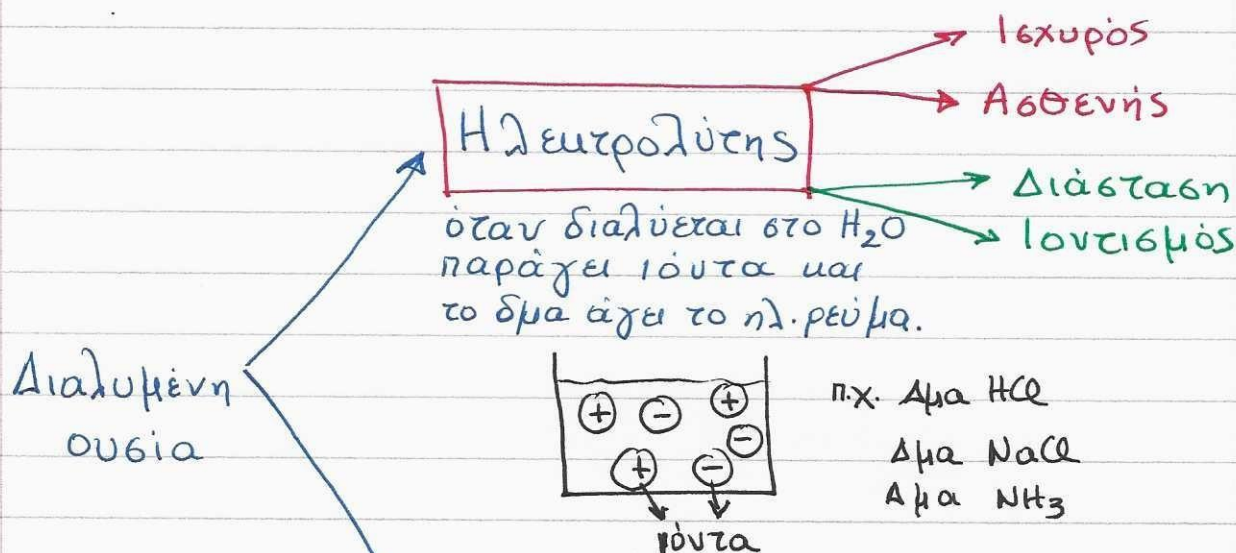


5^ο ΚΕΦΑΛΑΙΟ

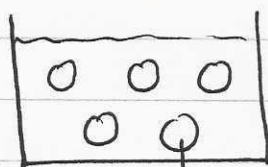
ΙΟΝΤΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

(περίπτωση Χ.Ι. σε ηλεκτρολυτικά διαλύματα)



Μη ηλεκτρολύτης

όταν διαλύεται στο H_2O δεν παράγει ιόντα και το διαρρέει το ηλ. ρεύμα



π.χ. Δμα ζάχαρης ($C_{12}H_{22}O_{11}$)
Δμα γλυκόζης ($C_6H_{12}O_6$)

μόρια

ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΩΝ

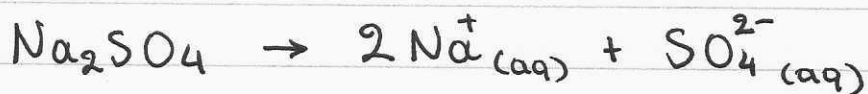
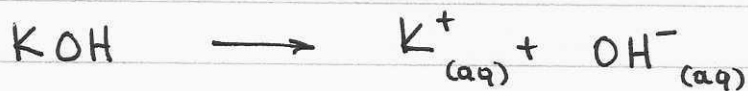
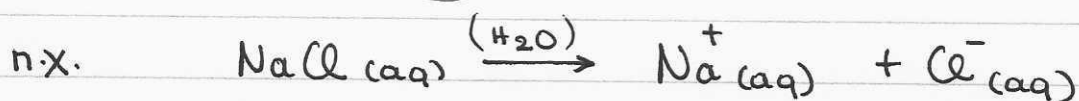
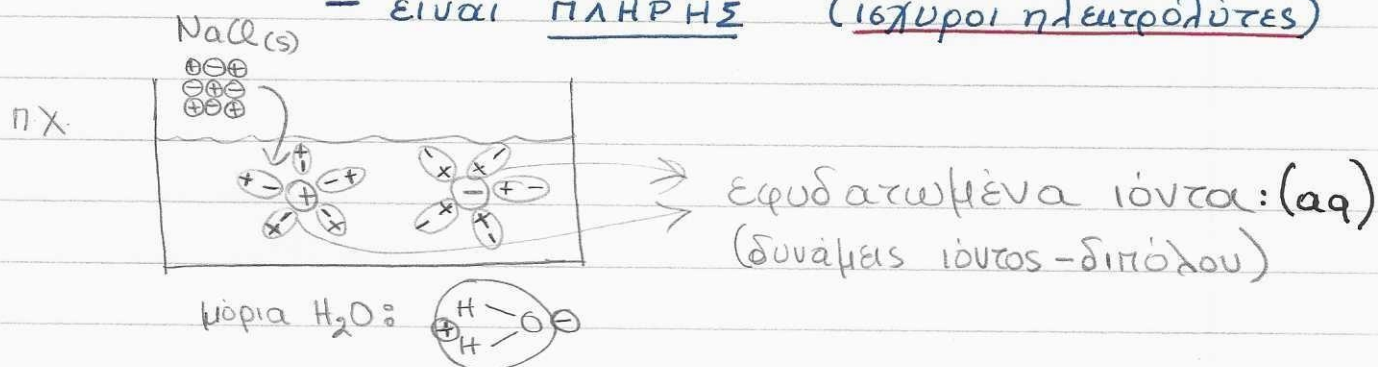
Διαδικασία: → Διάσταση ετεροπολικής (ιοντικής) ένωσης είναι η απελευθέρωση των ιόντων που προϋπάρχουν στο ιοντικό κρυσταλλικό πλέγμα με τη βοήθεια των διπολικών μορίων του H_2O

→ Ιοντισμός ομοιοπολικής (μοριακής) ένωσης είναι η δημιουργία ιόντων κατά την αντίδραση της ένωσης με το H_2O .

Ισχυρός ηλεκτρολύτης: όλη η ποσότητά του που διαλύεται στο H_2O μετατρέπεται σε ιόντα.
 → Τελικά: μόνο ιόντα

Ασθενής ηλεκτρολύτης: ένα μέρος της ποσότητάς του που διαλύεται στο H_2O μετατρέπεται σε ιόντα.
 → Ιοντική Ισορροπία: μόρια & ιόντα

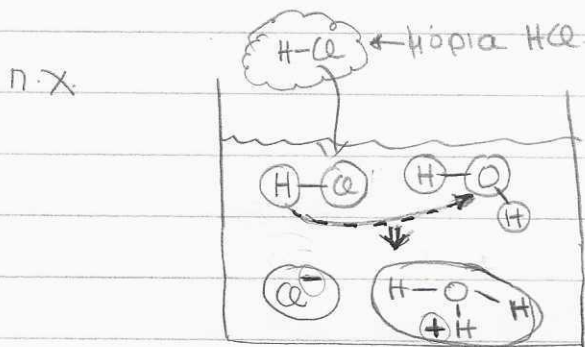
- **ΔΙΑΣΤΑΣΗ** — παθαίνουν οι ετεροπολιμές (ιοντιμές) ενώσεις
 - άλατα π.χ. $NaCl$, NH_4Cl ,
 - υδροξείδια μετάλλων π.χ. $NaOH$, ...
- είναι πληρής (ισχυροί ηλεκτρολύτες)



ΙΟΝΤΙΣΜΟΣ : - παθαίνουν ορισμένες ομοιοπολικές (μοριακές) ενώσεις ή ιόντα.

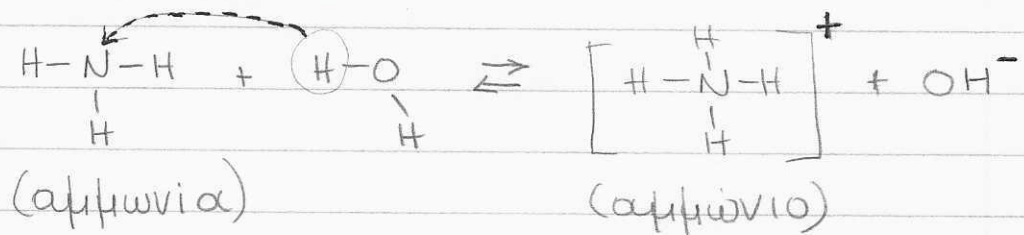
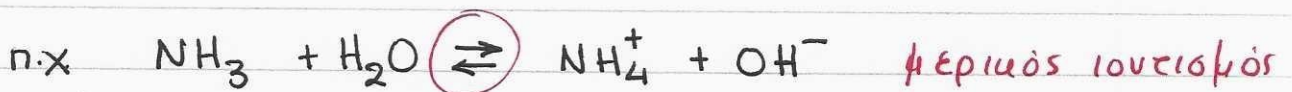
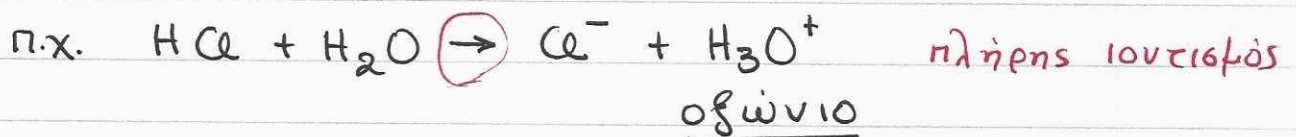
- οξέα π.χ. HCl , HF , HCN , HCOOH ...
- βάσεις π.χ. NH_3 , αμίνες, ...
- ιόντα π.χ. NH_4^+ , CN^- , ...

- είναι ΠΛΗΡΗΣ (ισχυροί ηλεκτρολύτες) ή ΜΕΡΙΚΟΣ (αδυνεύεις ηλ/τες)



δημιουργία ιόντων με μεταφορά H^+ (εδώ: από το HCl στο H_2O)

H^+ : πρωτόνιο



ΟΞΕΑ - ΒΑΣΕΙΣ

• κατά **Arrhenius** : $O \equiv Y \xrightarrow{H_2O}$ παράγει ιατιόντα H^+

$ΒΑΣΗ \xrightarrow{H_2O}$ παράγει ανιόντα OH^-

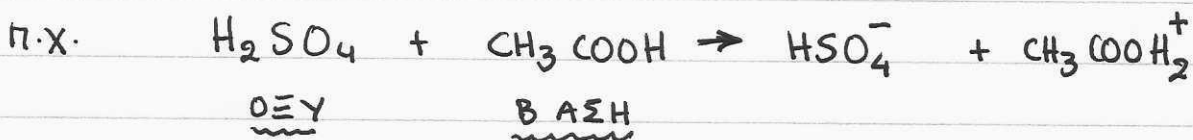
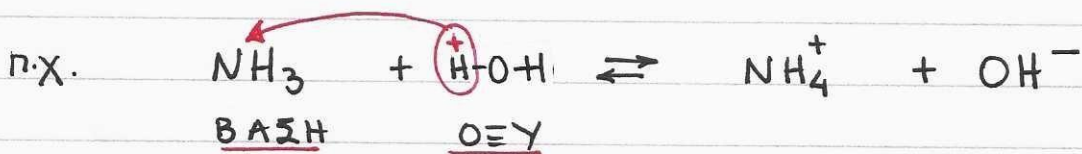
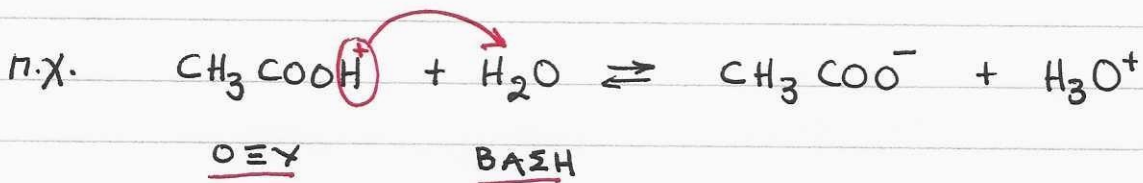
Μειονεκτήματα: 1) οφύ κ' βάση είναι μόνο ουδέτερα μόρια

2) διαλυτής είναι μόνο το H_2O

3) δεν εφνηεί το βασικό χαρακτήρα της NH_3 και των αμινών

• κατά **Brönsted-Lowry** : $O \equiv Y$: δίνει πρωτόνιο (H^+)
(πρωτονιοδότης)

$ΒΑΣΗ$: δέχεται πρωτόνιο (H^+)
(πρωτονιοδέκτης)

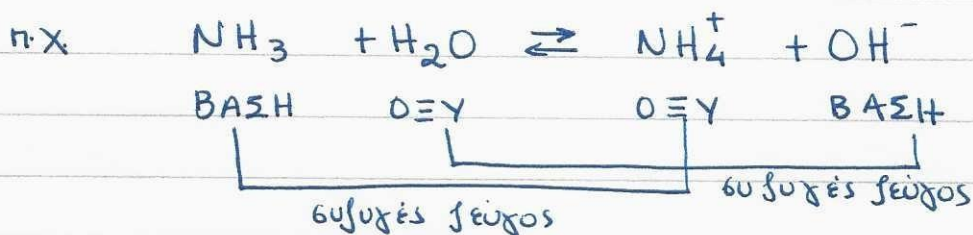
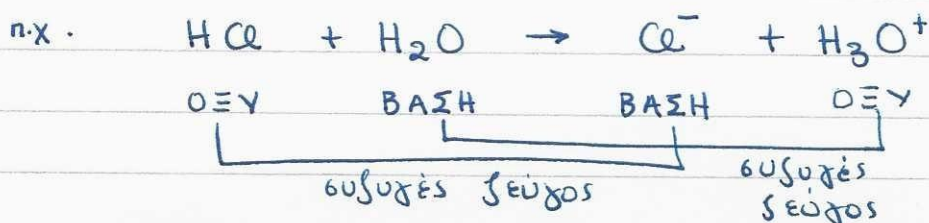


Παρατηρήσεις για τους ορισμούς Brönsted-Lowry:

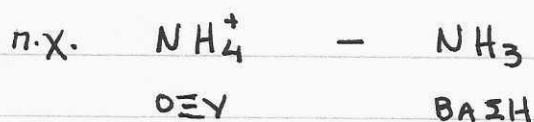
- ① Δεν παρατηρείται όξινη συμπεριφορά χωρίς την παρουσία βάσης κι αντίστροφα
- ② Εξουδετέρωση : μεταφορά πρωτονίου (H^+) από το οξύ στη βάση
οπότε προκύπτουν
ένα άλλο οξύ και μια άλλη βάση (συζυγή)

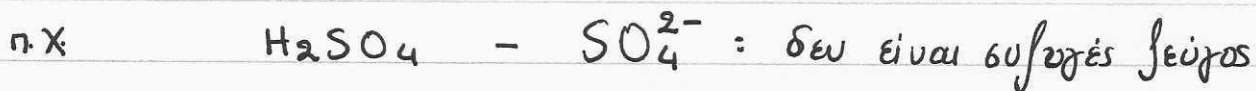
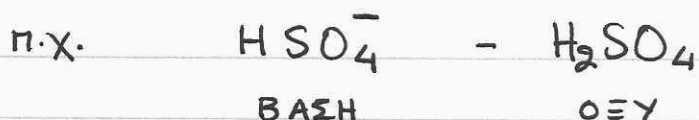
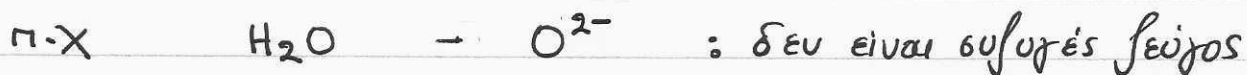
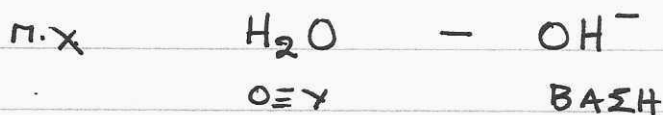
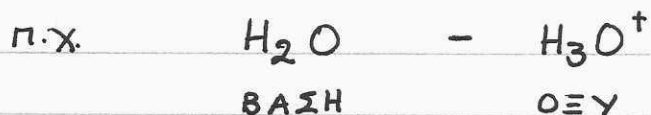
Ενώ κατά Arrhenius:
Εξουδετέρωση : $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$
οξύ + βάση $\rightarrow$ άλας + H_2O

③ Συζυγές ζεύγος οξέος-βάσης :



- * Σε κάθε συζυγές ζεύγος το οξύ έχει 1 H^+ (πρωτόνιο) παραπάνω απ' τη συζυγή του βάση.



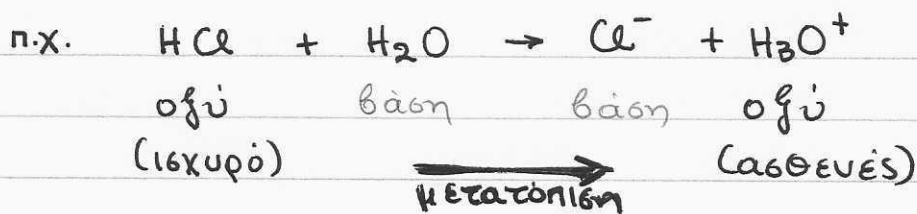


- ④ Όσο πιο ισχυρό είναι ένα οξύ τόσο πιο ασθενής είναι η συζυγής του βάση και αντίστροφα.



- ⑤ **Πρωτολυτική αντίδραση** : αντίδραση μεταφοράς πρωτονίου (H^+) στην οποία συμμετέχουν ιόντα.

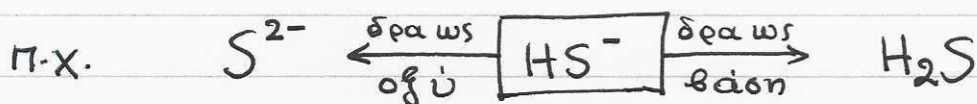
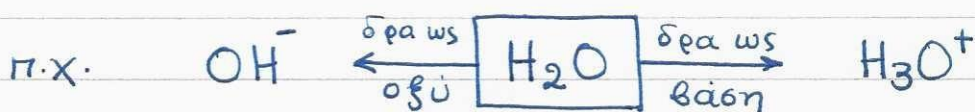
- * Κάθε πρωτολυτική αντίδραση είναι μετατοπισμένη προς το ασθενέστερο οξύ ή την ασθενέστερη βάση.



⑥

Αμφιπρωτιές ουσίες (ή αμφολύτες):

ονομάζονται οι ουσίες που άλλοτε συμπεριφέρονται ως οξέα κι άλλοτε ως βάσεις.



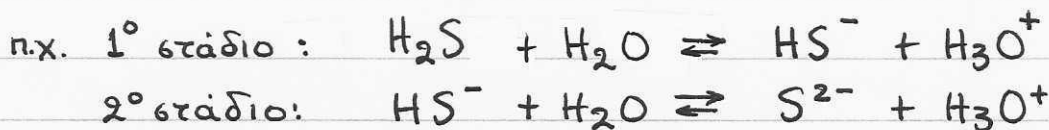
* π.χ. F^- δεν μπορεί να είναι αμφιπρωτιική γιατί δεν έχει H, ώστε να δράσει ως οξύ.

⑦ **Μονοπρωτικά οξέα:** δίνουν 1 πρωτόνιο (H^+)

π.χ. HBr , HClO_4 , HCOOH , ...

Πολυπρωτικά οξέα: δίνουν 2 ή περισσότερα H^+ σε στάδια.

π.χ. H_2SO_4 , H_2S , H_3PO_4 , $(\text{COOH})_2$...



⑧

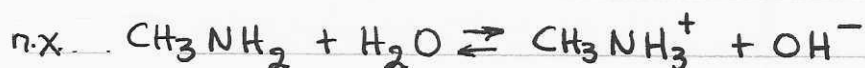
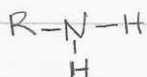
για ασυνήθεις

ΗΛ/ΤΕΣ	ΙΣΧΡΟΙ	ΑΣΘΕΝΕΙΣ
ΟΞΕΑ	HCl , HBr , HI , HNO_3 , HClO_4 , H_2SO_4 (1 ^ο ιοντισμό)	τα υπόλοιπα π.χ. HF , HCN , CH_3COOH , ...
ΒΑΣΕΙΣ	υδροξείδια μετάλλων π.χ. NaOH , KOH , Ca(OH)_2 , ...	NH_3 , <u>αμίνες</u> , ...
ΑΛΑΤΑ	όλα π.χ. NaCl , KCN , CaSO_4 , ...	—

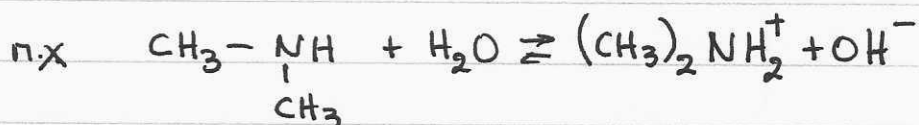
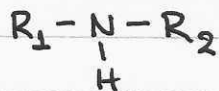
Παραδείγματα διατάξεων κ' ιοντισμών:



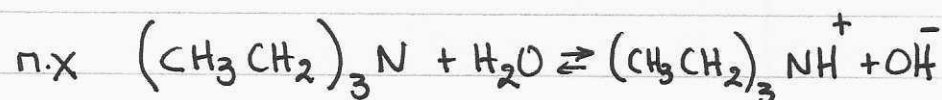
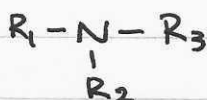
1 ταξίς αμίνες
 RNH_2



2 ταξίς αμίνες
 $\text{R}_1-\text{N}-\text{R}_2$



3 ταξίς αμίνες



Σύγκριση ισχύος ηλ/τών

α) Θεωρητικά: με βάση τη μοριακή δομή

⊛ Όσο πιο εύκολα "επάει" ο δεσμός $H-X$ κι αποβάλλεται ένα H^+ , τόσο πιο ισχυρό είναι ένα οξύ.

Η τάση αποβολής του H^+ εξαρτάται:

Ⓘ από την πολυμότητα κ' τη σταθερότητα του δεσμού $H-X$ (δυαδικές ενώσεις του H)

- Σε μια περίοδο του Π.Π. από αριστερά προς τα δεξιά αυξάνεται η ηλεκτραρνητικότητα του στοιχείου X που ενώνεται με το H , οπότε αυξάνεται η πολυμότητα του δεσμού $H-X$ (μεγαλύτερη διαφορά ηλ/αρνητικότητας H με X) με αποτέλεσμα να αποσπάται πιο εύκολα H^+ κι άρα να αυξάνεται η ισχύς του οξέος HX .

π.χ Να συγκριθεί η ισχύς των οξέων:



2η περίοδος: ... C, N, O, F
ΑΥΞΗΣΗ ΗΛ/ΑΡΝΗΤΙΚΟΤΗΤΑΣ



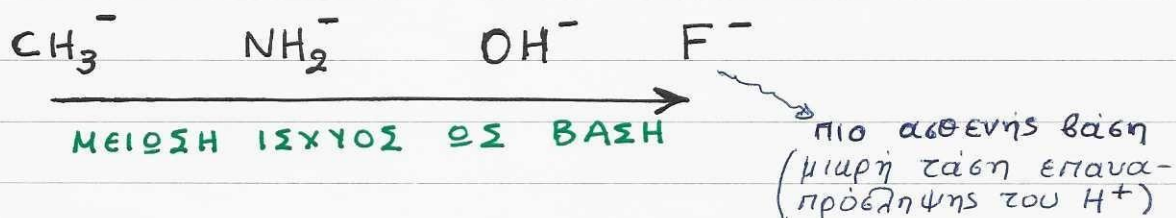
ΑΥΞΗΣΗ ΙΣΧΥΟΣ ΟΞ ΟΞΥ

το H^+ αποσπάται δυσκολότερα
 άρα πιο αδυνές οξύ

το H^+ αποσπάται ευκολότερα
 άρα πιο ισχυρό οξύ

- * { Όσο πιο ισχυρό είναι ένα οξύ, τόσο πιο αδυνής είναι η συζυγής του βάση.

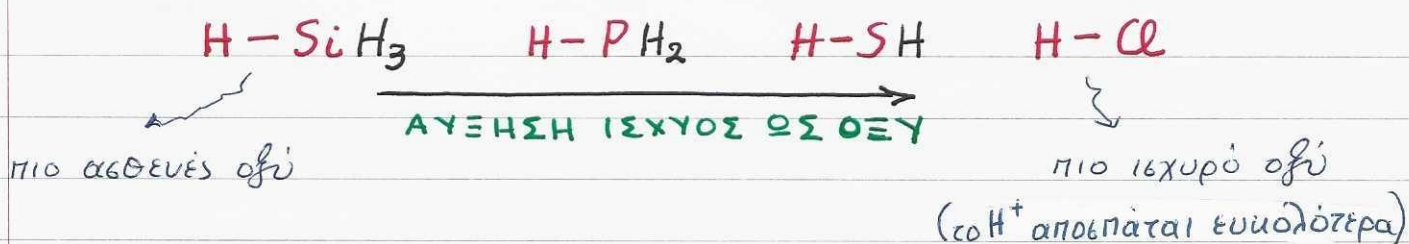
Άρα για τις συζυγείς βάσεις ισχύει:



π.χ Να συζητηθεί η ισχύς των οξέων:

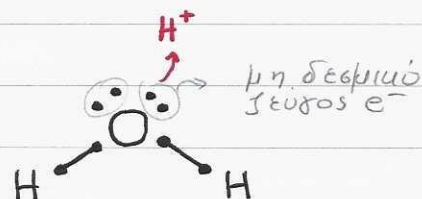
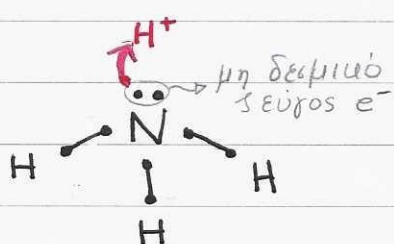


3η περίοδος: ... $\text{Si}, \text{P}, \text{S}, \text{Cl}$
 $\xrightarrow{\text{ΑΥΞΗΣΗ ΗΛ/ΑΡΝΗΤΙΚΟΤΗΤΑΣ}}$



π.χ Γιατί η NH_3 είναι πιο ισχυρή βάση απ' το H_2O ;

Αν:



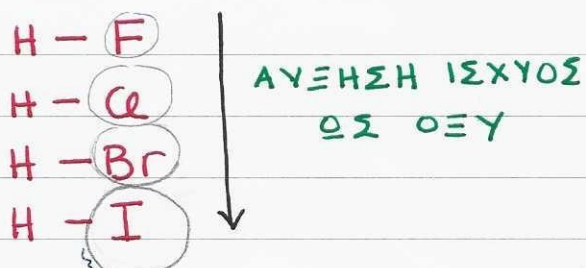
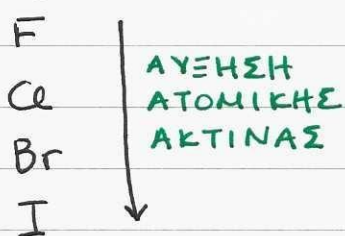
Το O είναι πιο ηλεκτραρνητικό απ' το N , έτσι έλκει ισχυρότερα το μη δεσμιό ζεύγος e^- που έχει και δεν το διαθέτει εύκολα για την πρόσληψη H^+ . Άρα το H_2O είναι πιο αδυνής βάση απ' την NH_3 .



- Σε μια ομάδα του Π.Π. από πάνω προς τα κάτω αυξάνεται η ατομική ακτίνα του στοιχείου X που ενώνεται με το H, οπότε ελαττώνει ο δεσμός H-X με αποτέλεσμα να αποσπάται πιο εύκολα H⁺ κι άρα να αυξάνεται η ικχύς του οξέος HX.

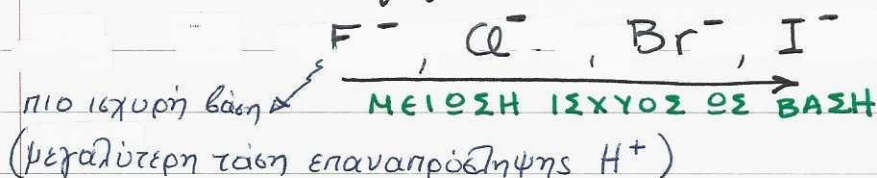
π.χ. Να συζητηθεί η ικχύς των οξέων:
HF, HCl, HBr, HI

17^η ομάδα:



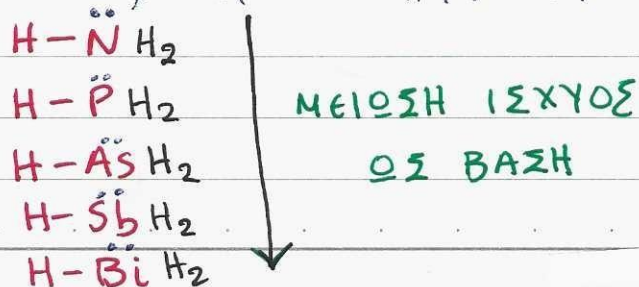
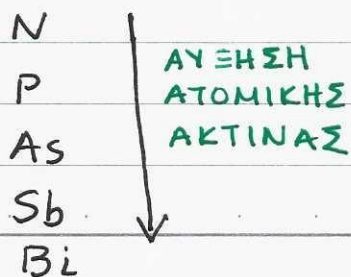
ο δεσμός H-I είναι πιο εύκολο
το H⁺ αποβάλλεται ευκολότερα
άρα πιο ισχυρό οξύ.

* Για τις συζυγείς βάσεις ικχύει:



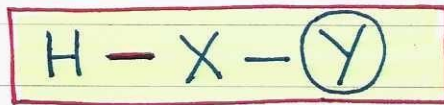
π.χ Να συζητηθεί η ικχύς των βάσεων:
NH₃ PH₃ AsH₃ SbH₃ BiH₃

15^η ομάδα:



το N λόγω μικρού μεγέθους
προλαμβάνει πιο εύκολα H⁺
άρα πιο ισχυρή βάση

II από το ΕΠΑΓΩΓΙΚΟ ΦΑΙΝΟΜΕΝΟ που προκαλούν οι υποαταστάτες (χειτονικές ομάδες ή άτομα: Y)



• -I επαγωγικό φαινόμενο: $\text{H} - \text{X} \rightarrow \text{Y}$

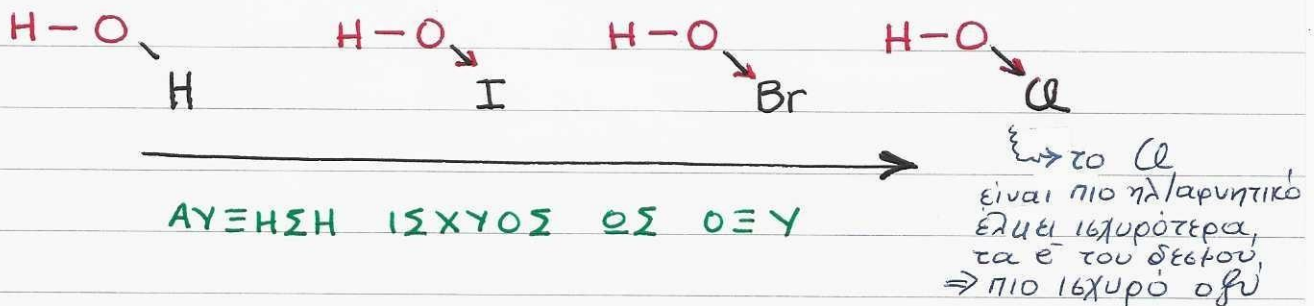
όταν οι υποαταστάτες (Y) έλκουν ηλεκτρόνια,

$\Rightarrow$ ο δεσμός $\text{H}-\text{X}$... πυλώνεται περισσότερο

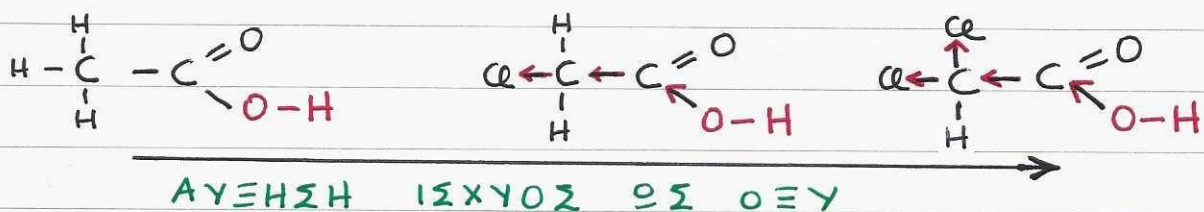
$\Rightarrow$ το H^+ αποσπάται ευκολότερα $\Rightarrow$ πιο ισχυρό οξύ
(πιο αδύνητος βάση)

π.χ. Να συζητηθεί η ισχύς των οξέων: (σε υδατικό δμα)
 H_2O , HClO , HBrO , HIO

Για τους υποαταστάτες: I , Br , Cl
ΑΥΞΗΣΗ ΕΝΤΑΣΗΣ
-I επαγωγικό φ.



π.χ. Να συζητηθεί η ισχύς των οξέων: (σε υδατικό δμα)
 CH_3COOH , $\text{Cl}-\text{CH}_2\text{COOH}$, Cl_2CHCOOH

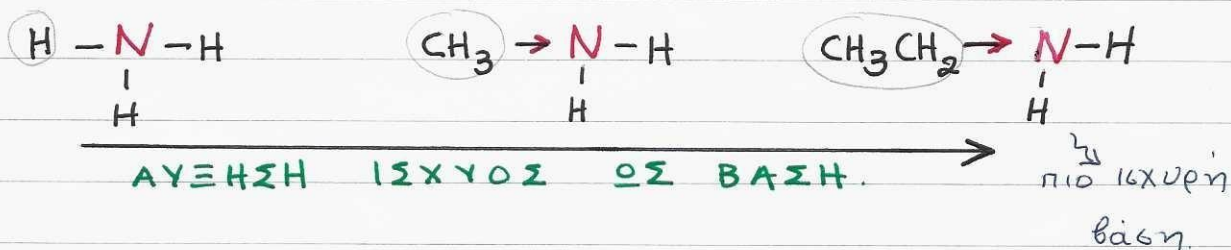


(περισσότεροι υποαταστάτες με -I επαγωγικό $\Rightarrow$ μεγαλύτερη πόλωση του δεσμού $\text{O}-\text{H} \Rightarrow$ πιο εύκολη απόσπαση $\text{H}^+ \Rightarrow$ πιο ισχυρό οξύ)

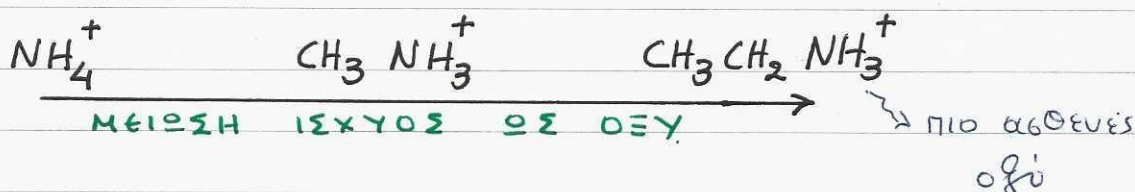
- **(+I) επαγωγικό φαινόμενο:** $H-X \leftarrow Y$
 όταν οι υποκαταστάτες (Y) απωθούν ηλεκτρόνια
 $\Rightarrow$ αυξάνεται η ηλεκτρονιακή πυκνότητα του ατόμου X
 $\Rightarrow$ προλαμβάνει πιο εύκολα H^+ $\Rightarrow$ πιο ισχυρή βάση
 (πιο αδυνάτος οξύ)

π.χ Να συζητηθεί η ισχύς των βάσεων: (σε υδατικό διάλ.)
 NH_3 , CH_3NH_2 , $CH_3CH_2NH_2$

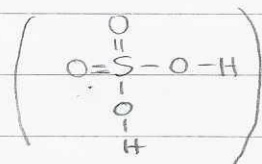
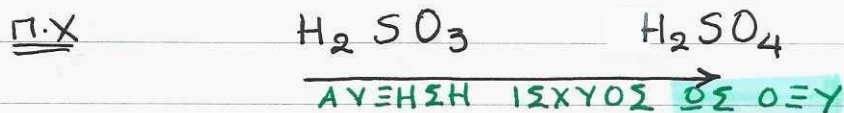
Για τους υποκαταστάτες: H^- , CH_3^- , $CH_3CH_2^-$
 $\xrightarrow{\text{ΑΥΞΗΣΗ ΕΝΤΑΣΗΣ + I επαγωγικού φ.}}$



* Για τα συζυγή οξέα ισχύει:

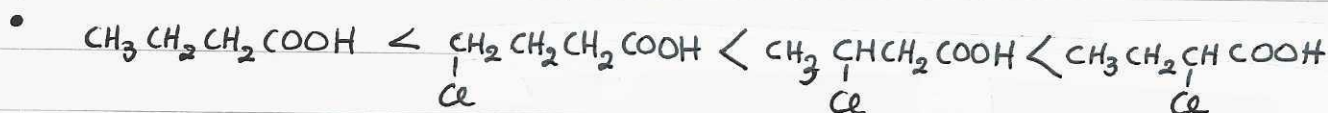


* Για τα οξυγονούχα οξέα π.χ. H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4 κτλ.
 η εισαγωγή επιπλέον ατόμων O αυξάνει την ισχύ τους
 καθώς το ηλεκτραρνητικό O έλκει προς το μέρος του τα e^-
 και ο δεσμός O-H εξασθενεί.



Για εφάσηση:

- 1) Να ταξινομήσετε τα οξέα NH_4^+ , CH_3NH_3^+ , HCl κατά σειρά αυξανόμενης ισχύος
- 2) Να ταξινομήσετε τα οξέα Cl_3CCOOH , CH_3COOH , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$ κατά σειρά αυξανόμενης ισχύος.
- 3) Να συζητήσετε τις σταθερές ιοντισμού (K_a) των οξέων H_3PO_4 και H_3PO_3 .
- 4) Να συζητήσετε την ισχύ των βάσεων:
 NH_3 , NF_3 , NH_2OH , CH_3NH_2
- 5) Ποιο είναι πιο ισχυρό οξύ;
το $\text{O}_2\text{N}-\text{CH}_2\text{COOH}$ (νιτροοξικό) ή CH_3COOH (οξικό);
- 6) Να αιτιολογήσετε την αύξηση της ισχύος των παρακάτω οξέων:



Σύγκριση ισχύος

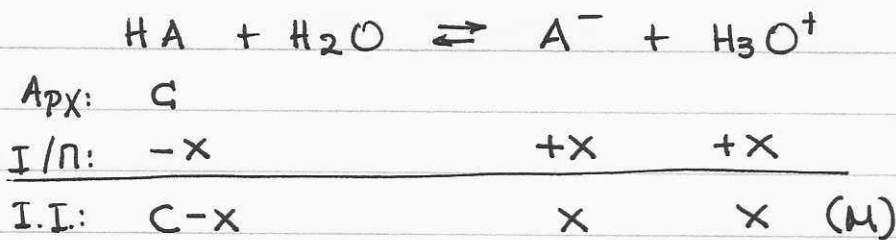
α) Θεωρητικά : με βάση τη μοριακή δομή
(βλ. 9-13 προηγούμενες)

β) Ποσοτικά : με βάση $\swarrow$ βαθμός ιοντισμού (α)
 $\searrow$ σταθερά ιοντισμού (K_a ή K_b)

ΒΑΘΜΟΣ ΙΟΝΤΙΣΜΟΥ (α)

είναι η απόδοση της αντίδρασης ιοντισμού

π.χ. Έστω υδατικό διάλυμα ασθενούς οξέος HA :



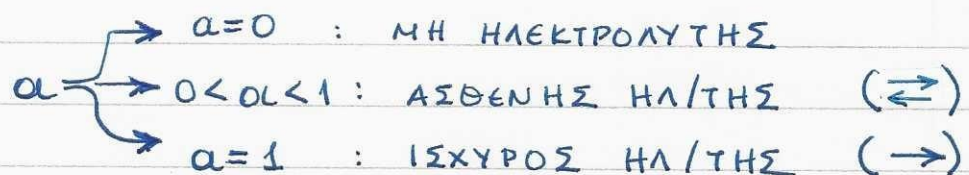
Βαθμός ιοντισμού του HA :

$$\alpha = \frac{x}{C}$$

εμφράει: Όσο μεγαλύτερος είναι ο α , τόσο πιο ισχυρός είναι ο ηλ/της.

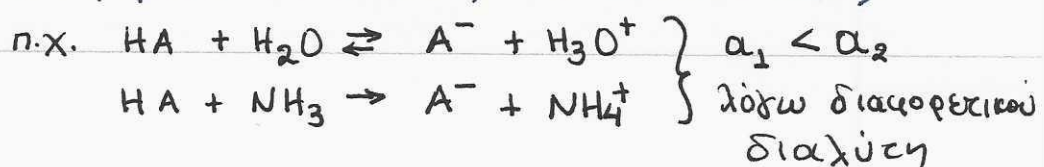
(Δηλ. η ΙΙ είναι περισσότερο μετατοπισμένη προς τα δεξιά)

τιμές:



εξαρτάται: α) απ' τη φύση του ηλ/τη (βλ. μοριακή δομή)

β) απ' τη φύση του διαλύτη (συνήθως: H_2O)



γ) απ' τη συχμύτρωση (Molarity) του ηλ/τη (C):

* Όσο $\uparrow C$ τόσο $\downarrow \alpha$ κι αντίστροφα

λόγω της σχέσης:

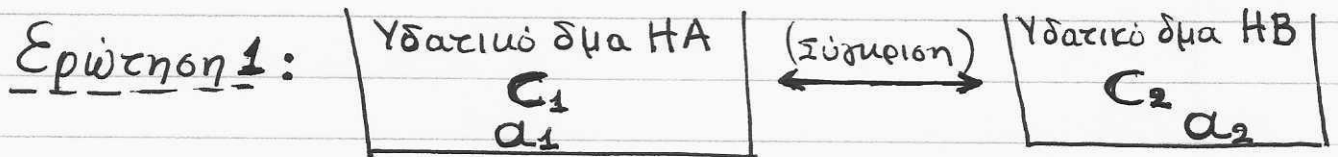
$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C}}$$

δ) απ' τη θερμοκρασία:

* Όσο $\uparrow \theta$ τόσο $\uparrow \alpha$, αφού οι αντιδράσεις ιοντισμού είναι ΕΝΔΟΘΕΡΜΕΣ.

ε) απ' την επίδραση κοινού ιόντος (Ε.Κ.Ι.)

* Λόγω $\uparrow [\text{κοινού ιόντος}]$, $\downarrow \alpha$.



Αν $\alpha_1 > \alpha_2$ ισχύει ότι το οξύ HA είναι πιο ισχυρό απ' το οξύ HB;

Απάντηση:

Όχι δεν μπορούμε να το πούμε γιατί ο βαθμός ιοντισμού εξαρτάται κι από τη θ κι απ' τη C.

Έστω ότι η θερμοκρασία είναι ίδια, τότε:

- Αν $C_1 = C_2$ τότε πράγματι το HA είναι πιο ισχυρό οξύ απ' το HB αφού $\alpha_1 > \alpha_2$.
- Αν $C_1 \neq C_2$ τότε δεν μπορούμε να ξέρουμε.

ΣΤΑΘΕΡΑ ΙΟΝΤΙΣΜΟΥ (K_a ή K_b) για οξέα για βάσεις

π.χ. Έστω υδατινό δμα αδθενούσ οξέος HA :



Αρχ.	C		
I/η.	-x	x	x
I.I	C-x	x	x (M)

$$K_c = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA] \cdot [H_2O]}$$

όμως $[H_2O] = 55,5 M$
 (σταθερή αφού είναι
 ο διαλύτης)

$$K_c \cdot [H_2O] = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]} \Rightarrow$$

||
 K_a : σταθερά ιοντισμού οξέος

$$\Rightarrow K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]}$$

π.χ. Έστω υδατινό δμα αδθενούσ βάσης B :



Αρχ.	C		
I/η	-x	+x	x
I.I.	C-x	x	x (M)

$$K_c = \frac{[HB^+] \cdot [OH^-]}{[B] \cdot [H_2O]}$$

όμως $[H_2O] = 55,5 M$

$$\Rightarrow K_c \cdot [H_2O] = \frac{[HB^+] \cdot [OH^-]}{[B]}$$

||
 K_b : σταθερά ιοντισμού βάσης

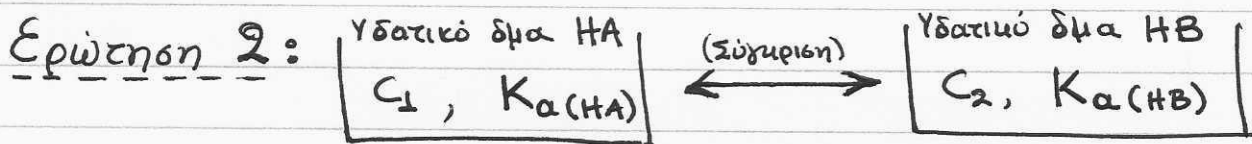
$$\Rightarrow K_b = \frac{[HB^+] \cdot [OH^-]}{[B]}$$

εμφάνει: Όσο μεγαλύτερη τιμή έχει η K_a (ή K_b) τόσο πιο ισχυρό είναι το οξύ (ή η βάση).

τιμές: $K_a > 0$ δεν υπάρχουν αρνητικές τιμές.

* Για ισχυρά οξέα ή ισχυρές βάσεις δεν ορίζεται K_a (ή K_b) (αφού $K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$)
ή $K_a \rightarrow \infty$ (η τιμή της K_a ή K_b είναι άπειρη).

εξαρτάται: μόνο αν' τη θερμοκρασία (για ορισμένο η/ή κ' ορισμένο διαλύτη)



Αν $K_a(HA) > K_a(HB)$ μπορούμε να πούμε ότι το οξύ HA είναι πιο ισχυρό απ' το HB;

Απάντηση: Αν η θερμοκρασία είναι ίδια τότε ναι μπορούμε να πούμε ότι αφού $K_a(HA) > K_a(HB)$, το οξύ HA είναι πιο ισχυρό απ' το οξύ HB. ανεξάρτητα από τις συγκεντρώσεις C_1, C_2 (είτε $C_1 = C_2$ είτε $C_1 \neq C_2$).

• για τις ασθενείς (με βάση το πινακίδι ιοντισμού του HA):

$$K_a = \frac{x \cdot x}{C - x} \Rightarrow K_a = \frac{x^2}{C - x} \quad \left. \vphantom{K_a = \frac{x \cdot x}{C - x}} \right\} \Rightarrow K_a = \frac{x^2}{C}$$

• Αν $\boxed{\frac{K_a}{C} \leq 10^{-2}}$ τότε $C - x \approx C$

• Αν $\boxed{\alpha \leq 0,1}$ τότε $C - x \approx C$

ελάχιστος ποσοστό ιόντων:

Σχέση $K_a - \alpha$ (ή $K_b - \alpha$)

$$K_a = \frac{x^2}{c-x}$$

$$\alpha = \frac{x}{c} \Rightarrow x = \alpha \cdot c$$

$$\Rightarrow K_a = \frac{a^2 \cdot c^2}{c - a \cdot c} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow K_a = \frac{a^2 \cdot c^2}{c(1-a)} \Rightarrow$$

$$K_a = \frac{a^2 \cdot c}{1-a}$$

Νόμος αραίωσης
του Ostwald

• Αν $\frac{K_a}{c} \leq 10^{-2}$ ή $\alpha \leq 0,1$ τότε $1-a \approx 1$

$$\Rightarrow K_a = a^2 \cdot c$$

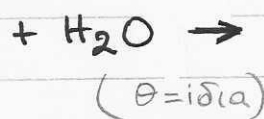
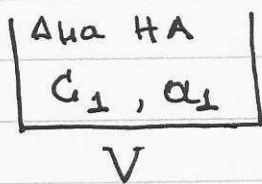
Νόμος αραίωσης
του Ostwald

$$\Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}}$$

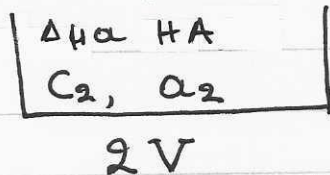
(απλοποιημένη μορφή)

σχέση που συνδέει
το α με το c

Ερώτηση 3:



($\theta = \text{ίδια}$)



Απάντηση: Με την αραίωση: $C_1 \cdot V = C_2 \cdot 2V \Rightarrow \boxed{C_2 = \frac{C_1}{2}} \quad (1)$

Αφού $\theta = \text{σταθερή}$, $K_{a(\text{HA})} = \text{ίδιο στα δύο διατ.}$

$$K_a = a_1^2 \cdot C_1$$

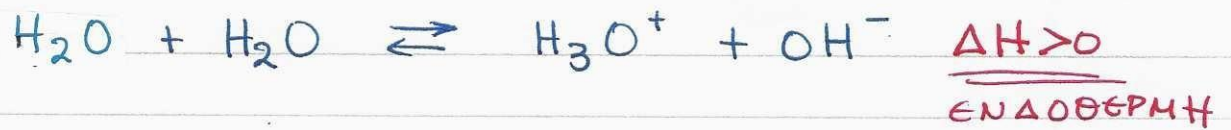
$$K_a = a_2^2 \cdot C_2$$

$$\Rightarrow a_1^2 \cdot C_1 = a_2^2 \cdot C_2 \xRightarrow{(1)}$$

$$\Rightarrow a_1^2 \cdot \cancel{C_1} = a_2^2 \cdot \frac{C_1}{2} \Rightarrow a_2^2 = a_1^2 \cdot 2$$

$$\Rightarrow \boxed{a_2 = a_1 \cdot \sqrt{2}}$$

ΑΥΤΟΪΟΝΤΙΣΜΟΣ ΤΟΥ H_2O



$$K_c = \frac{[H_3O^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]^2} \quad \left. \begin{array}{l} \\ \text{όμως } [H_2O]^2 = \text{σταθερό} \end{array} \right\} \Rightarrow \underbrace{K_c \cdot [H_2O]^2}_{K_w} = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$$

K_w : σταθερά ιοντισμού του H_2O

$$\Rightarrow \boxed{K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-]}$$

εμφράζει: πόσο μετατοπισμένη είναι η ισορροπία αυτοϊοντισμού του H_2O προς τα δεξιά.

εξαρτάται: μόνο από τη θερμοκρασία
(όσο $\uparrow \theta$ τόσο $\uparrow K_w$ αφού η αντίδραση αυτοϊοντισμού του H_2O είναι ΕΝΔΟΘΕΡΜΗ)

⇒ Στους $25^\circ C$: $\boxed{K_w = 10^{-14}}$

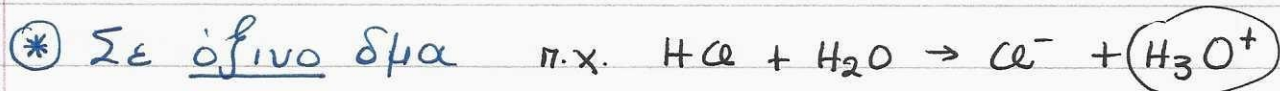
→ Σε $\theta > 25^\circ C$: $K_w > 10^{-14}$ (π.χ. $K_w = 10^{-13}$)
(αφού όσο $\uparrow \theta \Rightarrow \uparrow K_w$)

→ Σε $\theta < 25^\circ C$: $K_w < 10^{-14}$ (π.χ. $K_w = 10^{-15}$)
(αφού όσο $\downarrow \theta \Rightarrow \downarrow K_w$)

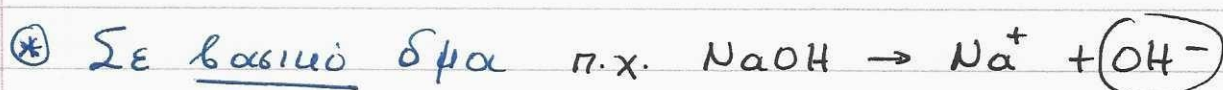
με βάση την αρχή Le Chatelier
 $\uparrow \theta \Rightarrow$ ευνοεί την ενδοθερμή ματεύθυνση
 $\downarrow \theta \Rightarrow$ ευνοεί την εξώθερμη ματεύθυνση

$$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$$

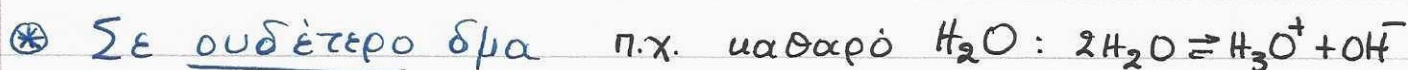
ισχύει σε κάθε υδατικό διάλυμα
σε ορισμένη θερμοκρασία (Θ)



$\uparrow [H_3O^+]_{ολ}$ οπότε $\downarrow [OH^-]$



$\uparrow [OH^-]_{ολ}$ οπότε $\downarrow [H_3O^+]$



$$[H_3O^+] = [OH^-]$$

Στους 25°C: $[H_3O^+] = [OH^-] = \underline{10^{-7} M}$

Άρα:

ΔΜΑ	Σε οποιαδήποτε Θ°C	Στους 25°C
ΟΞΙΝΟ	$[H_3O^+] > [OH^-]$	$[H_3O^+] > 10^{-7} M$ $[OH^-] < 10^{-7} M$
ΒΑΣΙΚΟ (ή ΑΛΚΑΛΙΚΟ)	$[OH^-] > [H_3O^+]$	$[H_3O^+] < 10^{-7} M$ $[OH^-] > 10^{-7} M$
ΟΥΔΕΤΕΡΟ	$[H_3O^+] = [OH^-]$	$[H_3O^+] = 10^{-7} M$ $[OH^-] = 10^{-7} M$

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

π.χ. Αν $[H_3O^+] = 10^{-4} M$ τότε $pH = -\log 10^{-4} \Rightarrow \boxed{pH = 4}$

π.χ. Αν $pH = 8$ τότε $[H_3O^+] = 10^{-8} M$

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

π.χ. Αν $[OH^-] = 2 \cdot 10^{-6} M$ τότε $pOH = -\log (2 \cdot 10^{-6}) \Rightarrow$
 $\Rightarrow pOH = -\log 2 - \log 10^{-6} \Rightarrow$
 $\Rightarrow \boxed{pOH = 6 - \log 2}$

π.χ. Αν $pOH = 5$ τότε $[OH^-] = 10^{-5} M$

Σχέση pH με pOH :

$$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] \Rightarrow \log K_w = \log [H_3O^+] + \log [OH^-]$$

$$\Rightarrow -\log K_w = -\log [H_3O^+] - \log [OH^-] \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \boxed{pK_w = pH + pOH}$$

Ισχύει σε καθαρό υδατικό διάλυμα
σε ορισμένη θερμοκρασία

⇒ Στους $25^\circ C$:

$$\boxed{pH + pOH = 14}$$

$$(K_w = 10^{-14} \Rightarrow pK_w = -\log 10^{-14} = 14)$$

Ιδιότητες λογαριθμών (δευαδίων) :

$$\bullet \log 10^x = x \cdot \log 10 = x \quad (-\log 10^{-x} = x)$$

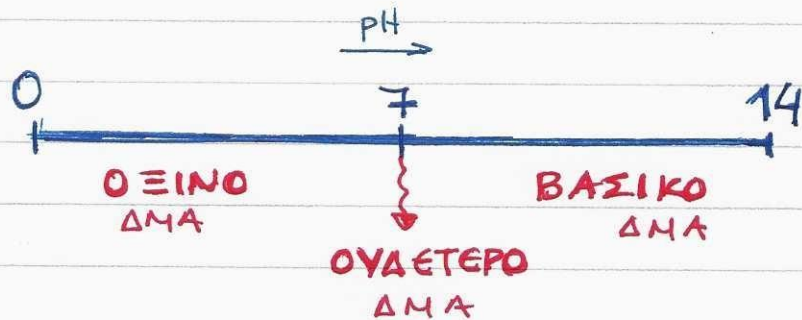
$$\bullet \log (a \cdot b) = \log a + \log b$$

$$\bullet \log \left(\frac{a}{b} \right) = \log a - \log b$$

$$\bullet \log 1 = \log 10^0 = 0$$

$$\bullet \log 10 = \log 10^1 = 1$$

Στους 25°C : $pH + pOH = 14$



* Σε οξινό δμα : $[H_3O^+] > [OH^-] \Rightarrow$
 $\log [H_3O^+] > \log [OH^-] \Rightarrow$
 $-\log [H_3O^+] < -\log [OH^-] \Rightarrow \boxed{pH < pOH}$

Στους 25°C : $[H_3O^+] > 10^{-7} \Rightarrow$
 $\log [H_3O^+] > \log 10^{-7} \Rightarrow$
 $-\log [H_3O^+] < -\log 10^{-7} \Rightarrow \underline{pH < 7}$

* Σε βασικό δμα : $[H_3O^+] < [OH^-] \Rightarrow \dots \Rightarrow \boxed{pH > pOH}$

Στους 25°C : $[H_3O^+] < 10^{-7} \Rightarrow \dots \Rightarrow \underline{pH > 7}$

* Σε ουδέτερο δμα : $[H_3O^+] = [OH^-] \Rightarrow \boxed{pH = pOH}$

Στους 25°C : $[H_3O^+] = 10^{-7} \Rightarrow \underline{pH = 7}$

<u>ΔΜΑ</u>	<u>Σε οποιαδήποτε θ°C</u>	<u>Στους 25°C</u>
ΟΞΙΝΟ	$pH < pOH$	$pH < 7$ ($pOH > 7$)
ΒΑΣΙΚΟ	$pH > pOH$	$pH > 7$ ($pOH < 7$)
ΟΥΔΕΤΕΡΟ	$pH = pOH$	$pH = 7$ ($pOH = 7$)

Ερώτηση 4: Μπορεί ένα ουδέτερο δμα να έχει $pH = 6,5$; K_w ; $\theta^\circ C \geq 25^\circ C$

Απάντηση: Ναι μπορεί σε $\theta^\circ C \neq 25^\circ C$
ΟΥΔΕΤΕΡΟ ΔΜΑ: $pH = pOH$
κι αφού $pH = 6,5$ } $\Rightarrow$

$$\Rightarrow pH + pOH = 13 = pK_w$$

$$\text{Άρα } pK_w = 13 \Rightarrow \boxed{K_w = 10^{-13}}$$

$$K_w(\theta^\circ C) = 10^{-13} > K_w(25^\circ C) = 10^{-14}$$

$$(\text{αφού } \uparrow \theta \Rightarrow \uparrow K_w) \text{ Άρα } \boxed{\theta^\circ C > 25^\circ C}$$

Ερώτηση 5: Σε υδατικό δμα στους $25^\circ C$ ισχύει $[H_3O^+] = 10^4 \cdot [OH^-]$. Ποιό είναι το pH του δτος;

Απάντηση: $[H_3O^+] = 10^4 \cdot [OH^-]$
Στους $25^\circ C$: $K_w = 10^{-14} \Rightarrow [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$ } $\Rightarrow$

$$\Rightarrow 10^4 \cdot [OH^-] \cdot [OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow$$

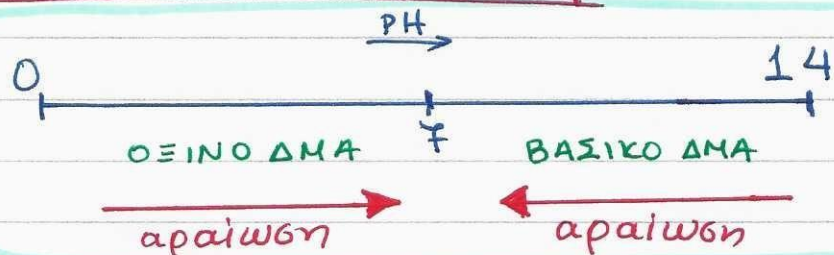
$$\Rightarrow \frac{10^4}{10^4} \cdot [OH^-]^2 = \frac{10^{-14}}{10^4} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow [OH^-]^2 = 10^{-18} \Rightarrow [OH^-] = 10^{-9} M$$

$$\text{Άρα } pOH = -\log [OH^-] = -\log 10^{-9} \Rightarrow pOH = 9$$
$$\text{κι αφού } pH + pOH = 14 \Rightarrow \boxed{pH = 5}$$

ΜΕΤΑΒΟΛΕΣ ΤΟΥ pH

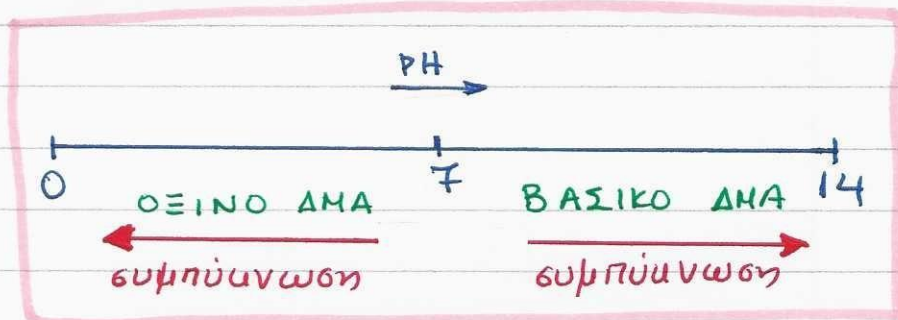
ΑΡΑΙΩΣΗ:



* Σε όξινο δμα: π.χ. $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
 με την προσθήκη H_2O (αραίωση)
 μειώνεται η $[\text{H}_3\text{O}^+]$ κι άρα αυξάνεται το pH

* Σε βασικό δμα: π.χ. $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$
 με την προσθήκη H_2O (αραίωση)
 μειώνεται η $[\text{OH}^-]$, αυξάνεται η $[\text{H}_3\text{O}^+]$
 κι άρα μειώνεται το pH.

ΣΥΜΠΥΚΝΩΣΗ:



* Σε όξινο δμα: π.χ. $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
 με προσθήκη δμενης ουσίας ή με αφαίρεση
 H_2O , αυξάνεται η $[\text{H}_3\text{O}^+]$ κι άρα $\downarrow$ pH
 (πιο όξινο)

* Σε βασικό δμα: π.χ. $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$
 με προσθήκη δμενης ουσίας ή με αφαίρεση
 H_2O , αυξάνεται η $[\text{OH}^-]$, μειώνεται η $[\text{H}_3\text{O}^+]$
 κι άρα $\uparrow$ pH (πιο βασικό)

Ερώτηση 6 : Πώς η αραίωση διαλύματος οξέος (ή βάσης) δίνει πληροφορίες για τον αν το οξύ (ή η βάση) είναι ισχυρό ή ασθενές.

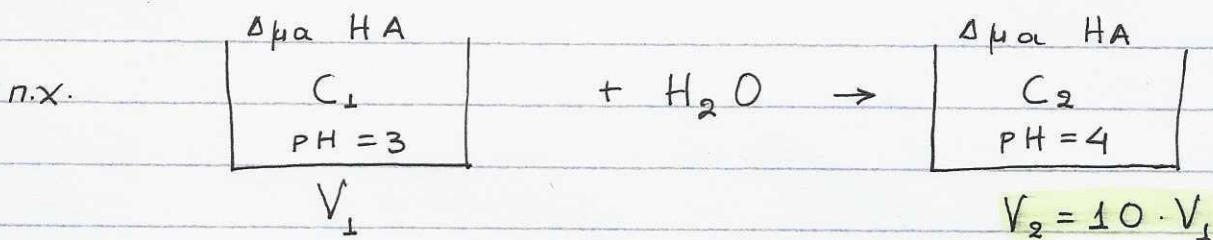
Απάντηση : Έστω διάλυμα μονοπρωτικού οξέος HA που αραιώνεται με προσθήκη H_2O σε **πλάσιο όγκο**.

HA: **ΙΣΧΥΡΟ**
ΟΞΥ

- $\alpha = \text{σταθερό}$ ($\alpha = 1$)
 - $\text{mol } H_3O^+_{(\text{οξέος})} = \text{σταθερό}$ ($+ \text{mol } H_3O^+_{(H_2O)}$)
 - $[H_3O^+] = \text{μειώνεται}$ ($= \frac{\text{mol } H_3O^+}{\lambda \cdot V}$)
 $\Delta\eta\lambda. [H_3O^+]_{\text{τελ}} = \frac{[H_3O^+]_{\text{αρχ}}}{\lambda} \quad (*)$
 - $pH_{\text{τελ}} = pH_{\text{αρχ}} + \log \lambda$: **αυξάνεται**
- ($* \log [H_3O^+]_{\text{τελ}} = \log [H_3O^+]_{\text{αρχ}} - \log \lambda \Rightarrow$
 $-\log [H_3O^+]_{\text{τελ}} = -\log [H_3O^+]_{\text{αρχ}} + \log \lambda$)

HA: **ΑΣΘΕΝΕΣ**
ΟΞΥ

- $\alpha = \text{αυξάνεται}$ ($\downarrow C \xrightarrow{\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C}}} \uparrow \alpha$)
- $\text{mol } H_3O^+_{(\text{οξέος})} = \text{αυξάνονται}$
 $(\uparrow \alpha \Rightarrow \text{μετατόπιση Ι.Ι δεξιά})$
- $[H_3O^+] = \text{μειώνεται αλλά λιγότερο}$
 $\left([H_3O^+] = \frac{\text{mol } H_3O^+}{\lambda \cdot V} \uparrow \right)$
- $pH_{\text{τελ}} = \text{αυξάνεται αλλά λιγότερο}$
 $(pH_{\text{τελ}} < pH_{\text{αρχ}} + \log \lambda)$

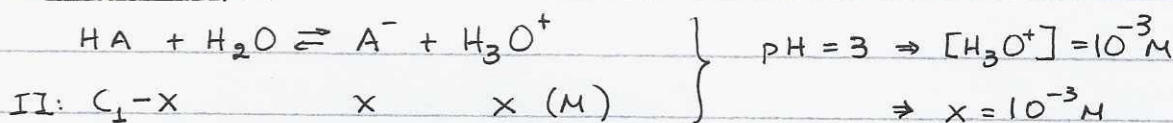


Να αποδείξετε ότι το οξύ HA είναι ισχυρό.

Αν:

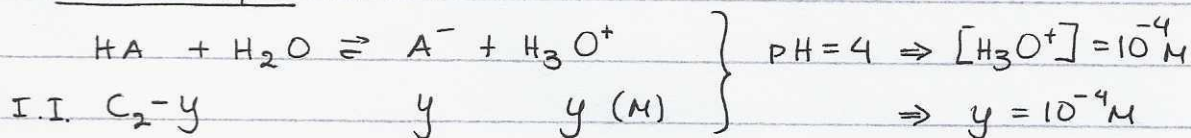
- Αν το οξύ HA ήταν ασθενές:

Αρχικό δμα:



$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} \Rightarrow K_a = \frac{x^2}{C_1 - x} \approx \frac{x^2}{C_1} \Rightarrow \boxed{K_a = \frac{10^{-6}}{C_1}} \quad (1)$$

Τέλειο δμα:

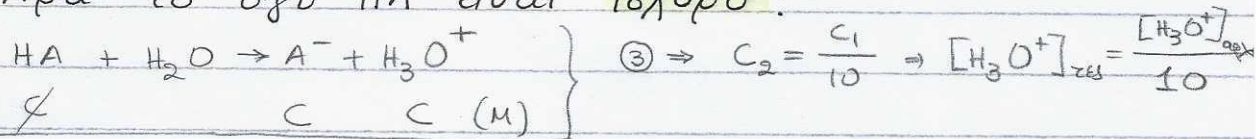


$$K_a = \frac{y^2}{C_2 - y} \approx \frac{y^2}{C_2} \Rightarrow \boxed{K_a = \frac{10^{-8}}{C_2}} \quad (2)$$

Απαισση: $C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2 \Rightarrow$
 $\Rightarrow C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot 10V_1 \Rightarrow \boxed{C_2 = \frac{C_1}{10}} \quad (3)$

$$(1), (2), (3) \Rightarrow \frac{10^{-6}}{C_1} = \frac{10^{-8}}{\frac{C_1}{10}} \Rightarrow \frac{10^{-6}}{\cancel{C_1}} = \frac{10^{-7}}{\cancel{C_1}} \Rightarrow 10^{-6} = 10^{-7} \quad \underline{\underline{\text{ΑΤΟΠΟ}}}$$

- Αρα το οξύ HA είναι ισχυρό:



$$\Rightarrow \log [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{τελ}} = \log [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{αρχ}} - \log 10 \Rightarrow$$

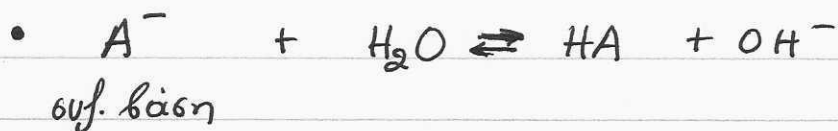
$$\Rightarrow -\log [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{τελ}} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{αρχ}} + \log 10 \Rightarrow \boxed{\text{pH}_{\text{τελ}} = \text{pH}_{\text{αρχ}} + 1}$$

Σχέση σταθερών ιοντισμού $K_a - K_b$ ενός συζυγούς ζεύγους οξέος - βάσης

Έστω δμα ασθενούς οξέος HA :



$$K_{a_{(HA)}} = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]}$$



$$K_{b_{(A^-)}} = \frac{[HA] \cdot [OH^-]}{[A^-]}$$

Οι δύο παραπάνω ιοντισμοί συμβαίνουν ταυτόχρονα μέσα στο ίδιο δμα, οπότε οι $[A^-]$, $[HA]$ είναι κοινές στις δύο σταθερές K_a , K_b .

$$\text{Επομένως: } K_{a_{(HA)}} \cdot K_{b_{(A^-)}} = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]} \cdot \frac{[HA] \cdot [OH^-]}{[A^-]}$$

$$\Rightarrow K_{a_{(HA)}} \cdot K_{b_{(A^-)}} = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$$

$$\Rightarrow \boxed{K_{a_{(HA)}} \cdot K_{b_{(A^-)}} = K_w} \quad \text{σε οποιαδήποτε θερμοκρασία}$$

$$\text{Στους } 25^\circ C: K_w = 10^{-14} \quad \text{άρα } \boxed{K_{a_{(HA)}} \cdot K_{b_{(A^-)}} = 10^{-14}}$$

⊛ Όσο πιο ισχυρό είναι ένα οξύ (μεγάλη K_a), τόσο πιο ασθενής είναι η συζυγής του βάση (μικρή K_b) κι αντίστροφα.

ΠΡΟΣΟΧΗ!

- Οι αλκοόλες **ROH** (αν και έχουν όξινες ιδιότητες) είναι πολύ αδενή οξέα (πιο αδενή οξέα από το H_2O , γι' αυτό και πρακτικά δεν ιοντίζονται στο H_2O)
Δηλ. η ισορροπία: $ROH + H_2O \rightleftharpoons RO^- + H_3O^+$
είναι πλήρως μετατοπισμένη προς τ' αριστερά

π.χ. για την CH_3CH_2OH (αιθανόλη): $K_a = 10^{-16} < K_w = 10^{-14}$

- Τα αλκοφείδια **RO^-** (ή άλατα αλκοολών RO^-Na^+) που είναι ευγενείς βάσεις των αλκοολών ROH , συμπεριφέρονται ως πολύ ισχυρές βάσεις.

π.χ. για το $CH_3CH_2O^-$ (αιθοφείδιο) (που μπορεί να προέρχεται από τη διάσταση του άλατος CH_3CH_2ONa)

ισχύει: $CH_3CH_2ONa \rightarrow CH_3CH_2O^- + Na^+$ (διάσταση)



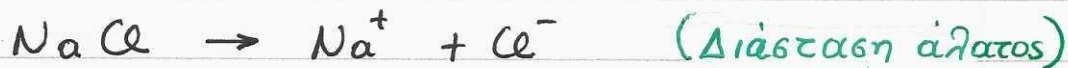
(πλήρης ιοντισμός του RO^-)

Αφού ισχύει:

$$K_{b(CH_3CH_2O^-)} = \frac{K_w}{K_{a(CH_3CH_2OH)}} = \frac{10^{-14}}{10^{-16}} = 100$$

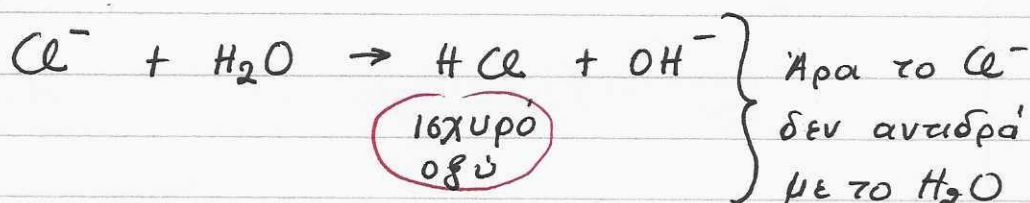
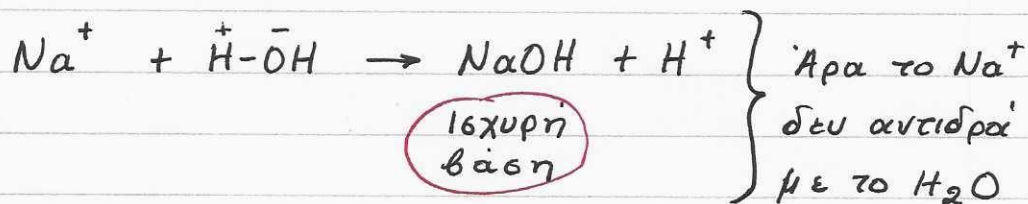
ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ ΑΛΑΤΩΝ : (στους 25°C)

① π.χ. Δμα NaCl $0,1\text{M}$ / pH;



Αρχ. $0,1$

Δ/Π	$-0,1$	$0,1$	$0,1$
τέλ.	$-$	$0,1$	$0,1 \text{ (M)}$



Επομένως το pH του δτος ρυθμίζεται αποκλειστικά
απ' τον αυτοϊοντισμό του H_2O : $2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] \Rightarrow 10^{-14} = x^2 \Rightarrow x = 10^{-7} \text{ M.}$$

$$\Delta\eta). \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \Rightarrow \boxed{\text{pH} = 7} \quad \underline{\text{ΟΥΔΕΤΕΡΟ ΔΜΑ.}}$$

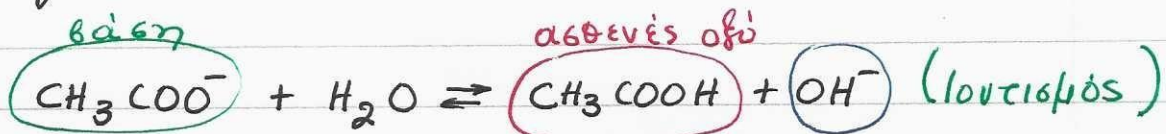
② π.χ. Δμα CH_3COONa $0,1\text{M}$, $K_{a(\text{CH}_3\text{COOH})} = 10^{-5}$ / pH;



Αρχ. $0,1$

Δ/Π	$-0,1$	$0,1$	$0,1$
τέλ.	0	$0,1$	$0,1 \text{ (M)}$

Τα ιόντα Na^+ δεν αντιδρούν με το H_2O γιατί προκύπτει ισχυρή βάση (NaOH).



Αρχ.	0,1		
I/Π.	-x	x	x
I.I.	0,1-x	x	x (M)

$$K_{b(\text{CH}_3\text{COO}^-)} = \frac{K_w}{K_{a(\text{CH}_3\text{COOH})}} = \frac{10^{-14}}{10^{-5}} = 10^{-9}$$

Επίσης: $K_{b(\text{CH}_3\text{COO}^-)} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \Rightarrow 10^{-9} = \frac{x^2}{0,1-x}$

• με αφού $\frac{K_b}{C} = \frac{10^{-9}}{0,1} = 10^{-8} < 10^{-2}$

δίνεται η προσέγγιση $0,1-x \approx 0,1$

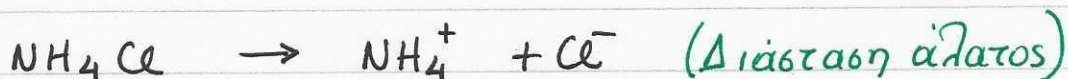
=)

$$\Rightarrow 10^{-9} = \frac{x^2}{0,1} \Rightarrow x^2 = 10^{-10} \Rightarrow x = 10^{-5} \text{ M}$$

Ανλ. $[\text{OH}^-] = 10^{-5} \Rightarrow \text{pOH} = 5$

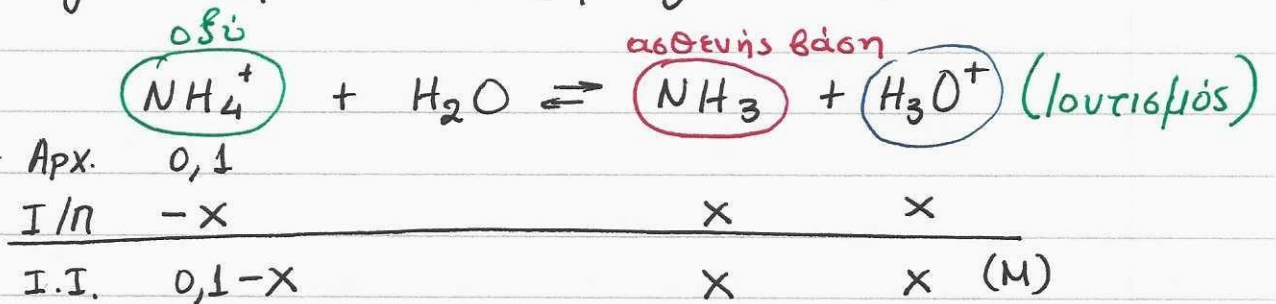
Κι επειδή: $\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \boxed{\text{pH} = 9}$ ΒΑΣΙΚΟ ΔΜΑ

③ π.χ. Δμα NH_4Cl 0,1M, $K_{b(\text{NH}_3)} = 10^{-5}$ / pH;



Αρχ.	0,1		
Δ/Π	-0,1	0,1	0,1
ΣΕ	0	0,1	0,1 (M)

Τα ιόντα Cl^- δεν αντιδρούν με το H_2O γιατί προκύπτει ισχυρό οξύ (HCl).



$$K_a(\text{NH}_4^+) = \frac{K_w}{K_b(\text{NH}_3)} = \frac{10^{-14}}{10^{-5}} = 10^{-9}$$

Επίσης: $K_a(\text{NH}_4^+) = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} \Rightarrow 10^{-9} = \frac{x^2}{0,1-x}$

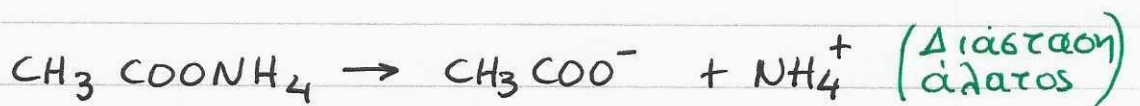
• με αφού $\frac{K_a}{C} = \frac{10^{-9}}{0,1} = 10^{-8} < 10^{-2}$

γίνεται η προσέγγιση $0,1-x \approx 0,1$

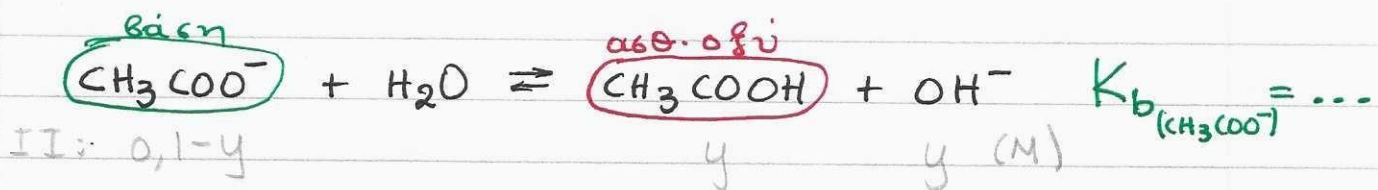
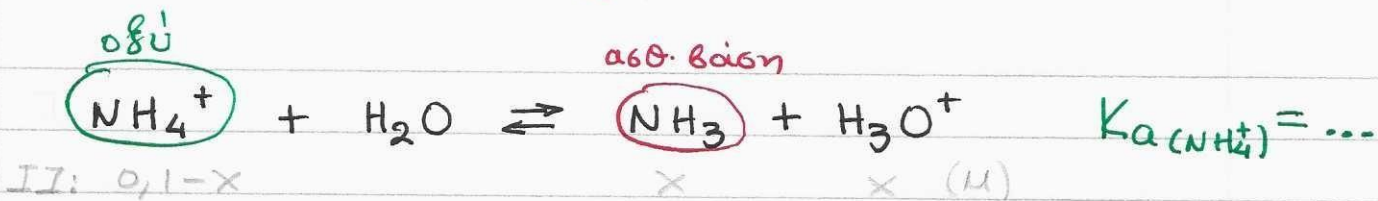
$$\Rightarrow 10^{-9} = \frac{x^2}{0,1} \Rightarrow x^2 = 10^{-10} \Rightarrow x = 10^{-5} \text{ M}$$

Δηλ. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5} \Rightarrow \boxed{\text{pH} = 5}$ ΟΞΙΝΟ
ΔΜΑ

④ π.χ. Δμα $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ 0,1M , $K_a(\text{CH}_3\text{COOH})$ } γνωστές
pH; $K_b(\text{NH}_3)$



Αρχ.	0,1		0,1	0,1
Δ/Π	-0,1		0,1	0,1
ΣΕΔ	0		0,1	0,1 (M)



Στην περίπτωση που αντιδρούν με το H_2O και τα δύο ιόντα που προκύπτουν απ' τη διάσταση του αλάτος, δεν μπορώ να υπολογίσω ακριβώς το pH του δτος (είναι πολύπλοκη διαδικασία).

Όπως, ανάλογα με τη σχέση των σταθερών K_a, K_b μπορώ να καταλάβω αν το δρασ είναι όξινο, βασικό ή ουδέτερο.

- Av $K_{a(NH_4^+)} = K_{b(CH_3COO^-)}$ (d.h. $K_{b(NH_3)} = K_{a(CH_3COOH)}$)

τότε $[H_3O^+] = [OH^-]$ ($x=y$) κι άρα $pH=7$

ΟΥΔΕΤΕΡΟ ΔΝΑ.

- Av $K_a(\text{NH}_4^+) > K_b(\text{CH}_3\text{COO}^-)$ (d). $K_b(\text{NH}_3) < K_a(\text{CH}_3\text{COOH})$

τότε η II του NH_4^+ είναι περιβόητο μετατοπισμένη προς τα δεξιά (σε σύγκριση με την II του CH_3COO^-)

οπότε $[H_3O^+] > [OH^-]$ ($x > y$) κι άρα $pH < 7$

OΞINO ΔΜΑ

- Av $K_a(\text{NH}_4^+) < K_b(\text{CH}_3\text{COO}^-)$ (δηλ. $K_b(\text{NH}_3) > K_a(\text{CH}_3\text{COOH})$)

τότε η II του CH_3COO^- είναι περισσότερο μετατοπισμένη προς τα δεξιά (επιπαρατεί ο ιοντισμός του CH_3COO^- έναντι του NH_4^+)

οπότε $[OH^-] > [H_3O^+]$ ($y > x$) κι άρα $pH > 7$

BAZIKO DMA

Ερώτηση 7 : Διαθέτουμε τα παρακάτω δια με την ίδια συζυγμένη ισοστάθεια στους 25°C:
 Δια KBr (Δ_1), Δια KBrO_2 (Δ_2)
 Δια KCN (Δ_3), Δια KHSO_4 (Δ_4)
 Δια $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Br}$ (Δ_5)
 Να διατάξετε τα δια κατά σειρά αυξανόμενου pH.

Δίνονται οι σταθερές: $K_a(\text{HBrO}_2) = 10^{-4}$, $K_a(\text{HCN}) = 10^{-7}$
 $K_a(\text{HSO}_4^-) = 10^{-2}$, $K_b(\text{CH}_3\text{NH}_2) = 10^{-4}$

Απάντηση:

(Δ_1): $\text{KBr} \rightarrow \text{K}^+ + \text{Br}^-$
 $\text{C} \quad \text{C (M)}$ } τα ιόντα K^+ κ' Br^-
 δεν αντιδρούν με το H_2O
 γιατί προκύπτουν ισχυροί ηλεκτρολύτες (KOH κ' HBr).
 Άρα το δια KBr είναι ουδέτερο, $\text{pH}_1 = 7$

(Δ_2): $\text{KBrO}_2 \rightarrow \text{K}^+ + \text{BrO}_2^-$
 $\text{C} \quad \text{C (M)}$

Βάση: $\text{BrO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HBrO}_2 + \text{OH}^-$ $K_b(\text{BrO}_2^-) = \frac{K_w}{K_a(\text{HBrO}_2)}$
 $\text{C-x} \quad \quad \quad \text{x} \quad \quad \text{x (M)}$

Άρα το δια KBrO_2 είναι ΒΑΣΙΚΟ, $\text{pH}_2 > 7$

(Δ_3): $\text{KCN} \rightarrow \text{K}^+ + \text{CN}^-$
 $\text{C} \quad \text{C (M)}$

Βάση: $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{OH}^-$ $K_b(\text{CN}^-) = \frac{K_w}{K_a(\text{HCN})}$
 $\text{C-y} \quad \quad \quad \text{y} \quad \quad \text{y (M)}$

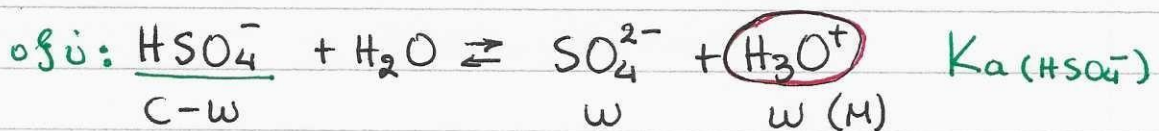
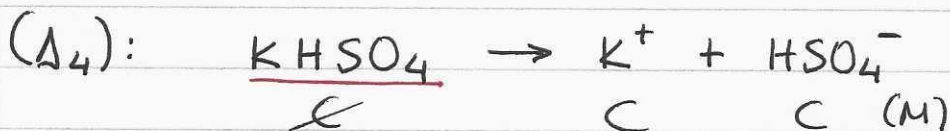
Άρα το δια KCN είναι ΒΑΣΙΚΟ, $\text{pH}_3 > 7$

* Σύγκριση pH των βασικών δζων (Δ₂) και (Δ₃):

$$\text{Αφού } K_a(\text{HBrO}_2) = 10^{-4} > K_a(\text{HCN}) = 10^{-7}$$

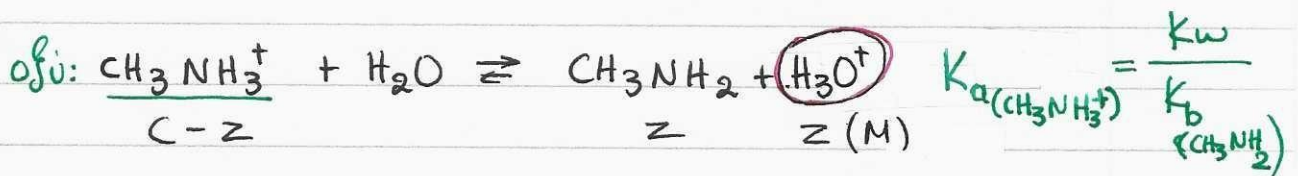
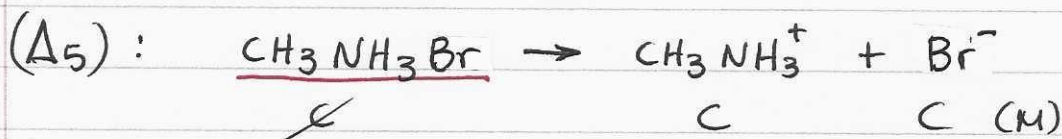
$$\Rightarrow K_b(\text{BrO}_2^-) < K_b(\text{CN}^-)$$

Άρα η Ι.Ι. του CN^- είναι περιβότερο μετατοπιμένη προς τα δεξιά (σε σύγκριση με την Ι.Ι του BrO_2^-) επομένως $y > x \Rightarrow [\text{OH}^-]_3 > [\text{OH}^-]_2 \Rightarrow \boxed{\text{pH}_3 > \text{pH}_2}$



Άρα το δμα KHSO_4 είναι ΟΞΙΝΟ, $\text{pH}_4 < 7$

ΠΡΟΣΟΧΗ! Το HSO_4^- δεν μπορεί να δράσει ως βάση γιατί: $\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \nrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{OH}^-$
(αχούρο οξύ)



Άρα το δμα $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Br}$ (βρωμιούχο άλας μεθυλαμίνης) είναι ΟΞΙΝΟ, $\text{pH}_5 < 7$.

* Σύγκριση pH των όξινων δζων (Δ₄) και (Δ₅):

Αφού $K_a(\text{HSO}_4^-) = 10^{-2} > K_a(\text{CH}_3\text{NH}_3^+) = \frac{10^{-14}}{10^{-4}} = 10^{-10}$

η ΙΙ. του HSO_4^- είναι περιβόητο μετατοπιζόμενη προς τα δεξιά (δηλ. το HSO_4^- είναι πιο ισχυρό οξύ απ' το CH_3NH_3^+) κι επομένως $\omega > \zeta \Rightarrow$

$$\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_4 > [\text{H}_3\text{O}^+]_5 \Rightarrow \boxed{\text{pH}_4 < \text{pH}_5}$$

Άρα η σειρά pH είναι:

$$\boxed{\text{pH}_4 < \text{pH}_5 < \text{pH}_1 = 7 < \text{pH}_2 < \text{pH}_3}$$

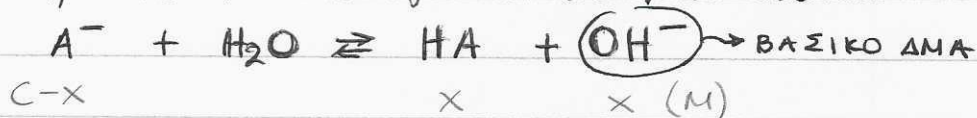
Ερώτηση 8: Ένα δμα άλατος NaA αραιώνεται και παρατηρώ ότι το pH του δτος παραμένει σταθερό.

Τι συμπεραίνω για την ισχύ του οξέος HA ;



Τα ιόντα Na^+ δεν αντιδρούν με το H_2O καθώς προκύπτει ισχυρή βάση (NaOH).

- Αν τα ιόντα A^- αντιδρούσαν με το H_2O θα γήβαινε ότι το οξύ HA θα ήταν ασθενές

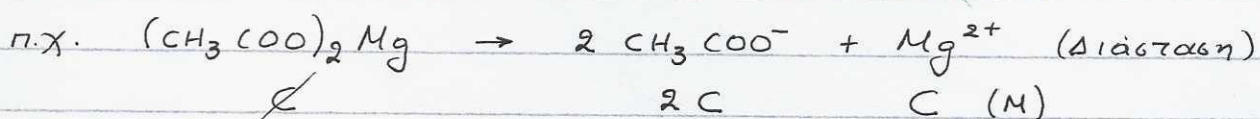
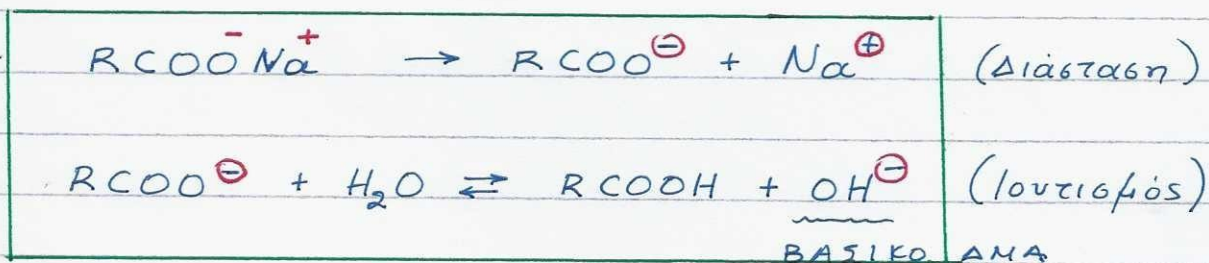


Με την αραιωση του δτος NaA θα μειωνόταν τόσο η C όσο και η $[\text{OH}^-]$ που προκύπτουν απ' τον ιοντισμό του A^- δηλ. το τελικό δμα θα ήταν λιγότερο βασικό (μείωση του pH).
ΑΤΟΠΟ

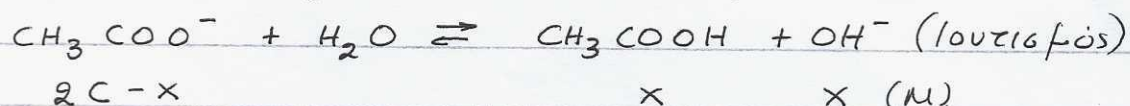
- Αφού όμως με την αραιωση του δτος NaA το pH παραμένει σταθερό, άρα τα ιόντα A^- δεν αντιδρούν με το H_2O και το $\text{pH} = 7$ (σταθερό). Άρα το οξύ HA είναι ισχυρό.

ΟΡΓΑΝΙΚΑ ΑΛΑΤΑ

- Αλατα οργανικών καρβοξυλικών οξέων:

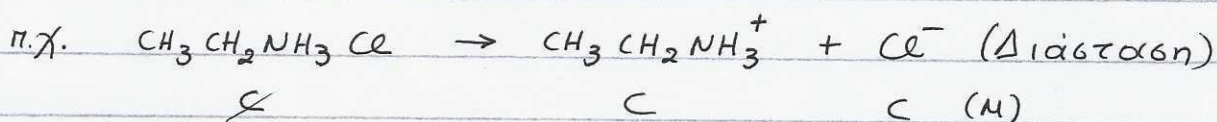
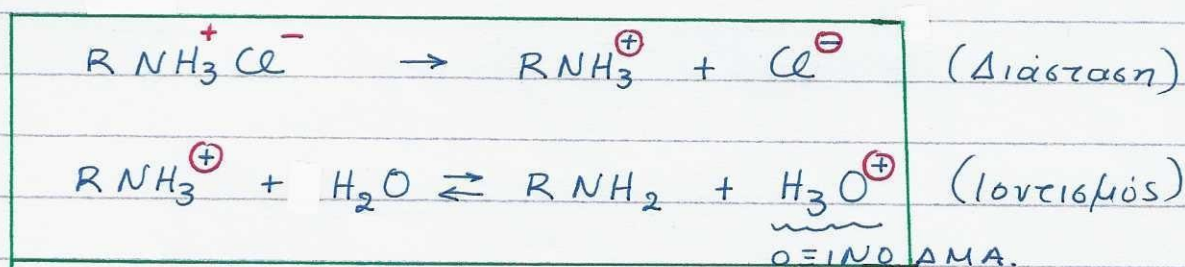


Τα ιόντα Mg^{2+} δεν αντιδρούν με το H_2O

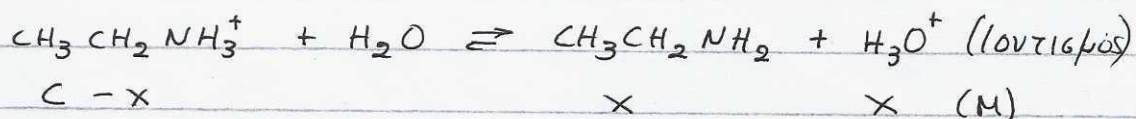


$$K_b(\text{CH}_3\text{COO}^-) = \frac{K_w}{K_a(\text{CH}_3\text{COOH})} = \frac{\text{X}^2}{2\text{C} - \text{X}} \dots$$

- Αλατα αμινών: Έστω πρωτοταγής αμίνη RNH_2 και άλας πρωτοταγούς αμίνης RNH_3Cl .

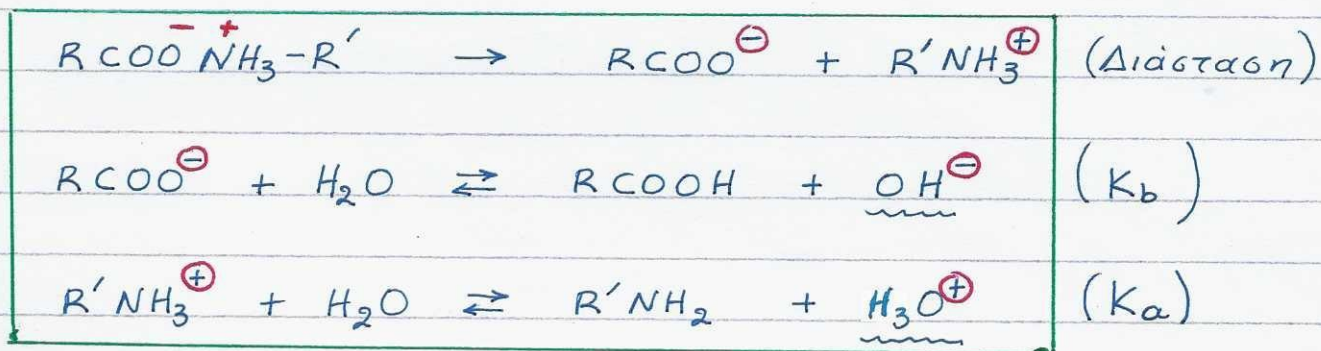


Τα ιόντα Cl^- δεν αντιδρούν με το H_2O



$$K_a (\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3^+) = \frac{K_w}{K_b (\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2)} = \frac{x^2}{C-x}$$

- Άλατα αμινών με ιατροφαρμακωτά οφέα:



- Αν $K_b = K_a$ τότε το διάλυμα είναι ουδέτερο
- Αν $K_b > K_a$ τότε το διάλυμα είναι βασικό
- Αν $K_b < K_a$ τότε το διάλυμα είναι όξινο.