

# 2<sup>η</sup> ενότητα - ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

# Ορισμός

Είναι ομογενή μίγματα δύο ή περισσότερων συστατικών, με μέγεθος σωματιδίων  $<1$  nm, οπτικά διαυγή.

Τα συστατικά δε διαχωρίζονται με το χρόνο ούτε με απλή διήθηση.

Σημαντικότερα :

Διάλυση στερεού σε ύδωρ

Διάλυση αερίου σε ύδωρ

Διάλυση υγρού σε ύδωρ

Αποτελούνται από:

- Διαλύτης.
  - Διαλυμένες ουσίες.
- 
- Διαλύτης είναι το συστατικό εκείνο του διαλύματος το οποίο βρίσκεται σε μεγαλύτερη αναλογία.
  - Διαλυμένη ουσία είναι το συστατικό με την μικρότερη αναλογία.

# Διαλυτότητα

- Διαλυτότητα είναι το μέγιστο ποσό μιας ουσίας που μπορεί να διαλυθεί σε ορισμένη ποσότητα διαλύτη και σε ορισμένη θερμοκρασία. π.χ. διάλυση ζάχαρης σε νερό.
- Κορεσμένο διάλυμα είναι αυτό που περιέχει τη μέγιστη δυνατή ποσότητα διαλυμένης ουσίας, χωρίς να έχει σχηματιστεί ίζημα.
- Ακόρεστο διάλυμα είναι αυτό που μπορεί να διαλυθεί επιπλέον ποσότητα ουσίας χωρίς να σχηματιστεί ίζημα.
- Υπέρκορο χαρακτηρίζεται το διάλυμα που περιέχει ποσότητα διαλυμένης ουσίας μεγαλύτερη από αυτή που αντιστοιχεί στο κορεσμένο διάλυμα.

- Μία ουσία μπορεί να διαλύεται σε ένα διαλύτη, ενώ σε κάποιον άλλο όχι.
- Για παράδειγμα, οι υγροί υδρογονάνθρακες, το πετρέλαιο και η βενζίνη αναμιγνύονται μεταξύ τους, ενώ αντίθετα η βενζίνη δεν διαλύεται στο H<sub>2</sub>O.
- “όμοια διαλύονται σε όμοια”.
- Πολικές ενώσεις διαλύονται σε πολικούς διαλύτες, ενώ μη πολικές ενώσεις διαλύονται σε μη πολικούς διαλύτες.

- Ένας από τους παράγοντες που επηρεάζει τη διαλυτότητας μιας ουσίας είναι η ισχύς των δυνάμεων που αναπτύσσονται ανάμεσα στα μόρια ή ιόντα της προς διάλυση ουσίας και στα μόρια του διαλύτη.
- Εάν οι δυνάμεις που αναπτύσσονται ανάμεσα στα μόρια του διαλύτη είναι αρκετά ισχυρές που να μην μπορούν να “σπάσουν” οι δεσμοί διαλύτη-διαλύτη και να δημιουργηθούν νέοι δεσμοί διαλύτη-διαλυμένης ουσίας, τότε η ουσία θα παραμείνει αδιάλυτη.
- Το ίδιο αποτέλεσμα θα έχει και η ανάπτυξη ισχυρών δυνάμεων ανάμεσα στα μόρια ή ιόντα της προς διάλυση ουσίας.
- Στην περίπτωση που οι δυνάμεις διαλύτη-διαλύτη καθώς και οι δυνάμεις διαλυμένης ουσίας-διαλυμένης ουσίας είναι περίπου της ίδιας ισχύος, τότε είναι δυνατόν να επέλθει δημιουργία νέων δεσμών διαλύτη-διαλυμένης ουσίας και ως εκ τούτου διάλυμα.

# Επίδραση της Θερμοκρασίας

- Η επίδραση της θερμοκρασίας στη διαλυτότητα μιας ουσίας καθορίζεται, όπως και στην περίπτωση της χημικής ισορροπίας.
- Αν απορροφάται ενέργεια κατά τη διάλυση, τότε η διαλυτότητα αυξάνεται, ενώ αν εκλύεται θερμότητα η διαλυτότητα μειώνεται.
- Για τα περισσότερα άλατα η αύξηση της θερμοκρασίας συνεπάγεται αύξηση της διαλυτότητας.

# Επίδραση της Πίεσης

- Για τα περισσότερα υγρά και στερεά η μεταβολή της πίεσης ασκεί μικρή επίδραση στη διαλυτότητα.
- Π.χ. εάν αυξήσουμε την πίεση από 1 atm σε 1000 atm η διαλυτότητα του NaCl στο νερό θα αυξηθεί μόλις κατά 3%.
- Η διαλυτότητα των αερίων σε κάποιο υγρό αυξάνεται σημαντικά με αύξηση της πίεσης.
- Έστω μέσα σε ένα κλειστό δοχείο υπάρχει οξυγόνο και νερό σε συγκεκριμένη P και T. Αρχικά το οξυγόνο θα αρχίσει να διαλύεται στο νερό έως ότου επέλθει ισορροπία ή διαφορετικά μέχρι το νερό να κορεστεί σε οξυγόνο:  $O_2$  (αέριο)  $\Leftrightarrow$   $O_2$  (διαλυμένο).



- Αν αυξηθεί η πίεση του οξυγόνου στην αέρια φάση, τότε σύμφωνα με την αρχή του Le Chatelier, η ισορροπία θα μετατοπιστεί προς την κατεύθυνση που τείνει να αναιρέσει την επιβαλλόμενη μεταβολή, δηλαδή προς τα δεξιά.
- «Η διαλυτότητα ενός αερίου σε ένα υγρό, για σταθερή θερμοκρασία, αυξάνεται όταν αυξηθεί η μερική πίεση του αερίου πάνω από το υγρό».

# Εκφράσεις Συγκεντρώσεων Διαλυμάτων

- Ορισμός:

Συγκέντρωση διαλύματος είναι η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας σε συγκεκριμένη ποσότητα διαλύματος ή διαλύτη.

- Μονάδες μέτρησης συγκέντρωσης:

Συγκέντρωση % κατά μάζα (% w/w): Εκφράζει τα gr της διαλυμένης ουσίας σε 100 gr διαλύματος.

$$\%w/w = \frac{\text{μάζα διαλυμένης ουσίας (gr)}}{\text{μάζα διαλύματος (gr)}} \times 100$$

**Συγκέντρωση % κατά μάζα προς όγκο (% w/v):**

Εκφράζει τα gr της διαλυμένης ουσίας σε 100 ml διαλύματος.

$$\%w/v = \frac{\text{μάζα διαλυμένης ουσίας (gr)}}{\text{όγκος διαλύματος (ml)}} \times 100$$

**Συγκέντρωση % κατ' όγκο προς όγκο (% v/v):**

Εκφράζει τα ml της διαλυμένης ουσίας σε 100 ml διαλύματος.

$$\%v/v = \frac{\text{όγκος διαλυμένης ουσίας (ml)}}{\text{όγκος διαλύματος (ml)}} \times 100$$

## **Μοριακότητα κατ' όγκο, $M$ (Molarity):**

Εκφράζει τα moles της διαλυμένης ουσίας σε 1 lt διαλύματος.

$$M = \frac{\text{ποσότητα διαλυμένης ουσίας (moles)}}{\text{όγκος διαλύματος (Lt)}}$$

## **Μοριακότητα κατά βάρος, $m$ (Molality):**

Εκφράζει τον αριθμό moles της διαλυμένης ουσίας σε 1000 gr διαλύτη.

$$m = \frac{\text{ποσότητα διαλυμένης ουσίας (moles)}}{\text{μάζα διαλύτη (Kg)}}$$

## Γραμμομοριακό κλάσμα, $\chi$ :

Εκφράζει τον αριθμό των moles ενός συστατικού του διαλύματος προς τα συνολικά moles του διαλύματος.

$$X_A = \frac{\text{moles ουσίας A}}{\text{συνολικός αριθμός moles διαλύματος}}$$

Για ένα διάλυμα που αποτελείται από  $n$  συστατικά θα ισχύει:

$$\sum_{1}^{n} X_i = X_1 + X_2 + \dots + X_n = 1$$

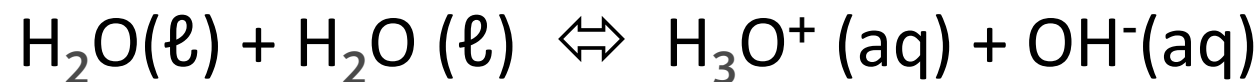
# Υδατικά διαλύματα οξέων και βάσεων

Το  $\text{H}_2\text{O}$  μπορεί να δράσει τόσο ως οξύ παρέχοντας  $\text{H}_3\text{O}^+$ , όσο και ως βάση δίνοντας  $\text{OH}^-$ .

Τα δύο αυτά ιόντα υπάρχουν πάντα σε ένα υδατικό περιβάλλον αφού κάθε μόριο  $\text{H}_2\text{O}$  αυτοϊοντίζεται και παράγει τα προηγούμενα ιόντα.

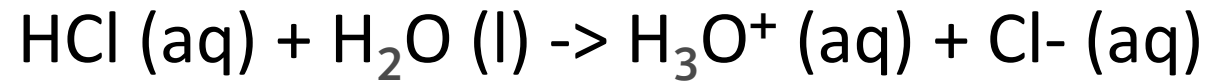
Επίσης, μία άλλη πολύ σημαντική ιδιότητα του  $\text{H}_2\text{O}$  είναι ότι αντιδρά με οποιοδήποτε οξύ ή οποιαδήποτε βάση και παράγει αντίστοιχα  $\text{H}_3\text{O}^+$  και  $\text{OH}^-$ .

Για να παραστήσουμε τον αυτοϊοντισμό του νερού γράφουμε την ακόλουθη εξίσωση:



σύμφωνα με την οποία ένα  $\text{H}^+$  μεταφέρεται από το ένα μόριο νερού στο άλλο δημιουργώντας τα ιόντα  $\text{H}_3\text{O}^+$  και  $\text{OH}^-$

Αν προστεθεί ένα ισχυρό οξύ, π.χ. HCl τότε αυτό θα αντιδράσει με το H<sub>2</sub>O και θα παράγει H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> στο διάλυμα. Η συγκέντρωση [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] θα αυξηθεί και αναγκαστικά η [OH<sup>-</sup>] θα μειωθεί παίρνοντας κατάλληλη τιμή ώστε να ισχύει η εξίσωση Kw = [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] [OH<sup>-</sup>]. Επειδή το οξύ που έχει προστεθεί είναι ισχυρό, όλη η ποσότητα του οξέος, έστω C<sub>0</sub>, θα διασταθεί σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:

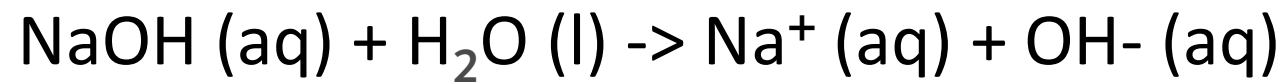


C<sub>0</sub>

C<sub>0</sub>

C<sub>0</sub>

Παρόμοια συμπεριφορά θα έχουμε αν στο καθαρό νερό προσθέσουμε ισχυρή βάση όπως π.χ. είναι το NaOH. Η βάση θα διασταθεί παράγοντας OH<sup>-</sup> και μειώνοντας σημαντικά την ποσότητα των H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> στο διάλυμα. Αν η συγκέντρωση του NaOH είναι C<sub>0</sub> έχουμε:



C<sub>0</sub>

C<sub>0</sub>

C<sub>0</sub>

# Το pH ενός διαλύματος

Επιστρέφοντας στο προηγούμενο παράδειγμα βλέπουμε ότι ένα διάλυμα οξέος, δηλαδή ένα όξινο διάλυμα, έχει υψηλή συγκέντρωση  $[H_3O^+]$ .

Επίσης, ένα διάλυμα βάσης, δηλαδή ένα βασικό διάλυμα, έχει υψηλή συγκέντρωση  $[OH^-]$ . Προφανώς ένα διάλυμα ουδέτερο θα έχει ίσες συγκεντρώσεις  $[H_3O^+]$  και  $[OH^-]$  δηλαδή  $[H_3O^+] = [OH^-] = 1,0 \times 10^{-7}$  (στους 25ο C).

Για να αποφευχθεί η χρήση τόσο μικρών αριθμών για τη μέτρηση των συγκεντρώσεων των  $[H_3O^+]$  και  $[OH^-]$  χρησιμοποιείται το pH και το pOH, αντίστοιχα, τα οποία ορίζονται:

$$pH = -\log[H_3O^+] \text{ (ή } pH = -\log[H^+]) \text{ και } pOH = -\log[OH^-]$$

Σε κάθε υδατικό διάλυμα ισχύει  $pH + pOH = 14$  στους 25ο C.

Όταν σε ένα διάλυμα  $pH=7$  (και  $pOH=7$ ) και το διάλυμα χαρακτηρίζεται ουδέτερο.

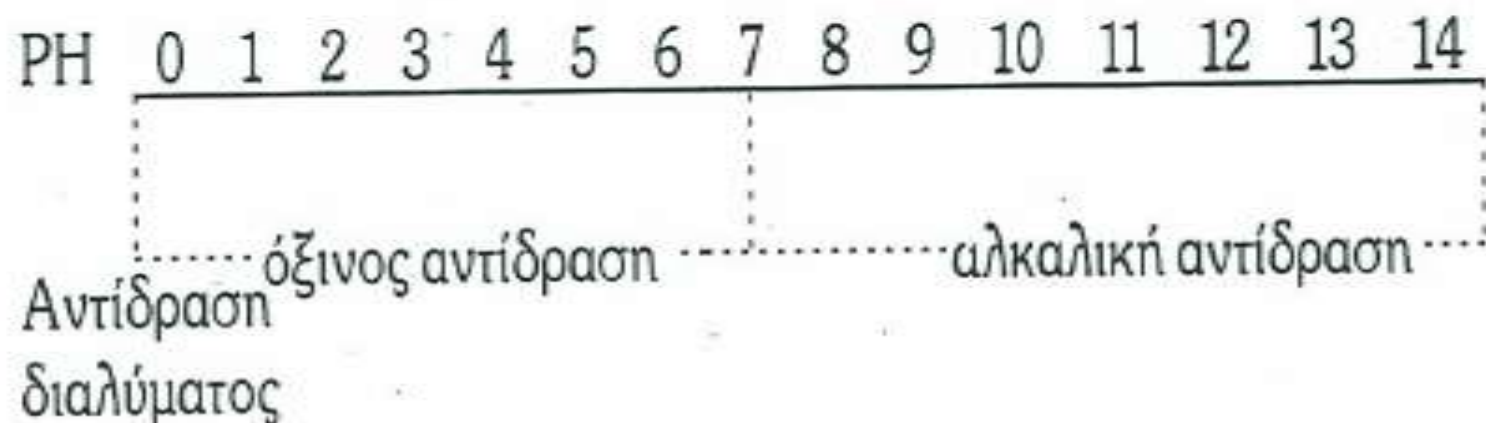
$pH < 7$  (και  $pOH > 7$ ) το διάλυμα χαρακτηρίζεται όξινο

$pH > 7$  (και  $pOH < 7$ ) το διάλυμα χαρακτηρίζεται βασικό.



Το ΡΗ λοιπόν είναι ένας αριθμός ο οποίος εκφράζει την περιεκτικότητα ενός διαλύματος σε ενεργά  $H^+$  δηλ. την ενεργό οξύτητα του διαλύματος.

Η τιμή του ΡΗ κυμαίνεται μεταξύ 0 και 14.



Διάλυμα με  $[H^+] = 10^{-4} \text{ mol/l}$  έχει  $\text{pH} = 4$  είναι δηλ. όξινο. Ενώ διάλυμα με  $[H^+] = 10^{-12} \text{ mol/l}$  έχει  $\text{pH} = 12$  είναι δηλ. αλκαλικό. Ουδέτερα διαλύματα έχουν  $\text{pH} = 7$ .

Το  $\text{pH}$  διαλυμάτων μπορούμε να το προσδιορίσουμε είτε με ειδικά όργανα τα πεχάμετρα είτε με τους δείκτες. Οι δείκτες είναι έγχρωμες ουσίες οι οποίες αλλάζουν το χρώμα τους σε ορισμένο  $\text{pH}$ . Χαρακτηριστικό για κάθε δείκτη.

# Τέλος 3<sup>ου</sup> μαθήματος

Για οποιαδήποτε απορία μη διστάσετε να επικοινωνήσετε μαζί μου μέσω email:

[tomistz@gmail.com](mailto:tomistz@gmail.com)

Καλή συνέχεια!