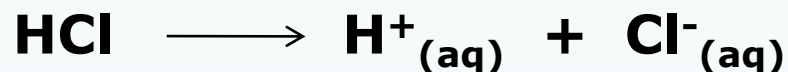


ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΟΞΕΑ - ΘΕΩΡΙΑ ARRHENIUS

Οξύ είναι η ένωση που παρέχει H^+ σε υδατικό διάλυμα



Στη πραγματικότητα, επειδή στην Ανόργανη Χημεία όλα τα διαλύματα της είναι υδατικά, τα H^+ είναι πολύ δραστικά και βρίσκονται με τη μορφή των **H_3O^+ (οξώνια)**

Δηλαδή, στην πραγματικότητα η χημική εξίσωση είναι ως:



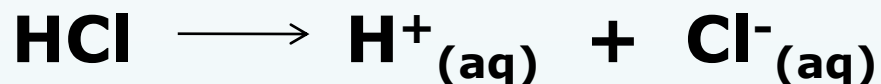
Όμως για λόγους απλούστευσης χρησιμοποιούμε την πρώτη χημική εξίσωση

Το συνολικό φαινόμενο λέγεται **ιοντισμός ή διάσταση**

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΟΞΕΑ ΘΕΩΡΙΑ ARRHENIUS

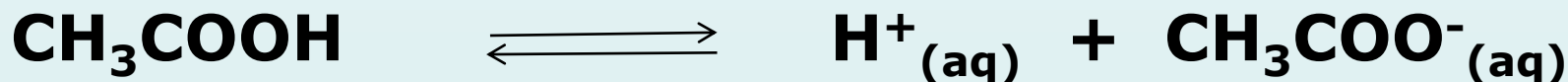
Υπάρχουν οξέα τα οποία ιοντίζονται πλήρως και κατατάσσονται στα **ισχυρά οξέα**, όπως για παράδειγμα



Άλλα **ισχυρά οξέα** είναι τα: HBr , HI , HNO_3 , HClO_4 κλπ

Υπάρχουν όμως και οξέα που δεν ιοντίζονται πλήρως, αλλά μερικώς και ο ιοντισμός τους καταλήγει σε ισορροπία.

Τα οξέα αυτά κατατάσσονται στα **ασθενή οξέα**



ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΒΑΣΕΙΣ

ΘΕΩΡΙΑ ARRHENIUS

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 - ΠΟΛΥΠΡΩΤΙΚΑ ΟΞΕΑ

Μονοπρωτικό οξύ λέγεται αυτό που μπορεί να παρέχει ένα H^+



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



Αντίστοιχα οι βάσεις λέγονται **μονο-υδροξυλικές** (παρέχουν ένα OH^-) και **πολύ-υδροξυλικές** (παρέχουν πάνω από ένα OH^-).

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΘΕΩΡΙΑ ARRHENIUS

ΜΕΙΟΝΕΚΤΗΜΑΤΑ

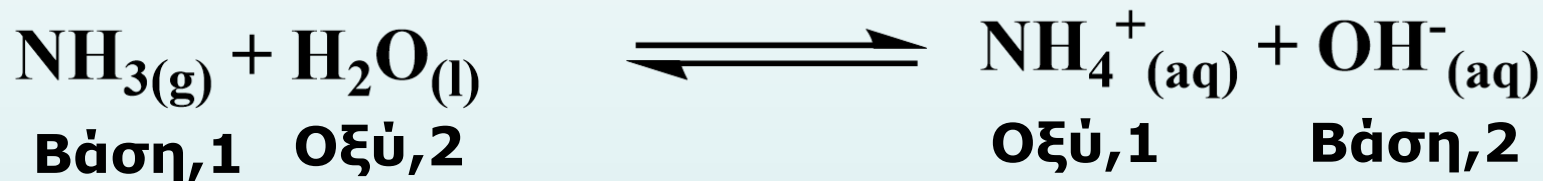
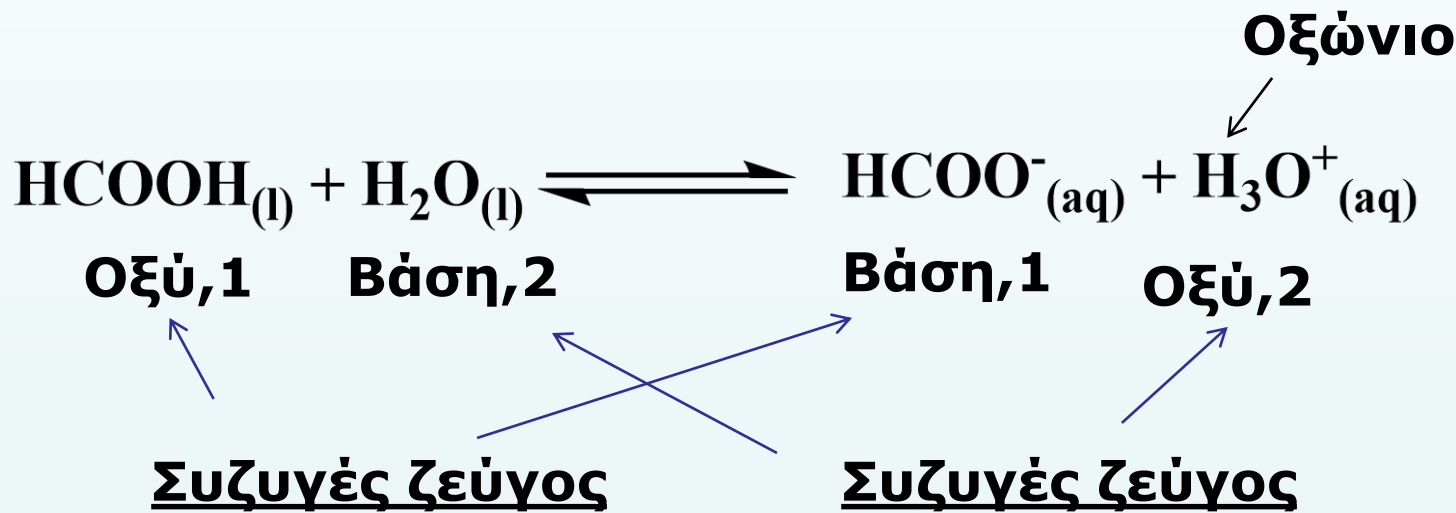
- 1. Περιορίζει την έννοια των οξέων και βάσεων στα υδατικά διαλύματα.**
- 2. Περιορίζει την έννοια των οξέων και βάσεων μόνον σε μόρια. Δεν αναφέρεται καθόλου σε ιόντα.**

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 **αμφολύτες**

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

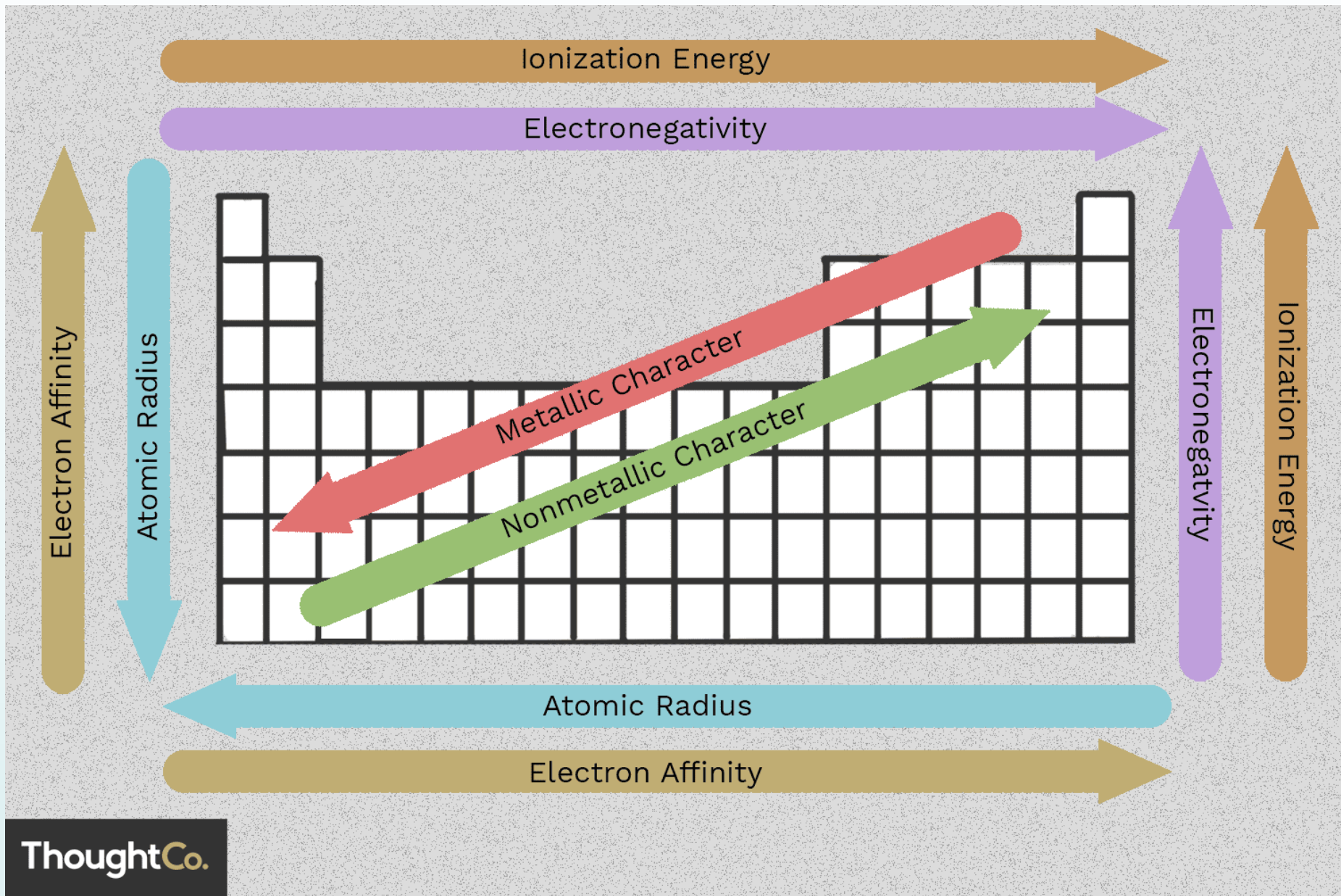
ΘΕΩΡΙΑ BRONSTED - LOWRY

ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΕΙΣ

1. Για να εμφανιστεί ο **όξινο**ς ή ο **βασικός** χαρακτήρας ενός μορίου ή ιόντος απαιτείται η παρουσία **βάσης** ή **οξέος**.
2. Όλες οι χημικές ενώσεις ή ιόντα χαρακτηρίζονται ως οξέα ή ως 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-E)
 - 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**=τάση ατόμου να αποκτά αρνητικό φορτίο
 - Σε μια **ομάδα** η οξύτητα των υδριδίων **αυξάνει αυξανόμενου του μεγέθους**, διότι ο ρυθμός της αύξησής του είναι μεγαλύτερος από το ρυθμό μείωσης της ηλεκτραρνητικότητας και είναι γνωστό ότι αυξανόμενου του μεγέθους μειώνεται η ισχύς του δεσμού, άρα δίνει ευκολότερα πρωτόνια

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΘΕΩΡΙΑ BRONSTED - LOWRY

ΙΣΧΥΣ ΟΞΕΩΝ - ΒΑΣΕΩΝ ΚΑΙ ΜΟΡΙΑΚΗ ΔΟΜΗ

ΑΣΚΗΣΗ

Να καταταγούν οι ενώσεις HF, NH₃, CH₄ και H₂O κατά αύξουσα σειρά ισχύος 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)

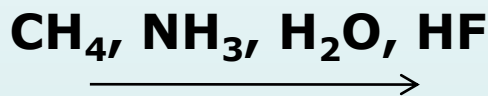
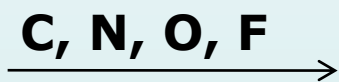
C: 1s²2s²2p² (2^η περίοδος, 14^η ομάδα)

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

					18
					2 He
5	6	7	8	9	10
B	C	N	O	F	Ne
13	14	15	16	17	18
Al	Si	P	S	Cl	Ar
31	32	33	34	35	36
Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
49	50	51	52	53	54
In	Sn	Sb	Te	I	Xe
81	82	83	84	85	86
Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
113	114	115	116	117	118
Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og



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



Ηλεκτραρνητικότητα

Ισχύς ως οξέα

Ισχύς ως βάσεις

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΘΕΩΡΙΑ BRONSTED - LOWRY

ΑΣΚΗΣΗ

Να καταταγούν 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 $S=16$, $Te=52$, $Se=34$, $O=8$

ΛΥΣΗ

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

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

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

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

					2 He
5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og

→ Ανήκουν στην ίδια ομάδα. Επομένως κυρίαρχο ρόλο έχει το μέγεθος.

O, S, Se, Te

H_2O, H_2S, H_2Se, H_2Te

H_2Te, H_2Se, H_2S, H_2O

Μέγεθος

Ισχύς ως οξέα

Ισχύς ως βάσεις

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΘΕΩΡΙΑ BRONSTED - LOWRY

ΙΣΧΥΣ ΟΞΕΩΝ - ΒΑΣΕΩΝ ΚΑΙ ΜΟΡΙΑΚΗ ΔΟΜΗ

2.ΟΞΟ-ΟΞΕΑ: Οξέα που περιέχουν οξυγόνο. Τα υδρογόνα ενώνονται με το κεντρικό άτομο μέσω οξυγόνου.

Α. 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

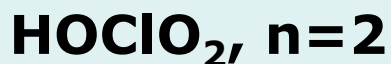
2.ΟΞΟ-ΟΞΕΑ

Β. 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 καταταγούν τα οξέα HOCl , HOClO και HOClO_2 κατά αύξουσα σειρά ισχύος.

ΛΥΣΗ



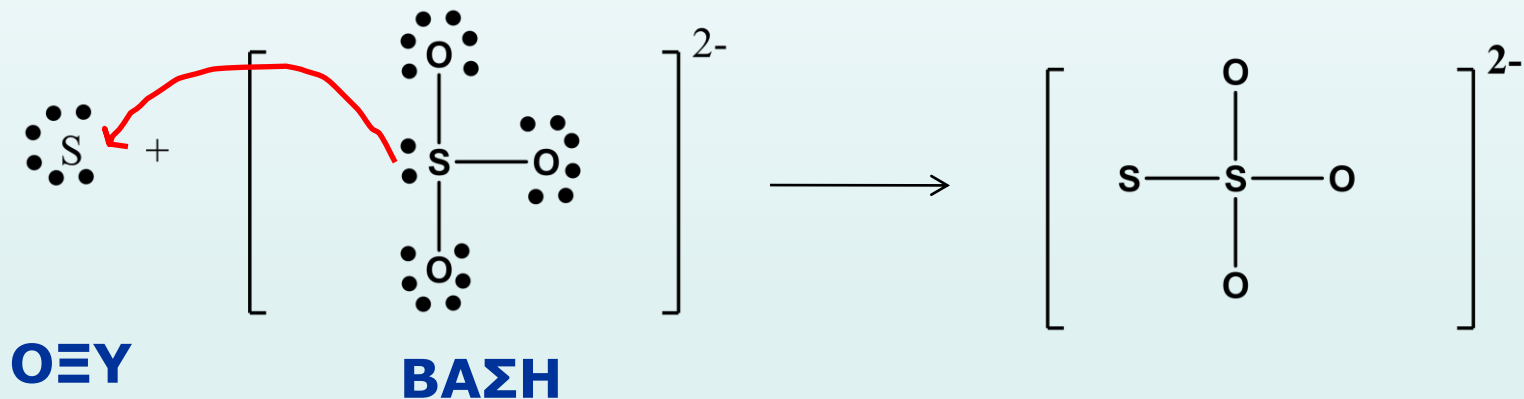
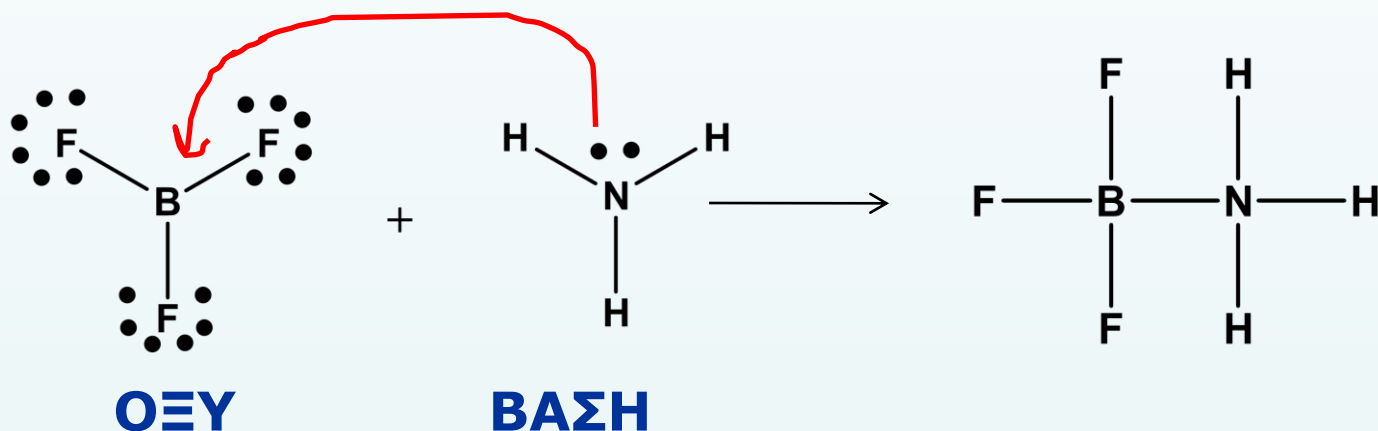
Ισχύς

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΘΕΩΡΙΑ LEWIS

ΟΞΥ: Δέκτης ζεύγους ηλεκτρονίων

ΒΑΣΗ: Δότης ζεύγους ηλεκτρονίων



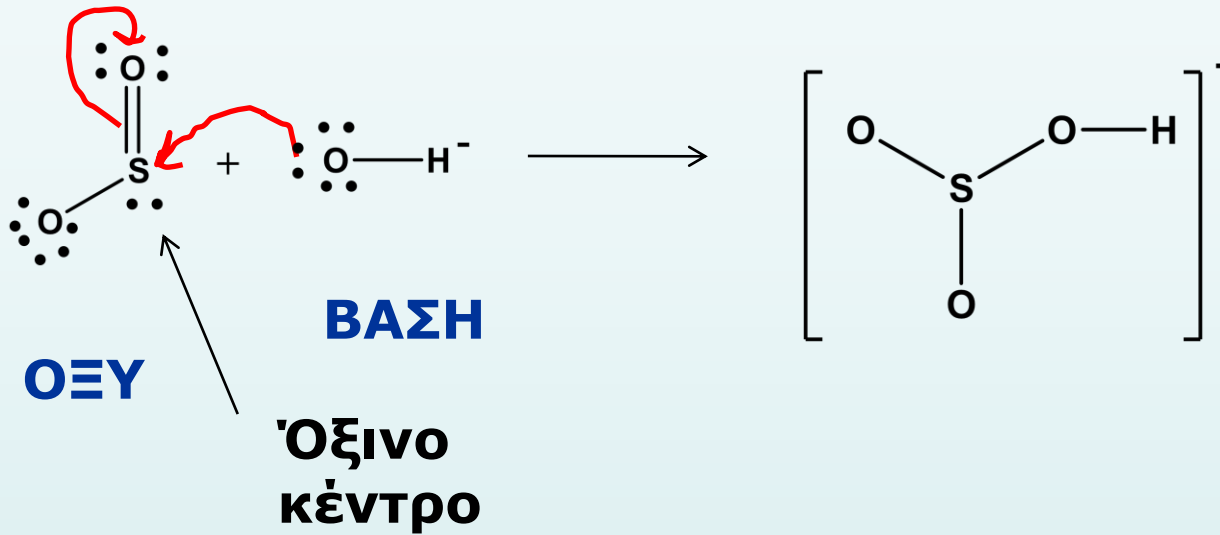
ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΘΕΩΡΙΑ LEWIS



ΟΞΥ

ΒΑΣΗ



ΟΞΥ

ΒΑΣΗ

Όξινο
κέντρο

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΙΟΝΤΙΚΕΣ ΙΣΟΡΡΟΠΙΕΣ

ΑΣΘΕΝΗ ΜΟΝΟΠΡΩΤΙΚΑ ΟΞΕΑ



Αρχικά	c	0	0
Ιοντίζονται- Παράγονται	x	x	x
Ισορροπία	c-x	x	x

ΒΑΘΜΟΣ ΙΟΝΤΙΣΜΟΥ ή ΔΙΑΣΤΑΣΗΣ (α)

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

Εάν $a=1$ το οξύ είναι ισχυρό ενώ όταν $a < 1$ το οξύ είναι ασθενές.

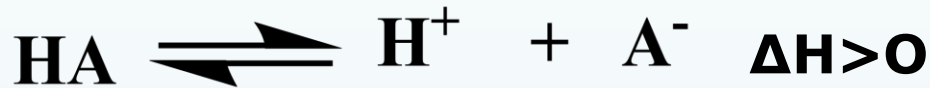
$$\text{ή } a(\%) = a \cdot 100$$

$$0 < a(\%) \leq 100$$

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΙΟΝΤΙΚΕΣ ΙΣΟΡΡΟΠΙΕΣ

ΑΣΘΕΝΗ ΜΟΝΟΠΡΩΤΙΚΑ ΟΞΕΑ



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

ΙΣΧΥΣ



ΟΞΥ	K_a (25 °C)
CCl_3COOH	$1,3 \cdot 10^{-1}$
$HCOOH$	$2,1 \cdot 10^{-4}$
CH_3COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$
HCN	$4 \cdot 10^{-10}$

K_a = σταθερά
ιοντισμού ή διάστασης
του οξέος
Η σταθερά ιοντισμού
είναι μέτρο της ισχύος
του οξέος.

Όσο μεγαλύτερη είναι η
σταθερά ιοντισμού
τόσο ισχυρότερο είναι
το οξύ.

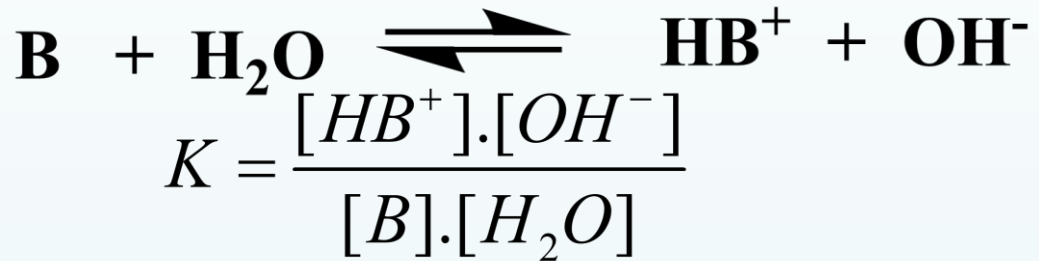
Η K_a εξαρτάται μόνον από τη
θερμοκρασία.

Επειδή ο ιοντισμός είναι **ενδόθερμη**
διαδικασία, αυξανόμενης της
θερμοκρασίας αυξάνει και η K_a .

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΙΟΝΤΙΚΕΣ ΙΣΟΡΡΟΠΙΕΣ

ΑΣΘΕΝΕΙΣ ΜΟΝΟΞΙΝΕΣ ΒΑΣΕΙΣ



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

ΙΟΝΤΙΣΜΟΣ ΠΟΛΥΠΡΩΤΙΚΩΝ ΟΞΕΩΝ

Πολυπρωτικά ονομάζονται τα οξέα που διαθέτουν περισσότερα του ενός όξινα υδρογόνα

ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ

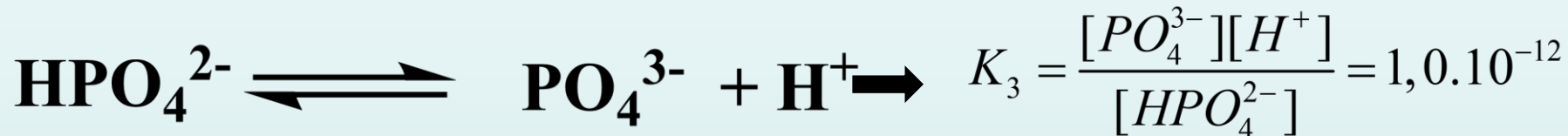
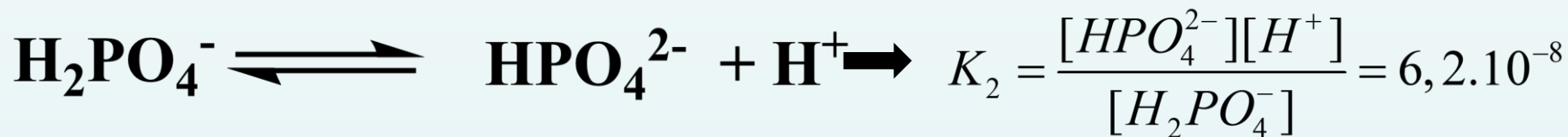
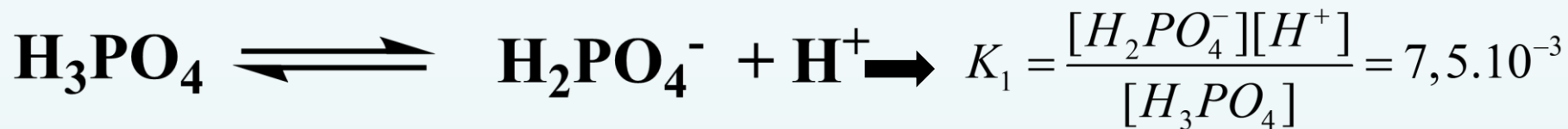


Τα πολυπρωτικά οξέα ιοντίζονται κατά στάδια έχοντας σταθερές ιοντισμού K_1, K_2, \dots

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΙΟΝΤΙΣΜΟΣ ΠΟΛΥΠΡΩΤΙΚΩΝ ΟΞΕΩΝ

ΙΟΝΤΙΣΜΟΣ H_3PO_4



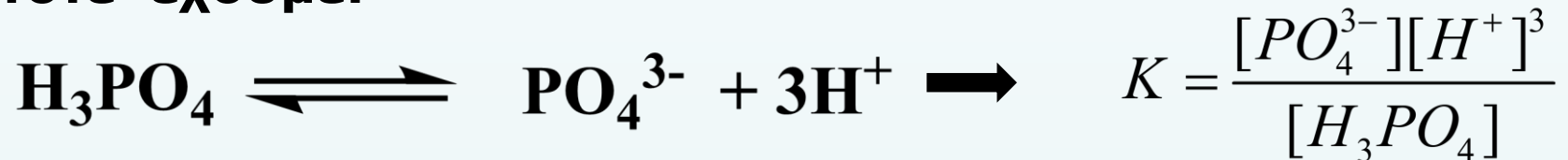
$$K_1 > K_2 > K_3$$

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΙΟΝΤΙΣΜΟΣ ΠΟΛΥΠΡΩΤΙΚΩΝ ΟΞΕΩΝ

ΙΟΝΤΙΣΜΟΣ H_3PO_4

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



Η Κ προκύπτει από τον πολλαπλασιασμό των K_1, K_2, K_3 ως:

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

ΠΑΡΑΤΗΡΗΣΕΙΣ

•εάν ζητούνται οι συγκεντρώσεις των $[H_3PO_4], [H^+], [PO_4^{3-}]$ τότε μπορούμε να χρησιμοποιήσουμε το συνολικό ιοντισμό

•όταν όμως ζητούνται οι συγκεντρώσεις των $[H_2PO_4^-], [HPO_4^{2-}]$, τότε θα πρέπει να χρησιμοποιήσουμε τους επιμέρους ιοντισμούς

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΙΟΝΤΙΣΜΟΣ ΠΟΛΥΠΡΩΤΙΚΩΝ ΟΞΕΩΝ

ΑΣΚΗΣΗ

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

ΛΥΣΗ

(mol/L)	H_2S	\rightleftharpoons	HS^-	+	H^+
Αρχικά	0,1		0		0
Ιοντίζονται- Παράγονται	x		x		x
Ισορροπία	0,1-x		x		x

$$[\text{H}_2\text{S}] = 0,1 - x \approx 0,1$$

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΙΟΝΤΙΣΜΟΣ ΠΟΛΥΠΡΩΤΙΚΩΝ ΟΞΕΩΝ



Αρχικά

χ

0

χ

Ιοντίζονται-
Παράγονται

ψ

ψ

ψ

Ισορροπία

$\chi - \psi$

ψ

$\chi + \psi$

Επειδή $K_1 \gg K_2$ προκύπτει ότι $\psi \ll \chi$

Επομένως γίνονται οι παρακάτω προσεγγίσεις:

$$[\text{HS}^-] = \chi - \psi \approx \chi, \quad [\text{S}^{2-}] = \psi, \quad [\text{H}^+] = \chi + \psi \approx \chi$$

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΙΟΝΤΙΣΜΟΣ ΠΟΛΥΠΡΩΤΙΚΩΝ ΟΞΕΩΝ

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

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

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

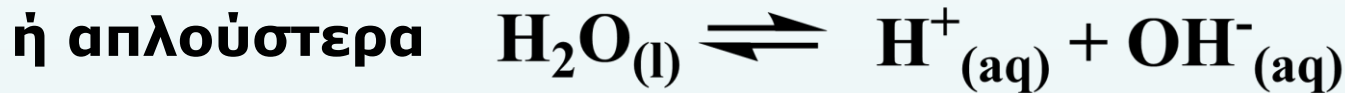
$[H^+] = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ και επομένως το ζητούμενο $\text{pH} = 4$

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

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΙΟΝΤΙΚΕΣ ΙΣΟΡΡΟΠΙΕΣ

pH

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

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

$$pK = -\log K$$

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

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

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

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΙΟΝΤΙΚΕΣ ΙΣΟΡΡΟΠΙΕΣ

pH

Σε όξινο διάλυμα

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

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

Όταν η θερμοκρασία είναι 25 °C $\longrightarrow K_w = 10^{-14} \longrightarrow pK_w = 14$

$\longrightarrow pH < 7$

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΙΟΝΤΙΚΕΣ ΙΣΟΡΡΟΠΙΕΣ

pH

Με τον ίδιο τρόπο αποδεικνύεται ότι σε **βασικό** διάλυμα $\text{pH} > \text{p}K_w/2$ ($\text{pH} > 7$ στους 25°C) και

σε **ουδέτερο** διάλυμα $\text{pH} = \text{p}K_w/2$ ($\text{pH} = 7$ στους 25°C)

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΙΟΝΤΙΚΕΣ ΙΣΟΡΡΟΠΙΕΣ

pH

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

ΑΣΚΗΣΗ

Ένα υδατικό διάλυμα NH_3 συγκέντρωσης 1M αραιώνεται μέχρι δεκαπλασιασμού του όγκου του. Ποιο το pH του αρχικού και ποιο το pH του νέου διαλύματος; Δίδονται $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$ και $K_w = 10^{-14}$.

ΛΥΣΗ

Για το διάλυμα πριν την αραιώση:

	(mol/L)	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$	\rightleftharpoons	NH_4^+	+	OH⁻
Αρχικά		1	-	0		0
Ιοντίζονται – Παράγονται		x	-	x		x
Ισορροπία		1-x	-	x		x

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

$$\longrightarrow p\text{OH} = -\log(4,24 \cdot 10^{-3}) = 2,37 \longrightarrow p\text{H} = 14 - 2,37 = 11,63$$

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

Για το διάλυμα μετά την αραίωση:

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

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



Αρχικά	0,1	-			0		0
--------	-----	---	--	--	---	--	---

Ιοντίζονται-Παράγονται ψ		-			ψ		ψ
-------------------------------	--	---	--	--	--------	--	--------

Ισορροπία	0,1- ψ	-			ψ		ψ
-----------	-------------	---	--	--	--------	--	--------

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{\psi^2}{0,1-\psi} \approx \frac{\psi^2}{0,1} \Rightarrow \psi = 1,34 \cdot 10^{-3}$$

$$\Rightarrow \text{pOH} = -\log(1,34 \cdot 10^{-3}) = 2,87 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 2,87 = 11,13$$

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

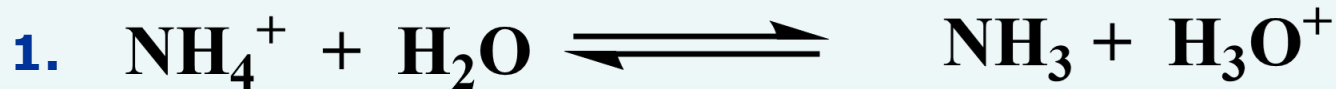
ΥΔΡΟΛΥΣΗ

Υδρόλυση είναι η αντίδραση με ύδωρ ενός ιόντος που προέρχεται από κάποιο άλας

Κατά την υδρόλυση προκύπτει το συζυγές οξύ ή η συζυγής βάση του ιόντος

Για να πραγματοποιηθεί μια υδρόλυση πρέπει το οξύ ή η βάση που θα προκύψει να είναι ασθενή

ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ



Επειδή η NH_3 είναι ασθενής βάση η υδρόλυση πραγματοποιείται.



Το HCl είναι ισχυρό οξύ και ιοντίζεται πλήρως.

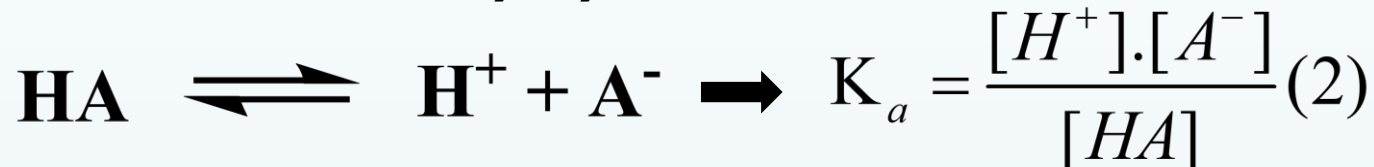


ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΥΔΡΟΛΥΣΗ

ΥΔΡΟΛΥΣΗ ΑΝΙΟΝΤΟΣ

Έστω το ασθενές οξύ HA:



Η υδρόλυση του A^- πραγματοποιείται μέσω της αντίδρασης:



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

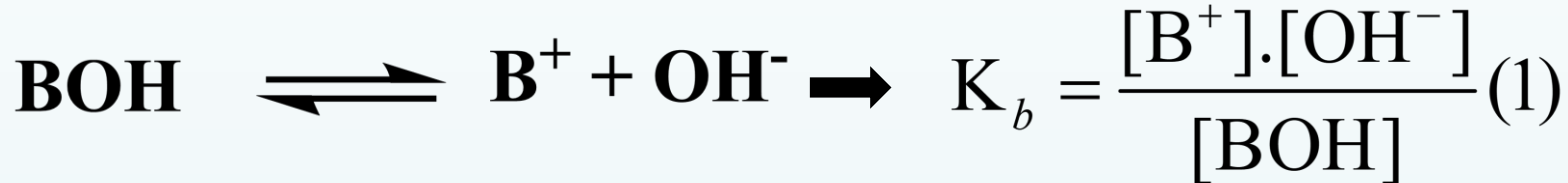
$$K_h = \frac{[HA].[OH^-].[H^+]}{[A^-].[H^+]} \xrightarrow{(2)} K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

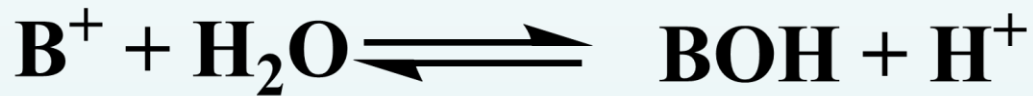
ΥΔΡΟΛΥΣΗ

ΥΔΡΟΛΥΣΗ ΚΑΤΙΟΝΤΟΣ

Έστω η ασθενής βάση BOH:



Η υδρόλυση του B^+ πραγματοποιείται μέσω της αντίδρασης:



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

$$K_h = \frac{[\text{BOH}].[\text{H}^+].[\text{OH}^-]}{[\text{B}^+].[\text{OH}^-]} \xrightarrow{(1)} K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΥΔΡΟΛΥΣΗ

ΥΔΡΟΛΥΣΗ ΚΑΤΙΟΝΤΟΣ ΚΑΙ ΑΝΙΟΝΤΟΣ



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

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

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): $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$

Επειδή προκύπτουν OH^- το διάλυμα είναι βασικό.

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΥΔΡΟΛΥΣΗ

ΠΟΙΟΤΙΚΗ ΠΡΟΒΛΕΨΗ ΤΟΥ pH ΔΙΑΛΥΜΑΤΟΣ

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

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

Το NH_4^+ υδρολύεται γιατί προκύπτει ασθενής βάση

(NH_3): $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$

Επειδή προκύπτουν H_3O^+ το διάλυμα είναι όξινο.

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΥΔΡΟΛΥΣΗ

ΠΟΙΟΤΙΚΗ ΠΡΟΒΛΕΨΗ ΤΟΥ pH ΔΙΑΛΥΜΑΤΟΣ

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

δ) Το $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ διίσταται:



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



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



ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΥΔΡΟΛΥΣΗ

ΠΟΙΟΤΙΚΗ ΠΡΟΒΛΕΨΗ ΤΟΥ pH ΔΙΑΛΥΜΑΤΟΣ

$$K_{h1} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10} = \frac{[CH_3COOH] \cdot [OH^-]}{[CH_3COO^-]}$$
$$K_{h2} = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10} = \frac{[NH_3] \cdot [H_3O^+]}{[NH_4^+]}$$

Επειδή $K_{h1} = K_{h2}$ και οι συγκεντρώσεις των CH_3COO^- και NH_4^+ είναι ίσες, επειδή προέρχονται από το ίδιο άλας (CH_3COONH_4), θα ισχύει ότι $[H_3O^+] = [OH^-]$.

Επομένως το διάλυμα θα είναι ουδέτερο.

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΥΔΡΟΛΥΣΗ

ΠΟΙΟΤΙΚΗ ΠΡΟΒΛΕΨΗ ΤΟΥ pH ΔΙΑΛΥΜΑΤΟΣ

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

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



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



ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΥΔΡΟΛΥΣΗ

ΠΟΙΟΤΙΚΗ ΠΡΟΒΛΕΨΗ ΤΟΥ pH ΔΙΑΛΥΜΑΤΟΣ

$$K_{h1} = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,6 \cdot 10^{-10} = \frac{[NH_3] \cdot [H_3O^+]}{[NH_4^+]}$$

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

Έχουμε:

- 1. $K_{h1} = 5,6 \cdot 10^{-10} < K_{h2} = 2,5 \cdot 10^{-5}$, και**
- 2. οι συγκεντρώσεις των NH_4^+ και CN^- είναι ίσες, διότι προέρχονται από το ίδιο άλας (NH_4CN),**
- 3. άρα θα ισχύει ότι $[H_3O^+] < [OH^-]$.**

Επομένως το διάλυμα θα είναι βασικό.

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

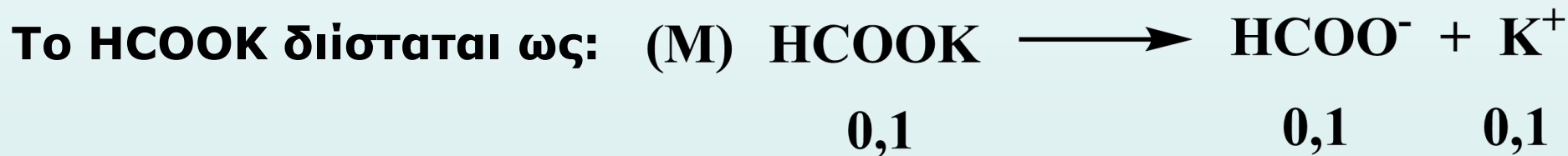
ΥΔΡΟΛΥΣΗ ΑΣΚΗΣΗ

Βαθμός υδρόλυσης (a_h)

$$a_h = \frac{\text{υδρολυόμενα}}{\text{αρχικά}} \cdot 100$$

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

ΛΥΣΗ



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

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

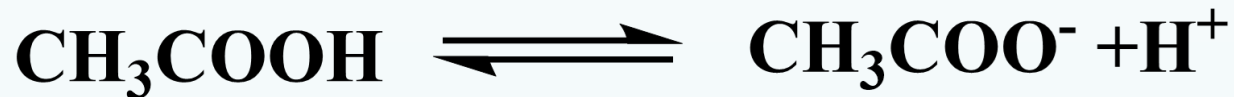
$$\rightarrow a_h = 2,2 \cdot 10^{-3} \%$$

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

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΕΠΙΔΡΑΣΗ ΚΟΙΝΟΥ ΙΟΝΤΟΣ

Έστω διάλυμα CH_3COOH σε ισορροπία.



Εάν στο διάλυμα προσθέσουμε στερεό CH_3COONa τότε αυτό διίσταται ως:



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 τη μείωση της συγκέντρωσης των CH_3COO^- .

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΡΥΘΜΙΣΤΙΚΑ ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

Ρυθμιστικό λέγεται το διάλυμα το οποίο διατηρεί το pH του πρακτικά σταθερό, εάν 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 $\text{H}_3\text{PO}_4 - \text{KH}_2\text{PO}_4$



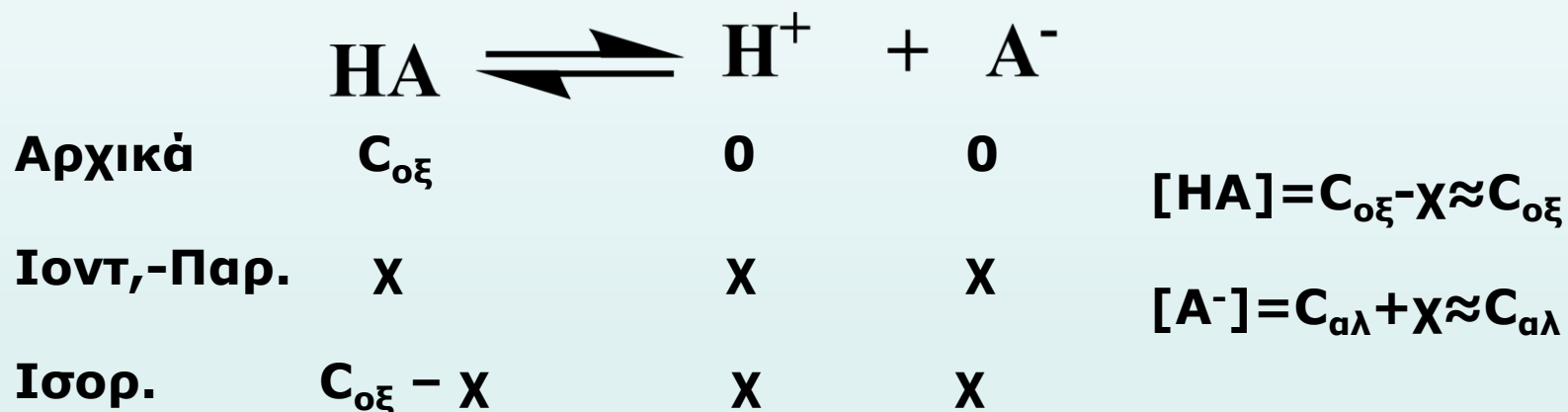
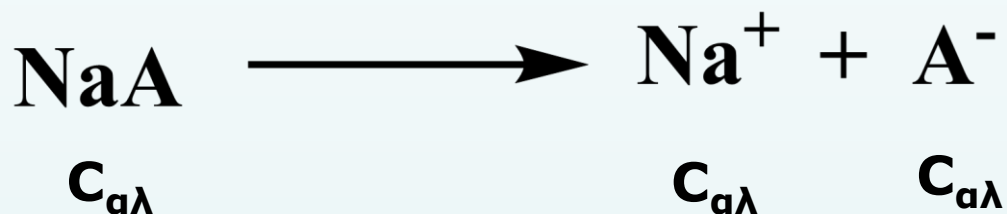
($\text{H}_3\text{PO}_4 - \text{H}_2\text{PO}_4^-$ συζυγές ζεύγος)

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΡΥΘΜΙΣΤΙΚΑ ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΣ pH ΡΥΘΜΙΣΤΙΚΩΝ ΔΙΑΛΥΜΑΤΩΝ- ΕΞΙΣΩΣΗ Henderson - Hasselbalch

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



ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΡΥΘΜΙΣΤΙΚΑ ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΣ pH ΡΥΘΜΙΣΤΙΚΩΝ ΔΙΑΛΥΜΑΤΩΝ- ΕΞΙΣΩΣΗ Henderson - Hasselbalch

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

$$[A^-] = C_{αλ} + \chi \approx C_{αλ}$$

$$K_{\alpha} = \frac{[H^+].[A^-]}{[HA]} \rightarrow [H^+] = K_{\alpha} \cdot \frac{[HA]}{[A^-]} \rightarrow \log[H^+] = \log K_{\alpha} + \log \frac{[HA]}{[A^-]}$$

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

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

Εξίσωση Henderson - Hasselbalch

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

$$pOH = pK_b + \log \frac{C_{\alpha\lambda}}{C_{\beta\alpha\sigma\eta\varsigma}}$$

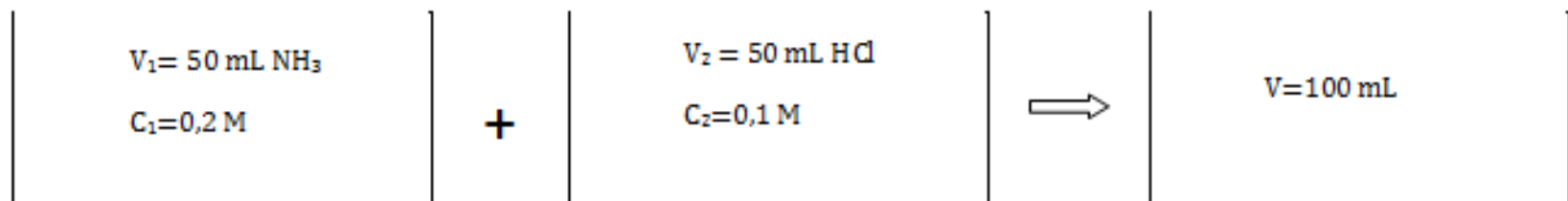
ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

ΡΥΘΜΙΣΤΙΚΑ ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

ΑΣΚΗΣΗ

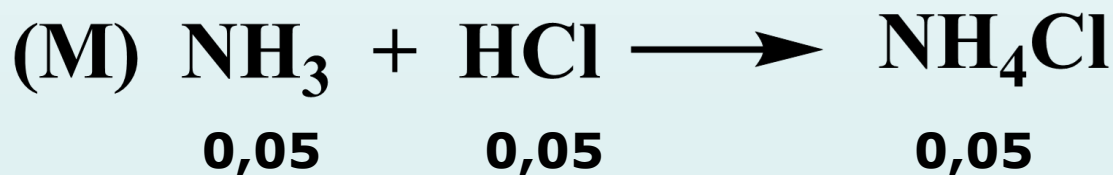
Να υπολογιστεί το pH του διαλύματος που θα προκύψει από την ανάμιξη 50 mL διαλύματος NH_3 0,2 M και 50 mL διαλύματος HCl 0,1 M. Δίνεται $K_b=1,82 \cdot 10^{-5}$.

ΛΥΣΗ



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

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



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 διίστανται 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.

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 διίστανται σύμφωνα με τις χημικές εξισώσεις:



3. $[\text{CH}_3\text{COONa}]/[\text{CH}_3\text{COOH}]$ 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.

Δείκτης
ρυθμιστικού
διαλύματος

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

Ποσότητα (mol)
ισχυρού οξέος ή βάσης
που προστίθενται.

Μεταβολή pH

Ένα ρυθμιστικό διάλυμα έχει επαρκή ρυθμιστική ικανότητα όταν:

$$0,1 \leq \frac{C_{\text{αλατος}}}{C_{\text{οξέος}}} \leq 10$$

$$pH = pK_a + \log \frac{C_{\text{αλ}}}{C_{\text{οξ}}}$$

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

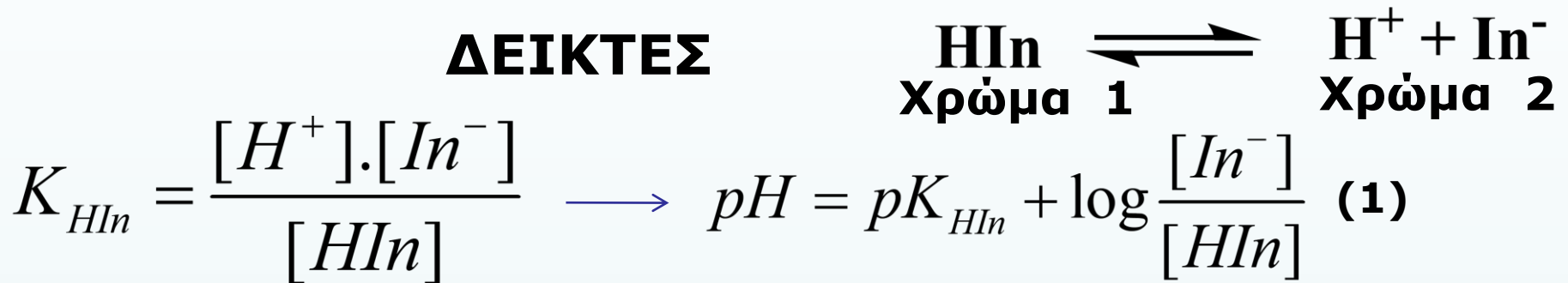
ΡΥΘΜΙΣΤΙΚΑ ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

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

ΔΕΙΚΤΕΣ



Η σχέση (1) αποδεικνύεται με τον ίδιο τρόπο 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 μεγάλη περίσσεια ως προς την άλλη (αναλογία περίπου 1: 10)

Επομένως η σχέση (1) γίνεται:

1. Εάν $[In^-]/[HIn] \Rightarrow 1/10$, επικρατεί το **χρώμα 1** και $pH = pK_{HIn} - 1$

2. Εάν $[In^-]/[HIn] \Rightarrow 10/1$, επικρατεί το **χρώμα 2** και $pH = pK_{HIn} + 1$

ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

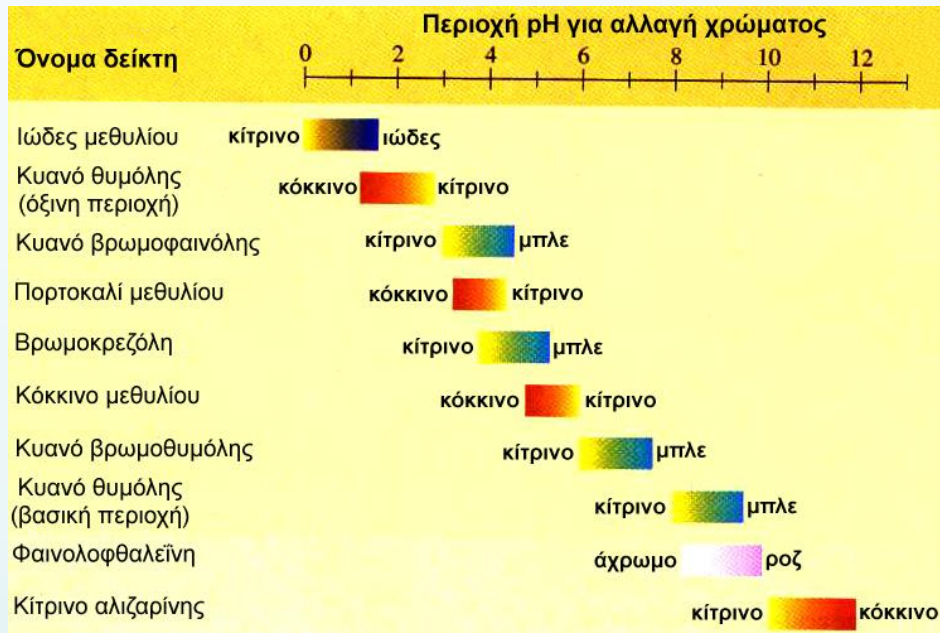
ΔΕΙΚΤΕΣ



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)