

ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Διάλυμα είναι κάθε ομογενές σύστημα που αποτελείται από δύο ή περισσότερες χημικές ενώσεις.

Έχει την ίδια σύσταση σε όλη τη μάζα του.

Η σύσταση διαλυμάτων παρουσιάζει ευρύτητα ορίων

Τα διαλύματα κατατάσσονται στα μείγματα

Τα διαλύματα περιέχουν εκατομμύρια μορίων

Θεωρούνται «ομογενή» συστήματα.

ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

Ανάλογα με τη φάση ομαδοποιούνται σε:

- Αέρια διαλύματα
Σχηματίζονται ομογενή συστήματα (π.χ. ατμοσφαιρικός αέρας).
- Υγρά διαλύματα
- **Στερεά διαλύματα (π.χ. αμάλαμα)**

Διάλυμα = Διαλύτης + διαλυμένη(-ες) ουσία (-ες)

Διαλύτης είναι το συστατικό του διαλύματος που έχει την ίδια φυσική κατάσταση με το διάλυμα και βρίσκεται συνήθως σε μεγαλύτερη αναλογία.

Διαλυμένη ουσία είναι το συστατικό του διαλύματος σε μικρότερη αναλογία

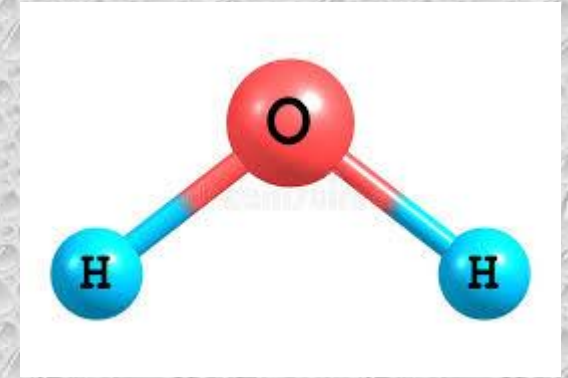
- Ευδιάλυτες: διαλύονται άφθονα σε ένα διαλύτη
- Δυσδιάλυτες: διαλύονται ελάχιστα
- Αδιάλυτες: δεν διαλύονται

ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

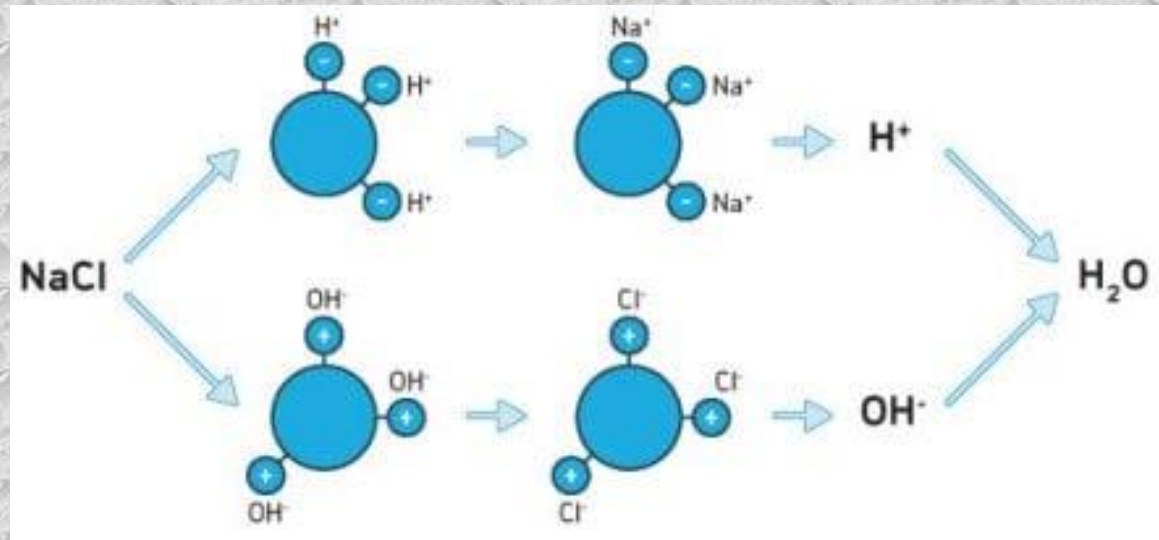
ΤΟ ΝΕΡΟ ΩΣ ΔΙΑΛΥΤΗΣ

Συνηθέστερος διαλύτης λόγω μεγάλης ικανότητας διάλυσης για μεγάλο αριθμό ουσιών.

- Υψηλό σημείο τήξεως και ζέσεως λόγω της δομής του
- Ο δεσμός H–O, αν και ομοιοπολικός παρουσιάζει πολικότητα.



ΙΟΝΑΝΤΑΛΛΑΚΤΙΚΕΣ ΡΗΤΙΝΕΣ



ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

ΤΟ ΝΕΡΟ ΩΣ ΔΙΑΛΥΤΗΣ

Διάλυση Ιοντικών Ενώσεων

- Εμφανίζεται **έντονη έλξη ανάμεσα στα ιόντα** στην επιφάνεια των ιοντικών κρυστάλλων και τα **δίπολα ύδατος**.
- Κατά την διάλυση ιοντικής ουσίας στο ύδωρ πραγματοποιείται **εφυδάτωση ιόντων** και όχι δημιουργία ιόντων.
- **Αριθμός εφυδάτωσης** δεν είναι γνωστός συνηθίζεται να γράφονται στις χημικές εξισώσεις ως απλά ιόντα
- Το ιόν υδρογόνου γράφεται με την απλή μορφή του H^+ , αντί του ορθότερου ιόντος του **οξωνίου H_3O^+**

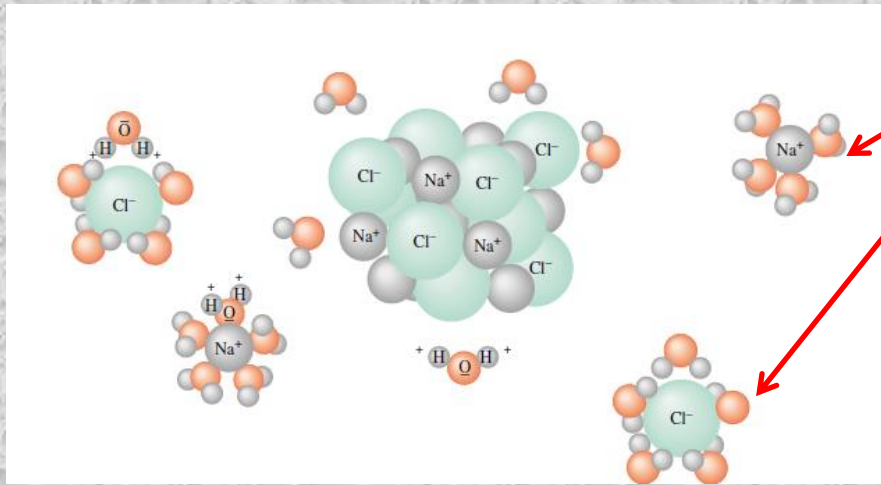
ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

ΤΟ ΝΕΡΟ ΩΣ ΔΙΑΛΥΤΗΣ

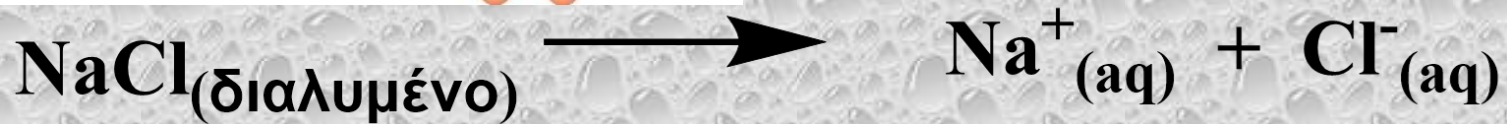
- Όσο μικρότερο το μέγεθος των ιόντων και όσο υψηλότερο το φορτίο τους, τόσο ισχυρότερες οι έλξεις με ύδωρ και **αυξημένη η διαλυτότητα**
- Μεγάλη διαλυτική ικανότητα ύδατος οφείλεται:
 - Εφυδάτωση των ιόντων
 - στα μόρια συζεύξεως που σχηματίζονται λόγω δεσμών υδρογόνου.
 - Μείωση έλξεως μεταξύ των ιόντων στο διάλυμα
- Υδατικά διαλύματα περισσότερων αλάτων περιέχουν **μόνο ιόντα και όχι μόρια.**

ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

Διάλυση Άλατος (NaCl) σε H₂O.



Ένα μέρος του NaCl διαλύεται δίνοντας ενυδατωμένα ιόντα ενώ ένα άλλο μέρος παραμένει αδιάλυτο

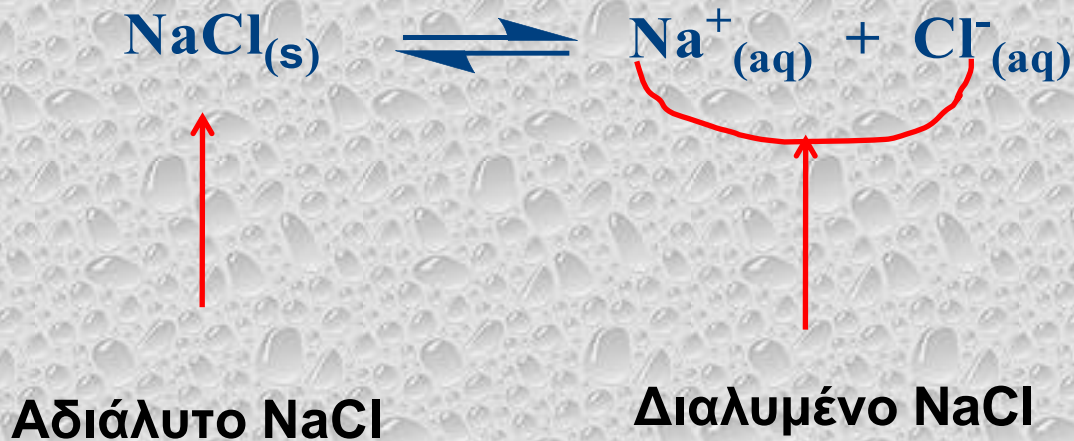


Τα ενυδατωμένα ιόντα κινούνται ελεύθερα και συγκρούονται με τους κρυστάλλους του αδιάλυτου NaCl.

Κατά τη σύγκρουση κάποια ιόντα προσκολλώνται στο αδιάλυτο NaCl ενώ κάποια άλλα ιόντα αποκολλώνται από τον κρύσταλλο και ενυδατώνονται.

ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

Τελικά αποκαθίσταται μια δυναμική ισορροπία μεταξύ του διαλυτού και του αδιάλυτου NaCl, η οποία παριστάνεται σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:



Ένα διάλυμα το οποίο, ως προς μια συγκεκριμένη ένωση, βρίσκεται σε ισορροπία ονομάζεται **κορεσμένο**

Εάν δεν έχει αποκατασταθεί ισορροπία και μπορεί να διαλυθεί επιπλέον ουσία λέγεται **ακόρεστο**

ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

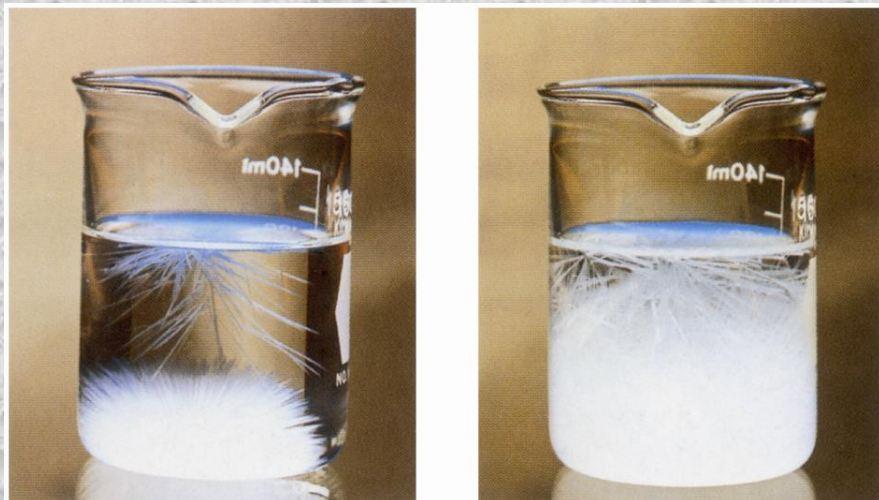
ΔΙΑΛΥΤΟΤΗΤΑ

Διαλυτότητα μιας ουσίας λέγεται η ποσότητα της ουσίας που πρέπει να διαλυθεί σε ορισμένη ποσότητα διαλύτη για να προκύψει κορεσμένο διάλυμα.

Συνήθως εκφράζεται σε g ή mol διαλυμένης ουσίας/100 g διαλύτη ή 1 L διαλύματος.

Όσο μεγαλύτερη η διαλυτότητα τόσο ευδιάλυτη είναι η ουσία ενώ όσο μικρότερη η διαλυτότητα τόσο δυσδιάλυτη είναι η ουσία.

ΥΠΕΡΚΟΡΑ ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ



Κρυστάλλωση υπέρκορου
διαλύματος CH_3COONa

Εάν διαλύσουμε ποσότητα ουσίας σε διαλύτη σε υψηλή θερμοκρασία και το διάλυμα ψυχθεί σιγά-σιγά είναι δυνατόν το διάλυμα να περιέχει περισσότερη διαλυμένη ουσία από αυτή που προβλέπεται από τη διαλυτότητα. Αυτό λέγεται **υπέρκορο**. Στα **υπέρκορα** διαλύματα δεν υπάρχει ισορροπία. Εάν προσθέσουμε έστω και έναν κρύσταλλο όλη η περίσσεια της ουσίας θα κρυσταλλώσει αμέσως.

ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

ΔΙΑΛΥΤΟΤΗΤΑ

ΕΝΘΑΛΠΙΑ ΔΙΑΛΥΣΗΣ ($\Delta H_{\text{διαλ}}$)

Διάλυση μη κρυσταλλικής ουσίας

Η **ενθαλπία** είναι η ολική ποσότητα ενέργειας που μπορεί ένα σύστημα να μεταβιβάσει στο περιβάλλον του με το μηχανισμό θερμότητας

Κατά τη διάλυση μιας **μη κρυσταλλικής ουσίας** σε ένα διαλύτη

A. «σπάζουν» οι διαμοριακές δυνάμεις στη διαλυμένη ουσία και σε κάποια ποσότητα διαλύτη **(ενδόθερμη διαδικασία)**

B. δημιουργούνται διαμοριακές δυνάμεις μεταξύ ουσίας–διαλύτη **(εξώθερμη διαδικασία)**

Η μεταβολή της ενθαλπίας κατά τη παραπάνω διαδικασία λέγεται **ενθαλπία διάλυσης** ($\Delta H_{\text{διαλ}}$)

ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

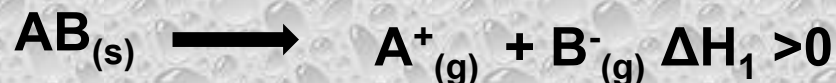
ΔΙΑΛΥΤΟΤΗΤΑ

ΕΝΘΑΛΠΙΑ ΔΙΑΛΥΣΗΣ ($\Delta H_{\text{διαλ}}$)

Διάλυση κρυσταλλικής ουσίας

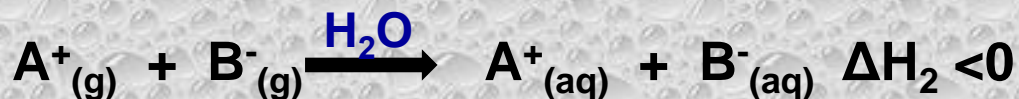
Έστω η διάλυση του άλατος AB

1. Καταστρέφεται το κρυσταλλικό πλέγμα



2. Ενυδατώνονται τα ιόντα

$$\Delta H_{\text{διαλ}} = \Delta H_1 + \Delta H_2$$



1. $\Delta H_{\text{διαλ}} < 0$ η διάλυση είναι εξώθερμη

2. $\Delta H_{\text{διαλ}} > 0$ η διάλυση είναι ενδόθερμη

ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

ΠΑΡΑΓΟΝΤΕΣ ΠΟΥ ΕΠΗΡΕΑΖΟΥΝ ΤΗ ΔΙΑΛΥΤΟΤΗΤΑ

Η φύση της διαλυμένης ουσίας και του διαλύτη

- Διαλυτότητα μεγαλύτερη, όσο συγγενέστερη χημικά είναι η ουσία με το διαλύτη.
Πολικές ουσίες διαλύονται σε **πολικούς διαλύτες**
Μη πολικές ουσίες διαλύονται σε **άπολους διαλύτες**
- NaCl (πολική) διαλύεται στο νερό (πολική), όχι όμως στο εξάνιο (μη πολική)
- Κυκλοεξάνιο (μη πολική) διαλύεται στο τολουόλιο (C_7H_8 , μη πολική), όχι όμως στο νερό.
- Διαλυτότητα επηρεάζεται από την παρουσία άλλων ουσιών στο διάλυμα

ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

ΠΑΡΑΓΟΝΤΕΣ ΠΟΥ ΕΠΗΡΕΑΖΟΥΝ ΤΗ ΔΙΑΛΥΤΟΤΗΤΑ

Θερμοκρασία

1. Εάν η διαλυμένη ουσία είναι **ιοντική ένωση** η διαλυτότητα **συνήθως ΑΥΞΑΝΕΙ** αντίστοιχα με τη θερμοκρασία

Το φαινόμενο είναι αρκετά πολύπλοκο και καλό είναι η εξάρτηση της διαλυτότητας από τη θερμοκρασία να ελέγχεται πειραματικά.

2. Εάν η διαλυμένη ουσία είναι **αέρια**, τότε η διαλυτότητα **ΜΕΙΩΝΕΤΑΙ** με την **αύξηση** της θερμοκρασίας.

Ο λόγος είναι ότι αυξανόμενης της θερμοκρασίας **σπάζουν οι ασθενείς διαμοριακές δυνάμεις** μεταξύ διαλύτη και αέριας διαλυμένης ουσίας.

ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

ΠΑΡΑΓΟΝΤΕΣ ΠΟΥ ΕΠΗΡΕΑΖΟΥΝ ΤΗ
ΔΙΑΛΥΤΟΤΗΤΑ

Πίεση

Η πίεση επηρεάζει τη διαλυτότητα **ΜΟΝΟ** των αερίων.

Αυξανομένης της πίεσης αυξάνει η διαλυτότητα.

ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

1. Γραμμομόριο (Mr)

Γραμμομόριο (Mr) = Το ΜΒ εκφρασμένο σε g

ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑ

$$ΜΒ_{H_2O} = 18 \longrightarrow Mr_{H_2O} = 18 \text{ g}$$

2. Αριθμός mol ενός χημικού στοιχείου ή μιας χημικής ένωσης

ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑ

$$n : \frac{m}{Mr}$$

Πόσα mol είναι τα 9 g H₂O;

$$n : \frac{m}{Mr} \rightarrow n = \frac{9 \text{ g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,5 \text{ mol}$$

n= ο αριθμός των mol

m= η μάζα σε g

Mr= η γραμμομοριακή μάζα

ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

Περιεκτικότητα/Συγκέντρωση

Περιεκτικότητα λέγεται η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας που περιέχεται σε ορισμένη ποσότητα διαλύματος ή διαλύεται σε ορισμένη ποσότητα διαλύτη.

Τρόποι έκφρασης

1. Συγκέντρωση ή περιεκτικότητα στα εκατό κατά βάρος (%w/w).

Εκφράζει τα g της **διαλυμένης ουσίας** στα 100 g **διαλύματος**.

π. χ. Διάλυμα NaOH 5 % (w/w) σημαίνει ότι στα 100 g διαλύματος περιέχονται 5 g NaOH.

2. Συγκέντρωση ή περιεκτικότητα στα εκατό κατ' όγκο (%w/v) ή (% v/v).

(% w/v): Εκφράζει τα g της **διαλυμένης ουσίας** στα 100 mL **διαλύματος**.

π. χ. Διάλυμα HCl 10 % (w/v) σημαίνει ότι στα 100 mL διαλύματος περιέχονται 10 g HCl

ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

Περιεκτικότητα / Συγκέντρωση

Τρόποι έκφρασης συγκέντρωσης

(% v/v): Εκφράζει τα mL της **διαλυμένης ουσίας** στα 100 mL **διαλύματος**.

π.χ. Κρασί περιέχει 9 % (v/v) οινόπνευμα , σημαίνει ότι στα 100 mL κρασιού περιέχονται 9 mL οινόπνευμα.

3. Μοριακή κατ' όγκο συγκέντρωση (Molarity, M).

Εκφράζει τα mol της **διαλυμένης ουσίας** στο 1L (1000 mL) **διαλύματος**.

π. χ. Διάλυμα HBr 0,2 M σημαίνει ότι στο 1L (1000 mL) διαλύματος περιέχονται 0,2 mol HBr.

4. Μοριακή κατά βάρος συγκέντρωση (Molality, m).

Εκφράζει τα mol της **διαλυμένης ουσίας** στα 1000 g **διαλύτη**.

π. χ. Διάλυμα C₆H₁₂O₆ 0,1 m σημαίνει ότι στα 1000 g διαλύτη περιέχονται 0,1 mol HBr

ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

Περιεκτικότητα / Συγκέντρωση

Τρόποι έκφρασης συγκέντρωσης

5. Κανονικότητα (Normality, N).

Εκφράζει τα **greqs** της **διαλυμένης ουσίας** στο **1L (1000 mL)** διαλύματος.

π. χ. Διάλυμα HCl 0,1 N σημαίνει ότι στο **1L (1000 mL)** διαλύματος περιέχονται 0,1 **greqs** HCl .

Περιεκτικότητα / Συγκέντρωση

5. Κανονικότητα (Normality, N) Γραμοϊσοδύναμο (greq)

$$1greq = \frac{1mol}{a} \text{ ή}$$

$$1greq = \frac{Mr}{a}$$

$$eqw = \frac{Mr}{a} \quad eqw: \text{Ισοδύναμο Βάρος}$$

Mr = η γραμμομοριακή μάζα

a =

- αριθμός των H⁺ που αντιδρούν (ΟΞΕΑ) ή
- ο αριθμός OH⁻ που αντιδρούν (ΒΑΣΕΙΣ) ή
- το συνολικό θετικό ή αρνητικό φορτίο (ΑΛΑΤΑ)
- η συνολική μεταβολή του αριθμού οξειδωσης (ΟΞΕΙΔΟΑΝΑΓΩΓΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ),
- ή το φορτίο ενός ιόντος.

1. για τα οξέα και τις βάσεις το Ισοδύναμο Βάρος είναι η ποσότητα της ουσίας που μας δίνει 1 mol H⁺ (οξέα) ή OH⁻ (βάσεις)
2. για τα άλατα το Ισοδύναμο Βάρος είναι η μάζα ενός ιόντος προς το σθένος του,
3. για τις οξειδοαναγωγικές αντιδράσεις το Ισοδύναμο Βάρος είναι η μάζα ενός στοιχείου που αντιδρά με 1 mol ηλεκτρονίων.

Περιεκτικότητα / Συγκέντρωση

5. Κανονικότητα (Normality, N) Γραμοϊσοδύναμο (greq)

ΟΞΕΑ HCl $\alpha=1$, H₂SO₄ $\alpha=2$

ΒΑΣΕΙΣ NaOH $\alpha=1$, CaOH₂ $\alpha=2$

ΑΛΑΤΑ NaCl $\alpha=1$, Na₂CO₃ $\alpha=2$

ΟΞΕΙΔΟΑΝΑΓΩΓΙΚΕΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ Cu¹⁺ → Cu²⁺ $\alpha=1$

$$\text{greq: } \frac{g \text{ διαλυμενης ουσιας}}{eqw}$$

Μεταξύ κανονικότητας και molarity ισχύει η σχέση **N = α M**

$$N = \frac{\text{greq}}{V} = \frac{m}{V \cdot eqw}$$

Περιεκτικότητα / Συγκέντρωση

5. Κανονικότητα (Normality, N) Γραμοϊσοδύναμο (greq)

ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ

1. $1 \text{greq HCl} = \frac{1 \text{mol}}{1} = 1 \text{mol}$ ή $1 \text{greq HCl} = \frac{36,5 \text{g}}{1} = 36,5 \text{g}$

2. Για την αντίδραση: $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NaOH} \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$ το 1greq του H_2SO_4 είναι:

$$1 \text{greq H}_2\text{SO}_4 = \frac{1 \text{mol}}{2} = 0,5 \text{mol} \text{ (αντιδρούν δύο H}^+\text{)} \text{ ή } 1 \text{greq H}_2\text{SO}_4 = \frac{98 \text{g}}{2} = 49 \text{g}$$

Όμως για την αντίδραση: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \longrightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

$$1 \text{greq H}_2\text{SO}_4 = \frac{1 \text{mol}}{1} = 1 \text{mol} \text{ (αντιδρά ένα H}^+\text{)} \text{ ή } 1 \text{greq H}_2\text{SO}_4 = \frac{98 \text{g}}{1} = 98 \text{g}$$

Περιεκτικότητα/Συγκέντρωση

5. Κανονικότητα (Normality, N) Γραμοϊσοδύναμο (greq)

ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ

$$3. \quad 1 \text{greq NaOH} = \frac{1 \text{mol}}{1} = 1 \text{mol} \quad \text{ή} \quad 1 \text{greq NaOH} = \frac{40 \text{g}}{1} = 40 \text{g}$$

Για πολυόξινες βάσεις π.χ. Ca(OH)_2 πρέπει να γνωρίζουμε πόσα OH^- αντιδρούν όπως και στα πολυπρωτικά οξέα.

$$4. \quad 1 \text{greq Na}_2^+ \text{CO}_3^{2-} = \frac{1 \text{mol}}{2} = 0,5 \text{mol} \quad \text{ή} \quad 1 \text{greq Na}_2^+ \text{CO}_3^{2-} = \frac{106 \text{g}}{2} = 53 \text{g}$$

5. Έστω η οξειδοαναγωγική αντίδραση



$$1 \text{greq Cr}_2\text{O}_7^{2-} = \frac{1 \text{mol}}{6} = \frac{1}{6} \text{mol}$$

Το Cr στο $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ έχει αριθμό οξείδωσης +6 και ανάγεται σε +3. Άρα μεταβολή 3. Επειδή τα Cr είναι δύο, η συνολική μεταβολή είναι 6.

ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

ΣΥΓΚΕΝΤΡΩΣΗ

Τρόποι έκφρασης συγκέντρωσης

6. Γραμμομοριακό κλάσμα (X)

Εκφράζει τα **mol ενός συστατικού** προς το συνολικό αριθμό **mol όλων των συστατικών** του διαλύματος.

π. χ. Διάλυμα που περιέχει **1 mol** CH_3OH και **3 mol** H_2O , το γραμμομοριακό κλάσμα της μεθανόλης είναι:

$$X_{\text{CH}_3\text{OH}} = \frac{n_{\text{CH}_3\text{OH}}}{n_{\text{CH}_3\text{OH}} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{1\text{mol}}{1\text{mol} + 3\text{mol}} = 0,25$$

Αραίωση Διαλύματος

Όταν σε ένα διάλυμα προστεθεί διαλύτης, η ποσότητα της διαλυμένης ουσίας παραμένει σταθερή, ενώ ο όγκος του διαλύματος μεγαλώνει. Συνεπώς, το τελικό διάλυμα έχει μικρότερη συγκέντρωση από το αρχικό. Κατά την αραίωση ισχύει η σχέση:

$$C_{\pi} V_{\pi} = C_{\alpha\rho} V_{\alpha\rho}$$

όπου,

C_{π} και V_{π} η συγκέντρωση και ο όγκος του διαλύματος, αντίστοιχα, πριν την αραίωση και

$C_{\alpha\rho}$ και $V_{\alpha\rho}$ η συγκέντρωση και ο όγκος του διαλύματος, αντίστοιχα, μετά την αραίωση.