{BaI}_2$  (δ)  $\text{PbS}$

### Απάντηση

(α)  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  : ευδιάλυτο (όλα τα άλατα του  $\text{NH}_4^+$  είναι ευδιάλυτα)

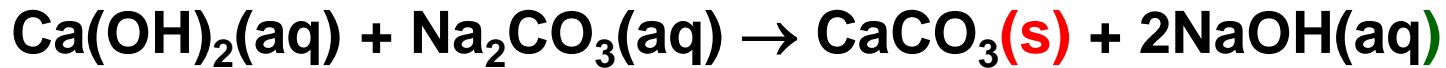
(β)  $\text{Al}(\text{OH})_3$  : δυσδιάλυτο (τα περισσότερα υδροξείδια είναι δυσδιάλυτα, με κάποιες εξαιρέσεις)

(γ)  $\text{BaI}_2$  : ευδιάλυτο (τα περισσότερα ιωδίδια είναι ευδιάλυτα, με κάποιες εξαιρέσεις)

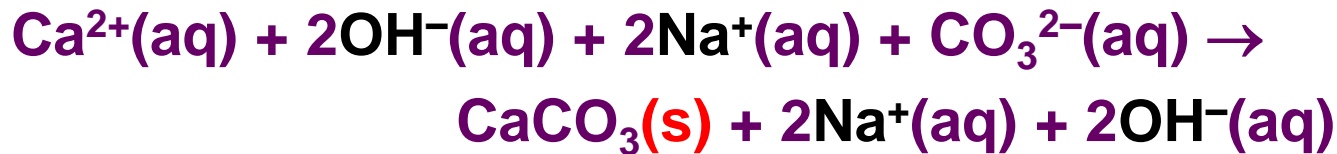
(δ)  $\text{PbS}$  : δυσδιάλυτο (τα περισσότερα σουλφίδια είναι δυσδιάλυτα, με κάποιες εξαιρέσεις)

## 4.2 Μοριακές και ιοντικές εξισώσεις

(α) **Μοριακή εξίσωση:** η χημική εξίσωση, στην οποία αντιδρώντα και προϊόντα αναγράφονται ως μοριακές ενώσεις, ανεξάρτητα αν αυτές στην πραγματικότητα εμφανίζονται στο διάλυμα υπό μορφή ιόντων.

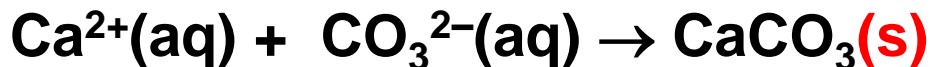


(β) **Πλήρης ιοντική εξίσωση:** η χημική εξίσωση, στην οποία οι ισχυροί ηλεκτρολύτες (όπως είναι οι ευδιάλυτες ιοντικές ενώσεις) αναγράφονται ως ξεχωριστά ιόντα σε διάλυμα.



**Ιόν θεατής:** εκείνο το ιόν στην ιοντική εξίσωση, το οποίο δεν συμμετέχει στην αντίδραση ( $\text{OH}^{-}$  και  $\text{Na}^{+}$ )

(γ) **Τελική ιοντική εξίσωση:** μια ιοντική εξίσωση από την οποία τα ιόντα θεατές έχουν διαγραφεί.



**Αυτή είναι η αντίδραση που γίνεται στην πραγματικότητα!**



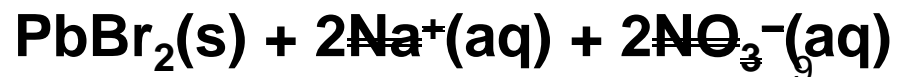
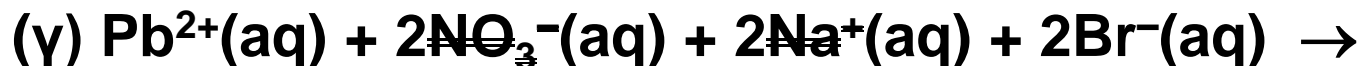
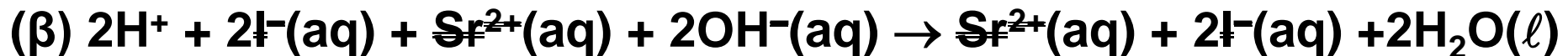
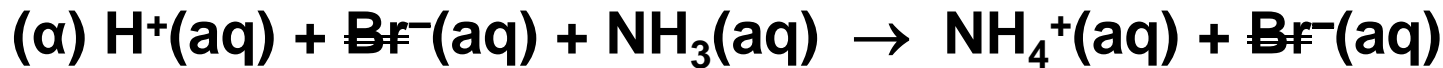
## Παράδειγμα 4.2

Διατύπωση τελικών ιοντικών εξισώσεων από μοριακές εξισώσεις

Γράψτε τις τελικές ιοντικές εξισώσεις για τις ακόλουθες μοριακές εξισώσεις.



### Απάντηση



# Ερωτήσεις – Ασκήσεις – Προβλήματα

4.1 Μολονότι η αμμωνία,  $\text{NH}_3$ , και η σακχαρόζη (ζάχαρη),  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ , είναι ευδιάλυτες μοριακές ενώσεις, συμπεριφέρονται διαφορετικά σε υδατικό διάλυμα. Εξηγήστε εν συντομία γιατί η μία ένωση είναι ένας ασθενής ηλεκτρολύτης και η άλλη ένας μη ηλεκτρολύτης.

4.2 Εξηγήστε γιατί το υδροχλωρικό οξύ είναι ένας ισχυρός ηλεκτρολύτης και η αμμωνία ένας ασθενής ηλεκτρολύτης;

4.3 Ταξινομήστε τις ακόλουθες ουσίες ως ιοντικές ή μοριακές:  
(α)  $\text{RbBr}$  (β)  $\text{CO}_2$  (γ)  $\text{HI}$  (δ)  $\text{HCOOH}$  (ε)  $\text{MgBr}_2$ , (στ)  $\text{Ba(OH)}_2$   
Ποιες από τις ιοντικές ενώσεις είναι ευδιάλυτες στο νερό;

4.4 Διάλυμα ανθρακικού καλίου αντιδρά με υδατικό υδροβρωμικό οξύ και δίνει διάλυμα βρωμιδίου του καλίου, αέριο διοξείδιο του άνθρακα και νερό. Γράψτε τη μοριακή εξίσωση και την τελική ιοντική εξίσωση γι' αυτή την αντίδραση.

4.5 Ποια από τις ακόλουθες ενώσεις είναι ευδιάλυτη στο νερό;  
(α)  $\text{NiCO}_3$  (β)  $\text{K}_3\text{N}$  (γ)  $\text{Fe(OH)}_3$  (δ)  $\text{AgF}$