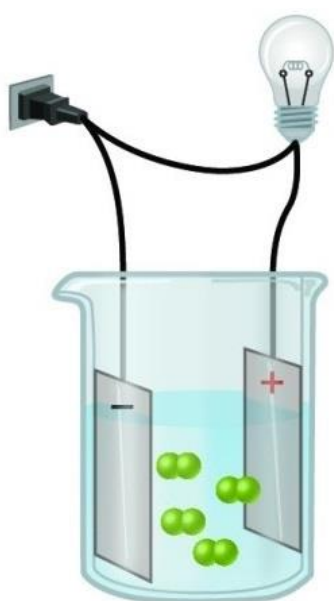


5.3 Ιοντισμός οξέα, βάσεις & νερό - pH

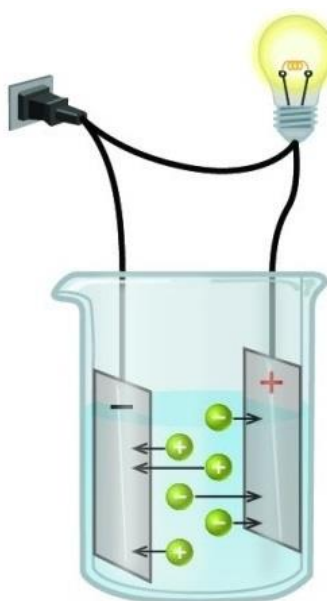
1) Γενικές έννοιες – Ηλεκτρολύτες & Αγωγιμότητα

- Τα διαλύματα των ηλεκτρολυτών είναι ιοντικοί αγωγοί ηλεκτρικού ρεύματος
- Ως αγωγοί παρουσιάζουν «αντίσταση» στη διέλευση του ρεύματος
- Αντίσταση αγωγού: $R = \rho \frac{\ell}{S}$ (ρ = ειδική αντίσταση, ℓ = μήκος & S = διατομή)
- Η αγωγιμότητα είναι το αντίστροφο της αντίστασης
- Αγωγιμότητα αγωγού $G = k \frac{S}{\ell}$, $1/\rho = k$ = ειδική αγωγιμότητα, S = διατομή & ℓ = μήκος
- Αγωγιμότητα διαλύματος είναι η ικανότητά του να άγει το ηλεκτρικό ρεύμα
- Οι μονάδες μέτρησης της αγωγιμότητας στο S.I είναι: Siemens & συμβολίζεται S (μS)
- Η αγωγιμότητα $G = f(\theta)$ & αυξάνεται με τη θερμοκρασία
- Σύμφωνα με τον Arrhenius η αγωγιμότητα οφείλεται στην παρουσία των ιόντων
- Μετρήσεις αγωγιμότητας νερού έδωσαν τα παρακάτω στοιχεία:
 - ❖ «Θαλασσινό νερό» $G = 60.000 \mu S.cm^{-1}$
 - ❖ «Πόσιμο νερό» $G = 100 - 800 \mu S.cm^{-1}$
 - ❖ «Απιονισμένο νερό» $G = 0,5 - 5 \mu S.cm^{-1}$
 - ❖ «Απόλυτο νερό» $G = 5,5.10^{-2} \mu S.cm^{-1}$

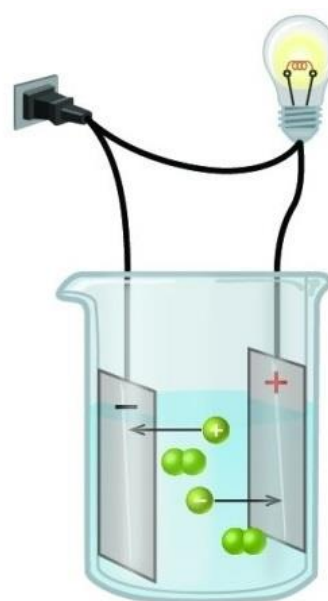
1



Μοριακό διάλυμα
π.χ. $C_6H_{12}O_6$ ή C_2H_5OH
Πάρα Πολύ Χαμηλή
Αγωγιμότητα

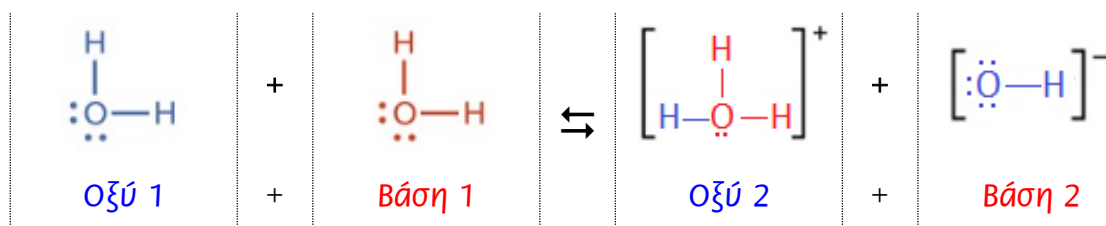


Ιοντικό διάλυμα
π.χ. $(Na^{+1} - Cl^{-1})_n$
Υψηλή Αγωγιμότητα



Ιοντικό διάλυμα
π.χ. HF ή CH_3COOH
Χαμηλή Αγωγιμότητα

2) Ιοντισμός H₂O (Αυτό – Ιοντισμός) – K_w



Συζυγές Ζεύγος 1: H₂O(l)/OH⁻¹(aq) & Συζυγές Ζεύγος 2: H₃O⁺¹(aq)/H₂O(l)

	H ₂ O(l)		H ₂ O(l)		H ₃ O ⁺¹ (aq)		OH ⁻¹ (aq)
Αρχικά	55,5	+	55,5	⇌	0	+	0
Αντ/Παρ	-x		-x		+x		+x
Χ.Ι	55,5 - x		55,5 - x		x		x

Η σταθερά της χημικής ισορροπίας είναι:

$$K_c = \frac{[H_3O^{+1}] \cdot [OH^{-1}]}{[H_2O] \cdot [H_2O]} = \frac{[H_3O^{+1}] \cdot [OH^{-1}]}{[H_2O]^2} = 3,24 \cdot 10^{-18} @298K$$

Σημείωση: Η συγκέντρωση του νερού είναι 55,55M

- Συγκέντρωση νερού 1L = 1000mL
- $\rho(H_2O) = 1g \cdot mL^{-1}$
- $M_r(H_2O) = 18 [H_2O] = 55,5M []$

Επομένως, σε σταθερή θερμοκρασία η ποσότητα $K_c \cdot [H_2O]^2$ είναι σταθερή, $K_c \cdot [H_2O]^2 = K_w$

$K_w = [H_3O^{+1}] \cdot [OH^{-1}] = 10^{-14} (@25^\circ C)$

Σταθερά Γινομένου Ιόντων H₂O ή Γινόμενο Ιόντων H₂O (1)

Σημείωση: Η σταθερά ιοντισμού K_w , όπως και η K_c , εξαρτάται από τη θερμοκρασία & αυξάνεται με τη θερμοκρασία, καθώς οι αντιδράσεις ιοντισμού είναι ενδόθερμες

Σημείωση: Η μεταβολή της $K_w = f(\theta)$ επηρεάζει τη συγκέντρωση στο διάλυμα επομένως και τις τιμές του pH ή τον χαρακτηρισμό του διαλύματος ως όξινο, ουδέτερο ή αλκαλικό

Σημείωση: Οι μονάδες στην K_w παραλείπονται όπως και στις περιπτώσεις της K_c

Επομένως, ανάλογα με τις περιπτώσεις ουδέτερου, όξινου ή αλκαλικού διαλύματος:

- 1) Σε ουδέτερο υδατικό διάλυμα – Καθαρό νερό (@25°C): $[H_3O^{+1}] = [OH^{-1}] = 10^{-7}$ (2)
- 2) Αν προσθέσουμε οξύ σε νερό:
 - Αυξάνεται η συγκέντρωση των οξωνίων (H₃O⁺¹)
 - Η ισορροπία αυτοϊοντισμού του νερού μετατοπίζεται προς τ' αριστερά (Le Chatelier)
 - Ελαττώνεται η συγκέντρωση υδροξειδίων (OH⁻¹) ώστε $K_w = [H_3O^{+1}] \cdot [OH^{-1}]$
 - Σε όξινο διάλυμα (@25°C): $[H_3O^{+1}] > [OH^{-1}]$ ή $[H_3O^{+1}] > 10^{-7} M > [OH^{-1}]$ (3)
- 3) Αν προσθέσουμε βάση σε νερό:
 - Αυξάνεται η συγκέντρωση των υδροξειδίων (OH⁻¹)
 - Η ισορροπία αυτοϊοντισμού του νερού μετατοπίζεται προς τ' αριστερά (Le Chatelier)
 - Ελαττώνεται η συγκέντρωση οξωνίων (H₃O⁺¹) ώστε $K_w = [H_3O^{+1}] \cdot [OH^{-1}]$
 - Σε αλκαλικό διάλυμα (@25°C): $[H_3O^{+1}] < [OH^{-1}]$ ή $[H_3O^{+1}] < 10^{-7} M < [OH^{-1}]$ (4)

Παράδειγμα 1: Καθαρό νερό σε θερμοκρασία θ °C έχει $pH = 6,5$ να:

1) Προβλέψετε αν η θερμοκρασία θ °C είναι:

- a) $\theta = 25^{\circ}C$
- b) $\theta < 25^{\circ}C$
- c) $\theta > 25^{\circ}C$

2) Υπολογίσετε την τιμή της σταθεράς ιοντισμού του νερού (K_w) στη θερμοκρασία θ °C

3) Υδατικό διάλυμα στη θερμοκρασία θ °C θα είναι:

- a) Αλκαλικό
- b) Ουδέτερο
- c) Όξινο

3

3) pH & pOH διαλύματος (Sorensen 1909)

a) pH = αρνητικός δεκαδικός λογάριθμος της συγκέντρωσης των ιόντων H_3O^{+1}

$$pH = -\log[H_3O^{+1}] \quad (5)$$

b) pOH = αρνητικός δεκαδικός λογάριθμος της συγκέντρωσης των ιόντων OH^{-1}

$$pOH = -\log[OH^{-1}] \quad (6)$$

c) Σχέση ανάμεσα σε pH & pOH

$$K_w = [H_3O^{+1}] \cdot [OH^{-1}] \Rightarrow \log(K_w) = \log([H_3O^{+1}] \cdot [OH^{-1}]) \Rightarrow \log(K_w) = \log[H_3O^{+1}] + \log[OH^{-1}] \Rightarrow$$

$$-\log(K_w) = -\log[H_3O^{+1}] - \log[OH^{-1}] \Rightarrow pK_w = pH + pOH \Rightarrow 14 = pH + pOH \quad (7)$$

Σημείωση: Κατ' επέκταση προσδιορίζουμε $pX = -\log[X]$

- $pK_w = -\log K_w$
- $pK_a = -\log K_a$
- $pK_b = -\log K_b$

Σημείωση: Η τιμή του pH μετριέται με:

- 1) pH - μετρικό χαρτί
- 2) pH - μέτρο
- 3) Οξοβασικούς δείκτες (*εκτίμηση*) - σελίδα 166

Παράδειγμα 2: Υπολογισμός pH & pOH

➤ $[H_3O^{+1}] = 10^{-3} M \Rightarrow pH = 3$	➤ $[H_3O^{+1}] = 6 \cdot 10^{-3} M \Rightarrow pH = -\log(6 \cdot 10^{-3} M) \Rightarrow$ $pH = -(\log 6 + \log 10^{-3}) \Rightarrow pH = -(0,78 + (-3)) \Rightarrow$ $pH = 2,22$
➤ $[H_3O^{+1}] = 10^{-5} M \Rightarrow pH = 5$	
➤ $[H_3O^{+1}] = 10^{-1} M \Rightarrow pH = 1$	
➤ $[H_3O^{+1}] = 1 M \Rightarrow pH = 0$	➤ $[H_3O^{+1}] = 4 \cdot 10^{-2} M \Rightarrow pH = -\log(4 \cdot 10^{-2} M) \Rightarrow$ $pH = -(\log 4 + \log 10^{-2}) \Rightarrow pH = -(0,60 + (-2)) \Rightarrow$ $pH = 1,4$
➤ $[H_3O^{+1}] = 10^{-7} M \Rightarrow pH = 7$	
➤ $[H_3O^{+1}] = 10^{-10} M \Rightarrow pH = 10$	
➤ $[OH^{-1}] = 10^{-1} M \Rightarrow pOH = 1 \text{ \& } pH = 13$	➤ $pH = 8,3 \Rightarrow [H_3O^{+1}] = 10^{-8,3} \Rightarrow [H_3O^{+1}] = 10^{-(0,7+9)} \Rightarrow$ $[H_3O^{+1}] = 10^{0,7} \cdot 10^{-9} \Rightarrow [H_3O^{+1}] = 5 \cdot 10^{-9} M$
➤ $[OH^{-1}] = 10^{-4} M \Rightarrow pOH = 4 \text{ \& } pH = 10$	
➤ $[H_3O^{+1}] = 10^{-11} M \Rightarrow pH = 11 \text{ \& } pOH = 3$	
➤ $pH = 5 \Rightarrow [H_3O^{+1}] = 10^{-5} \text{ \& } pOH = 9$	
➤ $pH = 13 \Rightarrow [H_3O^{+1}] = 10^{-13} \text{ \& } pOH = 1$	
➤ $pH = 3 \Rightarrow$ $[H_3O^{+1}] = 10^{-3} M \text{ \& } [OH^{-1}] = 10^{-2} M \text{ \& }$	
➤ $pOH = 2 \Rightarrow$ $[OH^{-1}] = 10^{-2} M \text{ \& } [H_3O^{+1}] = 10^{-12} M$	

4) Μεταβολή του pH υδατικού διαλύματος κατόπιν αραίωσης

Πρόσθεση νερού σε υδατικό διάλυμα οξέος ή βάσης προκαλεί ελάττωση της συγκέντρωσης με συνέπεια τη μεταβολή του pH του διαλύματος

1) Σε όξινο διάλυμα ($\text{pH} < 7$ @ 25°C) με την αραίωση:

➤ $[\text{H}_3\text{O}^{+1}] \downarrow$ οπότε το $\text{pH} \uparrow$

➤ Το pH αυξάνεται αλλά παραμένει όξινο το διάλυμα ΔΕΝ ΓΙΝΕΤΑΙ ΑΛΚΑΛΙΚΟ

2) Σε αλκαλικό διάλυμα ($\text{pH} > 7$ @ 25°C) με την αραίωση:

➤ $[\text{OH}^{-1}] \downarrow$ οπότε $\text{pOH} \uparrow$ & $\text{pH} \downarrow$

➤ Το pH μειώνεται αλλά παραμένει αλκαλικό το διάλυμα ΔΕΝ ΓΙΝΕΤΑΙ ΟΞΙΝΟ

Σημείωση: Τα ρυθμιστικά διαλύματα (Κεφάλαιο 5.5) έχουν την ιδιότητα να διατηρούν το pH τους πρακτικά σταθερό όταν αραιώνονται μέσα σε κάποια όρια

5) Διαλύματα ισχυρών οξέων & βάσεων

Παράδειγμα 3: Να υπολογίσετε το pH διαλύματος $\text{HBr} = 8,1 \text{ g.L}^{-1}$ - $A_r(\text{H}) = 1$ & $A_r(\text{Br}) = 80$

- Αρχικά υπολογίζουμε $M_r^{\text{HBr}} = 81 \Rightarrow [\text{HBr}] = 0,1 \text{ mol.L}^{-1} = 0,1 \text{ M}$
- Το υδροβρώμιο είναι ισχυρό οξύ & ιοντίζεται πλήρως, επομένως:

	$\text{HBr}_{(g)}$		$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$		$\text{H}_3\text{O}^{+1}_{(aq)}$		$\text{Br}^{-1}_{(aq)}$
Αρχικά	10^{-1}	+	-	→	0	+	0
Αντ/Παρ	-10^{-1}		-		$+10^{-1}$		$+10^{-1}$
Τελικά	$10^{-1} - 10^{-1} = 0$		-		$+10^{-1}$		$+10^{-1}$

- Στο διάλυμα έχουμε $[\text{H}_3\text{O}^{+1}] = 0,1 \text{ M}$ αλλά έχουμε & H_3O^{+1} λόγω ιοντισμού του H_2O

	$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$		$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$		$\text{H}_3\text{O}^{+1}_{(aq)}$		$\text{OH}^{-1}_{(aq)}$
Αρχικά	-	+	-	⇌	0	+	0
Αντ/Παρ	-		-		x		x
Χ.Ι	-		-		x		x

- Επομένως, στο διάλυμα υπάρχουν $[\text{H}_3\text{O}^{+1}] = (10^{-1} + x) \text{ M}$ & $[\text{OH}^{-1}] = x \text{ M}$
- Όξινο διάλυμα $\Rightarrow [\text{OH}^{-1}] = x < 10^{-7} \text{ M}$
- Επομένως, αποδεχόμαστε ότι: $[\text{H}_3\text{O}^{+1}] = (10^{-1} + x) \approx 10^{-1} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^{+1}] = 10^{-1} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 1$

Σημείωση: Κατά τη μελέτη όξινων & αλκαλικών ιοντικών διαλυμάτων λαμβάνουμε υπόψιν μας την αντίδραση ιοντισμού του νερού, μόνο στις περιπτώσεις κατά τις οποίες η συγκέντρωση των ιόντων $[\text{H}_3\text{O}^{+1}]$ & $[\text{OH}^{-1}]$ αντίστοιχα είναι μικρότερη του 10^{-6} M

Παράδειγμα 4: Να υπολογίσετε τη συγκέντρωση $[\text{OH}^{-1}]$ σε:

a) Διάλυμα $\text{KOH } 10^{-3} \text{ M}$

➤ Το κάλιο υδροξείδιο (KOH) είναι ισχυρή βάση & διίσταται πλήρως, επομένως:

	$\text{KOH}_{(aq)}$		$\text{K}^{+1}_{(aq)}$		$\text{OH}^{-1}_{(aq)}$
Αρχικά	10^{-3}	→	0	+	0
Αντ/Παρ	10^{-3}		10^{-3}		10^{-3}
Τελικά	0		10^{-3}		10^{-3}

➤ Στο διάλυμα έχουμε $[\text{OH}^{-1}] = 10^{-3} \text{ M}$

b) Διάλυμα $\text{KOH } 10^{-7} \text{ M}$

➤ Στο διάλυμα έχουμε $[\text{OH}^{-1}] = 10^{-7} \text{ M}$ αλλά έχουμε & OH^{-1} λόγω ιοντισμού του H_2O

	$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$		$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$		$\text{H}_3\text{O}^{+1}_{(aq)}$		$\text{OH}^{-1}_{(aq)}$
Αρχικά	-	+	-	⇌	0	+	0
Αντ/Παρ	-		-		x		x
Χ.Ι	-		-		x		x

➤ Επομένως, στο διάλυμα υπάρχουν $[\text{OH}^{-1}] = (10^{-7} + x) \text{ M}$ & $[\text{H}_3\text{O}^{+1}] = x \text{ M}$

➤ Αλκαλικό διάλυμα $\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^{+1}] = x < 10^{-7} \text{ M}$

➤ Επομένως δεν ισχύει ότι: $(10^{-7} + x) \approx 10^{-7}$

➤ Γνωρίζουμε ότι $K_w = [\text{H}_3\text{O}^{+1}] \cdot [\text{OH}^{-1}] = 10^{-14} @ 25^\circ\text{C}$

➤ $[\text{H}_3\text{O}^{+1}] \cdot [\text{OH}^{-1}] = 10^{-14} \Rightarrow x \cdot (10^{-7} + x) = 10^{-14} \Rightarrow x = 0,618 \cdot 10^{-7}$

➤ $[\text{OH}^{-1}] = (10^{-7} + x) \Rightarrow [\text{OH}^{-1}] = 1,618 \cdot 10^{-7}$

Σημείωση: [Επίλυση δευτεροβάθμιας εξίσωσης](#)

$$ax^2 + bx + \gamma = 0 \Rightarrow x_{1,2} = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4 \cdot \alpha \cdot \gamma}}{2\alpha}$$

Παράδειγμα 5: Να υπολογίσετε το pH διαλυμάτων:

a) 50 mL [HCl] = 0,1 M

➤ Το υδροχλώριο είναι ισχυρό οξύ & ιοντίζεται πλήρως, επομένως:

	$\text{HCl}_{(g)}$		$\text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$		$\text{H}_3\text{O}^{+1}_{(aq)}$		$\text{Cl}^{-1}_{(aq)}$
Αρχικά	0,1	+	-	→	0	+	0
Αντ/Παρ	0,1		-		+0,1		+0,1
Ποσοτική	0		-		+0,1		+0,1

➤ $\text{pH} = -\log(0,1) \Rightarrow \text{pH} = 1$

b) 50 mL [HCl] = 0,1 M + 30 mL NaOH 0,1 M

	$\text{HCl}_{(g)}$		$\text{NaOH}_{(aq)}$		$(\text{Na}^{+1} - \text{Cl}^{-1})_n$		$\text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$
Αρχικά	$5 \cdot 10^{-3}$	+	$3 \cdot 10^{-3}$	→	0	+	0
Αντ/Παρ	$3 \cdot 10^{-3}$		$3 \cdot 10^{-3}$		$3 \cdot 10^{-3}$		$3 \cdot 10^{-3}$
Ποσοτική	$(5 \cdot 10^{-3} - 3 \cdot 10^{-3})$		$(5 \cdot 10^{-3} - 3 \cdot 10^{-3})$		$3 \cdot 10^{-3}$		$3 \cdot 10^{-3}$

- $\text{mol HCl} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ ($[\text{HCl}] = 0,1 \text{ M} \Rightarrow 10^{-1} \text{ mol/1000mL} \Rightarrow 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/50mL}$)
- $\text{mol NaOH} = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ ($[\text{NaOH}] = 0,1 \text{ M} \Rightarrow 10^{-1} \text{ mol/1000mL} \Rightarrow 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/30mL}$)
- Το υδροξείδιο του νατρίου είναι ισχυρή βάση & διίσταται πλήρως, επομένως
- Επομένως, στο διάλυμα υπάρχουν $2 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl}$ σε $(50+30) \text{ mL} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^{+1}] = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ M}$
- Επομένως, $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^{+1}] \Rightarrow \text{pH} = -\log[2,5 \cdot 10^{-2}] \Rightarrow \text{pH} = 1,6$

c) 50 mL [HCl] = 0,1 M + 50 mL NaOH 0,1 M

➤ Πλήρης εξουδετέρωση HCl & NaOH $\Rightarrow \text{pH} = 7$

d) 50 mL [HCl] = 0,1 M + 60 mL NaOH 0,1 M

	$\text{HCl}_{(g)}$		$\text{NaOH}_{(aq)}$		$(\text{Na}^{+1} - \text{Cl}^{-1})_n$		$\text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$
Αρχικά	$5 \cdot 10^{-3}$	+	$6 \cdot 10^{-3}$	→	0	+	0
Αντ/Παρ	$5 \cdot 10^{-3}$		$5 \cdot 10^{-3}$		$5 \cdot 10^{-3}$		$5 \cdot 10^{-3}$
Ποσοτική	0		10^{-3}		$5 \cdot 10^{-3}$		$5 \cdot 10^{-3}$

- $\text{NaOH } 10^{-3} \text{ mol}$ σε $(50+60) \text{ mL}$ διαλύματος $\Rightarrow [\text{OH}^{-1}] = 9,09 \cdot 10^{-3} \text{ M}$
- $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^{-1}] \Rightarrow \text{pOH} = -\log[9,09 \cdot 10^{-3}] \Rightarrow \text{pOH} = 2,04 \Rightarrow \text{pH} = 11,96$

e) 50 mL [HCl] = 0,1 M + 950 mL H₂O

➤ Το υδροχλώριο είναι ισχυρό οξύ & ιοντίζεται πλήρως, επομένως:

	$\text{HCl}_{(g)}$		$\text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$		$\text{H}_3\text{O}^{+1}_{(aq)}$		$\text{Cl}^{-1}_{(aq)}$
Αρχικά	0,1	+	-	→	0	+	0
Αντ/Παρ	0,1		-		+0,1		+0,1
Ποσοτική	0		-		+0,1		+0,1

- $\text{mol HCl} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ ($[\text{HCl}] = 0,1 \text{ M} \Rightarrow 10^{-1} \text{ mol/1000mL} \Rightarrow 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/50mL}$)
- Επομένως, στο διάλυμα υπάρχουν $5 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl}$ σε $(50+950) \text{ mL} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^{+1}] = 5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$
- Επομένως, $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^{+1}] \Rightarrow \text{pH} = -\log[5 \cdot 10^{-3}] \Rightarrow \text{pH} = 2,3$

6) Διαλύματα ασθενών οξέων



Συζυγές Ζεύγος 1: $\text{HA}_{(g)}/\text{A}^{-1}_{(aq)}$ & Συζυγές Ζεύγος 2: $\text{H}_2\text{O}_{(l)}/\text{H}_3\text{O}^{+1}_{(aq)}$

9

$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^{+1}] \cdot [\text{A}^{-1}]}{[\text{HA}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]} \quad (8)$$

➤ Διάλυμα Αραιό $\Rightarrow m_{\text{Διαλύτη}} \approx m_{\text{Διαλύματος}} \text{ & } V_{\text{Διαλύτη}} \approx V_{\text{Διαλύματος}}$
 ➤ Συγκέντρωση νερού $[\text{H}_2\text{O}] = 55,5\text{M}$ Σταθερά!
 ➤ $K_c \cdot [\text{H}_2\text{O}] = K_a$

$$K_a^{\text{HA}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^{+1}] \cdot [\text{A}^{-1}]}{[\text{HA}]} \quad \text{Σταθερά Ιοντισμού Ασθενούς Οξέος HA} \quad (9)$$

Σημείωση: Η σταθερά ιοντισμού K_a , όπως η K_c & K_w , εξαρτάται από τη θερμοκρασία & αυξάνεται με τη θερμοκρασία, καθώς οι αντιδράσεις ιοντισμού είναι ενδόθερμες

Σημείωση: Η K_a είναι ένα μέτρο της ισχύος του οξέος, όσο αυξάνει η K_a αυξάνει & η ισχύς του

Σημείωση: Οι μονάδες στην K_a παραλείπονται όπως και στις περιπτώσεις των K_c

Σημείωση: Στα διαλύματα των ασθενών οξέων, η ισορροπία είναι μετατοπισμένη αριστερά, επομένως η σταθερά K_a παίρνει χαμηλές (βλέπε πίνακα σελ. 153)

	Οξύ 1 $\text{HA}_{(g)}$		Βάση 1 $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$		Οξύ 2 $\text{H}_3\text{O}^{+1}_{(aq)}$		Βάση 2 $\text{A}^{-1}_{(aq)}$
Αρχικά	c_α				0		0
Ιοντίζονται/ Παράγονται	-X $-\alpha c_\alpha$	+		$\rightleftharpoons$	+X $+\alpha c_\alpha$	+	+X $+\alpha c_\alpha$
X.I	$c_\alpha \cdot (1 - \alpha)$				αc_α		αc_α

Υπόθεση εργασίας: ➤ Μονοπρωτικό* οξύ*
 ➤ Αραιό διάλυμα $< 0,1 \text{ M}$ ➤ Βαθμός ιοντισμού $\alpha = \frac{x}{c_\alpha}$
 ➤ $[\text{HA}] = C_\alpha$

$$K_a^{\text{HA}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^{+1}] \cdot [\text{A}^{-1}]}{[\text{HA}]} = \frac{\alpha c_\alpha \cdot \alpha c_\alpha}{c_\alpha(1-\alpha)} \Rightarrow K_a = \frac{c_\alpha \cdot \alpha^2}{1-\alpha} \quad (C_\alpha \neq 0)$$

$$K_a^{\text{HA}} = \frac{C_\alpha \cdot \alpha^2}{1-\alpha} \quad \text{Νόμος Αραίωσης Oswald} \quad (10)$$

➤ Προσεγγίσεις Νόμου Oswald

❖ Εάν $\alpha \leq 0,1 \Rightarrow (1 - \alpha) \approx 1$

❖ Εάν $\frac{K_a^{\text{HA}}}{c_\alpha} \leq 0,01 \Rightarrow (1 - \alpha) \approx 1$

$$K_a^{\text{HA}} = c_\alpha \cdot \alpha^2$$

«Απλοποιημένος» Νόμος Oswald (11)

Σημείωση: Όσο αραιώνουμε το διάλυμα, σε σταθερή θερμοκρασία, τόσο η τιμή (α) αυξάνει

Σημείωση: Με τη χρήση του Νόμου του Oswald:

- Αν γνωρίζουμε c_α & α υπολογίζουμε K_a^{HA} ασθενούς οξέος
 ➤ Αν γνωρίζουμε K_a^{HA} & c_α υπολογίζουμε α ασθενούς οξέος

Παράδειγμα 6: Διάλυμα μονοπρωτικού οξέος συγκέντρωσης $[HA] = 10^{-2} \text{ M}$ παρουσιάζει βαθμό ιοντισμού $\alpha = 10^{-2}$. Να υπολογίσετε τη σταθερά ιοντισμού (K_a^{HA}) & το pH του διαλύματος
 Ο βαθμός ιοντισμού $\alpha = \frac{x}{c} \Rightarrow x = \alpha \cdot c$

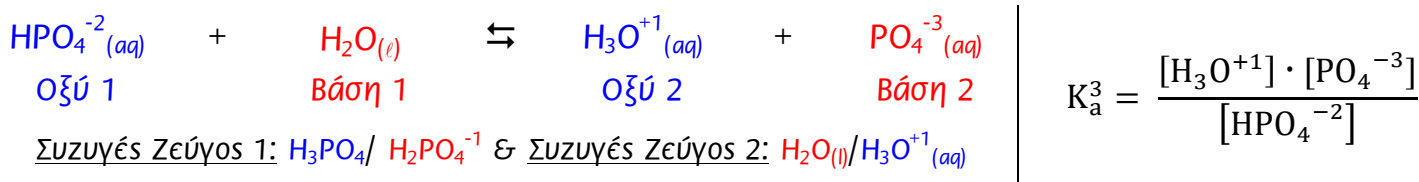
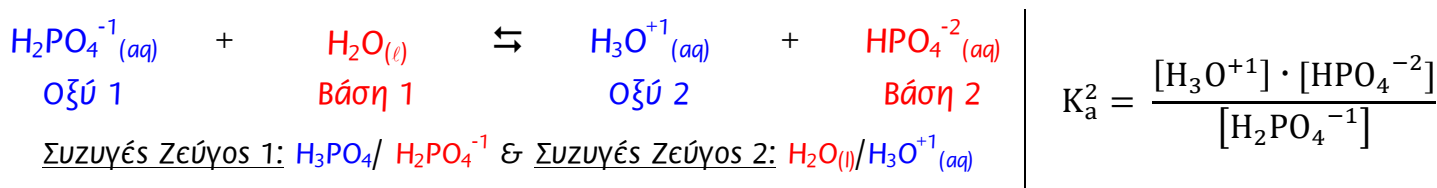
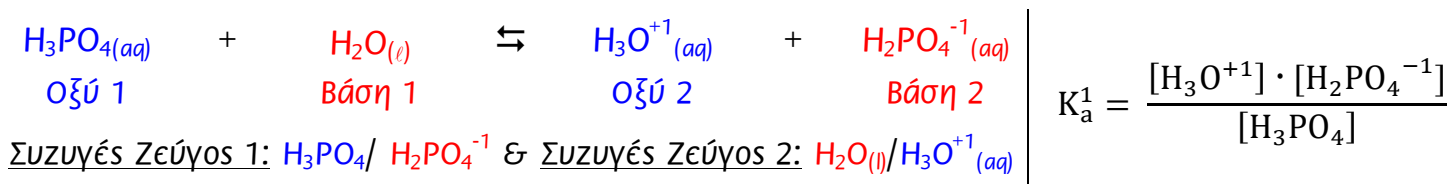
	Οξύ 1 $HA_{(aq)}$		Βάση 1 $H_2O_{(l)}$		Οξύ 2 $H_3O^{+1}_{(aq)}$		Βάση 2 $A^{-1}_{(aq)}$	10
Αρχικά	10^{-2}				0		0	
Ιοντίζονται Παράγονται	$x = \alpha \cdot c_a \Rightarrow$ $10^{-2} \cdot 10^{-2} = 10^{-4}$	+		$\rightleftharpoons$	10^{-4}	+	10^{-4}	
X.I	$(C_a - \alpha \cdot C_a) =$ $C_a(1 - \alpha) =$ $10^{-2} \cdot (1 - 10^{-2})$				10^{-4}		10^{-4}	

$$K_a^{\text{HA}} = \frac{[H_3O^{+1}] \cdot [A^{-1}]}{[HA]} = \frac{10^{-4} \cdot 10^{-4} c}{10^{-2}(1 - 10^{-2})} = \frac{10^{-8}}{10^{-2} \cdot 0,99} \approx \frac{10^{-8}}{10^{-2} \cdot 1} \Rightarrow K_a^{\text{HA}} = 10^{-6}$$

$$pH = -\log [H_3O^{+1}] \Rightarrow pH = -\log[10^{-4}] \Rightarrow pH = 4$$

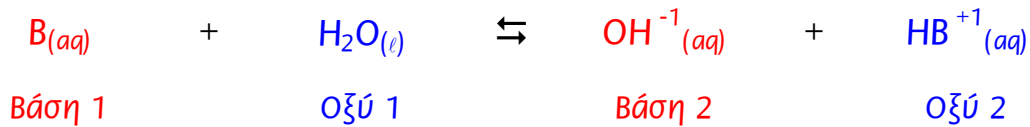
Σημείωση: Τα πολυπρωτικά οξέα ιοντίζονται σε περισσότερα στάδια, με σταθερές ιοντισμού για τα στάδια $K_1, K_2, \dots K_v$ (διαδοχικές σταθερές ιοντισμού). Ο ιοντισμός μειώνεται από το πρώτο προς το τελευταίο στάδιο, $K_1 > K_2 > \dots > K_v$

Παράδειγμα 7: H_3PO_4 (τριπρωτικό οξύ)



$$\text{Το γινόμενο } K_a^1 \cdot K_a^2 \cdot K_a^3 = K_a^{\text{H}_3\text{PO}_4}$$

7) Διαλύματα ασθενών βάσεων



Συζυγές Ζεύγος 1: $B_{(aq)}/HB^{+1}_{(aq)}$ & Συζυγές Ζεύγος 2: $H_2O_{(l)}/OH^{-1}_{(aq)}$

$$K_c = \frac{[HB^{+1}] \cdot [OH^{-1}]}{[B] \cdot [H_2O]} \quad (10)$$

- Διάλυμα Αραιό $\Rightarrow m_{\text{Διαλύτη}} \approx m_{\text{Διαλύματος}} \text{ & } V_{\text{Διαλύτη}} \approx V_{\text{Διαλύματος}}$
- Συγκέντρωση νερού $[H_2O] = 55,5M$
- $K_c \cdot [H_2O] = K_b^B$

$$K_b^B = \frac{[HB^{+1}] \cdot [OH^{-1}]}{[B]} \quad \text{Σταθερά Ιοντισμού Ασθενούς Βάσης B} \quad (12)$$

Σημείωση: Η σταθερά ιοντισμού K_b , όπως η K_c & K_w , εξαρτάται από τη θερμοκρασία & αυξάνεται με τη θερμοκρασία, καθώς οι αντιδράσεις ιοντισμού είναι ενδόθερμες

Σημείωση: Η K_b είναι ένα μέτρο της ισχύος του οξέος, όσο αυξάνει η K_b αυξάνει & η ισχύς της

Σημείωση: Οι μονάδες στην K_b παραλείπονται όπως και στις περιπτώσεις των K_c

Σημείωση: Στα διαλύματα των ασθενών βάσεων η ισορροπία είναι μετατοπισμένη αριστερά, επομένως η σταθερά K_b παίρνει χαμηλές (βλέπε πίνακα σελ. 153)

	Βάση 1 $B_{(aq)}$		Οξύ 1 $H_2O_{(l)}$		Βάση 2 $OH^{-1}_{(aq)}$		Οξύ 2 $HB^{+1}_{(aq)}$
Αρχικά	C_b				0		0
Ιοντίζονται/ Παράγονται	-x $-a \cdot C_b$	+		$\rightleftharpoons$	+x $+aC_b$	+	+x $+aC_b$
X.I	$C_b \cdot (1 - a)$				aC_b		aC_b

- Υπόθεση εργασίας:
- Μονόξινη* βάση*
 - Αραιό διάλυμα $< 0,1 M$
 - Βαθμός ιοντισμού $\alpha = \frac{x}{c_b}$
 - $[B] = C_b$

$$K_b^B = \frac{[HB^{+1}] \cdot [OH^{-1}]}{[B]} = \frac{\alpha C_b \cdot \alpha C_b}{C_b(1-\alpha)} \Rightarrow K_b^B = \frac{C_b \cdot \alpha^2}{1-\alpha} \quad (C_b \neq 0)$$

$$K_b^B = \frac{C_b \cdot \alpha^2}{1-\alpha} \quad \text{Νόμος Αραίωσης Oswald} \quad (13)$$

➤ Απλοποιήσεις στο Νόμο Oswald

❖ Εάν $a \leq 0,1 \Rightarrow (1 - a) \approx 1$

❖ Εάν $\frac{K_b}{c_b} \leq 0,01 \Rightarrow (1 - a) \approx 1$

$$K_b^B = c_b \cdot \alpha^2$$

Απλοποιημένος Νόμος Oswald (14)

Σημείωση: Όσο αραιώνουμε το διάλυμα, σε σταθερή θερμοκρασία, τόσο η τιμή (α) αυξάνει

Σημείωση: Με τη χρήση του Νόμου του Oswald:

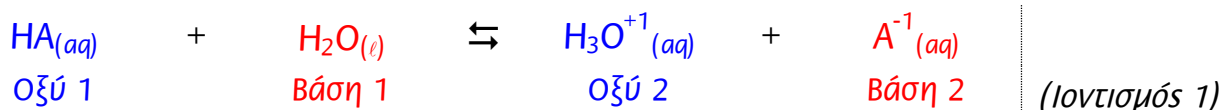
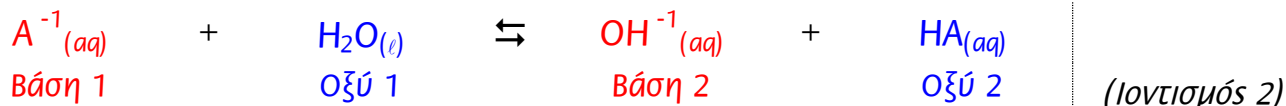
- Αν γνωρίζουμε c_b & α υπολογίζουμε K_b^B ασθενούς βάσης
- Αν γνωρίζουμε K_b^B & c_b υπολογίζουμε α ασθενούς βάσης

Κλίμακα Οξύτητας Συνηθέστερων Διαλυμάτων 0,1 M

<i>Compound</i>	<i>pH</i>
HCl (hydrochloric acid)	1.1
H ₂ SO ₄ (sulfuric acid)	1.2
NaHSO ₄ (sodium hydrogen sulfate)	1.4
H ₂ SO ₃ (sulfurous acid)	1.5
H ₃ PO ₄ (phosphoric acid)	1.5
HF (hydrofluoric acid)	2.1
CH ₃ CO ₂ H (acetic acid)	2.9
H ₂ CO ₃ (carbonic acid)	3.8 (saturated solution)
H ₂ S (hydrogen sulfide)	4.1
NaH ₂ PO ₄ (sodium dihydrogen phosphate)	4.4
NH ₄ Cl (ammonium chloride)	4.6
HCN (hydrocyanic acid)	5.1
Na ₂ SO ₄ (sodium sulfate)	6.1
NaCl (sodium chloride)	6.4
NaCH ₃ CO ₂ (sodium acetate)	8.4
NaHCO ₃ (sodium bicarbonate)	8.4
Na ₂ HPO ₄ (sodium hydrogen phosphate)	9.3
Na ₂ SO ₃ (sodium sulfite)	9.8
NaCN (sodium cyanide)	11.0
NH ₃ (aqueous ammonia)	11.1
Na ₂ CO ₃ (sodium carbonate)	11.6
Na ₃ PO ₄ (sodium phosphate)	12.0
NaOH (sodium hydroxide, lye)	13.0

8) Σχέση σύνδεσης K_a οξέος & της συζυγούς βάσης K_b

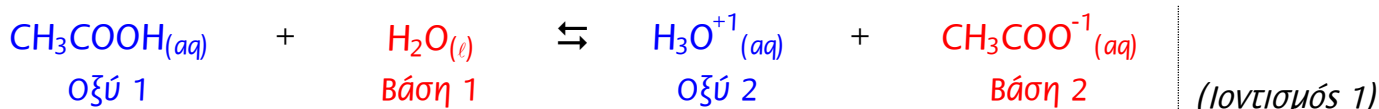
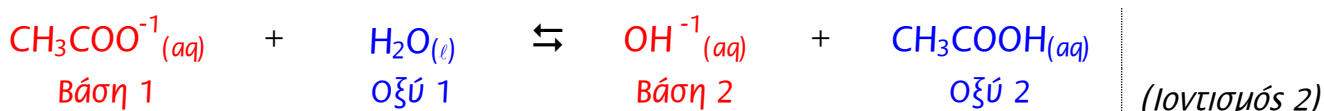
3) Σε διάλυμα ασθενούς οξέος HA:

Συζυγές Ζεύγος 1: $\text{HA}_{(g)}/\text{A}^{-1}_{(aq)}$ & Συζυγές Ζεύγος 2: $\text{H}_2\text{O}_{(l)}/\text{H}_3\text{O}^{+1}_{(aq)}$ 4) Εφ' όσον $\text{A}^{-1}_{(aq)}$ είναι η συζυγής βάση του οξέος HA, αντιδρά με το H_2O σύμφωνα με:Συζυγές Ζεύγος 1: $\text{A}^{-1}_{(aq)}/\text{HA}_{(g)}$ & Συζυγές Ζεύγος 2: $\text{H}_2\text{O}_{(l)}/\text{OH}^{-1}_{(aq)}$

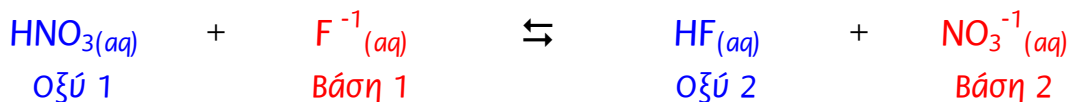
(Σταθερά Ιοντισμού 1) $K_a^{\text{HA}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^{+1}] \cdot [\text{A}^{-1}]}{[\text{HA}]}$ $K_b^{\text{A}^{-1}} = \frac{[\text{OH}^{-1}] \cdot [\text{HA}]}{[\text{A}^{-1}]}$ (Σταθερά Ιοντισμού 2)	⇒	$K_a^{\text{HA}} \cdot K_b^{\text{A}^{-1}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^{+1}] \cdot [\text{A}^{-1}]}{[\text{HA}]} \cdot \frac{[\text{OH}^{-1}] \cdot [\text{HA}]}{[\text{A}^{-1}]} \Rightarrow$ $[\text{H}_3\text{O}^{+1}] \cdot [\text{OH}^{-1}] = K_w \Rightarrow$ $K_a^{\text{HA}} \cdot K_b^{\text{A}^{-1}} = K_w \quad (15)$
---	---	--

Σημείωση: Σχετική ισχύς οξέων-βάσεων κατά Bronsted-Lowry με βάση K_a & K_b (σελ. 153)Σημείωση: Στις αντιδράσεις οξέος με βάση, κατά Bronsted-Lowry, η ισορροπία μετατοπίζεται προς την κατεύθυνση:

- ❖ Μεταφοράς πρωτονίων από το ισχυρότερο οξύ προς την ισχυρότερη βάση
- ❖ Του ασθενέστερου οξέος & της ασθενέστερης βάσης

Σημείωση: Όταν K_a^{HA} & $K_b^{\text{HA}} < 10^{-14} \Rightarrow$ το οξύ ή η βάση, αντίστοιχα δεν αντιδρούν με το νερόΠαράδειγμα 8: Διάλυμα Αιθανικού – Οξικού ΟξέοςΣυζυγές Ζεύγος 1: $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^{-1}$ & Συζυγές Ζεύγος 2: $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_3\text{O}^{+1}$ Συζυγές Ζεύγος 1: $\text{CH}_3\text{COO}^{-1}/\text{CH}_3\text{COOH}$ & Συζυγές Ζεύγος 2: $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^{-1}$

Παράδειγμα 9: Να προβλέψετε προς ποια κατεύθυνση είναι μετατοπισμένη η ισορροπία:



Συζυγές Ζεύγος 1: $\text{HNO}_3(\text{aq})/\text{NO}_3^{-1}(\text{aq})$ & Συζυγές Ζεύγος 2: $\text{F}^{-1}(\text{aq})/\text{HF}(\text{aq})$

- Το υδροφθόριο (HF) είναι ασθενέστερο του νιτρικού οξέος (HNO_3) (Πίνακας K_a & K_b)
Η ισορροπία θα είναι μετατοπισμένη προς τα δεξιά

Παράδειγμα 10: Να υπολογίσετε το pH του διαλύματος KBr 10^{-2}M

- Ως ιοντική ένωση το KBr διίσταται πλήρως:

	$\text{KBr}(\text{aq})$		$\text{K}^{+1}(\text{aq})$		$\text{Br}^{-1}(\text{aq})$
Αρχικά	10^{-2}	→	0	+	0
Αντ/Παρ	10^{-2}		10^{-2}		10^{-2}
Τελικά	0		10^{-2}		10^{-2}

- Το ιόν K^{+1} είναι συζυγές οξύ της ισχυρής βάσης KOH $\Rightarrow$ Δεν αντιδρά με το H_2O
➤ Το ιόν Br^{-1} είναι συζυγής βάση του ισχυρού οξέος HBr $\Rightarrow$ Δεν αντιδρά με το H_2O
➤ Επομένως στο διάλυμα K^{+1} & Br^{-1} έχουμε $[\text{OH}^{-1}] = [\text{H}_3\text{O}^{+1}] = 10^{-7} \Rightarrow \text{pH} = 7$

Παράδειγμα 11: Να υπολογίσετε το pH του διαλύματος KF 1M. Δίδονται οι σταθερές: ($K_a^{\text{HF}} = 10^{-4}$ & $K_w = 10^{-14}$)

- Ως ιοντική ένωση το KF διίσταται πλήρως:

	$\text{KF}(\text{aq})$		$\text{K}^{+1}(\text{aq})$		$\text{F}^{-1}(\text{aq})$
Αρχικά	1	→	0	+	0
Αντ/Παρ	1		1		1
Τελικά	0		1		1

- Το ιόν K^{+1} είναι συζυγές οξύ της ισχυρής βάσης KOH $\Rightarrow$ Δεν αντιδρά με το H_2O
➤ Το ιόν F^{-1} είναι συζυγής βάση του ασθενούς οξέος HF $\Rightarrow$ Αντιδρά με το H_2O

	Βάση 1 $\text{F}^{-1}(\text{aq})$		Οξύ 1 $\text{H}_2\text{O}(\ell)$		Βάση 2 $\text{OH}^{-1}(\text{aq})$		Οξύ 2 $\text{HF}(\text{aq})$
Αρχικά	1				0		0
Ιοντίζονται Παράγονται	-x	+		$\rightleftharpoons$	+x	+	+x
Χ.Ι	1 - x				x		x

➤ $K_a^{\text{HF}} \cdot K_b^{\text{F}^{-1}} = K_w \Rightarrow K_b^{\text{F}^{-1}} = \frac{K_w}{K_a^{\text{HF}}} \Rightarrow K_b^{\text{F}^{-1}} = \frac{10^{-14}}{10^{-4}} \Rightarrow K_b^{\text{F}^{-1}} = 10^{-10}$

➤ $K_b^{\text{F}^{-1}} = \frac{x \cdot x}{1-x} \Rightarrow 10^{-10} = \frac{x^2}{1-x}$ & $(1-x) \approx 1 \Rightarrow x = 10^{-5}$

➤ Εφ' όσον $[\text{OH}^{-1}] = x = 10^{-5} \Rightarrow \text{pOH} = -\log[\text{OH}^{-1}] \Rightarrow \text{pOH} = 5 \Rightarrow \text{pH} = 9$

Παράδειγμα 12: Να υπολογίσετε το pH του διαλύματος NH_4Cl 10^{-1}M . Δίδονται οι σταθερές: ($K_b^{\text{NH}_3} = 1,8 \cdot 10^{-5}$ & $K_w = 10^{-14}$)

➤ Ως ιοντική ένωση το NH_4Cl διίσταται πλήρως:

	$\text{NH}_4\text{Cl}_{(aq)}$		$\text{NH}_4^{+1}_{(aq)}$		$\text{Cl}^{-1}_{(aq)}$
Αρχικά	10^{-1}	→	0	+	0
Αντ/Παρ	10^{-1}		10^{-1}		10^{-1}
Τελικά	0		10^{-1}		10^{-1}

15

➤ Το ιόν Cl^{-1} είναι συζυγής βάση του ισχυρού οξέος $\text{HCl} \Rightarrow$ Δεν αντιδρά με το H_2O

➤ Το ιόν NH_4^{+1} είναι συζυγές οξύ της ισχυρής βάσης $\text{NH}_3 \Rightarrow$ Αντιδρά με το H_2O

	Οξύ 1 $\text{NH}_4^{+1}_{(aq)}$		Βάση 1 $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$		Οξύ 2 $\text{H}_3\text{O}^{+1}_{(aq)}$		Βάση 2 $\text{NH}_3_{(aq)}$
Αρχικά	10^{-1}				0		0
Ιοντίζονται Παράγονται	-x	+		⇌	+x	+	+x
Χ.Ι	$10^{-1} - x$				x		x

➤ $K_b^{\text{NH}_3} \cdot K_a^{\text{NH}_4^{+1}} = K_w \Rightarrow K_a^{\text{NH}_4^{+1}} = \frac{K_w}{K_b^{\text{NH}_3}} \Rightarrow K_a^{\text{NH}_4^{+1}} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} \Rightarrow K_a^{\text{NH}_4^{+1}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$

➤ $K_a^{\text{NH}_4^{+1}} = \frac{x \cdot x}{10^{-1} - x} \Rightarrow 5,6 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{10^{-1} - x}$

➤ $\frac{K_a^{\text{NH}_4^{+1}}}{C_a} = \frac{5,6 \cdot 10^{-10}}{10^{-1}} = 5,6 \cdot 10^{-9} \leq 10^{-2}$

➤ Επομένως οι προσεγγίσεις νόμου Oswald ισχύουν άρα $(10^{-1} - x) \approx 10^{-1} \Rightarrow x = 7,5 \cdot 10^{-6}$

➤ Εφ' όσον $[\text{H}_3\text{O}^{+1}] = x = 7,5 \cdot 10^{-6} \Rightarrow \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^{+1}] \Rightarrow \text{pH} = 5,1$

Σημείωση: Ενδεικτικά αν $[\text{NH}_4\text{Cl}] = 1\text{M}$ αντί για 10^{-1}M τότε $\text{pH} = 4,6$

Παράδειγμα 13: Διάλυμα NH_4F 10^{-2}M θα έχει όξινο ή αλκαλικό pH; Δίδονται οι σταθερές: ($K_b^{F^{-1}} = 10^{-10}$, $K_a^{NH_4^{+1}} = 5,6 \cdot 10^{-10}$ & $K_w = 10^{-14}$)

➤ Ως ιοντική ένωση το NH_4F διίσταται πλήρως:

	$\text{NH}_4\text{F}_{(aq)}$		$\text{NH}_4^{+1}_{(aq)}$		$\text{F}^{-1}_{(aq)}$
Αρχικά	10^{-2}	→	0	+	0
Αντ/Παρ	10^{-2}		10^{-2}		10^{-2}
Τελικά	0		10^{-2}		10^{-2}

➤ Το ιόν NH_4^{+1} είναι συζυγές οξύ της ισχυρής βάσης $\text{NH}_3 \Rightarrow$ Αντιδρά με το H_2O

	Οξύ 1 $\text{NH}_4^{+1}_{(aq)}$		Βάση 1 $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$		Οξύ 2 $\text{H}_3\text{O}^{+1}_{(aq)}$		Βάση 2 $\text{NH}_3_{(aq)}$
Αρχικά	10^{-2}				0		0
Ιοντίζονται Παράγονται	x	+		$\rightleftharpoons$	x	+	x
Χ.Ι	$10^{-2} - x$				-x		-x

➤ Το ιόν F^{-1} είναι συζυγής βάση του οξέος $\text{HF} \Rightarrow$ Αντιδρά με το H_2O

	Βάση 1 $\text{F}^{-1}_{(aq)}$		Οξύ 1 $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$		Βάση 2 $\text{OH}^{-1}_{(aq)}$		Οξύ 2 $\text{HF}_{(aq)}$
Αρχικά	10^{-2}				0		0
Ιοντίζονται Παράγονται	y	+		$\rightleftharpoons$	y	+	y
Χ.Ι	$10^{-2} - y$				-y		-y

➤ Ο υπολογισμός του pH γίνεται αρκετά πολύπλοκος, αλλά εύκολα προβλέπουμε εάν το pH θα είναι όξινο ή αλκαλικό συγκρίνοντας τις τιμές των σταθερών ιοντισμού

➤ $K_a^{NH_4^{+1}} > K_b^{F^{-1}} \Rightarrow$ Το διάλυμα NH_4F 10^{-2}M θα είναι όξινο

Acid			Base		
Increasing acid strength ↑	perchloric acid	HClO_4	Do not undergo base ionization in water	ClO_4^-	perchlorate ion
	sulfuric acid	H_2SO_4		HSO_4^-	hydrogen sulfate ion
	hydrogen iodide	HI		I^-	iodide ion
	hydrogen bromide	HBr		Br^-	bromide ion
	hydrogen chloride	HCl		Cl^-	chloride ion
	nitric acid	HNO_3	Undergo complete acid ionization in water	NO_3^-	nitrate ion
	hydronium ion	H_3O^+		H_2O	water
	hydrogen sulfate ion	HSO_4^-		SO_4^{2-}	sulfate ion
	phosphoric acid	H_3PO_4		H_2PO_4^-	dihydrogen phosphate ion
	hydrogen fluoride	HF		F^-	fluoride ion
	nitrous acid	HNO_2		NO_2^-	nitrite ion
	acetic acid	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$		CH_3CO_2^-	acetate ion
	carbonic acid	H_2CO_3		HCO_3^-	hydrogen carbonate ion
	hydrogen sulfide	H_2S		HS^-	hydrogen sulfide ion
	ammonium ion	NH_4^+		HN_3	ammonia
	hydrogen cyanide	HCN		CN^-	cyanide ion
	hydrogen carbonate ion	HCO_3^-		CO_3^{2-}	carbonate ion
	water	H_2O		OH^-	hydroxide ion
	hydrogen sulfide ion	HS^-	Undergo complete base ionization in water	S^{2-}	sulfide ion
	ethanol	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$		$\text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-$	ethoxide ion
	ammonia	NH_3		NH_2^-	amide ion
	hydrogen	H_2		H^-	hydride ion
	methane	CH_4		CH_3^-	methide ion

ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ

- 1) Μαυρόπουλος, Μ.; «Χημεία Ανόργανη Οργανική» Α. Μαυρόπουλος Copyright Αθήνα 1986
- 2) Λιοδάκης, Σ.; Γάκης, Δ.; Θεοδωρόπουλος, Δ.; Θεοδωρόπουλος, Π.; Κάλλης Α.; «Χημεία» Γ' Ενιαίου Λυκείου, Τεύχος Β, ΟΕΔΒ - Αθήνα, ISBN 978-960-06-5117-1
- 3) Σαλτερής Κ.; «Χημεία Γ2 Λυκείου Α' Τεύχος» Αθήνα, Copyright 2007, Εκδόσεις Σαββάλας ISBN 970-960-449-764-5
- 4) Σαλτερής Κ.; «Χημεία Γ Λυκείου Θετικής Κατεύθυνσης, Τεύχος Β'» Αθήνα, Copyright 2008, Εκδόσεις Σαββάλας ISBN 978-960-449-764-5
- 5) Brady J.; Humiston G.; "General Chemistry – Principles & structure", Publishers Wiley & sons, Edition 5, Copyright 1990 ISBN-13: 978-0471621317
- 6) Μαυρόπουλος, Μ.; «Διδάσκω Χημεία» Αθήνα, Copyright 1997, Εκδόσεις Σαββάλας ISBN 960-460-261-6
- 7) [https://chem.libretexts.org/Bookshelves/General_Chemistry/Map%3A_General_Chemistry_\(Petrucci_et_al.\)/16%3A_Acids_and_Bases/16.3%3A_Self-ionization_of_Water_and_the_pH_Scale](https://chem.libretexts.org/Bookshelves/General_Chemistry/Map%3A_General_Chemistry_(Petrucci_et_al.)/16%3A_Acids_and_Bases/16.3%3A_Self-ionization_of_Water_and_the_pH_Scale)
- 8) <https://chemed.chem.purdue.edu/genchem/topicreview/bp/ch11/conjugat.php>
- 9) <http://chemistrytopics.xyz/assets/degree-of-dissociation.pdf>
- 10) https://www.chemeurope.com/en/encyclopedia/Self-ionization_of_water.html
- 11) https://preparatorychemistry.com/Bishop_weak_acid_Equilibrium.htm
- 12) <https://www.webqc.org/phsolver.php>
- 13) <https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/14-3-relative-strengths-of-acids-and-bases>
- 14) <https://depts.washington.edu/eoopic/links/acidstrength.html>
- 15) <http://clas.sa.ucsb.edu/staff/Resource%20Folder/Chem109ABC/Acid,%20Base%20Strength/Table%20of%20Acids%20w%20Kas%20and%20pKas.pdf>