

ΟΞΕΑ -ΒΑΣΕΙΣ

Χρήστος Παππάς
Καθηγητής

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΘΕΩΡΙΑ ARRHENIUS

ΟΞΕΑ

Οξύ είναι η ένωση η οποία σε υδατικό διάλυμα παρέχει H^+ .



Στη πραγματικότητα, επειδή τα H^+ είναι πάρα πολύ δραστικά βρίσκονται με τη μορφή H_3O^+ (οξώνια ή υδρόνια).

Δηλαδή η πραγματική χημική εξίσωση είναι η:



Για λόγους όμως απλούστευσης χρησιμοποιούμε την πρώτη χημική εξίσωση.

Το φαινόμενο λέγεται **ιοντισμός ή διάσπαση**.

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΘΕΩΡΙΑ ARRHENIUS

ΟΞΕΑ

Υπάρχουν οξέα τα οποία ιοντίζονται πλήρως και λέγονται **ισχυρά οξέα**.



Άλλα ισχυρά οξέα είναι τα: HBr , HI , HNO_3 , HClO_4 κ.α.

Υπάρχουν όμως και οξέα τα οποία δεν ιοντίζονται πλήρως αλλά μερικώς και ο ιοντισμός καταλήγει σε ισορροπία.

Τα οξέα αυτά λέγονται **ασθενή οξέα**.



ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΘΕΩΡΙΑ ARRHENIUS

ΒΑΣΕΙΣ

Βάση είναι η ένωση η οποία σε υδατικό διάλυμα παρέχει OH^- .



Αντίστοιχα με τα οξέα υπάρχουν ισχυρές και ασθενείς βάσεις.

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΘΕΩΡΙΑ ARRHENIUS

ΜΟΝΟΠΡΩΤΙΚΑ (ΜΟΝΟΒΑΣΙΚΑ) – ΠΟΛΥΠΡΩΤΙΚΑ (ΠΟΛΥΒΑΣΙΚΑ) ΟΞΕΑ

Μονοπρωτικό ή μονοβασικό οξύ λέγεται το οξύ που μπορεί να παρέχει ένα H^+ .



Πολυπρωτικό ή πολυβασικό οξύ λέγεται το οξύ που μπορεί να παρέχει παραπάνω από ένα H^+ .



Αντίστοιχα οι βάσεις λέγονται **μονόξινες ή μονοϋδροξυλικές** (παρέχουν ένα OH^-) και **πολύξινες ή πολυϋδροξυλικές** (παρέχουν πάνω από ένα OH^-).

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΘΕΩΡΙΑ ARRHENIUS

ΜΕΙΟΝΕΚΤΗΜΑΤΑ

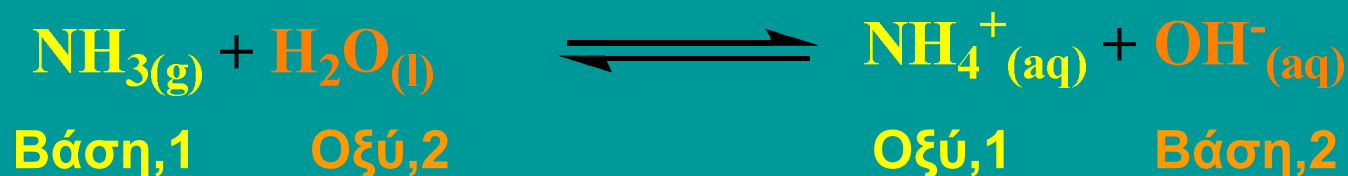
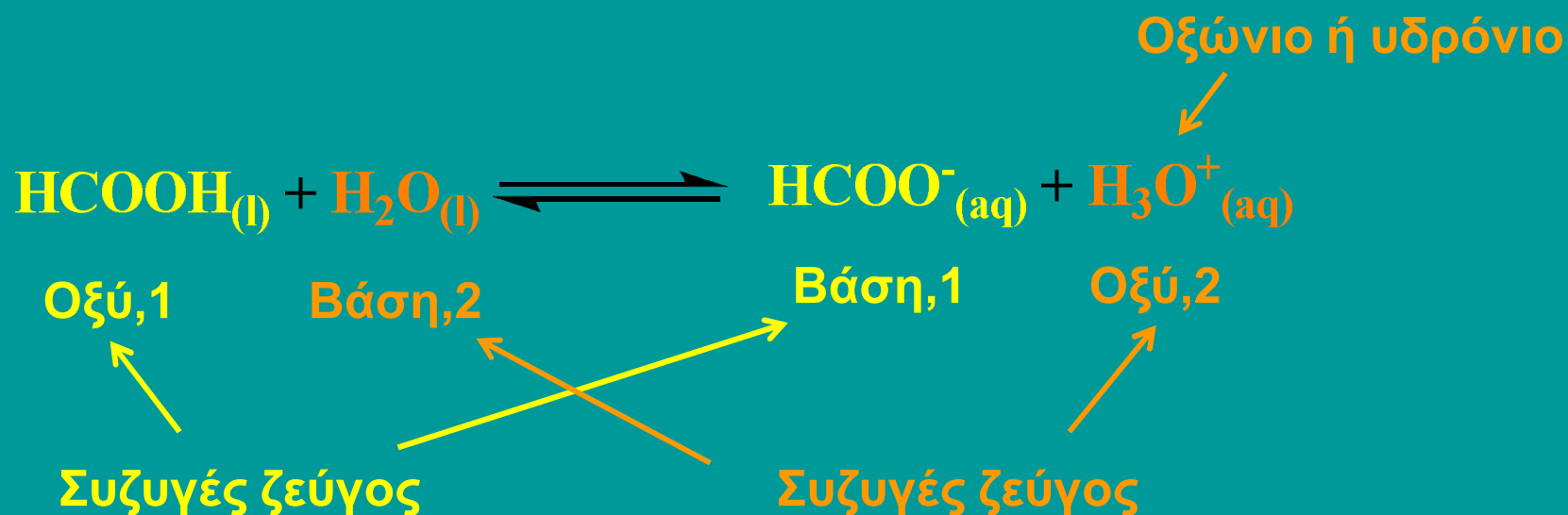
1. Περιορίζει την έννοια των οξέων και βάσεων στα υδατικά διαλύματα .
2. Περιορίζει την έννοια των οξέων και βάσεων μόνον σε μόρια.
Δεν αναφέρεται καθόλου σε ιόντα.

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΘΕΩΡΙΑ BRONSTED - LOWRY

ΟΞΥ: Δότης H^+

ΒΑΣΗ: Δέκτης H^+



Το H_2O στην πρώτη αντίδραση ενεργεί ως βάση και στη δεύτερη ως οξύ.

Μόρια που δρουν και ως οξέα και ως βάσεις λέγονται **αμφιπρωτικά** ή **αμφολυτικά**.

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΘΕΩΡΙΑ BRONSTED - LOWRY

ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΕΙΣ

1. Για να εμφανιστεί ο **όξινος** ή ο **βασικός** χαρακτήρας ενός μορίου ή ιόντος απαιτείται η παρουσία **βάσης** ή **οξέος**.
2. Όλες οι χημικές ενώσεις ή ιόντα είναι ή οξέα ή βάσεις.
3. Όσο ισχυρότερο είναι ένα οξύ τόσο ασθενέστερη είναι η συζυγής βάση του.

ΜΕΙΟΝΕΚΤΗΜΑ

Μια χημική ένωση ή μόριο για να είναι οξύ πρέπει να διαθέτει υδρογόνα.

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΘΕΩΡΙΑ BRONSTED - LOWRY

ΙΣΧΥΣ ΟΞΕΩΝ – ΒΑΣΕΩΝ ΚΑΙ ΜΟΡΙΑΚΗ ΔΟΜΗ

1.ΥΔΡΙΔΙΑ: Ενώσεις ενός στοιχείου με υδρογόνο (H⁺)

Για να είναι ισχυρό ένα οξύ πρέπει να παρέχει εύκολα H⁺.

Στο οξύ H-E όσο μεγαλύτερη είναι η ηλεκτραρνητικότητα του E και όσο μεγαλύτερο το μέγεθός του τόσο ευκολότερα αποσπάται το H⁺.

Σε μια **περίοδο** από τα αριστερά προς τα δεξιά αυξάνεται η ηλεκτραρνητικότητα και μειώνεται το μέγεθος.

Όμως ο ρυθμός αύξησης της ηλεκτραρνητικότητας είναι μεγαλύτερος από το ρυθμό μείωσης του μεγέθους.

Επομένως κυρίαρχο ρόλο διαδραματίζει η **ηλεκτραρνητικότητα**.

Σε μια **ομάδα** η οξύτητα των υδριδίων αυξάνει αυξανόμενου του **μεγέθους**, διότι ο ρυθμός αύξησής του είναι μεγαλύτερος από το ρυθμό μείωσης της ηλεκτραρνητικότητας.

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΘΕΩΡΙΑ BRONSTED - LOWRY

ΙΣΧΥΣ ΟΞΕΩΝ – ΒΑΣΕΩΝ ΚΑΙ ΜΟΡΙΑΚΗ ΔΟΜΗ

ΑΣΚΗΣΗ

Να καταταχθούν οι ενώσεις HF, NH₃, CH₄ και H₂O κατά αύξουσα σειρά ισχύος ως οξέων και ως βάσεων.

Δίνονται οι ατομικοί αριθμοί των F=9, N=7, C=6, O=8

ΛΥΣΗ

F: 1s²2s²2p⁵ (2^η περίοδος, 17^η ομάδα)

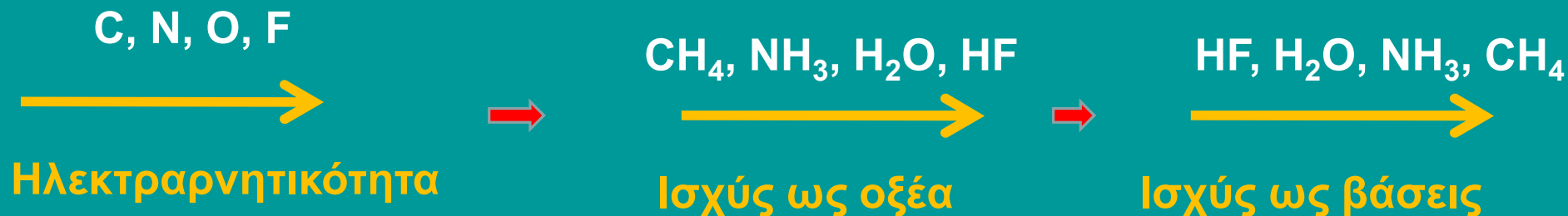
N: 1s²2s²2p³ (2^η περίοδος, 15^η ομάδα)

C: 1s²2s²2p² (2^η περίοδος, 14^η ομάδα)

O: 1s²2s²2p⁴ (2^η περίοδος, 16^η ομάδα)



Ανήκουν στην ίδια περίοδο.
Επομένως κυρίαρχο ρόλο έχει η ηλεκτραρνητικότητα.



ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΘΕΩΡΙΑ BRONSTED - LOWRY

ΙΣΧΥΣ ΟΞΕΩΝ – ΒΑΣΕΩΝ ΚΑΙ ΜΟΡΙΑΚΗ ΔΟΜΗ

ΑΣΚΗΣΗ

Να καταταχθούν οι ενώσεις H_2S , H_2Te , H_2Se και H_2O κατά αύξουσα σειρά ισχύος ως οξέων και ως βάσεων.

Δίνονται οι ατομικοί αριθμοί των $\text{S}=16$, $\text{Te}=52$, $\text{Se}=34$, $\text{O}=8$

ΛΥΣΗ

S : $[\text{Ne}]3s^23p^4$ (3^η περίοδος, 16^η ομάδα)

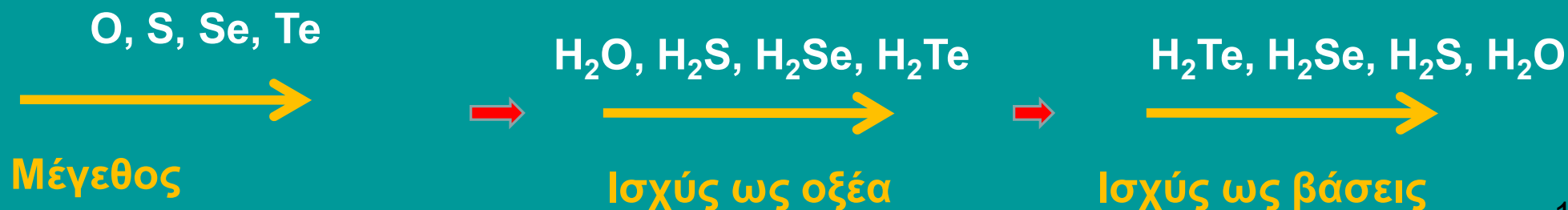
Te : $[\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^4$ (5^η περίοδος, 16^η ομάδα)

Se : $[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^4$ (4^η περίοδος, 16^η ομάδα)

O : $[\text{He}]2s^22p^4$ (2^η περίοδος, 16^η ομάδα)

Ανήκουν στην ίδια ομάδα.

Επομένως κυρίαρχο ρόλο έχει το μέγεθος.



ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΘΕΩΡΙΑ BRONSTED - LOWRY

ΙΣΧΥΣ ΟΞΕΩΝ – ΒΑΣΕΩΝ ΚΑΙ ΜΟΡΙΑΚΗ ΔΟΜΗ

2.ΟΞΟΟΞΕΑ: Οξέα που περιέχουν οξυγόνο.

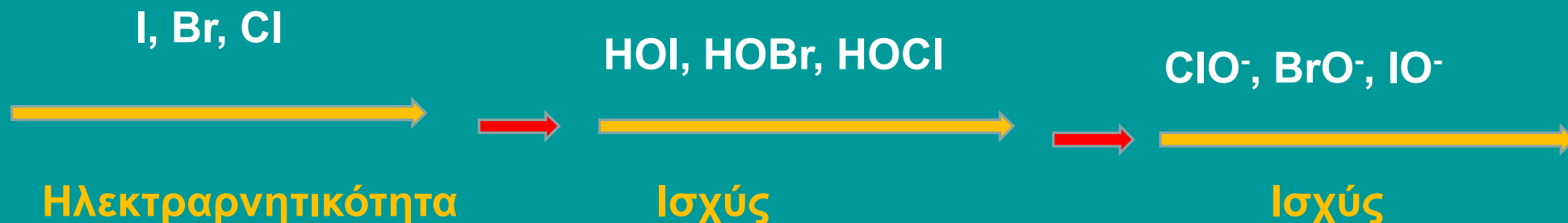
Τα υδρογόνα ενώνονται με το κεντρικό άτομο μέσω οξυγόνου.

A. Στο οξύ H-O-E όσο μεγαλύτερη είναι η ηλεκτραρνητικότητα του E τόσο το ηλεκτρονιακό νέφος απομακρύνεται από το υδρογόνο και επομένως τόσο ευκολότερα αποσπάται το H⁺.

ΑΣΚΗΣΗ

Να καταταχθούν τα ιόντα ClO⁻, BrO⁻ και IO⁻ κατά αύξουσα σειρά βασικότητας.

ΛΥΣΗ



ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΘΕΩΡΙΑ BRONSTED - LOWRY

ΙΣΧΥΣ ΟΞΕΩΝ – ΒΑΣΕΩΝ ΚΑΙ ΜΟΡΙΑΚΗ ΔΟΜΗ

2.ΟΞΟΟΞΕΑ

B. Στο οξύ $(\text{HO})_m\text{EO}_n$ όσο μεγαλύτερο είναι το n , δηλαδή όσο περισσότερα οξυγόνα έχει που δεν ενώνονται με υδρογόνα, τόσο το ηλεκτρονιακό νέφος απομακρύνεται ακόμη περισσότερο από το υδρογόνο, λόγω έλξης του από το ηλεκτραρνητικό οξυγόνο, και επομένως τόσο ευκολότερα αποσπάται το H^+ .

ΑΣΚΗΣΗ

Να καταταχθούν τα οξέα HOCl , HOClO και HOClO_2 κατά αύξουσα σειρά ισχύος.

ΛΥΣΗ

HOCl , $n=0$

HOClO , $n=1$

HOClO_2 , $n=2$

HOCl , HOClO , HOClO_2



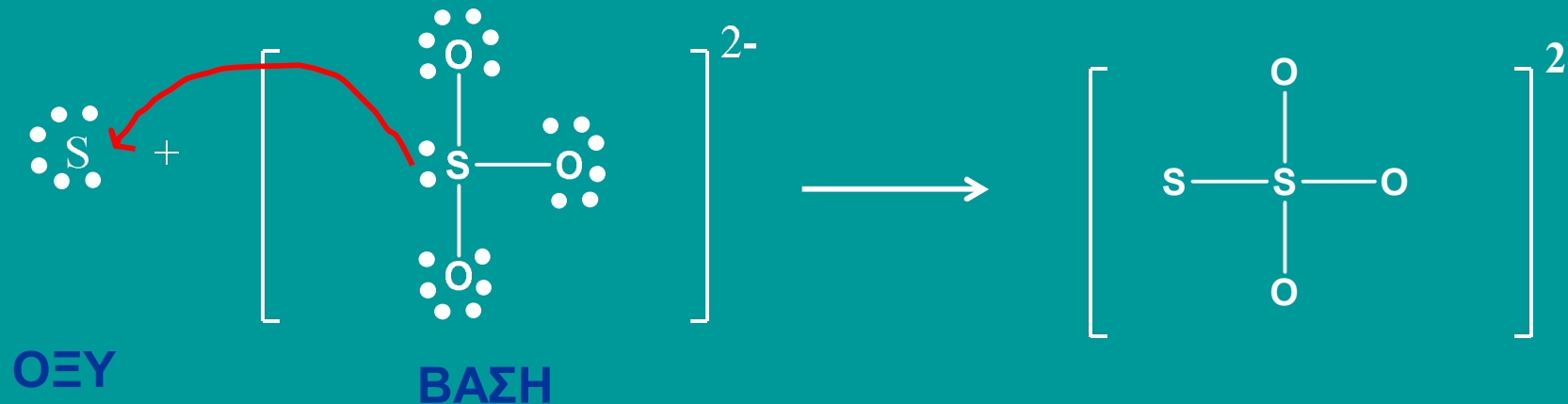
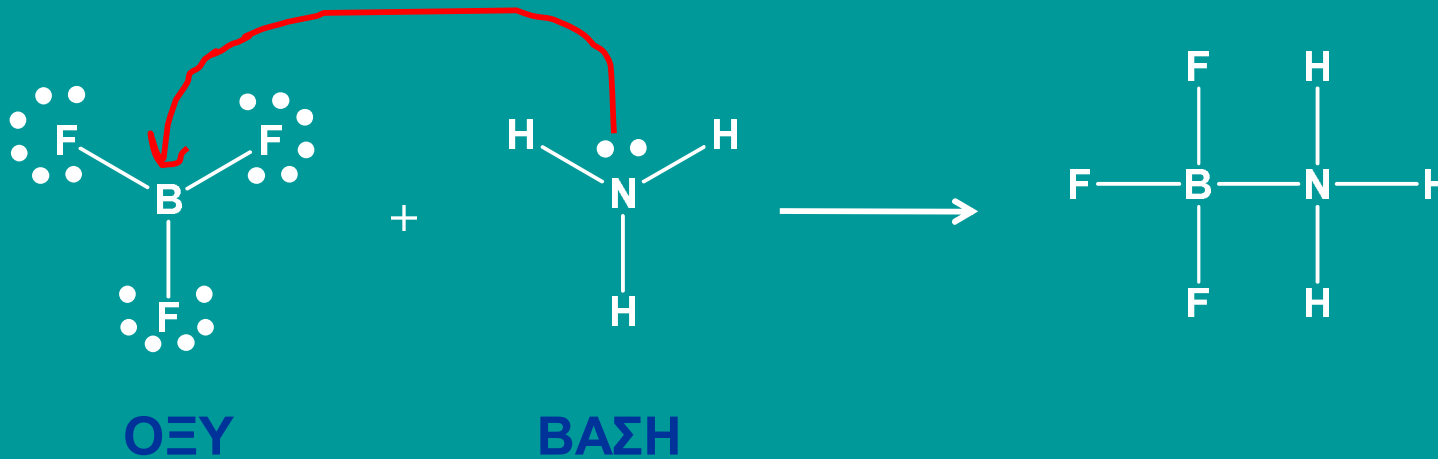
Ισχύς

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΘΕΩΡΙΑ LEWIS

ΟΞΥ: Δέκτης ζεύγους ηλεκτρονίων

ΒΑΣΗ: Δότης ζεύγους ηλεκτρονίων



ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΘΕΩΡΙΑ LEWIS



ΟΞΥ

ΒΑΣΗ



ΟΞΥ

ΒΑΣΗ

Όξινο
κέντρο

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΙΟΝΤΙΚΕΣ ΙΣΟΡΡΟΠΙΕΣ

ΑΣΘΕΝΗ ΜΟΝΟΠΡΩΤΙΚΑ ΟΞΕΑ

	(mol/L)	HA	\rightleftharpoons	H ⁺	+	A ⁻
Αρχικά		c		0		0
Ιοντίζονται – Παράγονται		x		x		x
Ισορροπία		c-x		x		x

ΒΑΘΜΟΣ ΙΟΝΤΙΣΜΟΥ ή ΔΙΑΣΤΑΣΗΣ (α)

$$a = \frac{\text{ιοντιζόμενα}}{\text{αρχικά}} = \frac{x}{c} \quad (0 < \alpha \leq 1)$$

Άν $\alpha=1$ το οξύ είναι ισχυρό ενώ αν $\alpha < 1$ το οξύ είναι ασθενές.

$$\text{ή } \alpha(\%) = \alpha \cdot 100 \quad 0 < \alpha(\%) \leq 100$$

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΙΟΝΤΙΚΕΣ ΙΣΟΡΡΟΠΙΕΣ

ΑΣΘΕΝΗ ΜΟΝΟΠΡΩΤΙΚΑ ΟΞΕΑ



$$K_a = \frac{[H^+].[A^-]}{[HA]}$$

K_a = σταθερά ιοντισμού ή διάστασης του οξέος

ΙΣΧΥΣ



ΟΞΥ	K_a (25 °C)
CCl ₃ COOH	1,3.10 ⁻¹
HCOOH	2,1.10 ⁻⁴
CH ₃ COOH	1,8.10 ⁻⁵
HCN	4.10 ⁻¹⁰

Η σταθερά ιοντισμού είναι μέτρο της ισχύος του οξέος. Όσο μεγαλύτερη είναι η σταθερά ιοντισμού τόσο ισχυρότερο είναι το οξύ.

Η K_a εξαρτάται μόνον από τη θερμοκρασία. Επειδή ο ιοντισμός είναι ενδόθερμη διαδικασία, αυξανόμενης της θερμοκρασίας αυξάνει και η K_a .

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΙΟΝΤΙΚΕΣ ΙΣΟΡΡΟΠΙΕΣ

ΑΣΘΕΝΗ ΜΟΝΟΞΙΝΕΣ ΒΑΣΕΙΣ



$$K = \frac{[HB^+].[OH^-]}{[B].[H_2O]}$$

Επειδή αντιδρά πολύ μικρή ποσότητα νερού, η συγκέντρωσή του παραμένει σταθερή και ενσωματώνεται με τη σταθερά Κ.

Επομένως η σχέση γίνεται:

$$K.[H_2O] = \frac{[HB^+].[OH^-]}{[B]} \longrightarrow K_b = \frac{[HB^+].[OH^-]}{[B]}$$

Η K_b ονομάζεται σταθερά ιοντισμού ή διάστασης της βάσης.

Για την K_b ισχύει ότι και για την K_a .

Επίσης και στον ιοντισμό των βάσεων ορίζεται ο βαθμός ιοντισμού όπως και στα οξέα.

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΙΟΝΤΙΚΕΣ ΙΣΟΡΡΟΠΙΕΣ

ΑΥΤΟΪΟΝΤΙΣΜΟΣ ΤΟΥ ΝΕΡΟΥ

Το χημικά καθαρό νερό παρουσιάζει μια μικρή αγωγιμότητα.
Η αγωγιμότητά του ερμηνεύθηκε με τον αυτοϊοντισμό του.



$$K = \frac{[\text{H}^+].[\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} \longrightarrow K[\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+].[\text{OH}^-] \longrightarrow K_w = [\text{H}^+].[\text{OH}^-]$$

Το K_w εξαρτάται μόνον από τη θερμοκρασία.

Στους 25 °C $K_w = 10^{-14}$.

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΙΟΝΤΙΚΕΣ ΙΣΟΡΡΟΠΙΕΣ

ΑΥΤΟΪΟΝΤΙΣΜΟΣ ΤΟΥ ΝΕΡΟΥ

Ένα υδατικό διάλυμα μπορεί να χαρακτηριστεί ως όξινο, βασικό ή ουδέτερο ανάλογα με τη σχέση που έχουν οι συγκεντρώσεις των H^+ και OH^- .

1. Αν $[H^+] > [OH^-]$ το διάλυμα είναι όξινο.
2. Αν $[H^+] < [OH^-]$ το διάλυμα είναι βασικό.
3. Αν $[H^+] = [OH^-]$ το διάλυμα είναι ουδέτερο.

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΙΟΝΤΙΚΕΣ ΙΣΟΡΡΟΠΙΕΣ

pH

$$pH = -\log[H^+]$$

$$pOH = -\log[OH^-]$$

$$pK = -\log K$$

$$K_w = [H^+].[OH^-] \longrightarrow \log K_w = \log[H^+] + \log[OH^-] \longrightarrow$$

$$\{-\log K_w\} = \{-\log[H^+]\} + \{-\log[OH^-]\} \longrightarrow \boxed{pK_w = pH + pOH}$$

Στους 25 °C $K_w=10^{-14}$ και επομένως $pH + pOH=14$.

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΙΟΝΤΙΚΕΣ ΙΣΟΡΡΟΠΙΕΣ

pH

Όξινο διάλυμα

$$\left. \begin{array}{l} [H^+] > [OH^-] \\ [H^+].[OH^-] = K_w \end{array} \right\} \longrightarrow [H^+] > \sqrt{K_w} \longrightarrow \log[H^+] > \frac{1}{2}\log K_w \longrightarrow$$

$$-\log[H^+] < \frac{1}{2}(-\log K_w) \longrightarrow pH < \frac{pK_w}{2}$$

$$\text{Αν η θερμοκρασία είναι } 25 \text{ }^\circ\text{C} \longrightarrow K_w = 10^{-14} \longrightarrow pK_w = 14 \longrightarrow$$

pH < 7

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΙΟΝΤΙΚΕΣ ΙΣΟΡΡΟΠΙΕΣ

pH

Όμοια αποδεικνύεται ότι σε βασικό διάλυμα $pH > pK_w/2$ ($pH > 7$ στους $25^\circ C$) και σε ουδέτερο διάλυμα $pH = pK_w/2$ ($pH = 7$ στους $25^\circ C$).

ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΕΙΣ

A. Το pH ενός διαλύματος εξαρτάται:

1. Από τη θερμοκρασία

2. Από την ισχύ του οξέος ή της βάσης.

Όσο ισχυρότερο είναι ένα οξύ τόσο μικρότερο είναι το pH του ενώ όσο ισχυρότερη είναι μια βάση τόσο μεγαλύτερο το pH της.

3. Από τη συγκέντρωση του οξέος ή της βάσης.

Όσο μεγαλύτερη είναι η συγκέντρωση ενός οξέος τόσο μικρότερο είναι το pH του ενώ όσο μεγαλύτερη η συγκέντρωση μιας βάσης τόσο μεγαλύτερο είναι το pH της.

Η παραπάνω σχέση ισχύει πρακτικά για συγκεντρώσεις μικρότερες ή ίσες του 1M.

B. Όταν ένα διάλυμα αραιώνεται το διάλυμα τείνει να γίνει ουδέτερο.

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΙΟΝΤΙΚΕΣ ΙΣΟΡΡΟΠΙΕΣ

pH

ΑΣΚΗΣΗ

Ένα διάλυμα έχει pH=7 στους 50 °C. Το διάλυμα είναι όξινο, βασικό ή ουδέτερο;

ΛΥΣΗ



Επειδή ο ιοντισμός του νερού είναι ενδόθερμη αντίδραση, σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier, αυξανόμενης της θερμοκρασίας η ισορροπία μετατοπίζεται δεξιά και το K_w αυξάνει.

Στους 25 °C το $K_w=10^{-14}$ και στους 50 °C $K'_w=10^{-\alpha}$ με $10^{-\alpha}>10^{-14}$.

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΙΟΝΤΙΚΕΣ ΙΣΟΡΡΟΠΙΕΣ

pH

$$10^{-\alpha} > 10^{-14} \longrightarrow \alpha < 14 \longrightarrow \alpha/2 < 7 \quad (1)$$

Στους 50 °C το διάλυμα είναι ουδέτερο όταν $\text{pH} = \alpha/2$, όξινο αν $\text{pH} < \alpha/2$ και βασικό αν $\text{pH} > \alpha/2$.

Επομένως από τη σχέση (1) προκύπτει ότι το διάλυμα είναι βασικό.

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΑΣΚΗΣΗ

Ένα υδατικό διάλυμα NH_3 συγκέντρωσης 1M αραιώνεται μέχρις δεκαπλάσιασμού του όγκου του. Ποιο το pH και ο βαθμός διάστασης τόσο του αρχικού όσο και του αραιωμένου διαλύματος. Δίνεται $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$ και $K_w = 10^{-14}$.

ΛΥΣΗ

Για το διάλυμα πριν την αρραίωση.

	(mol/L)	NH_3	$+$	H_2O	\rightleftharpoons	NH_4^+	$+$	OH^-
Αρχικά		1	-			0		0
Ιοντίζονται – Παράγονται		x	-			x		x
Ισορροπία		1-x	-			x		x

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x^2}{1-x} \cong x^2 \longrightarrow x = 4,24 \cdot 10^{-3} \longrightarrow \text{pOH} = -\log(4,24 \cdot 10^{-3}) = 2,37$$

→ pH = 14 - 2,37 = 11,63

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

Βαθμός διάστασης (α)

$$\alpha(\%) = \frac{\text{δυστάμενα}}{\text{αρχικά}} \cdot 100 = \frac{\chi}{1} \cdot 100 = \frac{4,24 \cdot 10^{-3}}{1} \cdot 100$$

Άρα $\alpha = 0,424\%$

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΑΣΚΗΣΗ

Για το διάλυμα μετά την αραίωση.

Πρέπει αρχικά να βρούμε τη συγκέντρωση του διαλύματος. Από τον τύπο της αραίωσης έχουμε:

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2 \quad \rightarrow \quad 1 \cdot V = C_2 \cdot 10V \quad \rightarrow \quad C_2 = 0,1 \text{ mol/L}$$

	(mol/L)	NH_3	$+$	H_2O	\rightleftharpoons	NH_4^+	$+$	OH^-
Αρχικά		0,1	-			0		0
Ιοντίζονται – Παράγονται		ψ	-			ψ		ψ
Ισορροπία		$0,1 - \psi$	-			ψ		ψ

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{\psi^2}{0,1 - \psi} \cong \frac{\psi^2}{0,1} \rightarrow \psi = 1,34 \cdot 10^{-3} \rightarrow \text{pOH} = -\log(1,34 \cdot 10^{-3}) = 2,87$$

$$\rightarrow \text{pH} = 14 - 2,87 = 11,13$$

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

Βαθμός διάστασης (α)

$$\alpha(\%) = \frac{\psi}{0,1} \cdot 100 = \frac{1,34 \cdot 10^{-3}}{0,1} \cdot 100$$

Άρα $\alpha = 1,34 \%$

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΕΠΙΔΡΑΣΗ ΚΟΙΝΟΥ ΙΟΝΤΟΣ

Έστω διάλυμα CH_3COOH .
Τότε επικρατεί η ισορροπία.



Αν στο διάλυμα προσθέσουμε στερεό CH_3COONa τότε αυτό διίσταται.



Επομένως αυξάνει η συγκέντρωση των CH_3COO^- (**κοινό ιόν**) και σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier η ισορροπία μετατοπίζεται αριστερά.

Αυτό έχει ως αποτέλεσμα:

- 1) τη μείωση του βαθμού ιοντισμού του CH_3COOH
- 2) τη μείωση της συγκέντρωσης των H^+ και επομένως αύξηση του pH καθώς και τη μείωση της συγκέντρωσης των CH_3COO^- .

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΡΥΘΜΙΣΤΙΚΑ ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

Ρυθμιστικό λέγεται το διάλυμα το οποίο διατηρεί το pH του πρακτικά σταθερό, αν σε αυτό προστεθεί μικρή ποσότητα οξέος ή βάσης ή αραιωθεί σε <<λογικά>> πλαίσια .

Τα ρυθμιστικά διαλύματα είναι μίγματα ασθενών οξέων με τα άλατά τους ή ασθενών βάσεων με τα άλατά τους , δηλαδή μίγματα ασθενών οξέων με τις συζυγείς βάσεις τους.

ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ

1. Διάλυμα $\text{CH}_3\text{COOH} - \text{CH}_3\text{COONa}$



($\text{CH}_3\text{COOH} - \text{CH}_3\text{COO}^-$ συζυγές ζεύγος)

2. Διάλυμα $\text{NH}_3 - \text{NH}_4\text{Cl}$



($\text{NH}_4^+ - \text{NH}_3$ συζυγές ζεύγος)

3. Διάλυμα $\text{H}_3\text{PO}_4 - \text{KH}_2\text{PO}_4$



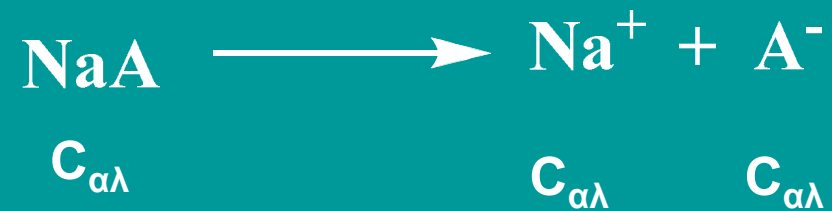
($\text{H}_3\text{PO}_4 - \text{H}_2\text{PO}_4^-$ συζυγές ζεύγος)

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΡΥΘΜΙΣΤΙΚΑ ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΣ pH ΡΥΘΜΙΣΤΙΚΩΝ ΔΙΑΛΥΜΑΤΩΝ- ΕΙΣΩΣΗ Henderson - Hasselbach

Έστω το ρυθμιστικό διάλυμα ΗΑ - ΝαΑ με συγκεντρώσεις $C_{οξ}$ και $C_{αλ}$ αντίστοιχα.



Αρχικά	$C_{οξ}$	0	0
Ιοντ,-Παρ.	x	x	x
Ισορ.	$C_{οξ} - x$	x	x

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΡΥΘΜΙΣΤΙΚΑ ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΣ pH ΡΥΘΜΙΣΤΙΚΩΝ ΔΙΑΛΥΜΑΤΩΝ- ΕΞΙΣΩΣΗ Henderson - Hasselbach

$$[HA] = C_{οξ} - \chi \approx C_{οξ}$$

$$[NaA] = C_{αλ} + \chi \approx C_{αλ}$$

$$K_{\alpha} = \frac{[H^{+}] \cdot [A^{-}]}{[HA]} \longrightarrow [H^{+}] = K_{\alpha} \cdot \frac{[HA]}{[A^{-}]} \longrightarrow \log[H^{+}] = \log K_{\alpha} + \log \frac{[HA]}{[A^{-}]}$$
$$\longrightarrow \{-\log[H^{+}]\} = \{-\log K_{\alpha}\} + \log \frac{[A^{-}]}{[HA]} \longrightarrow pH = pK_{\alpha} + \log \frac{[A^{-}]}{[HA]} \longrightarrow$$

$$pH = pK_{\alpha} + \log \frac{C_{αλ}}{C_{οξ}}$$

Εξίσωση Henderson - Hasselbach

Η αντίστοιχη εξίσωση για ρυθμιστικό διάλυμα βάσης με το άλας της είναι:

$$pOH = pK_b + \log \frac{C_{αλ}}{C_{βασης}}$$

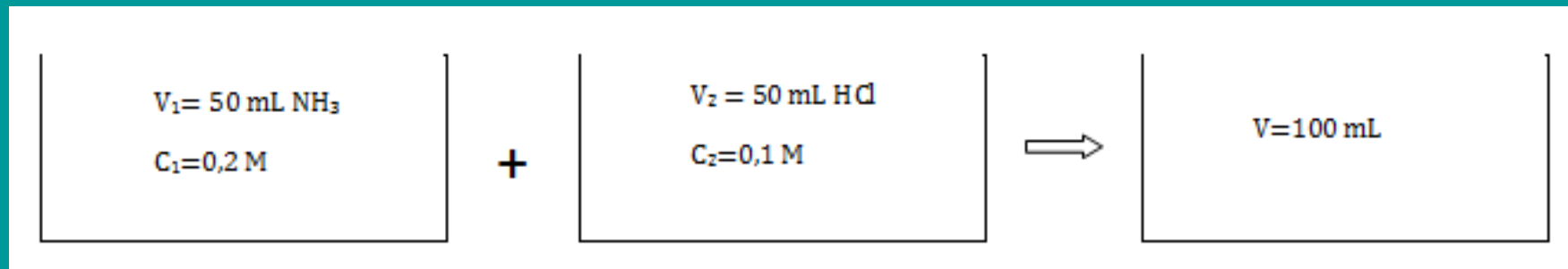
ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΡΥΘΜΙΣΤΙΚΑ ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

ΑΣΚΗΣΗ

Να υπολογιστεί το pH του διαλύματος που θα προκύψει από την ανάμιξη 50 mL διαλύματος NH_3 0,2 M και 50 mL διαλύματος HCl 0,1 M. Δίνεται K_b $1,82 \cdot 10^{-5}$.

ΛΥΣΗ



$$\text{NH}_3: C_1 V_1 = C_1' \cdot V \longrightarrow 0,2 \text{ M} \cdot 50 \text{ mL} = C_1' \cdot 100 \text{ mL} \longrightarrow C_1' = 0,1 \text{ M}$$

$$\text{HCl}: C_2 V_2 = C_2' \cdot V \longrightarrow 0,1 \text{ M} \cdot 50 \text{ mL} = C_2' \cdot 100 \text{ mL} \longrightarrow C_2' = 0,05 \text{ M}$$



ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΡΥΘΜΙΣΤΙΚΑ ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

Μετά την αντίδραση έχουμε: $[NH_3]=0,05\text{ M}$ και $[NH_4Cl]=0,05\text{ M}$.

Το διάλυμα είναι ρυθμιστικό και επομένως θα ισχύει:

$$pOH = pK_b + \log \frac{[NH_4Cl]}{[NH_3]} \longrightarrow pOH = -\log(1,8 \cdot 10^{-5}) + \log \frac{[0,05]}{[0,05]} = 4,74$$

$$\longrightarrow \text{pH} = 14 - 4,74 = 9,26$$

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΡΥΘΜΙΣΤΙΚΑ ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

ΤΡΟΠΟΣ ΔΡΑΣΗΣ ΤΩΝ ΡΥΘΜΙΣΤΙΚΩΝ ΔΙΑΛΥΜΑΤΩΝ

Έστω το ρυθμιστικό διάλυμα $\text{CH}_3\text{COONa} - \text{CH}_3\text{COOH}$.

Τα συστατικά του δίστανται σύμφωνα με τις χημικές εξισώσεις:



1. Όταν προστεθεί μικρή ποσότητα οξέος, δηλαδή H^+ , η ισορροπία θα μετατοπιστεί αριστερά αλλά όχι σημαντικά και επομένως οι συγκεντρώσεις των CH_3COOH και CH_3COO^- δεν θα μεταβληθούν σημαντικά και επομένως το pH του ρυθμιστικού διαλύματος θα παραμείνει πρακτικά σταθερό.
2. Όταν προστεθεί μικρή ποσότητα βάσης, δηλαδή OH^- , μικρό μέρος των H^+ θα εξουδετερωθεί, η ισορροπία θα μετατοπιστεί δεξιά αλλά όχι σημαντικά και επομένως οι συγκεντρώσεις των CH_3COOH και CH_3COO^- δεν θα μεταβληθούν σημαντικά και επομένως το pH του ρυθμιστικού διαλύματος θα παραμείνει πρακτικά σταθερό.
3. Εάν το ρυθμιστικό διάλυμα αραιωθεί το πηλίκο $[\text{CH}_3\text{COONa}]/[\text{CH}_3\text{COOH}]$ θα παραμείνει σταθερό και επομένως και το pH του ρυθμιστικού διαλύματος θα παραμείνει πρακτικά σταθερό. Αν όμως οι συγκεντρώσεις των συστατικών του ρυθμιστικού διαλύματος γίνουν μικρότερες ή ίσες από 10^{-3} M τότε το διάλυμα παύει να είναι ρυθμιστικό.

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΡΥΘΜΙΣΤΙΚΑ ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

ΡΥΘΜΙΣΤΙΚΗ ΙΚΑΝΟΤΗΤΑ

Η ρυθμιστική ικανότητα ενός ρυθμιστικού διαλύματος ισούται με τον αριθμό των mol ισχυρού οξέος ή ισχυρής βάσης τα οποία προστιθέμενα σε 1 L του ρυθμιστικού διαλύματος μεταβάλλουν την τιμή pH του κατά μία μονάδα.

$$\beta = \frac{\Delta B}{\Delta(pH)}$$

Δείκτης ρυθμιστικού διαλύματος

Ποσότητα (mol) ισχυρού οξέος ή βάσης που προστίθενται.

Μεταβολή pH

Ένα ρυθμιστικό διάλυμα έχει επαρκή ρυθμιστική ικανότητα όταν:

$$0,1 \leq \frac{C_{\alpha\lambda\alpha\tau\omicron\varsigma}}{C_{\omicron\zeta\acute{\epsilon}\omicron\varsigma}} \leq 10$$

Με βάση τον τύπο των Henderson-Hasselbalch η επαρκής ρυθμιστική ικανότητα, σε μονάδες pH, καλύπτει την περιοχή $pK_a - 1$ έως $pK_a + 1$.

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΡΥΘΜΙΣΤΙΚΑ ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

ΕΦΑΡΜΟΓΕΣ

1. Σε πάρα πολλές χημικές και βιολογικές διεργασίες απαιτείται η σταθερότητα του pH. Αυτό εξασφαλίζεται με ρυθμιστικά διαλύματα. Για παράδειγμα στο πλάσμα του αίματος το pH διατηρείται σταθερό με τη βοήθεια ρυθμιστικών διαλυμάτων από ανθρακικά και φωσφορικά ιόντα και από πρωτεΐνες.
2. Τα ένζυμα είναι ευαίσθητα σε μεταβολές του pH. Για το λόγο αυτό στις διάφορες ενζυμικές αντιδράσεις το pH ρυθμίζεται με ρυθμιστικά διαλύματα στη βέλτιστη, για το ένζυμο, τιμή του.
3. Χρησιμοποιούνται στη βαθμονόμηση πεχαμέτρων, στους διάφορους αναλυτικούς διαχωρισμούς.
4. Σε πολλούς κλάδους της χημικής βιομηχανίας (παραγωγή φωτογραφικών υλικών, χρωμάτων, επεξεργασίας δέρματος κλπ).

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΙΟΝΤΙΣΜΟΣ ΠΟΛΥΠΡΩΤΙΚΩΝ ΟΞΕΩΝ

Πολυπρωτικά ονομάζονται τα οξέα που διαθέτουν περισσότερα του ενός όξινα υδρογόνα.

ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ

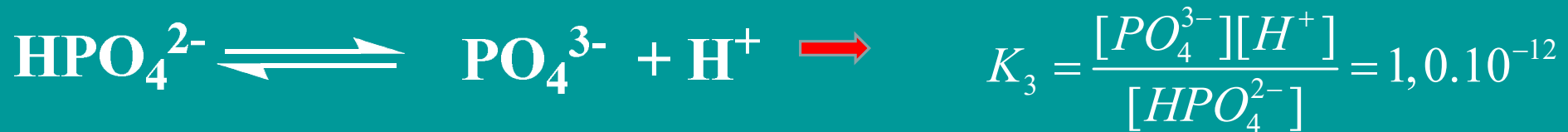
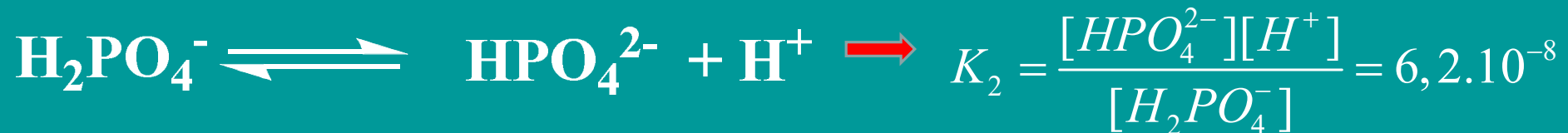
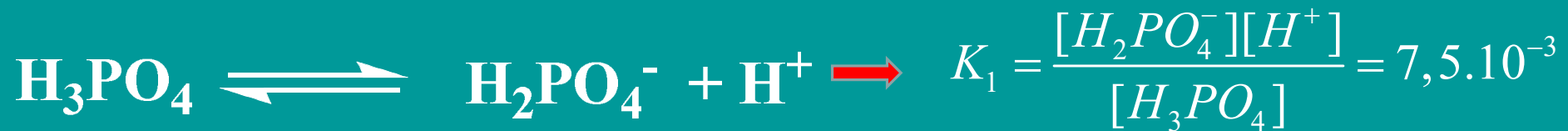


Τα πολυπρωτικά οξέα ιοντίζονται κατά στάδια έχοντας σταθερές ιοντισμού K_1, K_2, \dots

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΙΟΝΤΙΣΜΟΣ ΠΟΛΥΠΡΩΤΙΚΩΝ ΟΞΕΩΝ

ΙΟΝΤΙΣΜΟΣ H_3PO_4



$$K_1 > K_2 > K_3$$

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΙΟΝΤΙΣΜΟΣ ΠΟΛΥΠΡΩΤΙΚΩΝ ΟΞΕΩΝ

ΙΟΝΤΙΣΜΟΣ H_3PO_4

Εάν θεωρήσουμε ότι ο ιοντισμός γίνεται σε ένα στάδιο, τότε έχουμε:



Πολλαπλασιάζοντας τις K_1, K_2, K_3 προκύπτει ότι :

$$K = K_1 \cdot K_2 \cdot K_3$$

ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΗ

- Αν ζητούνται οι συγκεντρώσεις $[H_3PO_4], [H^+], [PO_4^{3-}]$ τότε μπορούμε να χρησιμοποιήσουμε το συνολικό ιοντισμό.
- Αν όμως ζητούνται οι συγκεντρώσεις $[H_2PO_4^-], [HPO_4^{2-}]$ πρέπει να χρησιμοποιήσουμε τους επιμέρους ιοντισμούς.

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΙΟΝΤΙΣΜΟΣ ΠΟΛΥΠΡΩΤΙΚΩΝ ΟΞΕΩΝ

ΑΣΚΗΣΗ

Κορεσμένο διάλυμα H_2S έχει συγκέντρωση 0,1 Μ. Να υπολογιστεί το pH και οι συγκεντρώσεις $[\text{H}_2\text{S}]$, $[\text{HS}^-]$, $[\text{S}^{2-}]$. Δίνονται οι σταθερές ιοντισμού $K_1=1,0 \cdot 10^{-7}$ και $K_2=1,0 \cdot 10^{-14}$.

ΛΥΣΗ



Αρχικά	0,1	0	0
Ιοντίζονται-Παράγονται	x	x	x
Ισορροπία	0,1-x	x	x

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΙΟΝΤΙΣΜΟΣ ΠΟΛΥΠΡΩΤΙΚΩΝ ΟΞΕΩΝ



Αρχικά	x	0	x
Ιοντίζονται-Παράγονται	ψ	ψ	ψ
Ισοροπία	x-ψ	ψ	x+ψ

Επειδή $K_1 \gg K_2$ προκύπτει ότι $\psi \ll x$. Επομένως:

$$[\text{H}_2\text{S}] = 0,1 - x \approx 0,1, [\text{HS}^-] = x - \psi \approx x, [\text{S}^{2-}] = \psi, [\text{H}^+] = x + \psi \approx x$$

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΙΟΝΤΙΣΜΟΣ ΠΟΛΥΠΡΩΤΙΚΩΝ ΟΞΕΩΝ

$$K_1 = \frac{[HS^-] \cdot [H^+]}{[H_2S]} \rightarrow 1,0 \cdot 10^{-7} = \frac{x^2}{0,1} \rightarrow x = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$K_2 = \frac{[H^+] \cdot [S^{2-}]}{[HS^-]} \rightarrow 1,0 \cdot 10^{-14} = \frac{x \cdot \psi}{x} \rightarrow \psi = 1,0 \cdot 10^{-14} \text{ M}$$

Επομένως έχουμε:

$$[H_2S] = 0,1 \text{ M}, [HS^-] = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ M}, [S^{2-}] = 1,0 \cdot 10^{-14} \text{ M}$$

$$[H^+] = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ M} \text{ και επομένως } \text{pH} = 4$$

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΥΔΡΟΛΥΣΗ

Υδρόλυση είναι η αντίδραση ενός ιόντος που προέρχεται από άλας με νερό. Κατά την υδρόλυση προκύπτει το συζυγές οξύ ή η συζυγής βάση του ιόντος. Για να πραγματοποιηθεί η υδρόλυση πρέπει το οξύ ή η βάση που προκύπτει να είναι ασθενής.

ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ



Επειδή η NH_3 είναι ασθενής βάση η υδρόλυση πραγματοποιείται.



Το HCl είναι ισχυρό οξύ και ιοντίζεται πλήρως.



Επομένως η υδρόλυση των Cl^- δεν πραγματοποιείται.

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΥΔΡΟΛΥΣΗ

ΥΔΡΟΛΥΣΗ ΑΝΙΟΝΤΟΣ

Έστω το ασθενές οξύ ΗΑ.



Η υδρόλυση του A^- πραγματοποιείται μέσω της αντίδρασης:



$$K = \frac{[\text{HA}].[\text{OH}^-]}{[\text{A}^-].[\text{H}_2\text{O}]} \longrightarrow K_h = \frac{[\text{HA}].[\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} \longrightarrow K_h = \frac{[\text{HA}].[\text{OH}^-].[\text{H}^+]}{[\text{A}^-].[\text{H}^+]}$$

(1) \longrightarrow

$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΥΔΡΟΛΥΣΗ

ΥΔΡΟΛΥΣΗ ΚΑΤΙΟΝΤΟΣ

Έστω η ασθενής βάση ΒΟΗ.



Η υδρόλυση του B^+ πραγματοποιείται μέσω της αντίδρασης:



$$K = \frac{[\text{BOH}].[\text{H}^+]}{[\text{B}^+].[\text{H}_2\text{O}]} \quad \rightarrow \quad K_h = \frac{[\text{BOH}].[\text{H}^+]}{[\text{B}^+]} \quad \rightarrow \quad K_h = \frac{[\text{BOH}].[\text{H}^+].[\text{OH}^-]}{[\text{B}^+].[\text{OH}^-]}$$

(2) \rightarrow

$$K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΥΔΡΟΛΥΣΗ

ΥΔΡΟΛΥΣΗ ΚΑΤΙΟΝΤΟΣ ΚΑΙ ΑΝΙΟΝΤΟΣ



$$K = \frac{[HA].[BOH]}{[A^-].[B^+].[H_2O]} \rightarrow K_h = \frac{[HA].[BOH]}{[A^-].[B^+]}$$

$$K_h = \frac{[HA][BOH][H^+][OH^-]}{[A^-][B^+][H^+][OH^-]}$$

(1), (2) →

$$K_h = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$$

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΥΔΡΟΛΥΣΗ

ΠΟΙΟΤΙΚΗ ΠΡΟΒΛΕΨΗ ΤΟΥ pH ΔΙΑΛΥΜΑΤΟΣ

ΑΣΚΗΣΗ

Να χαρακτηριστούν τα διαλύματα των παρακάτω ενώσεων ως όξινα , βασικά ή ουδέτερα.

α) CH_3COONa , β) NH_4Cl , γ) KCl , δ) $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, ε) NH_4CN

Δίνονται οι σταθερές ιοντισμού : $K_{\text{CH}_3\text{COOH}}=1,8 \cdot 10^{-5}$, $K_{\text{NH}_3}=1,8 \cdot 10^{-5}$, $K_{\text{HCN}}=4 \cdot 10^{-10}$

ΛΥΣΗ

α) Το CH_3COONa διίσταται: $\text{CH}_3\text{COONa} \longrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+$

Το Na^+ δεν υδρολύεται γιατί προκύπτει ισχυρή βάση (NaOH).

Τα CH_3COO^- υδρολύεται γιατί προκύπτει ασθενές οξύ (CH_3COOH).



Επειδή προκύπτουν OH^- το διάλυμα είναι βασικό.

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΥΔΡΟΛΥΣΗ

ΠΟΙΟΤΙΚΗ ΠΡΟΒΛΕΨΗ ΤΟΥ pH ΔΙΑΛΥΜΑΤΟΣ

ΑΣΚΗΣΗ

β) Το NH_4Cl δίσταται: $\text{NH}_4\text{Cl} \longrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$

Το Cl^- δεν υδρολύεται γιατί προκύπτει ισχυρό οξύ (HCl).

Το NH_4^+ υδρολύεται γιατί προκύπτει ασθενής βάση (NH_3).



Επειδή προκύπτουν H_3O^+ το διάλυμα είναι όξινο.

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΥΔΡΟΛΥΣΗ

ΠΟΙΟΤΙΚΗ ΠΡΟΒΛΕΨΗ ΤΟΥ pH ΔΙΑΛΥΜΑΤΟΣ

ΑΣΚΗΣΗ

γ) Το KCl διίσταται: $\text{KCl} \longrightarrow \text{K}^+ + \text{Cl}^-$

Το K^+ δεν υδρολύεται γιατί προκύπτει ισχυρή βάση (KOH).

Το Cl^- δεν υδρολύεται γιατί προκύπτει ισχυρό οξύ (HCl).

Επειδή δεν προκύπτουν ούτε H_3O^+ ή OH^- το διάλυμα είναι ουδέτερο.

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΥΔΡΟΛΥΣΗ

ΠΟΙΟΤΙΚΗ ΠΡΟΒΛΕΨΗ ΤΟΥ pH ΔΙΑΛΥΜΑΤΟΣ

ΑΣΚΗΣΗ

δ) Το $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ δίσταται: $\text{CH}_3\text{COONH}_4 \longrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{NH}_4^+$

Το CH_3COO^- υδρολύεται γιατί προκύπτει ασθενές οξύ (CH_3COOH).



$$K_{h1} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΥΔΡΟΛΥΣΗ

ΠΟΙΟΤΙΚΗ ΠΡΟΒΛΕΨΗ ΤΟΥ pH ΔΙΑΛΥΜΑΤΟΣ

ΑΣΚΗΣΗ

Το NH_4^+ υδρολύεται γιατί προκύπτει ασθενής βάση (NH_3).



$$K_{h2} = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10} = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

Επειδή $K_{h1} = K_{h2}$ και οι συγκεντρώσεις των CH_3COO^- και NH_4^+ είναι ίσες, επειδή προέρχονται από το ίδιο άλας ($\text{CH}_3\text{COONH}_4$), θα ισχύει ότι $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$.

Επομένως το διάλυμα θα είναι ουδέτερο.

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΥΔΡΟΛΥΣΗ

ΠΟΙΟΤΙΚΗ ΠΡΟΒΛΕΨΗ ΤΟΥ pH ΔΙΑΛΥΜΑΤΟΣ

ΑΣΚΗΣΗ

ε) Το NH_4CN δίσταται: $\text{NH}_4\text{CN} \longrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{CN}^-$

Το NH_4^+ υδρολύεται γιατί προκύπτει ασθενής βάση (NH_3).



$$K_{h1} = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10} = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΥΔΡΟΛΥΣΗ

ΠΟΙΟΤΙΚΗ ΠΡΟΒΛΕΨΗ ΤΟΥ pH ΔΙΑΛΥΜΑΤΟΣ

ΑΣΚΗΣΗ



Το CN^- υδρολύεται γιατί προκύπτει ασθενές οξύ (HCN).

$$K_{h2} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{4,0 \cdot 10^{-10}} = 2,5 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{HCN}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]}$$

Επειδή $K_{h1} < K_{h2}$ και οι συγκεντρώσεις των NH_4^+ και CN^- είναι ίσες, διότι προέρχονται από το ίδιο άλας (NH_4CN), θα ισχύει ότι $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$.

Επομένως το διάλυμα θα είναι βασικό.

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

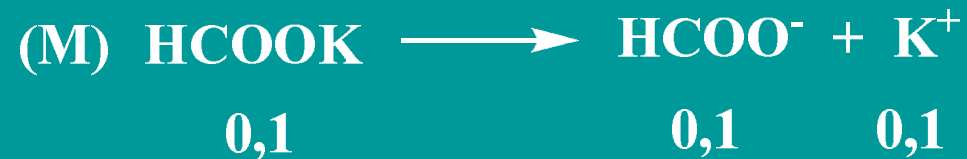
ΥΔΡΟΛΥΣΗ

ΑΣΚΗΣΗ

Να υπολογιστεί ο βαθμός υδρόλυσης και το pH διαλύματος HCOOK 0,1 M.
 $K_{\text{HCOOH}}=2,1 \cdot 10^{-4}$

ΛΥΣΗ

Το HCOOK δίσταται.



Το HCOO⁻ υδρολύεται ενώ το K⁺ όχι.

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΥΔΡΟΛΥΣΗ



Αρχικά	0,1	-	0	0
Υδρ.-Παρ.	x	-	x	x
Ισορροπία	0,1-x	-	x	x

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{[\text{HCOOH}][\text{OH}^-]}{[\text{HCOO}^-]} \rightarrow \frac{10^{-14}}{2,1 \cdot 10^{-4}} = \frac{x^2}{0,1 - x}$$

Επειδή $x \ll 0,1$ προκύπτει ότι $x = 0,22 \cdot 10^{-5} \text{ M}$.

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΥΔΡΟΛΥΣΗ

Βαθμός υδρόλυσης (α_h).

$$a_h = \frac{\text{υδρολυόμενα}}{\text{αρχικά}} \cdot 100 \rightarrow a_h = \frac{\chi}{0,1} \cdot 100 = \frac{0,22 \cdot 10^{-5}}{0,1} \cdot 100 \rightarrow$$

$$\alpha_h = 2,2 \cdot 10^{-3} \%$$

pH

$$\text{pOH} = -\log x = -\log 0,22 \cdot 10^{-5} = 5,7 \rightarrow \text{pH} = 14 - 5,7 = 8,3$$

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΔΕΙΚΤΕΣ

Πρωτολυτικοί δείκτες ή απλώς δείκτες είναι ασθενή οργανικά οξέα ή ασθενείς οργανικές βάσεις, των οποίων το χρώμα εξαρτάται από την τιμή του pH του διαλύματος.



Χρώμα 1

Χρώμα 2

Εάν το pH μειωθεί, δηλαδή αυξηθεί η συγκέντρωση των H^+ τότε η ισορροπία θα μετατοπιστεί προς τα αριστερά και θα επικρατήσει το χρώμα 1.

Αν αντίθετα το pH αυξηθεί, δηλαδή μειωθεί η συγκέντρωση των H^+ τότε η ισορροπία θα μετατοπιστεί προς τα δεξιά και θα επικρατήσει το χρώμα 2.

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΔΕΙΚΤΕΣ

$$K_{HI_n} = \frac{[H^+].[In^-]}{[HI_n]} \rightarrow pH = pK_{HI_n} + \log \frac{[In^-]}{[HI_n]} \quad (1)$$

(Η σχέση (1) αποδεικνύεται όπως και ο τύπος των Henderson-Hasselbalch για τα ρυθμιστικά διαλύματα).

Για να παρατηρήσουμε αλλαγή στο χρώμα πρέπει η μία από τις δύο έγχρωμες μορφές να βρίσκεται (θεωρητικά) σε αναλογία 1: 10 προς την άλλη.

Επομένως η σχέση (1) γίνεται:

1. Αν $[In^-]/[HI_n] 1/10$, επικρατεί το χρώμα 1 και τότε $pH=pK_{HI_n} -1$
2. Αν $[In^-]/[HI_n] 10/1$, επικρατεί το χρώμα 2 και τότε $pH=pK_{HI_n} +1$

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

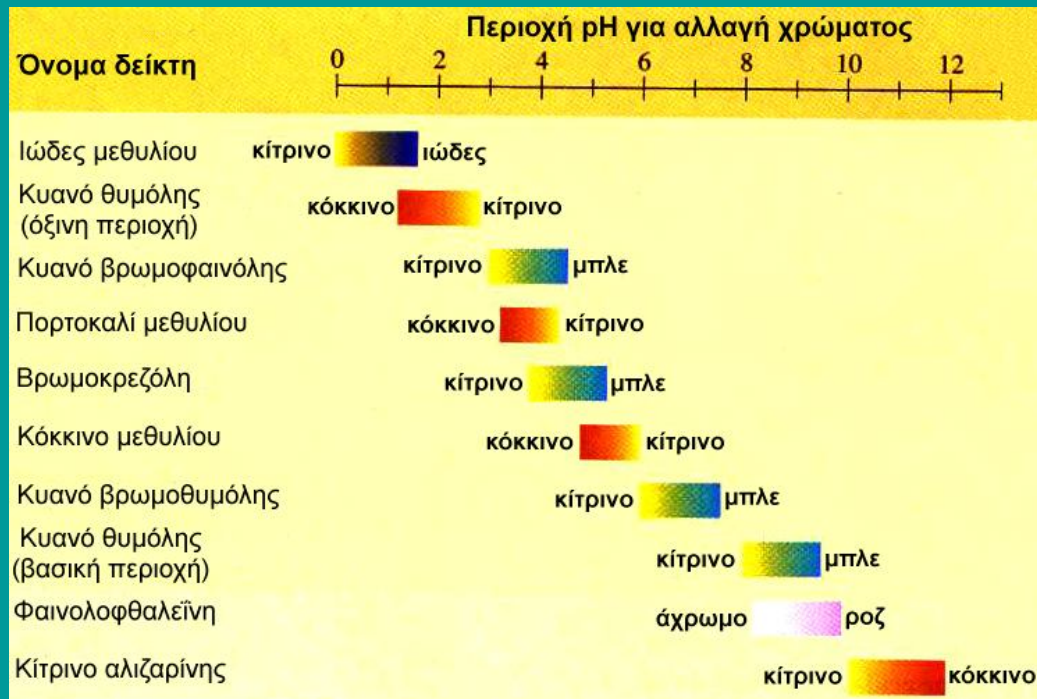
ΔΕΙΚΤΕΣ



Η περιοχή χρωματικής αλλαγής και συνεπώς η περιοχή χρήσης του έχει, θεωρητικά, εύρος 2 μονάδες pH.

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΔΕΙΚΤΕΣ



Πρακτικά η περιοχή της χρωματικής αλλαγής κάθε δείκτη ποικίλλει.

Πεχαμετρικό χαρτί (κατά προσέγγιση προσδιορισμός του pH)

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΟΓΚΟΜΕΤΡΗΣΕΙΣ ΟΞΕΟΣ-ΒΑΣΗΣ

Ογκομέτρηση είναι η διαδικασία προσδιορισμού της συγκέντρωσης μιας ουσίας , γνωστού όγκου, με μέτρηση του όγκου που απαιτείται για να αντιδράσει ποσοτικά η ουσία αυτή με άλλο αντιδραστήριο του οποίου η συγκέντρωση είναι γνωστή (**πρότυπο διάλυμα**).

Ισοδύναμο σημείο: Είναι το σημείο στο οποίο οι δύο ουσίες (πρότυπο διάλυμα , ογκομετρούμενη ουσία) έχουν αντιδράσει στοιχειομετρικά.

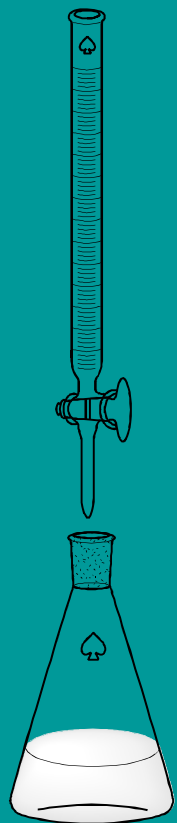
Για τον προσδιορισμό του ισοδυναμού σημείου χρησιμοποιούνται , συνήθως, δείκτες.

Τελικό σημείο: Είναι το σημείο στο οποίο παρατηρείται χρωματική αλλαγή.

Όσο πιο κοντά βρίσκονται το ισοδύναμο και το τελικό σημείο τόσο ακριβέστερη είναι η ογκομέτρηση.

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΟΓΚΟΜΕΤΡΗΣΕΙΣ ΟΞΕΟΣ-ΒΑΣΗΣ

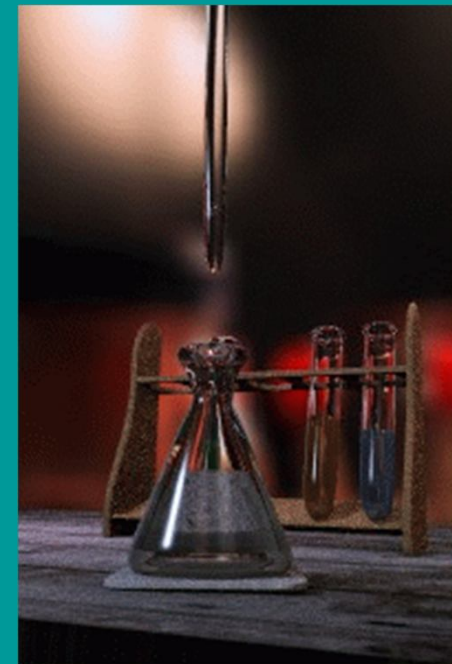


Πρότυπο διάλυμα

οξύ → οξυμετρία

βάση → αλκαλιμετρία

Ογκομετρούμενο διάλυμα

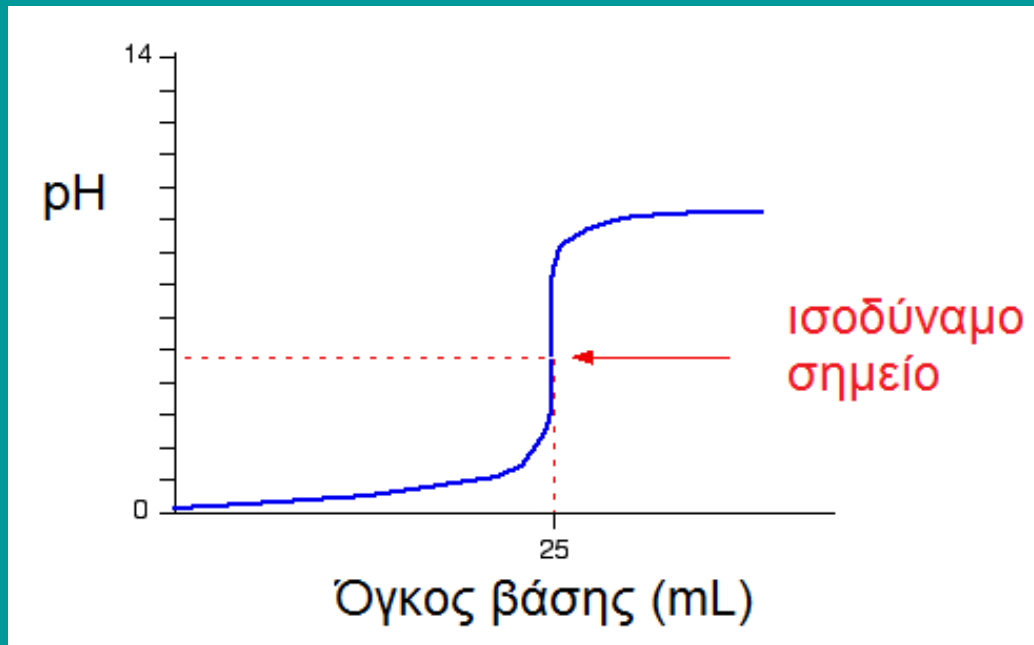


ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

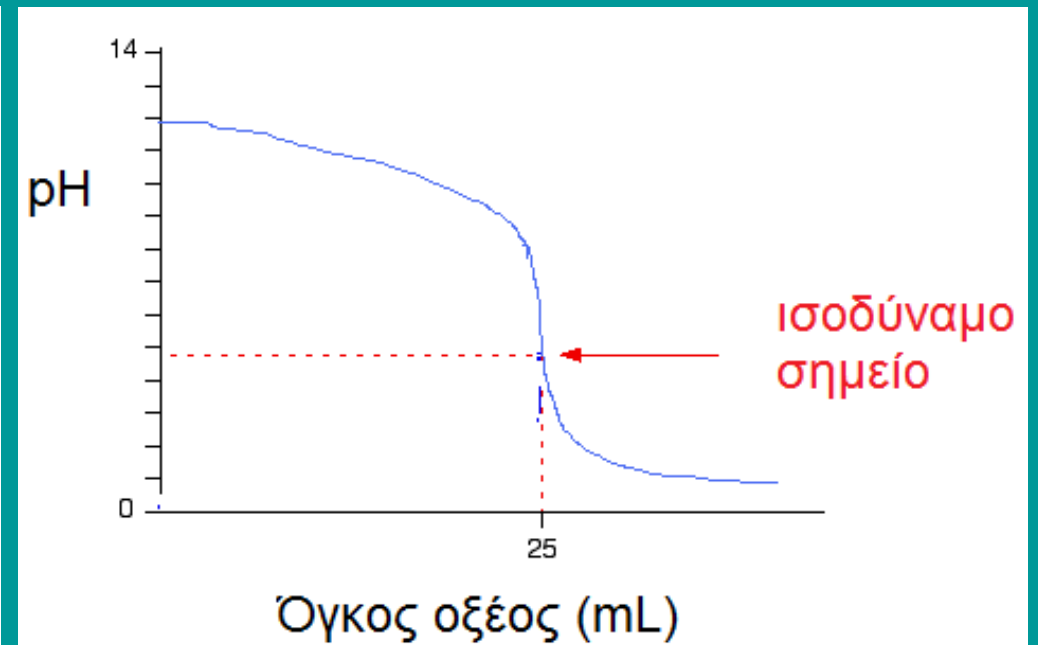
ΟΓΚΟΜΕΤΡΗΣΕΙΣ ΟΞΕΟΣ-ΒΑΣΗΣ

ΚΑΜΠΥΛΕΣ ΟΓΚΟΜΕΤΡΗΣΗΣ

Καμπύλη ογκομέτρησης είναι η γραφική παράσταση του pH σε συνάρτηση με τον καταναλωθέντα όγκο του προτύπου διαλύματος.



Αλκαλιμετρία



Οξυμετρία

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΟΓΚΟΜΕΤΡΗΣΕΙΣ ΟΞΕΟΣ-ΒΑΣΗΣ

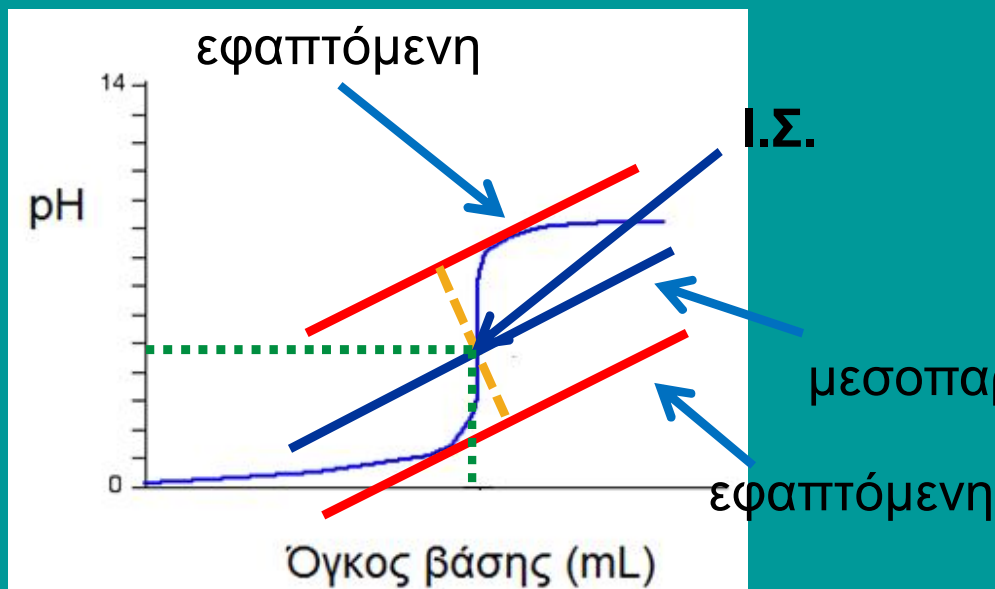
ΚΑΜΠΥΛΕΣ ΟΓΚΟΜΕΤΡΗΣΗΣ

ΠΡΟΣΔΙΟΡΙΣΜΟΣ ΙΣΟΔΥΝΑΜΟΥ ΣΗΜΕΙΟΥ

ΔΕΙΚΤΕΣ

Όταν χρησιμοποιούνται δείκτες για τον προσδιορισμό του ισοδυναμίου σημείου πρέπει το pH στο ισοδύναμο σημείο να περιέχεται στην περιοχή χρωματικής αλλαγής του δείκτη.

ΠΕΧΑΜΕΤΡΑ



Σχεδιάζουμε την καμπύλη ογκομέτρησης και το ισοδύναμο σημείο προσδιορίζεται γραφικά.

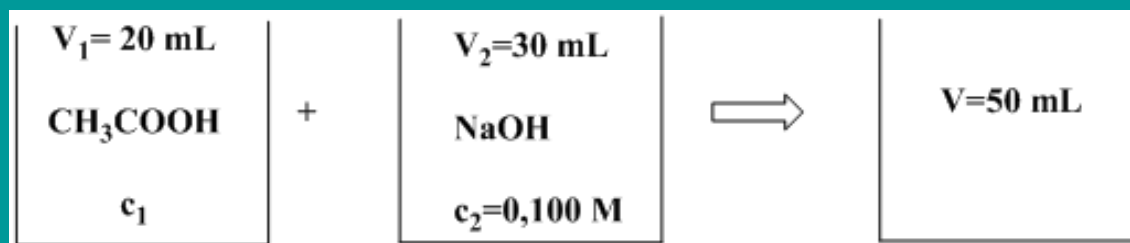
ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΟΓΚΟΜΕΤΡΗΣΗ ΟΞΕΟΣ-ΒΑΣΗΣ

ΑΣΚΗΣΗ

20 mL διαλύματος CH_3COOH ογκομετρούνται με διάλυμα NaOH 0,100 M. Στο ισοδύναμο σημείο καταναλώθηκαν 30 mL διαλύματος NaOH . 1) Ποια η molarity του διαλύματος του CH_3COOH . 2) Ποιος από τους παρακάτω δείκτες είναι κατάλληλος για την ογκομέτρηση; α) φαινολοφθαλεΐνη (8,0 – 9,8), β) κίτρινο της αλιζαρίνης (10,1 – 12,0), γ) κυανούν της βρωμοθυμόλης (6,0 - 7,6). $K_w=10^{-14}$, $K_{\text{CH}_3\text{COOH}}=K_a=1,8 \cdot 10^{-5}$

ΛΥΣΗ



1. CH_3COOH : $C_1 V_1 = C_1' V \rightarrow C_1 \cdot 20 \text{ mL} = C_1' \cdot 50 \text{ mL} \rightarrow C_1' = 0,4 C_1$

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΟΓΚΟΜΕΤΡΗΣΗ ΟΞΕΟΣ-ΒΑΣΗΣ

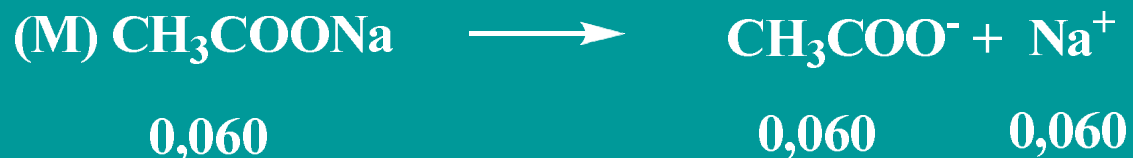
ΑΣΚΗΣΗ

$$\text{NaOH: } C_2V_2=C_2'V \quad \rightarrow \quad 0,100\text{m} \cdot 30 \text{ mL} = C_2' \cdot 50 \text{ mL} \quad \rightarrow \quad C_1'=0,060 \text{ M}$$



Εφόσον έχουμε πλήρη εξουδετέρωση πρέπει $0,4C_1=0,06 \rightarrow C_1=0,150 \text{ M}$

2. Για να προσδιορίσουμε ποιος δείκτης είναι κατάλληλος πρέπει να υπολογίσουμε το pH στο ισοδύναμο σημείο.
Στο ισοδύναμο σημείο υπάρχει μόνον CH_3COONa συγκέντρωσης $0,060 \text{ M}$.



ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΟΓΚΟΜΕΤΡΗΣΗ ΟΞΕΟΣ-ΒΑΣΗΣ

ΑΣΚΗΣΗ

Το CH_3COO^- υδρολύεται.



Αρχικά	0,060	0	0
Αντ.-Παρ.	x	x	x
Ισορροπία	0,060-x	x	x

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \rightarrow \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = \frac{x^2}{0,060 - x} \approx \frac{x^2}{0,060} \rightarrow$$

$$x = 0,577 \cdot 10^{-5} \text{ M} \rightarrow \text{pOH} = 5,239 \rightarrow \text{pH} = 14 - 5,239 = 8,8$$

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΟΓΚΟΜΕΤΡΗΣΗ ΟΞΕΟΣ-ΒΑΣΗΣ

Επομένως καταλληλότερος δείκτης για την ογκομέτρηση είναι η φαινολοφθαλείνη.

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΓΙΝΟΜΕΝΟ ΔΙΑΛΥΤΟΤΗΤΑΣ (K_{sp})

Σε ποσότητα νερού προσθέτουμε ποσότητα δυσδιάλυτου ηλεκτρολύτη
π.χ. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Ένα μέρος θα διαλυθεί και ένα μέρος θα καταβυθιστεί ως ίζημα.

Μεταξύ του διαλυμένου $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ και του ιζήματος θα αποκατασταθεί
δυναμική ισορροπία.



Το διαλυμένο $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ διίσταται με τη διάλυσή του.



Επομένως μεταξύ του στερεού και του διαλυμένου $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ θα επικρατεί η
ισορροπία



ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΓΙΝΟΜΕΝΟ ΔΙΑΛΥΤΟΤΗΤΑΣ (K_{sp})

Η σταθερά K της ισορροπίας δίνεται από τη σχέση:

$$K = \frac{[Ca^{2+}_{(aq)}]^3 \cdot [PO_4^{3-}_{(aq)}]^2}{[Ca_3(PO_4)_2(s)]}$$

Επειδή η $[Ca_3(PO_4)_2]$ είναι σταθερή προκύπτει ότι:

$$K \cdot [Ca_3(PO_4)_2(s)] = [Ca^{2+}_{(aq)}]^3 \cdot [PO_4^{3-}_{(aq)}]^2 \quad \rightarrow \quad K_{sp} = [Ca^{2+}_{(aq)}]^3 \cdot [PO_4^{3-}_{(aq)}]^2$$

K_{sp} = σταθερά γινομένου διαλυτότητας ή γινόμενο διαλυτότητας

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΓΙΝΟΜΕΝΟ ΔΙΑΛΥΤΟΤΗΤΑΣ (K_{sp})

ΠΑΡΑΓΟΝΤΕΣ ΠΟΥ ΕΠΗΡΕΑΖΟΥΝ ΤΗ ΔΙΑΛΥΤΟΤΗΤΑ

1. Επίδραση κοινού ιόντος

ΑΣΚΗΣΗ

Να υπολογιστεί η διαλυτότητα του PbI_2 : 1) στο νερό, 2) σε διάλυμα KI 0,1 Μ. Δίνεται για τον PbI_2 $K_{sp}=7,1 \cdot 10^{-9}$

ΛΥΣΗ

1. Έστω s mol/L η διαλυτότητα του PbI_2 .

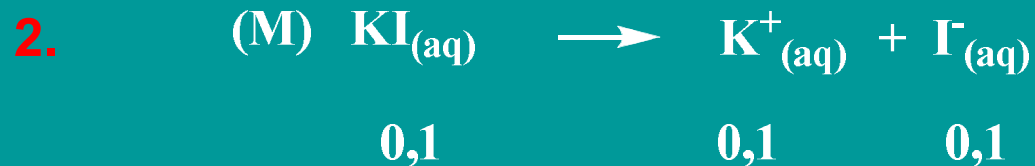


$$K_{sp} = [Pb^{2+}_{(aq)}] \cdot [I^{-}_{(aq)}]^2 \longrightarrow 7,1 \cdot 10^{-9} = [s] \cdot [2s]^2 \longrightarrow s = 2,6 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΓΙΝΟΜΕΝΟ ΔΙΑΛΥΤΟΤΗΤΑΣ (K_{sp})

ΠΑΡΑΓΟΝΤΕΣ ΠΟΥ ΕΠΗΡΕΑΖΟΥΝ ΤΗ ΔΙΑΛΥΤΟΤΗΤΑ



$$K_{sp} = [Pb^{2+}_{(aq)}] \cdot [I^-_{(aq)}]^2 \longrightarrow 7,1 \cdot 10^{-9} = [s] \cdot [2s + 0,1]^2 \quad (1)$$

Υποθέτουμε ότι $2s \ll 0,1$. Τότε $2s + 0,1 \approx 0,1$.

Με βάση την προσέγγιση από τη σχέση (1) προκύπτει ότι $s = 7,1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$.

Από το αποτέλεσμα προκύπτει ότι η προσέγγιση ισχύει.

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΓΙΝΟΜΕΝΟ ΔΙΑΛΥΤΟΤΗΤΑΣ (K_{sp})

ΠΑΡΑΓΟΝΤΕΣ ΠΟΥ ΕΠΗΡΕΑΖΟΥΝ ΤΗ ΔΙΑΛΥΤΟΤΗΤΑ

Παρατηρούμε ότι παρουσία I^- (κοινού ιόντος) η διαλυτότητα του PbI_2 μειώνεται.

Αυτό εξηγείται με βάση την αρχή Le Chatelier.

Επειδή αυξάνεται η συγκέντρωση των I^- η ισορροπία



Μετατοπίζεται αριστερά και επομένως η διαλυτότητα μειώνεται.

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΓΙΝΟΜΕΝΟ ΔΙΑΛΥΤΟΤΗΤΑΣ (K_{sp})

ΠΑΡΑΓΟΝΤΕΣ ΠΟΥ ΕΠΗΡΕΑΖΟΥΝ ΤΗ ΔΙΑΛΥΤΟΤΗΤΑ

2. Επίδραση υδρόλυσης



Λόγω υδρόλυσης των S^{2-} η συγκέντρωσή τους μειώνεται και επομένως η πρώτη ισορροπία μετατοπίζεται δεξιά (αρχή Le Chatelier) και η διαλυτότητα του ZnS αυξάνεται.

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΓΙΝΟΜΕΝΟ ΔΙΑΛΥΤΟΤΗΤΑΣ (K_{sp})

ΠΑΡΑΓΟΝΤΕΣ ΠΟΥ ΕΠΗΡΕΑΖΟΥΝ ΤΗ ΔΙΑΛΥΤΟΤΗΤΑ

2. Επίδραση μη κοινού ιόντος

ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑ

Η διαλυτότητα του Ag_2CrO_4 παρουσία KNO_3 .



Τα μη κοινά ιόντα K^+ και NO_3^- περιβάλλουν τα CrO_4^{2-} και Ag^+ αντίστοιχα και τα εμποδίζουν να συνδεθούν και να καθιζήσουν. Επομένως η διαλυτότητα του Ag_2CrO_4 αυξάνει.

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΓΙΝΟΜΕΝΟ ΔΙΑΛΥΤΟΤΗΤΑΣ (K_{sp})

ΠΑΡΑΓΟΝΤΕΣ ΠΟΥ ΕΠΗΡΕΑΖΟΥΝ ΤΗ ΔΙΑΛΥΤΟΤΗΤΑ

2. Επίδραση της θερμοκρασίας

Συνήθως η αύξηση της θερμοκρασίας οδηγεί σε αύξηση της διαλυτότητας.

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΓΙΝΟΜΕΝΟ ΔΙΑΛΥΤΟΤΗΤΑΣ (K_{sp})

ΚΡΙΤΗΡΙΟ ΣΧΗΜΑΤΙΣΜΟΥ ΙΖΗΜΑΤΟΣ

Έστω ο ηλεκτρολύτης A_xB_ψ ο οποίος δίσταται σύμφωνα με την εξίσωση.



$$\text{Γινόμενο ιόντων}(Q)=[A^{\psi+}_{(aq)}]^x \cdot [B^{x-}_{(aq)}]^\psi$$

1. Αν $Q > K_{sp}$ το διάλυμα είναι υπέρκορο και σχηματίζεται ίζημα.
2. Αν $Q = K_{sp}$ το διάλυμα είναι κορεσμένο και δεν σχηματίζεται ίζημα.
3. Αν $Q < K_{sp}$ το διάλυμα είναι ακόρεστο και σχηματίζεται ίζημα και αν τυχόν υπάρχει διαλυτοποιείται.

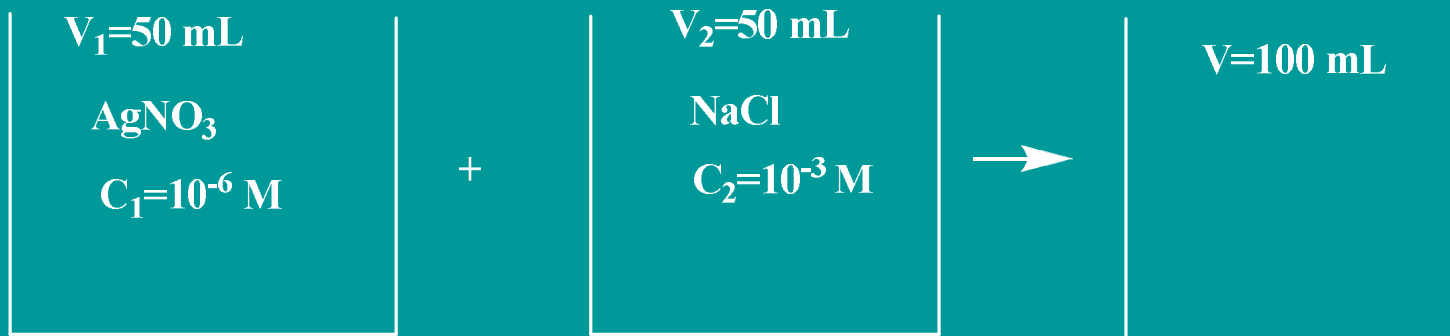
ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΓΙΝΟΜΕΝΟ ΔΙΑΛΥΤΟΤΗΤΑΣ (K_{sp})

ΑΣΚΗΣΗ

Αναμιγνύουμε 50 mL AgNO_3 10^{-6} M με 50 mL NaCl 10^{-3} M. Θα καθιζήσει ίζημα AgCl ; Για τον AgCl δίνεται η $K_{sp}=1,8 \cdot 10^{-10}$.

ΛΥΣΗ

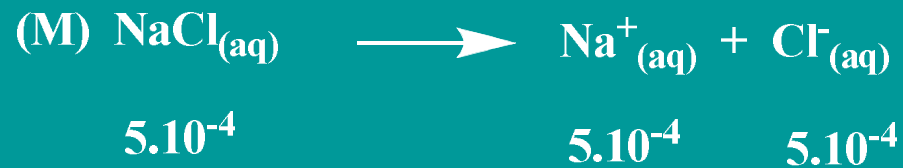
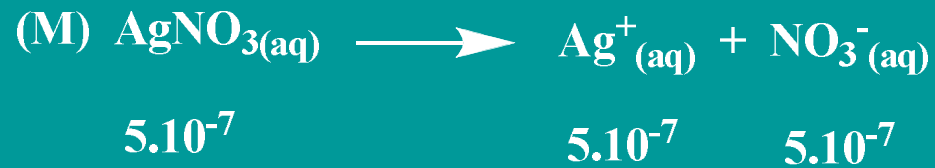


$$\text{AgNO}_3: C_1 V_1 = C_1' V \quad \rightarrow \quad 10^{-6} \text{ M} \cdot 50 \text{ mL} = C_1' \cdot 100 \text{ mL} \quad \rightarrow \quad C_1' = 5 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

$$\text{NaCl}: C_2 V_2 = C_2' V \quad \rightarrow \quad 10^{-3} \text{ M} \cdot 50 \text{ mL} = C_2' \cdot 100 \text{ mL} \quad \rightarrow \quad C_2' = 5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΓΙΝΟΜΕΝΟ ΔΙΑΛΥΤΟΤΗΤΑΣ (K_{sp})



Το γινόμενο ιόντων του AgCl είναι:

$$Q = [\text{Ag}^+_{(\text{aq})}] \cdot [\text{Cl}^-_{(\text{aq})}] = [5 \cdot 10^{-7}] \cdot [5 \cdot 10^{-4}] = 10^{-10}$$

Επειδή $Q < K_{sp}$ δεν σχηματίζεται ίζημα

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΓΙΝΟΜΕΝΟ ΔΙΑΛΥΤΟΤΗΤΑΣ (K_{sp})

ΑΣΚΗΣΗ

Ένα διάλυμα περιέχει Pb^{2+} και Cu^{+} με συγκέντρωση 0,01 M για το κάθε ένα. Μεταξύ ποίων τιμών πρέπει να κυμαίνεται η συγκέντρωση των Br^{-} έτσι ώστε να καθιζήσει $CuBr$ αλλά όχι $PbBr_2$; Δίνονται οι K_{sp} των $CuBr$ και $PbBr_2$ $6 \cdot 10^{-9}$ και $4,6 \cdot 10^{-6}$ αντίστοιχα.

ΛΥΣΗ

$$\text{Πρέπει } [Cu^{+}_{(aq)}] \cdot [Br^{-}_{(aq)}] > 6 \cdot 10^{-9} \longrightarrow 0,01 \cdot [Br^{-}_{(aq)}] > 6 \cdot 10^{-9} \longrightarrow$$

$$[Br^{-}_{(aq)}] > 6 \cdot 10^{-7} M$$

$$\text{Επίσης πρέπει } [Pb^{2+}_{(aq)}] \cdot [Br^{-}_{(aq)}]^2 \leq 4,6 \cdot 10^{-6} M \longrightarrow 0,01 \cdot [Br^{-}_{(aq)}]^2 \leq 4,6 \cdot 10^{-6} M$$

$$\longrightarrow [Br^{-}_{(aq)}] \leq 2,145 \cdot 10^{-2} M$$

$$\text{Επομένως } 6 \cdot 10^{-7} M < [Br^{-}_{(aq)}] \leq 2,145 \cdot 10^{-2} M$$

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΓΙΝΟΜΕΝΟ ΔΙΑΛΥΤΟΤΗΤΑΣ (K_{sp})

ΚΛΑΣΜΑΤΙΚΗ ΚΑΘΙΖΗΣΗ

Από την προηγούμενη άσκηση παρατηρούμε ότι είναι δυνατή η εκλεκτική καθίζηση ενός μόνον ιόντος ή ομάδας αυτών από ένα μίγμα ιόντων (κλασματική καθίζηση).

Κλασματική καθίζηση μπορεί να επιτευχθεί και με ρύθμιση άλλων παραγόντων (π.χ. pH, θερμοκρασία κλπ).

ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

Όπου απαιτούνται ατομικοί αριθμοί μπορείτε να τους χρησιμοποιήσετε.
Θεωρείστε ότι $K_w=10^{-14}$.

1. Να καταταχθούν τα παρακάτω ιόντα κατ' αύξουσα σειρά βασικότητας: HS^- , I^- , Cl^- . Δίνονται οι ατομικοί αριθμοί: $\text{S}=16$, $\text{I}=53$, $\text{Cl}=17$.
2. Να καταταχθούν τα παρακάτω μόρια κατ' αύξουσα σειρά οξύτητας: HNO_3 , H_3BO_3 , H_2CO_3 . Δίνονται οι ατομικοί αριθμοί: $\text{N}=7$, $\text{B}=5$, $\text{C}=6$.
3. Να καταταχθούν τα παρακάτω μόρια κατ' αύξουσα σειρά οξύτητας: H_2SeO_3 , H_2TeO_3 , H_2SO_3 . Δίνονται οι ατομικοί αριθμοί: $\text{Se}=34$, $\text{Te}=52$, $\text{S}=16$.
4. Συμπληρώστε τις παρακάτω οξεοβασικές αντιδράσεις με βάση τη θεωρία του Lewis εξηγώντας την απάντησή σας.



ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

5. Χαρακτηρίστε την παρακάτω πρόταση ως σωστή ή λανθασμένη δικαιολογώντας την απάντησή σας. << Το $[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ είναι βάση κατά Bronsted-Lowry>>.
6. Εξηγείστε γιατί η NH_3 είναι πολύ ισχυρότερη βάση από το NF_3 .
7. Για διάλυμα HOCl 0,1 M να υπολογιστούν: α) Οι συγκεντρώσεις όλων των μορίων και ιόντων που υπάρχουν στο διάλυμα, β) το pH του διαλύματος, γ) ο βαθμός διάστασης του HOCl . $K_{\text{HOCl}}=3,2 \cdot 10^{-8}$
8. Επιθυμούμε να παρασκευάσουμε ρυθμιστικό διάλυμα με $\text{pH}=5,74$. Διαθέτουμε τα εξής διαλύματα: HCOOH 0,2 M, CH_3COOH 0,2M και NaOH 0,2 M. Ποια διαλύματα και με ποια αναλογία όγκων θα πρέπει να χρησιμοποιήσουμε; Δίνονται: $K_{\text{HCOOH}}=2,1 \cdot 10^{-4}$, $K_{\text{CH}_3\text{COOH}}=1,8 \cdot 10^{-5}$.
9. Ποιες οι συγκεντρώσεις όλων των μορίων και ιόντων που υπάρχουν σε διάλυμα θειοθειικού οξέος ($\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$) 0,1M. Για το θειοθειικό οξύ δίνονται οι σταθερές ιοντισμού $K_1=2,0 \cdot 10^{-2}$, $K_2=3,2 \cdot 10^{-3}$.

ΠΡΟΤΕΙΝΟΜΕΝΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ

10. Ογκομετρούνται 100 mL διαλύματος HCN με πρότυπο διάλυμα KOH 0,200 M. Στο ισοδύναμο σημείο καταναλώθηκαν 50 mL προτύπου διαλύματος. α) Ποια η συγκέντρωση του διαλύματος του HCN; β) Ποιος ο βαθμός υδρόλυσης του άλατος που προκύπτει; γ) Ποιος από τους παρακάτω δείκτες είναι κατάλληλος για την ογκομέτρηση; i) ερυθρό της κρεσόλης (7,2-8,8), ii) κίτρινο της αλιζαρίνης (10,1-12,0) , iii) ερυθρό του μεθυλίου (4,2-6,2). Για το HCN $K_{\text{HCN}}=4 \cdot 10^{-10}$
11. Το διάλυμα NaHS είναι όξινο, βασικό ή ουδέτερο; Για το H₂S δίνονται οι σταθερές ιοντισμού $K_1=10^{-7}$ και $K_2=10^{-14}$.
12. Εξηγείστε αν θα μεταβληθεί και πως η διαλυτότητα του AgBr παρουσία KNO₃;
13. Ποια η διαλυτότητα του AgCl παρουσία NaCl 0,1 M; $K_{\text{sp(AgCl)}}=1,8 \cdot 10^{-10}$
14. Αναμιγνύουμε 100 mL διαλύματος AgNO₃ 10⁻⁴ M με 100 mL διαλύματος K₂CrO₄ 10⁻² M. Θα καθιζήσει Ag₂CrO₄; $K_{\text{sp(Ag}_2\text{CrO}_4)}=1,9 \cdot 10^{-12}$

ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ

1. Αρχές της Χημείας

P. Atkins - L. Jones – L. Laverman

(Μεταφρασμένο)

Εκδόσεις «Υτορία», Αθήνα 2018

ΚΕΦ. 6Α – 6 Ι

2. Βασική Ανόργανη Χημεία

N. Δ. Κλούρας

Εκδόσεις «Π.Τραυλός», Αθήνα 2002

ΚΕΦ. 14,15