

Ισχυροί και ασθενείς ηλεκτρολύτες – μέτρα ισχύος οξέων και βάσεων – νόμοι Ostwald

Θεωρία

Ποιους θα ονομάζουμε «ισχυρούς ηλεκτρολύτες»;

Τις χημικές ουσίες που όταν διαλύονται στο νερό, ένα μεγάλο ποσοστό των mole τους μετατρέπονται σε ιόντα. Τέτοιοι είναι:

- ▶ Όλα τα διαλυτά στο νερό άλατα
- ▶ Οι βάσεις
- ▶ Τα οξέα

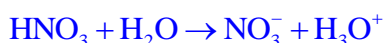
Να αναφέρετε τα ισχυρά και τα ασθενή οξέα στο νερό.

- ▶ Συνηθισμένα ισχυρά οξέα:

HCl	Υδροχλώριο (Υδροχλωρικό οξύ) ¹
HBr	Υδροβρώμιο (Υδροβρωμικό οξύ)
HI	Υδροϊώδιο (Υδροϊωδικό οξύ)
HNO ₃	Νιτρικό οξύ
HClO ₄	Υπερχλωρικό οξύ
H ₂ SO ₄	Θεικό οξύ

(στην πρώτη βαθμίδα ιοντισμού του)

Παράδειγμα ιοντισμού ισχυρού οξέος στο νερό:



- ▶ Συνηθισμένα ασθενή οξέα στο νερό:

HF	Υδροφθόριο (Υδροφθορικό οξύ)
HCN	Υδροκυάνιο (Υδροκυανικό οξύ)
HClO	υποχλωριώδες οξύ
HCOOH	Μυρμηκικό ή μεθανικό οξύ
CH ₃ COOH	Οξικό ή αιθανικό οξύ

¹ Τα υδατικά διαλύματα των HCl, HBr, HI έχουν τα ονόματα των παρενθέσεων.



Παράδειγμα ιοντισμού ασθενούς οξέος στο νερό:



Ποια οξέα κατά Arrhenius ονομάζονται μονοπρωτικά, και ποια πολυπρωτικά;

Μονοπρωτικά ονομάζονται τα οξέα που ιοντίζονται σε **ένα βήμα**.

Παράδειγμα:



► **Πολυπρωτικά οξέα** είναι όλα όσα ιοντίζονται **σε περισσότερα από ένα βήματα**.

★ Ο αριθμός των διαθέσιμων πρωτονίων του οξέος, καθορίζει:

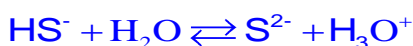
- το πρόθεμα του πολυπρωτικού οξέος (μονο, δι, τρι κ.τ.λ.)
- τον αριθμό των βημάτων ιοντισμού του
- πάντα ο δεύτερος και οι μεταγενέστεροι ιοντισμοί του οξέος είναι ασθενέστεροι από τον πρώτο και τους προηγούμενους.

Έτσι:

Διπρωτικά ονομάζονται τα οξέα που ιοντίζονται σε **δύο βήματα**.

Παράδειγμα:

Τα **διπρωτικά** οξέα, όπως είναι **το H₂S** ιοντίζεται σύμφωνα με το σχήμα:



Τα τριπρωτικά οξέα, όπως είναι το H₃PO₄ ιοντίζονται σε **τρία βήματα**:

Παράδειγμα:



Να αναφέρετε ισχυρές και ασθενής βάσεις στο νερό

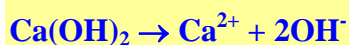
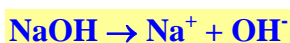
► Σαν **ισχυρές βάσεις στο νερό** θεωρούμε τα υδατικά διαλύματα των υδροξειδίων των μετάλλων της ΙΑ και ΙΙΑ ομάδας του περιοδικού πίνακα που είναι βάσεις κατά Arrhenius:

Μάθημα 9

► Οι πιο σημαντικές τέτοιες βάσεις είναι οι:

LiOH	Υδροξείδιο του λιθίου
KOH	Υδροξείδιο του καλίου
NaOH	Υδροξείδιο του νατρίου
Ca(OH)₂	Υδροξείδιο του ασβεστίου
Mg(OH)₂	Υδροξείδιο του μαγνησίου
Ba(OH)₂	Υδροξείδιο του βαρίου

Παράδειγμα διάστασης τέτοιων βάσεων στο νερό:



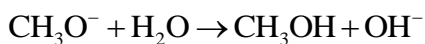
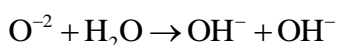
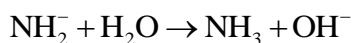
Άλλες ισχυρές βάσεις είναι ανιόντα που συμπεριφέρονται σαν βάσεις κατά Brønsted – Lowry, όπως τα:

NH₂⁻ (είναι η συζυγής βάση της αμμωνίας),

το ιόν O²⁻ (είναι η συζυγής βάση του ανιόντος υδροξειδίου OH⁻),

το ιόν CH₃O⁻ (είναι η συζυγής βάση της μεθανόλης CH₃OH).

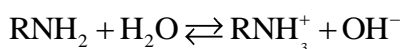
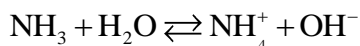
Παράδειγμα ιοντισμού τέτοιων βάσεων στο νερό:



Ασθενής βάσεις θεωρούνται η αμμωνία και οι αμίνες.



Παράδειγμα ιοντισμού τέτοιων βάσεων στο νερό:



Ποια είναι τα μέτρα της ισχύος των οξέων και των βάσεων;

Υπάρχουν δύο βασικά μέτρα της ισχύος των ηλεκτρολυτών:

- ✚ **ο βαθμός ιοντισμού (α)** και
- ✚ **η σταθερά διάστασης ή ιοντισμού** του ηλεκτρολύτη.

Πως ορίζεται ο βαθμός ιοντισμού α ;

Ο βαθμός ιοντισμού ενός ηλεκτρολύτη (α) ορίζεται ως το πηλίκο του αριθμού των mol που ιοντίζονται προς το συνολικό αριθμό των mol του ηλεκτρολύτη και εκφράζει την απόδοση της αντίδρασης ιοντισμού του ηλεκτρολύτη στο διαλύτη (νερό).

Από ποιους παράγοντες εξαρτάται η τιμή του βαθμού ιοντισμού α ;

Ο βαθμός ιοντισμού (α) εξαρτάται από τη:

1. φύση του ηλεκτρολύτη.
2. φύση του διαλύτη.

Παράδειγμα: το CH_3COOH σε υδατικό διάλυμα είναι ασθενές οξύ κατά Brønsted - Lowry, ενώ σε υγρή αμμωνία συμπεριφέρεται ως ισχυρό οξύ Brønsted - Lowry.

i Με τον όρο **φύση** εννοούμε ιδιότητες της ουσίας που σχετίζονται με τη χημική δομή της (για παράδειγμα το είδος των χημικών της δεσμών και η πολικότητά της) που καθορίζουν την ηλεκτρολυτική ισχύ της σε ένα διαλύτη, τη διαλυτική της ικανότητα αντίστοιχα..

3. **θερμοκρασία.** Όσο αυξάνεται η θερμοκρασία, τόσο η τιμή του α αυξάνεται. Αυτό συμβαίνει, επειδή η αντίδραση ιοντισμού είναι **ενδόθερμη** αντίδραση.

4. **συγκέντρωση του ηλεκτρολύτη.** Όσο αυξάνεται η συγκέντρωση τόσο η τιμή του α μειώνεται.

5. **Η παρουσία κοινού ιόντος στο διάλυμα.** Το φαινόμενο θα το μελετήσουμε σε άλλο μάθημα. Πρέπει προς το παρόν να γνωρίζουμε ότι με την παρουσία κοινού ιόντος στο διάλυμα, **ο βαθμός ιοντισμού μειώνεται.**

Τι τιμές παίρνει ο βαθμός ιοντισμού;

- ▶ Πρακτικά ο **βαθμός ιοντισμού είναι η απόδοση** ιοντισμού του ηλεκτρολύτη. Έτσι:

Οι ισχυροί ηλεκτρολύτες που διαλύονται στο νερό δίδονται (αν πρόκειται για ιοντικές ενώσεις) ή ιοντίζονται (αν πρόκειται για ομοιοπολικές ενώσεις) πλήρως, **έχουν απόδοση ιοντισμού 100%**.

- ▶ Οι αποδόσεις ιοντισμού των ασθενών ηλεκτρολυτών έχουν τιμές $0 \leq a < 1$

Τι γνωρίζεται για τη σταθερά ισορροπίας των ασθενών οξέων K_a ;

Ένα σημαντικό μέτρο της ισχύος των ασθενών οξέων είναι η **σταθερά ισορροπίας ιοντισμού του οξέος K_a** .

- ▶ Για τον προσδιορισμό της θεωρούμε ένα αραιό υδατικό διάλυμα **ασθενούς μονοπρωτικού οξέος HA, στο οποίο έχουμε την ισορροπία:**



- ▶ Η **σταθερά χημικής ισορροπίας παρέχεται από τη σχέση:**

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

- ▶ Αν το διάλυμα είναι **αραιό** τότε μπορούμε να υποθέσουμε πως η **συγκέντρωση του νερού παραμένει πρακτικά σταθερή** και συγκεκριμένα στους 25°C έχει την τιμή: **55,5M**.

- ▶ Αν ενσωματώσουμε τη σταθερή συγκέντρωση του νερού στη σταθερά της χημικής ισορροπίας τότε **προκύπτει η σταθερά ιοντισμού του οξέος:**

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

- ▶ **Απόδειξη της σχέσης του K_a :**

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{HA}]} \Rightarrow K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \Rightarrow K_a = K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Τι γνωρίζεται για τη σταθερά ισορροπίας των ασθενών οξέων και βάσεων;

- ▶ Με ανάλογες σκέψεις ορίζουμε **σε αραιό υδατικό διάλυμα ασθενούς βάσης B, τη σταθερά ιοντισμού της ασθενούς βάσης B**. Έτσι:

για την ισορροπία : $\text{B} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{BH}^+ + \text{OH}^-$, $K_b = \frac{[\text{BH}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$

Μάθημα 9

▶ Η σταθερά ιοντισμού των οξέων (K_a) και των βάσεων (K_b) στην περίπτωση των αραιών υδατικών διαλυμάτων τους, **εξαρτάται μόνο από τη θερμοκρασία**.

▶ Η τιμή της K_a και της K_b είναι ένα μέτρο της ηλεκτρολυτικής ισχύος των οξέων και των βάσεων αντίστοιχα, για μια ορισμένη θερμοκρασία.

★ Όσο μεγαλύτερη είναι η τιμή της σταθεράς ιοντισμού του οξέος τόσο ισχυρότερο είναι το οξύ.

▪ Αυτό ισχύει επειδή η αντίδραση του ιοντισμού είναι ενδόθερμη και η τιμή της K_a αυξάνει με την αύξηση της θερμοκρασίας.

▶ Οι συγκεντρώσεις των αντιδρώντων και προϊόντων θα πρέπει να εκφράζονται σε **mol/L**.

▶ Οι K_a και K_b έχουν μονάδες (mol/L), οι οποίες συνήθως παραλείπονται χάριν ευκολίας.

▶ Στα ισχυρά οξέα και τις ισχυρές βάσεις οι ισορροπίες ιοντισμού είναι μετατοπισμένες προς τα δεξιά και οι σταθερές ιοντισμού έχουν υψηλές τιμές (π.χ. 10^2 - 10^9).

▶ Στα ασθενή οξέα και βάσεις οι ισορροπίες ιοντισμού είναι μετατοπισμένες προς τα αριστερά και οι σταθερές ιοντισμού έχουν χαμηλές τιμές (π.χ. 10^{-4} - 10^{-15}).

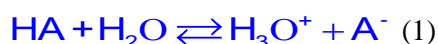
Με ποια σχέση συνδέονται η σταθερά K_a ενός ασθενούς οξέος με τη σταθερά ιοντισμού K_b της συζυγούς το βάσης στους 25°C ;

▶ Οι σταθερές ιοντισμού του οξέος HA και της συζυγούς του βάσης A^- στους 25°C συνδέονται με τη σχέση :

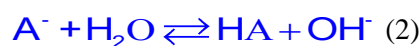
$$K_a \cdot K_b = 10^{-14}$$

Απόδειξη:

▶ Στο διάλυμα οξέος HA έχουμε την ισορροπία:



▶ Το A^- αντιδρά με το νερό και αποκαθίσταται η ισορροπία:



▶ Πολλαπλασιάσουμε τις (1) και (2) κατά μέλη:

$$\left. \begin{aligned} K_{a\text{HA}} &= \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \\ K_{b\text{A}^-} &= \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} \end{aligned} \right\} \Rightarrow K_{a\text{HA}} \cdot K_{b\text{A}^-} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w = 10^{-14}$$

❶ Στο επόμενο μάθημα θα δούμε πως στα υδατικά διαλύματα που βρίσκονται στους 25°C , ισχύει $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w = 10^{-14}$.

Τι συμπεράσμα βγάζουμε για την ηλεκτρολυτική ισχύ ενός ασθενούς οξέος σε σχέση με τη αντίστοιχη ισχύ της συζυγούς του βάσης;

Η παραπάνω σχέση $K_{a_{HA}} \cdot K_{b_{A^-}} = 10^{-14}$ μας δείχνει πως η K_a και η K_b του συζυγούς ζεύγους οξέος βάσης είναι **ποσά αντιστρόφως ανάλογα μεταξύ τους**. Έτσι:

1. Σε ένα **ισχυρό οξύ** αντιστοιχεί μία **ασθενής συζυγής βάση**.
2. Σε ένα **μέτρια ισχυρό οξύ** αντιστοιχεί μία **μέτρια ισχυρή συζυγής βάση**.
3. Σε ένα **ασθενές οξύ** αντιστοιχεί μία **ισχυρή συζυγής βάση**.

Πίνακας 3.3-2. Σχετική ισχύς οξέων και των συζυγών τους βάσεων κατά Brønsted & Lowry

K_a	Οξύ	Συζυγής Βάση	K_b
10^9	HI	I ⁻	10^{-23}
10^8	HBr	Br ⁻	10^{-22}
$1,3 \cdot 10^6$	HCl	Cl ⁻	$7,7 \cdot 10^{-21}$
10^3	H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	10^{-17}
$3 \cdot 10^1$	HNO ₃	NO ₃ ⁻	$3 \cdot 10^{-16}$
$1,1 \cdot 10^{-2}$	HSO ₄ ⁻	SO ₄ ⁻²	$9,1 \cdot 10^{-13}$
$7,2 \cdot 10^{-4}$	HNO ₂	NO ₂ ⁻	$1,4 \cdot 10^{-11}$
$6,6 \cdot 10^{-4}$	HF	F ⁻	$1,5 \cdot 10^{-11}$
$1,8 \cdot 10^{-5}$	CH ₃ COOH	CH ₃ COO ⁻	$5,6 \cdot 10^{-10}$
$4,4 \cdot 10^{-7}$	H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻	$2,3 \cdot 10^{-8}$
$5,6 \cdot 10^{-10}$	NH ₄ ⁺	NH ₃	$1,8 \cdot 10^{-5}$
$4 \cdot 10^{-11}$	HCO ₃ ⁻	CO ₃ ⁻²	$2,1 \cdot 10^{-4}$
$3,2 \cdot 10^{-16}$	CH ₃ OH	CH ₃ O ⁻	$3,1 \cdot 10^1$

↑ Αύξηση ισχύος

↓ Αύξηση ισχύος

Προς ποια κατεύθυνση είναι μετατοπισμένη μία αμφίδρομη πρωτολυτική αντίδραση;

- Στην αντίδραση:

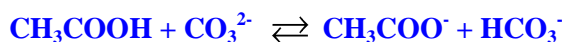
οξύ + βάση \rightleftharpoons συζυγής βάση + συζυγές οξύ

η ισορροπία μετατοπίζεται προς το ασθενέστερο οξύ και την ασθενέστερη βάση.

► Τα προϊόντα θα πρέπει να είναι πιο **σταθερά** δηλαδή λιγότερα δραστικά ή πιο ασθενή από τα αντιδρώντα.

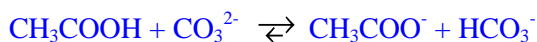
Παράδειγμα:

Με βάση τον πίνακα ισχύος των οξέων και των συζυγών τους βάσεων να προβλέψετε προς πια κατεύθυνση γίνεται η παρακάτω αντίδραση:



Απάντηση

Η ισορροπία είναι μετατοπισμένη **προς τα δεξιά** δηλαδή **προς το ασθενέστερο οξύ HCO_3^- και την ασθενέστερη βάση το CH_3COO^- .**



Πότε ένας ευδιάλυτος ασθενής ηλεκτρολύτης δεν ιοντίζεται στο νερό;

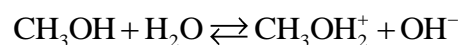
- Δεν ιοντίζεται στο νερό όταν έχει : $K_a \leq 10^{-14}$ ή $K_b \leq 10^{-14}$ στους 25°C .
- Αυτό συμβαίνει γιατί το συζυγές του συμπλήρωμα έχει πολύ μεγάλη σταθερά ιοντισμού στο νερό κι έτσι η αντίδραση θα είναι πλήρως μετατοπισμένη προς τα αριστερά.

Παράδειγμα 1^ο :

Εξηγήστε γιατί η μεθανόλη CH_3OH δεν ιοντίζεται στο νερό. Δίνεται $K_a = 3,2 \cdot 10^{-16}$ $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$

Απάντηση:

- Ο ιοντισμός της CH_3OH στο νερό – **αν γινόταν** – θα περιγραφόταν από την αντίδραση:



- Προσδιορίζουμε την K_b του CH_3OH_2^+

$$K_a(\text{CH}_3\text{OH}) \cdot K_b(\text{CH}_3\text{OH}_2^+) = 10^{-14} \Rightarrow K_b(\text{CH}_3\text{OH}_2^+) = \frac{10^{-14}}{3,2 \cdot 10^{-16}} = 31,25.$$

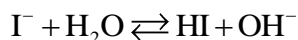
- Η συζυγής βάση της CH_3OH έχει **πολύ μεγάλη σταθερά ιοντισμού** κι έτσι η αντίδραση είναι μετατοπισμένη **πρακτικά 100% προς τα αριστερά.**

Παράδειγμα 2^ο :

Εξηγήστε γιατί το I^- δεν ιοντίζεται στο νερό. Δίνεται $K_b = 10^{-23}$ $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$

Απάντηση:

- ▶ Ο ιοντισμός του I^- στο νερό – **αν γινόταν** – θα περιγραφόταν από την αντίδραση:



- ▶ Όμοια με πριν βρίσκουμε πως $K_a = 10^9$.
- ▶ Πρόκειται για μία **πολύ μεγάλη σταθερά ιοντισμού** κι έτσι η αντίδραση είναι μετατοπισμένη **πρακτικά 100% προς τα αριστερά**.

Τι είναι ο νόμος αραιώσης του Ostwald;

- ▶ Είναι μαθηματικές σχέσεις μεταξύ της σταθεράς ιοντισμού του ασθενούς ηλεκτρολύτη και του βαθμού ιοντισμού του.

Αυτές είναι οι:

$$K_a = \frac{a^2 \cdot C}{1-a} \quad \text{και} \quad K_b = \frac{a^2 \cdot C}{1-a}$$

- ▶ **Απλοποιήσεις στο νόμο του Ostwald**

Για την απλούστευση των υπολογισμών κάνουμε τις εξής προσεγγίσεις:

1. Αν $a \leq 0,1$, τότε $1 - a \approx 1$ και $c - x \approx c$ όπου,

x: η συγκέντρωση του οξέος ή βάσης που ιοντίζεται.

- ① Γενικότερα αν έχουμε δύο αριθμούς x, ψ και ισχύει $\frac{x}{\psi} \leq 0,1$, τότε θεωρώ χωρίς σημαντικό

σφάλμα $x - \psi = x$

2. Αν δίνεται η τιμή των K_a και c και ζητείται ο βαθμός ιοντισμού a, μπορούμε να κάνουμε την προσέγγιση:

$$\text{Αν } \frac{K_{a,b}}{C} \leq 10^{-2} \leq 0,01, \quad \text{τότε } 1 - a \approx 1 \quad \text{και} \quad c - x \approx c$$

- ▶ Στην περίπτωση που ισχύουν οι προσεγγίσεις, **ο νόμος του Ostwald συμπληρώνεται με τις απλοποιημένες σχέσεις:**

$$K_a = a^2 c \quad \text{και} \quad K_b = a^2 c$$

Πως προκύπτει το συμπέρασμα πως με αύξηση της θερμοκρασίας αυξάνεται ο βαθμός ιοντισμού και με αύξηση της συγκέντρωσης του ηλεκτρολύτη μειώνεται;



▶ Από την απλοποιημένη μορφή του νόμου αραιώσης του Ostwald $K_a = \alpha^2 c \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}}$,

συμπεραίνουμε ότι:

- Για σταθερή συγκέντρωση ηλεκτρολύτη, όσο αυξάνεται η θερμοκρασία αυξάνεται το K (ο ιοντισμός είναι ενδόθερμη αντίδραση) άρα αυξάνεται και η τιμή του α .
- Για σταθερή τιμή θερμοκρασίας, τα K_a και K_b είναι καθορισμένα. Επειδή το α μεταβάλλεται αντίστροφα με τη συγκέντρωση του οξέος, συμπεραίνουμε πως μειώνεται η τιμή του α .

Πως προκύπτει ο νόμος αραιώσης του Ostwald στην περίπτωση ασθενούς μονοπρωτικού οξέος HA;

Έστω ένα υδατικό διάλυμα μονοπρωτικού οξέος HA συγκέντρωσης c M ο οποίος έχει βαθμό ιοντισμού α . Να βρεθεί η τιμή της K_a σε συνάρτηση με τα c και α .

Απάντηση:

ιοντισμός	$HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$		
αρχικά / M	c	0	0
ιοντίζονται - παράγονται / M	$- \alpha c$	$+ \alpha c$	$+ \alpha c$
Ισορροπία / M	$c(1-\alpha)$	αc	αc

▶ Η σταθερά ιοντισμού του οξέος γράφεται:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} \Rightarrow K_a = \frac{\alpha c \cdot \alpha c}{c(1-\alpha)} \Rightarrow K_a = \frac{\alpha^2 c}{1-\alpha}$$

▶ Αν ισχύει ότι $\frac{K_a}{C} \leq 10^{-2}$ ή $\alpha \leq 0,1$, τότε ισχύει και η προσέγγιση : $1-\alpha = 1$, οπότε προκύπτει

η σχέση: $K_a = \alpha^2 C$

Ερωτήσεις κατανόησης

Αντιδράσεις ιοντισμού

9-1. Για το θειικό οξύ (H_2SO_4):

α. να γραφεί ο ηλεκτρονιακός τύπος. Δίνονται ${}_1H$, ${}_{16}S$ και ${}_8O$.

β. να γραφούν οι αντιδράσεις ιοντισμού στο νερό. Να ληφθεί υπόψη ότι το θειικό οξύ είναι ισχυρό στο πρώτο στάδιο ιοντισμού.

9-2. Για το φωσφορικό οξύ (H_3PO_4):

α. να γραφεί ο ηλεκτρονιακός τύπος. Δίνονται ${}_1H$, ${}_{15}P$ και ${}_8O$.

β. να γραφούν οι αντιδράσεις ιοντισμού στο νερό, αν είναι γνωστό ότι είναι ασθενές οξύ.

9-3. Να γράψετε τις αντιδράσεις ιοντισμού και τις εκφράσεις των σταθερών ιοντισμού στις παρακάτω περιπτώσεις:

α. $HClO$, $HCOOH$, CH_3NH_3 , **β.** CH_3COO^- , NH_3 , CN^- .

9-4. Για το υποχλωριώδες οξύ ($HClO$) να γραφούν:

α. η αντίδραση ιοντισμού του, **β.** η σταθερά ιοντισμού K_a ,

γ. ο τύπος της συζυγούς βάσης και η αντίδραση ιοντισμού της, **δ.** η σταθερά ιοντισμού της συζυγούς βάσης, **ε.** η σχέση μεταξύ K_a και K_b και να αποδειχθεί.

9-5. **α.** Ο ιοντισμός της NH_3 στο νερό δίνεται από την αντίδραση: $\dots + NH_3 \rightleftharpoons \dots + \dots$ **Σ - Λ**

9-6. Να γράψετε μια αντίδραση η οποία να εξηγεί, γιατί καθένα από τα παρακάτω σώματα δημιουργεί αλκαλικό διάλυμα.

α. NO_2 **β.** CO_3^{2-} **γ.** HCO_3^-

9-7. Να γραφούν οι αντιδράσεις των ανιόντων O^{2-} , H^- και N^{3-} με το H_2O που δείχνουν το βασικό τους χαρακτήρα.

Ισχύς οξέων και βάσεων

9-8. Τα ασθενή μονοπρωτικά οξέα HA και HB κατά Bronsted & Lowry, έχουν βαθμούς ιοντισμού 0,3 και 0,4 αντίστοιχα. Ποιο από τα δύο είναι πιο ισχυρό:

A. Το A , **B.** Το B , **Γ.** Αυτό που βρίσκεται σε υψηλότερη θερμοκρασία., **Δ.** Δεν μπορούμε να ξέρουμε αν δεν δοθούν κι άλλες πληροφορίες για τα δύο οξέα.

9-9. Το HCl είναι ισχυρό οξύ

9-10. Ποιος από τους παρακάτω ιοντισμούς παρουσιάζει τον ιοντισμό ισχυρής βάσης:

A. $A + H_2O \rightarrow AH^+ + OH^-$, **B.** $A + H_2O \rightleftharpoons AH^+ + OH^-$, **Γ.** $A + H_2O \rightleftharpoons B^- + H_3O^+$

Δ. $A + H_2O \rightarrow B^- + H_3O^+$

Μάθημα 9

9-11. Ασθενές οξύ είναι :

A. το HF, B. το HCN, Γ. Το NH_4^+ , Δ. και τα τρία παραπάνω

9-12. Από τα παρακάτω οξέα, ισχυρότερο είναι το:

A. HClO₄, B. HF, Γ. CH₃COOH, Δ. NH_4^+

9-13. Από τις παρακάτω βάσεις, ισχυρότερη είναι η:

A. NH₃, B. HF, Γ. NaOH, Δ. O^{2-}

9-14. Στην πραγματικότητα το ισχυρό οξύ HCl δεν ιοντίζεται κατά 100% **Σ – Λ**

9-15. Στο νερό το HNO₃ είναι ισχυρότερο οξύ από το CH₃COOH, ενώ σε υγρή αμμωνία έχουν την ίδια ισχύ. **Σ – Λ**

9-16. Δίνονται οι τιμές των σταθερών ιοντισμού στους 25°C:

α. $K_a = 10^8$ για το CH₃COOH, β. $K_a = 10^{-10}$ για το HNO₂, γ. $K_3 = 10^{-4}$ για το HNO₂.

Να διατάξετε τις βάσεις NO₂⁻, CH₃COO⁻ και CN⁻ κατά αυξανόμενη ισχύ.

9-17. Δίνονται οι παρακάτω ισορροπίες και οι αντίστοιχες σταθερές τους:

α. $HOCl + H_2O \rightleftharpoons OCl^- + H_3O^+$ $K_a = 3,2 \cdot 10^{-8}$, β. $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$ $K_a = 5,6 \cdot 10^{-10}$,

γ. $HSO_4^- + H_2O \rightleftharpoons SO_4^{2-} + H_3O^+$ $K_a = 1,3 \cdot 10^{-2}$.

9-18. Να διατάξετε τις συζυγείς βάσεις κατά αύξουσα ισχύ.

Κατηγορία οξέων:

Αντιστοιχίστε:

A. H ₂ SO ₄	1. μονοπρωτικό
B. HCl	2. αμφολύτης
Γ. HS ⁻	3. τριπρωτικό
Δ. H ₃ PO ₄	4. διπρωτικό

Βαθμός ιοντισμού

9-19. Ο βαθμός ιοντισμού α παίρνει τιμές:

A. μόνο θετικές

B. από μηδέν ως και εκατό

Γ. από μηδέν ως και ένα

Δ. μικρότερες από ένα

9-20. Πως θα μεταβληθεί ο βαθμός ιοντισμού α ενός ισχυρού οξέος A κατά Bronsted & Lowry, όταν διπλασιάσουμε τον όγκο του υδατικού διαλύματός του με προσθήκη νερού;

A. Θα παραμείνει σταθερός

B. Θα αυξηθεί

Γ. Θα μειωθεί

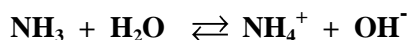
Μάθημα 9

Δ. Δεν μπορούμε να ξέρουμε

9-21. Ο βαθμός ιοντισμού του διαλύματος μια ασθενούς βάσης με αύξηση της θερμοκρασίας

A. Θα παραμείνει σταθερός, B. Θα αυξηθεί, Γ. Θα μειωθεί, Δ. Δεν μπορούμε να ξέρουμε

9-22. Ο ιοντισμός της αμμωνίας στο νερό περιγράφεται από την αντίδραση:



Η αρχική συγκέντρωση της αμμωνίας είναι 0,5M, ενώ μετά την αποκατάσταση της χημικής ισορροπίας η συγκέντρωση των ιόντων OH^- είναι 0,005M. Ο βαθμός ιοντισμού της αμμωνίας στις συγκεκριμένες συνθήκες είναι:

A. 1, B. 0,1, Γ. 0,01, Δ. 100

9-23. Ο βαθμός ιοντισμού της αμμωνίας NH_3 σε υδατικό διάλυμα της θα αυξηθεί, αν στο διάλυμα προστεθεί:

A. αμμωνία NH_3 , B. υδροξείδιο του νατρίου NaOH , Γ. χλωριούχο αμμώνιο NH_4Cl , Δ. σε καμία από τις παραπάνω περιπτώσεις

9-24. Όσο αυξάνεται η συγκέντρωση τόσο η τιμή του βαθμού ιοντισμού α του ηλεκτρολύτη αυξάνεται **$\Sigma - \Lambda$**

9-25. Παρουσία κοινού ιόντος, η τιμή του βαθμού ιοντισμού α του ηλεκτρολύτη αυξάνεται. **$\Sigma - \Lambda$**

9-26. Όσο αυξάνεται η θερμοκρασία, τόσο η τιμή του βαθμού ιοντισμού α του ηλεκτρολύτη αυξάνεται. **$\Sigma - \Lambda$**

9-27. Η αντίδραση ιοντισμού είναι εξώθερμη αντίδραση. **$\Sigma - \Lambda$**

9-28. Ο βαθμός ιοντισμού των υδατικών διαλυμάτων των αλάτων είναι 1. **$\Sigma - \Lambda$**

9-29. Να σημειώσετε, αν αυξάνεται (A) ή μειώνεται (M) ο βαθμός ιοντισμού της NH_3 σε υδατικό διάλυμα της 0,1 M στις παρακάτω περιπτώσεις:

α. προσθήκη αέριας NH_3 χωρίς μεταβολή όγκου (...),

β. μείωση της θερμοκρασίας (...),

γ. προσθήκη νερού στο διάλυμα (...),

δ. προσθήκη ηλεκτρολύτη που δίνει κοινό ιόν (...).

9-30. Πώς μεταβάλλεται ο βαθμός ιοντισμού της NH_3 σε υδατικό διάλυμα συγκέντρωσης 1M στους 25°C:

i. αν αυξήσουμε τη συγκέντρωση του διαλύματος;

ii. αν μειώσουμε τη συγκέντρωση του διαλύματος;

9-31. Να σημειώσετε, αν αυξάνεται (A) ή μειώνεται (M) ο βαθμός ιοντισμού του αιθανικού οξέος (CH_3COOH) σε υδατικό διάλυμα του 1 M στις παρακάτω περιπτώσεις:

α. αύξηση της θερμοκρασίας, β. προσθήκη CH_3COOH χωρίς μεταβολή όγκου.

γ. προσθήκη ηλεκτρολύτη που δίνει κοινό ιόν. δ. αλλαγή του διαλύτη από H_2O σε υγρή NH_3 .

K_a & K_b

9-32. Μεταξύ των σταθερών ιοντισμού K_a και K_b του οξέος HA και της βάσης A^- στους 25°C ισχύει

Μάθημα 9

η σχέση:

A. $K_a + K_b = 14$

B. $K_a : K_b = 10^{-14}$

Γ. $K_b = \frac{K_a}{10^{-14}}$

Δ. $K_a = \frac{10^{-14}}{K_b}$

9-33. Κατά την αραιώση του υδατικού διαλύματος του ασθενούς οξέος HA:

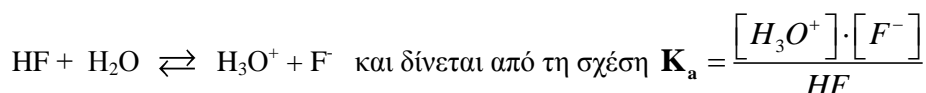
A. η K_a δεν μεταβάλλεται

B. η K_a ελαττώνεται

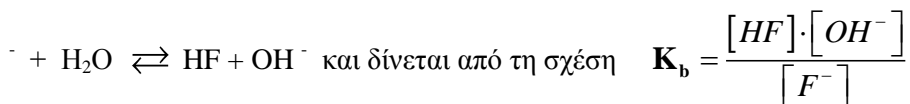
Γ. η K_a παραμένει σταθερή

Δ. Δεν μπορούμε να γνωρίζουμε

9-34. Η σταθερά ιοντισμού K_a του NH_4^+ ορίζεται με βάση την ισορροπία:



9-35. Η σταθερά ιοντισμού K_b της συζυγούς βάσης του F^- ορίζεται με βάση τη χημική ισορροπία



9-36. Στα ασθενή οξέα και βάσεις οι ισορροπίες ιοντισμού είναι μετατοπισμένες προς τα αριστερά και οι σταθερές ιοντισμού έχουν χαμηλές τιμές (π.χ. 10^{-4} - 10^{-15}).

9-37. Η σταθερά ιοντισμού K_b εξαρτάται από την αρχική συγκέντρωση της βάσης. **Σ - Λ**

Σχέση K και α

9-38. Κατά την αραιώση υδατικού διαλύματος ασθενούς οξέος HA σε σταθερή θερμοκρασία ο βαθμός ιοντισμού του οξέος....., ενώ η σταθερά ιοντισμού.....

9-39. Ισχύει $K_b(NH_3) > K_b(CIO)$, άρα η NH_3 είναι ισχυρότερη βάση. **Σ - Λ** Να αιτιολογήσετε τις απαντήσεις σας.

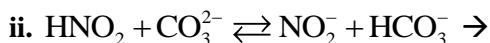
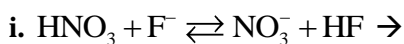
9-40. Ποιο αποτελεί καλύτερο μέτρο σύγκρισης της ισχύος δύο ασθενών μονοπρωτικών οξέων, ο βαθμός ιοντισμού ή η σταθερά ιοντισμού; Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

Εύρεση κατεύθυνσης αμφιπρωτικής αντίδρασης σε ισορροπία

9-41. Γνωρίζουμε ότι το HCO_3^- είναι ασθενέστερο του CH_3COOH , έτσι η παρακάτω αντίδραση:
 $CH_3COO^- + HCO_3^- \rightleftharpoons CH_3COOH + CO_3^{2-}$ είναι μετατοπισμένη προς τα δεξιά **Σ - Λ**

Μάθημα 9

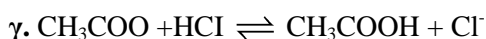
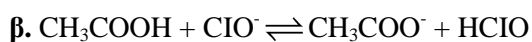
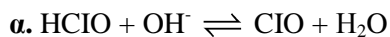
9-42. Να προβλέψετε προς ποια κατεύθυνση είναι μετατοπισμένη η θέση καθεμιάς από τις ισορροπίες:



Δίνονται οι σταθερές ιοντισμού: $K_a(\text{HNO}_2) = 7 \cdot 10^{-4}$ και $K_b(\text{CO}_3^{2-}) = 2 \cdot 10^{-4}$. Η θερμοκρασία είναι 25°C .

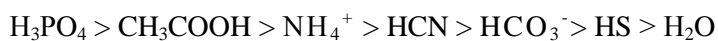
9-43. Να εξηγήσετε, γιατί μια βάση με K_b μικρότερη από 10^{-14} στους 25°C δεν αντιδρά με το νερό.

9-44. Όλες οι παρακάτω αντιδράσεις είναι μετατοπισμένες προς τα δεξιά:



Να κατατάξετε τα οξέα CH_3COOH , H_2O , HCl & HClO κατά σειρά αύξουσας ισχύος και να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.

9-45. Δίνονται τα παρακάτω οξέα κατά σειρά φθίνουσας ισχύος:



Στις παραπάνω αντιδράσεις να προβλεφθεί η κατεύθυνση της ισορροπίας, με βάση την ισχύ των οξέων που δίνεται.

