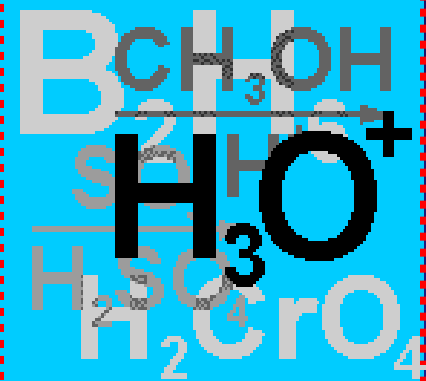


ΓΕΩΡΓΙΚΗ ΧΗΜΕΙΑ

Α' ΕΞΑΜΗΝΟ

ΟΞΕΑ-ΒΑΣΕΙΣ



ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



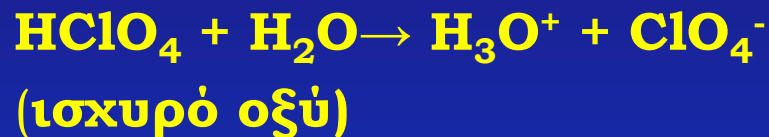
Διδάσκων : ΔΑΦΝΟΜΗΛΗ ΔΗΜΗΤΡΑ

Διάλεξη 5η

ΘΕΩΡΙΕΣ ΓΙΑ ΟΞΕΑ-ΒΑΣΕΙΣ

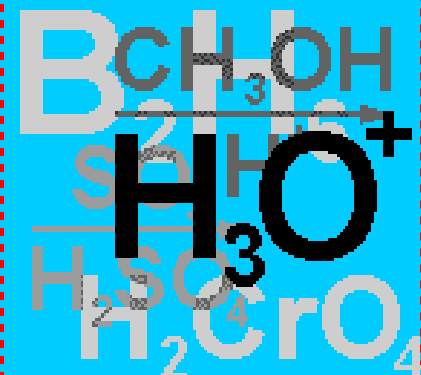
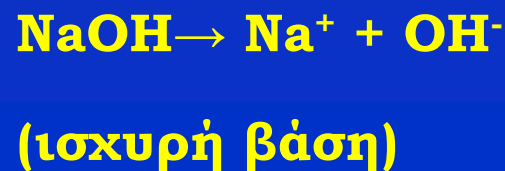
♦ ΑΡΧΙΚΕΣ ΑΠΟΨΕΙΣ Arrhenius (1887)

ΟΞΕΑ: Εκείνες οι ουσίες που όταν διαλυθούν σε υγρά με υψηλή ϵ (όπως το H_2O) υπόκεινται ηλεκτρολυτική διάσπαση και απελευθερώνουν στο διάλυμα H^+



ΕΝΩ

ΒΑΣΕΙΣ: Εκείνες οι ουσίες που όταν διαλυθούν σε υγρά όπως το H_2O απελευθερώνουν στο διάλυμα OH^-



ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



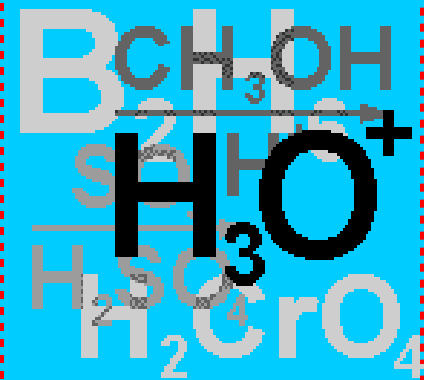
ΘΕΩΡΙΕΣ ΓΙΑ ΟΞΕΑ-ΒΑΣΕΙΣ

♦ ΑΡΧΙΚΕΣ ΑΠΟΨΕΙΣ Arrhenius (1887)

για ΟΞΕΑ, ΒΑΣΕΙΣ και ΑΛΑΤΑ

Θεωρία Ηλεκτρολυτικής διάστασης.

• Η διατύπωσή της στηρίχθηκε σε πειράματα μέτρησης αγωγιμότητας των ηλεκτρολυτικών διαλυμάτων, όσο και σε πειράματα μέτρησης των προσθετικών τους ιδιοτήτων.

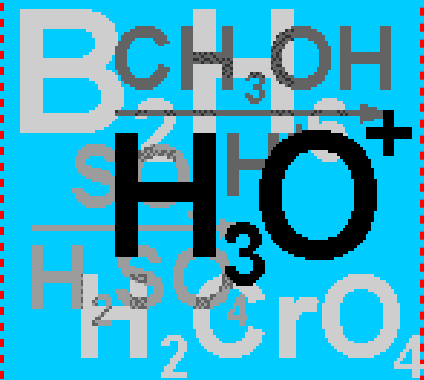


ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

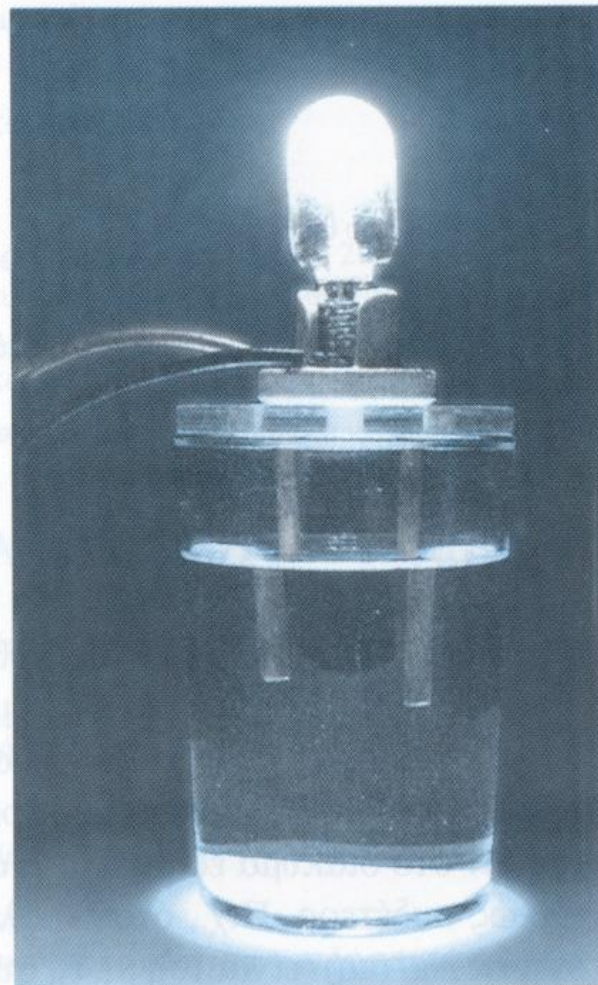


ΠΩΣ ΠΡΑΓΜΑΤΟΠΟΙΕΙΤΑΙ ΚΑΙ ΠΟΥ ΟΦΕΙΛΕΤΑΙ Η ΗΛ. ΔΙΑΣΤ.

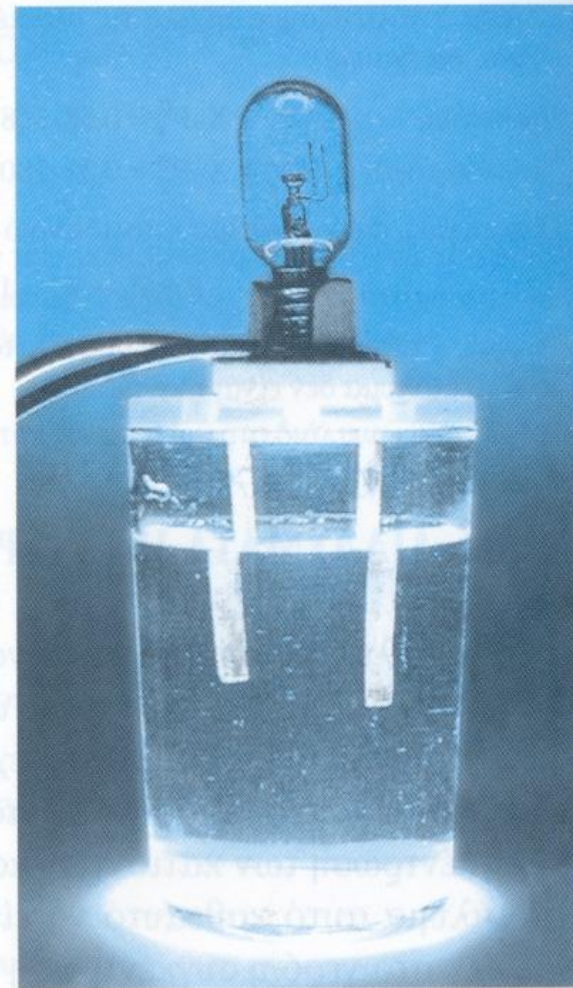


ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



(α)



(β)

ΤΙ ΕΙΝΑΙ

Η ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΙΚΗ ΔΙΑΣΤΑΣΗ

Ηλεκτρολύτες : ουσίες που κατά τη διάλυση τους στο H_2O δίδονται σε ιόντα.

Φαινόμενο → Ηλεκτρολυτική Διάσταση

Βαθμός Ηλεκτρολυτικής Διάστασης (α)

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



$$\alpha = \frac{\text{Γραμμομόρια ουσίας που διαστάθηκαν (moles)}}{\text{Γραμμομόρια συνολικής ουσίας που διαλύθηκε (moles)}}$$

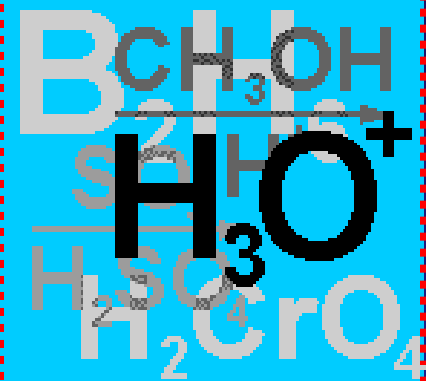
ΒΑΘΜΟΣ ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΙΚΗΣ ΔΙΑΣΤΑΣΗΣ

Δείχνει το % της διαλυμένης ουσίας (ηλεκτρολύτη) που έχει διασταθεί.

Ο α κυμαίνεται μεταξύ 0 & 1
ή 0 & 100%

Ο α Εξαρτάται :

- ♦ Φύση του ηλεκτρολύτη (Χημική Συγγένεια με το H_2O)
- ♦ Θερμοκρασία
- ♦ Περιεκτικότητα του διαλύματος
- ♦ Παρουσία άλλων ουσιών στο διάλυμα



ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



ΠΩΣ ΠΡΑΓΜΑΤΟΠΟΙΕΙΤΑΙ ΚΑΙ ΠΟΥ ΟΦΕΙΛΕΤΑΙ Η ΗΛ. ΔΙΑΣΤ.

Σύμφωνα με τον *Arrhenius* και την Θεωρία του περί Ηλεκτρολυτικής Διάστασης

Απέδωσε την καλή αγωγιμότητα των ηλεκτρολυτών στα ιόντα που προκύπτουν λόγω της υψηλής ϵ του H_2O



ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

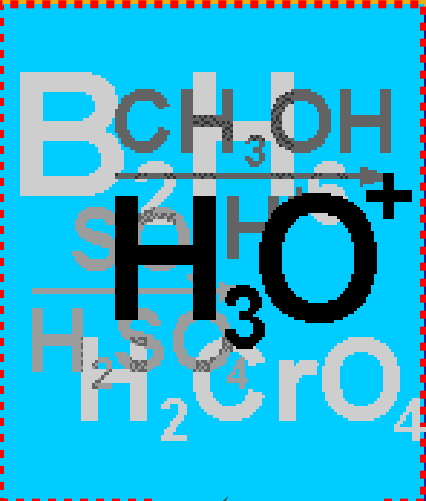


ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

ΠΟΙΑ Η ΦΥΣΙΚΗ ΣΗΜΑΣΙΑ ΤΟΥ ΒΑΘΜΟΥ ΗΛ. ΔΙΑΣΤ. α

Όσο μεγαλύτερος ο Βαθμός Διαστάσεως
 α ενός ηλεκτρολύτη τόσο πιο ισχυρός
ο ηλεκτρολύτης αυτός

Κατά κανόνα η διάσταση αλάτων είναι
πλήρης 100%, ενώ των ΗΑ και ΜΟΗ
 $<<100\%$ ή $\alpha << 1$



ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



ΚΑΤΗΓΟΡΙΕΣ ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΩΝ

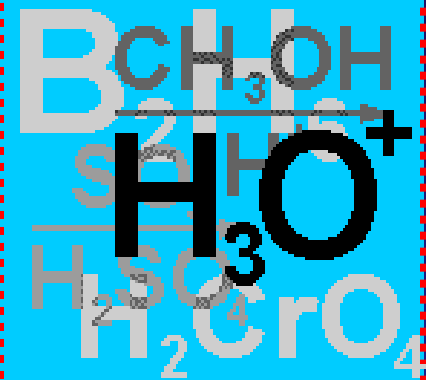
ΙΣΧΥΡΟΙ ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΕΣ → Διίστανται
πλήρως 100%

Δεν υπάρχουν μόρια ηλεκτρολύτη στο διάλυμα
→ μόνο ιόντα



ΑΣΘΕΝΕΙΣ ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΕΣ →

Υφίστανται μόνο μερική ηλεκτρολυτική
διάσπαση δηλαδή $\alpha \ll 1$ ή $\ll 100\%$

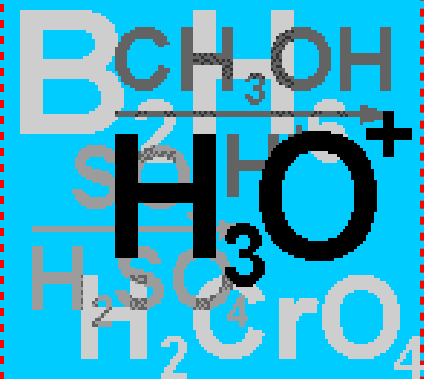


ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



ΠΟΙΟΤΙΚΟΙ ΚΑΝΟΝΕΣ ΚΑΤΗΓΟΡΙΩΝ ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΩΝ (ΟΞΕΩΝ, ΒΑΣΕΩΝ & ΑΛΑΤΩΝ)

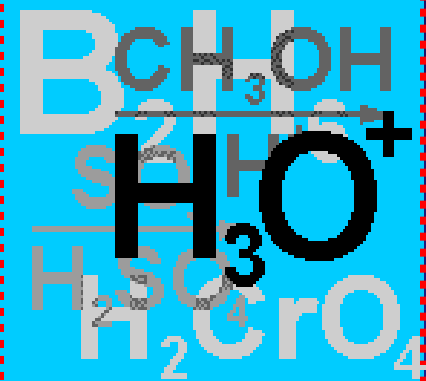


Οι ποιοτικοί, λοιπόν, κανόνες που αφορούν τις τρεις αυτές κατηγορίες των χημικών ενώσεων είναι οι εξής:

1. Τα περισσότερα οξέα είναι ασθενείς ηλεκτρολύτες, εκτός από τα οξέα HCl , HBr , HI , HNO_3 , H_2SO_4 και HClO_4 που είναι ισχυροί ηλεκτρολύτες.
2. Τα υδροξείδια (βάσεις) των μετάλλων της 1^{ης} και 2^{ης} ομάδας του περιοδικού πίνακα, που είναι διαλυτά στο νερό, είναι ισχυροί ηλεκτρολύτες. Οι περισσότερες από τις άλλες βάσεις είναι ασθενείς ηλεκτρολύτες.
3. Όλα τα διαλυτά στο νερό άλατα είναι ισχυροί ηλεκτρολύτες.
4. Οι αλογονούχες και κυανιούχες ενώσεις των μετάλλων με μεγάλο ατομικό αριθμό (π.χ. Pb , Hg κ.ά.) είναι ασθενείς ηλεκτρολύτες. (ΤΣΙΠΗΣ, 1996, ΤΟΜΟΣ II)
5. Όλα τα οργανικά οξέα και οι οργανικές βάσεις είναι ασθενείς ηλεκτρολύτες.

Μειονέκτημα της θεωρίας Arrhenious

: βλέπει τις αντιδράσεις οξέων – βάσεων μόνο σε υδατικά διαλύματα, ενώ δεν μπορεί να προβλέψει το ρόλο του διαλύτη



ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



ΘΕΩΡΙΕΣ ΓΙΑ ΟΞΕΑ-ΒΑΣΕΙΣ

♦ ΘΕΩΡΙΑ ΤΩΝ *Bronsted & Lowry*

ΟΞΕΑ: Εκείνες οι ουσίες, συμπεριφέρονται στο διάλυμα ως δότες πρωτονίων (H^+)

ΕΝΩ

ΒΑΣΕΙΣ: Εκείνες οι ουσίες που συμπεριφέρονται στο διάλυμα ως δέκτες πρωτονίων (H^+)

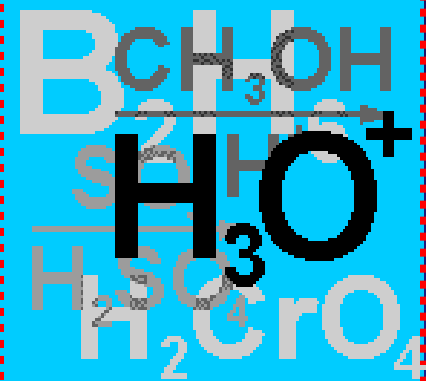


ΟΞΥ

ΒΑΣΗ

Οι ουσίες A-Οξύ (Acid) και B-Βάση (Base) μπορεί να είναι ουδέτερα μόρια ή και ιόντα

Δεν είναι απαραίτητο οι ουσίες να βρίσκονται σε υδατικό διάλυμα.



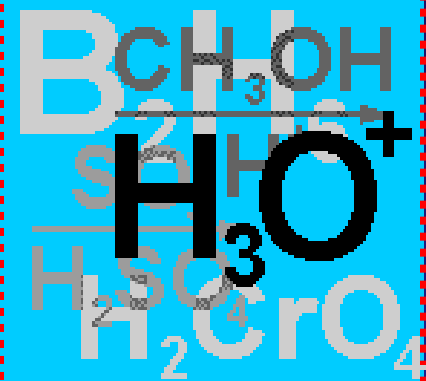
ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



Πλεονεκτήματα

- ♦ Στη θεωρία Bronsted-Lowry
 - βάση είναι το χημικό είδος που δέχεται πρωτόνια
 - οξέα και βάσεις μπορεί να είναι μοριακές ενώσεις ή ιόντα
 - Οι οξεοβασικές αντιδράσεις δεν περιορίζονται στα υδατικά διαλύματα
 - Ορισμένα χημικά είδη μπορεί να δρουν σαν οξέα ή βάσεις ανάλογα με το άλλο αντιδρών

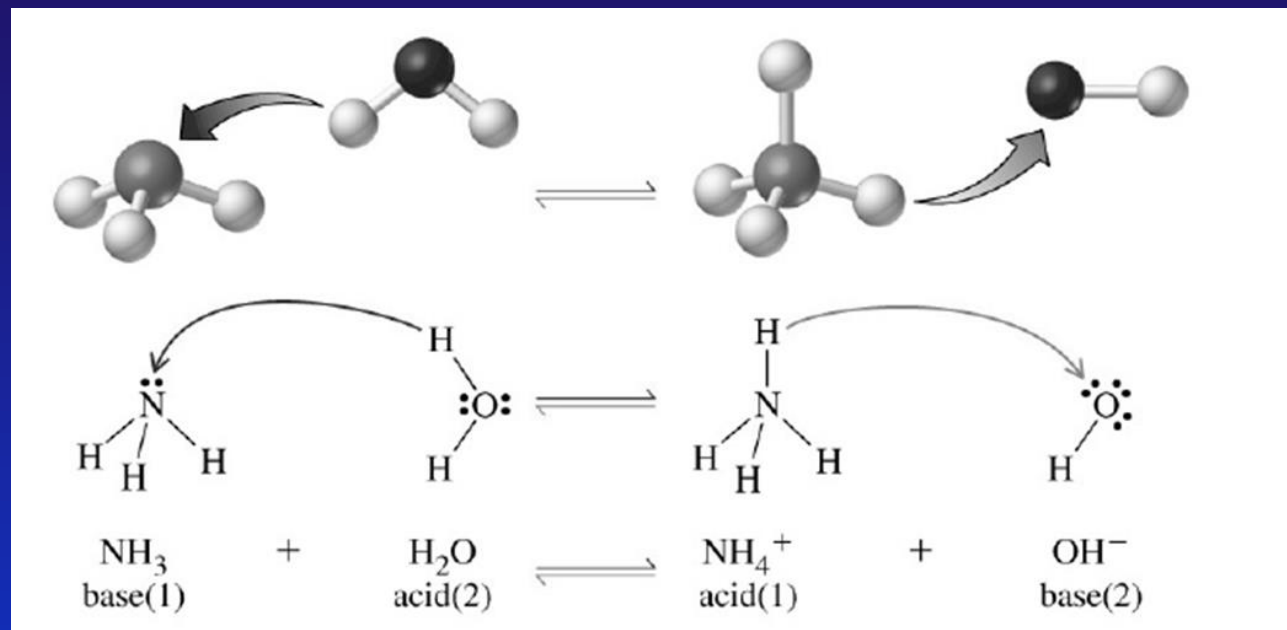


ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



Κατά Bronsted & Lowry κάθε οξύ έχει μία συζυγή βάση.

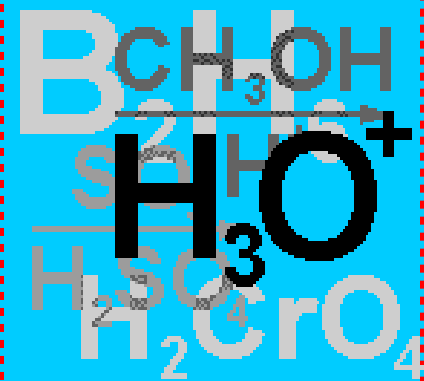


NH₃ συζυγής βάση του **NH₄⁺**

NH₄⁺ συζυγής οξύ της **NH₃**

H₂O συζυγής οξύ του **OH⁻**

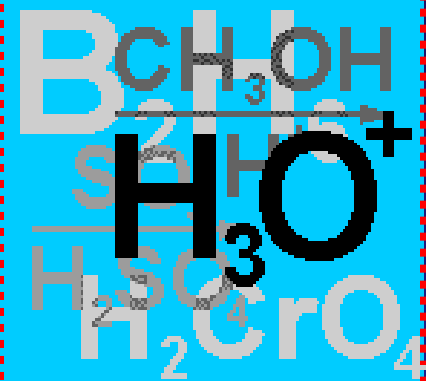
OH⁻ συζυγής βάση του **H₂O**



ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

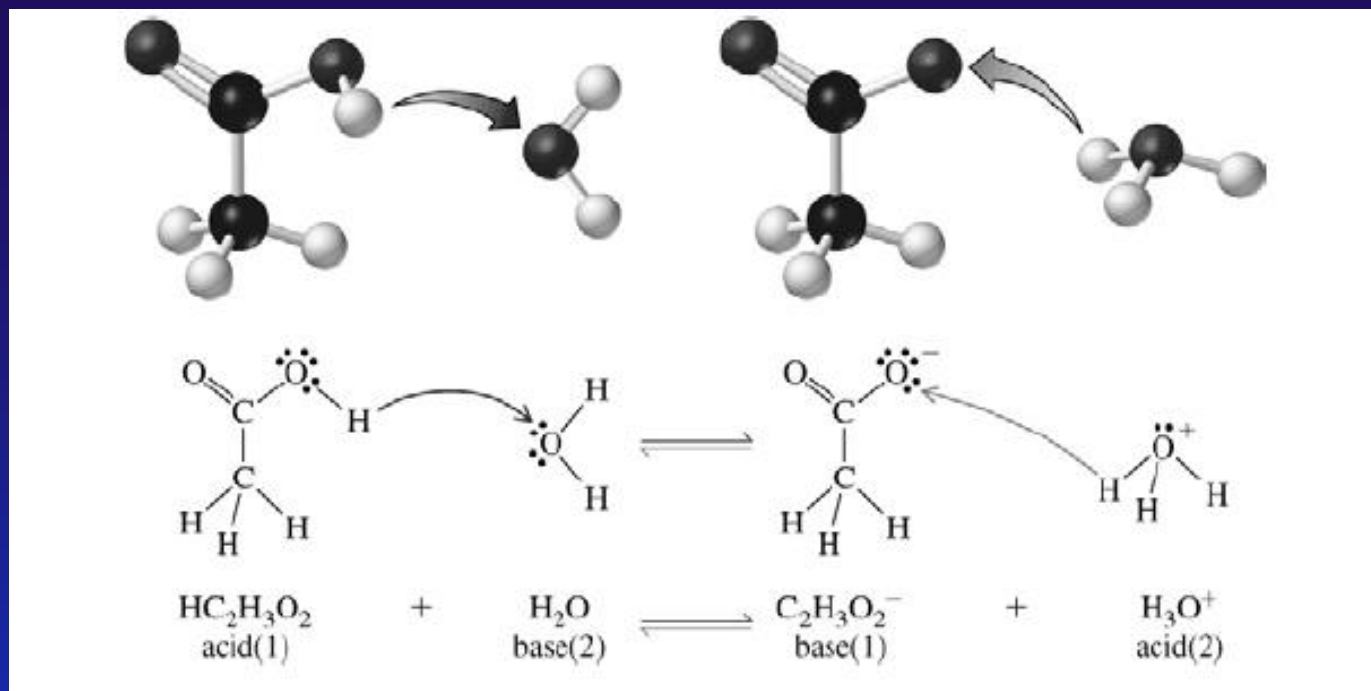
ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ





ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



Κατά Bronsted & Lowry κάθε οξύ έχει μία συζυγή βάση

ΟΞΕΑ & ΒΑΣΕΙΣ (ACIDS & BASES)

ΑΜΦΟΛΥΤΕΣ (AMPHOLYTES)

Οι ενώσεις εκείνες οι οποίες έχουν την δυνατότητα να συμπεριφέρονται είτε ως οξέα και άλλοτε ως βάσεις κατά Bronsted & Lowry

Μερικά παραδείγματα οξέων και βάσεων καθώς και αμφολυτών

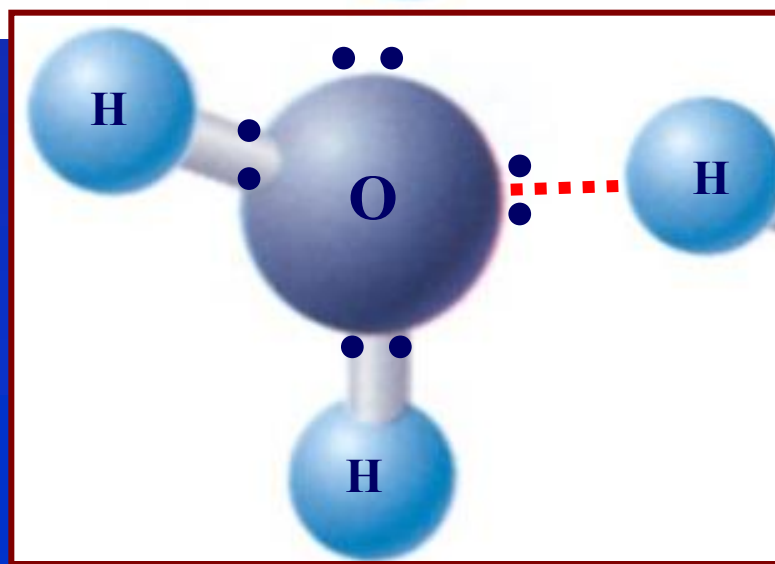
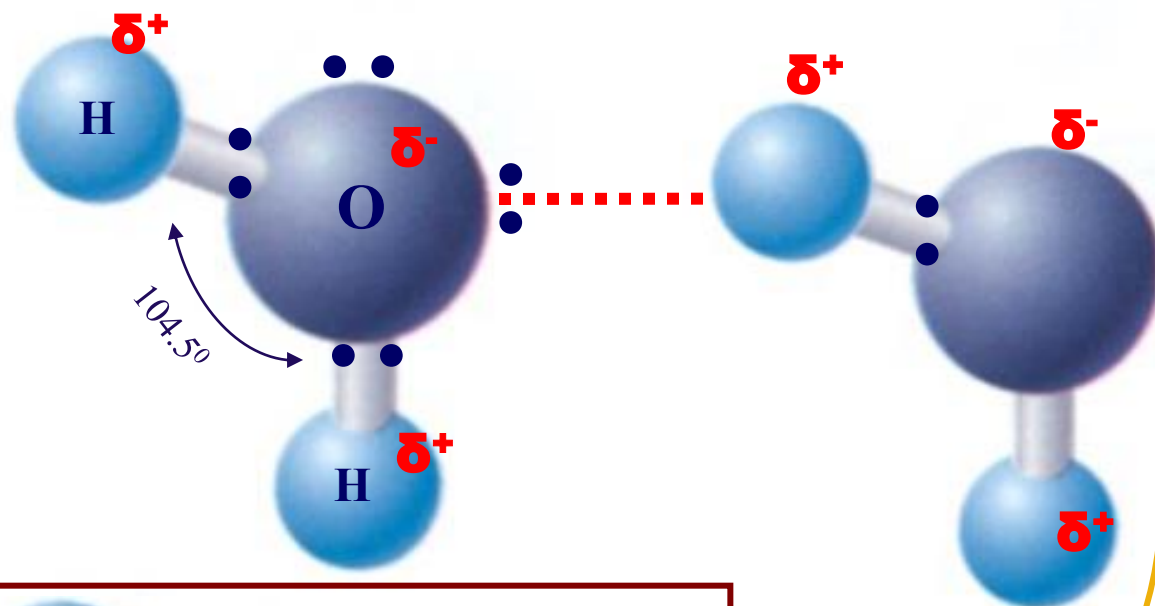
Οξύ		Συζυγής Βάση
HCl	→	H ⁺ + Cl ⁻
CH ₃ COOH	⇌	H ⁺ + CH ₃ COO ⁻
NH ₄ ⁺	⇌	H ⁺ + NH ₃
H ₂ CO ₃	⇌	H ⁺ + HCO ₃ ⁻
HCO ₃ ⁻	⇌	H ⁺ + CO ₃ ²⁻
H ₂ O	⇌	H ⁺ + OH ⁻
H ₃ O ⁺	⇌	H ⁺ + H ₂ O

ΠΙΝΑΚΑΣ 15.2
Σχετική ισχύς οξέων και
βάσεων

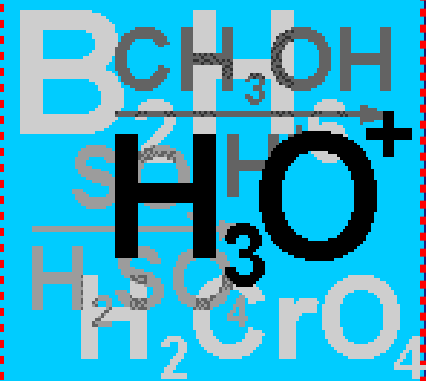
Οξύ	Βάση
Ισχυρότερα οξέα ↓ Ασθενέστερα οξέα	Ασθενέστερες βάσεις ↑ Ισχυρότερες βάσεις
HClO ₄	ClO ₄ ⁻
H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻
HI	I ⁻
HBr	Br ⁻
HCl	Cl ⁻
HNO ₃	NO ₃ ⁻
H ₃ O ⁺	H ₂ O
HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻
H ₂ SO ₃	HSO ₃ ⁻
H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻
HNO ₂	NO ₂ ⁻
HF	F ⁻
HC ₂ H ₃ O ₂	C ₂ H ₃ O ₂ ⁻
Al(H ₂ O) ₆ ³⁺	Al(H ₂ O) ₅ OH ²⁺
H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻
H ₂ S	HS ⁻
HCIO	ClO ⁻
HBrO	BrO ⁻
NH ₄ ⁺	NH ₃
HCN	CN ⁻
HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻
H ₂ O ₂	HO ₂ ⁻
HS ⁻	S ²⁻
H ₂ O	OH ⁻

Η συμπεριφορά του H^+ στο διάλυμα

Να θυμηθούμε ξανά το μόριο του νερού ...



ΥΔΡΟΞΩΝΙΟ



ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

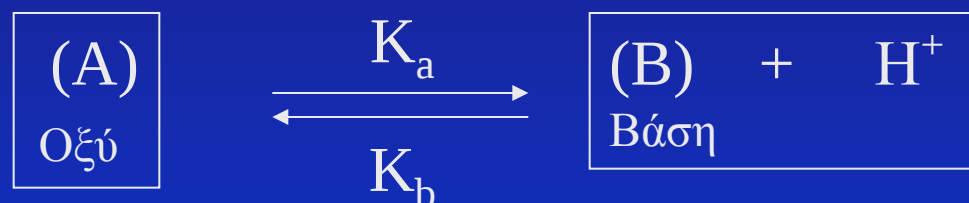


ΙΟΝΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ ΔΙΑΛ. ΟΞΕΩΝ-ΒΑΣΕΩΝ

ΧΡΗΣΙΜΟΙ ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΙ ΣΤΗΝ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ ΔΙΑΛ. ΟΞΕΩΝ-ΒΑΣΕΩΝ

ΟΞΕΑ & ΒΑΣΕΙΣ (ACIDS & BASES)

Κατά Bronsted & Lowry κάθε οξύ έχει μία
συζυγή βάση.



ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



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

ΧΡΗΣΙΜΟΙ ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΙ ΣΤΗΝ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ ΔΙΑΛ. ΟΞΕΩΝ-ΒΑΣΕΩΝ

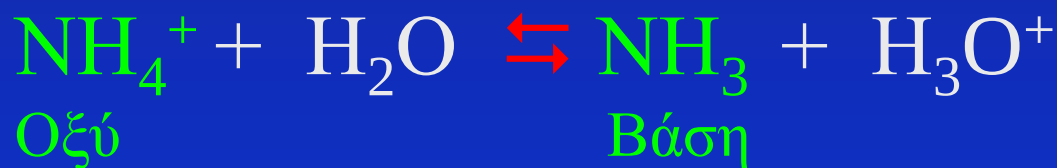
π.χ. έστω η αντίδραση:



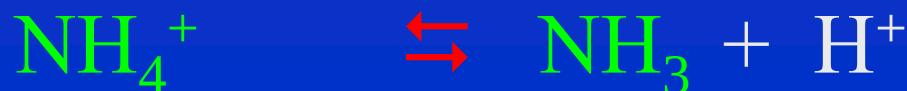
Τότε βάσει του Ν. Δράσεως των Μαζών

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = 1,8 \times 10^{-5}$$

$$K_a \cdot K_b = \dots$$

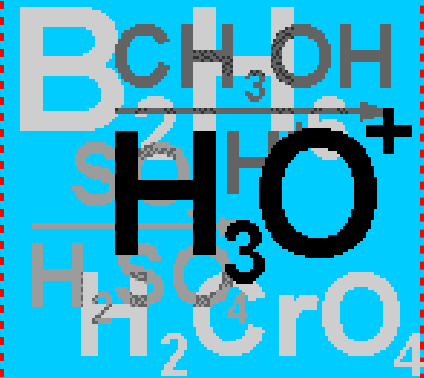


ή



$$K_a = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

$$= 5,6 \times 10^{-10}$$



ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



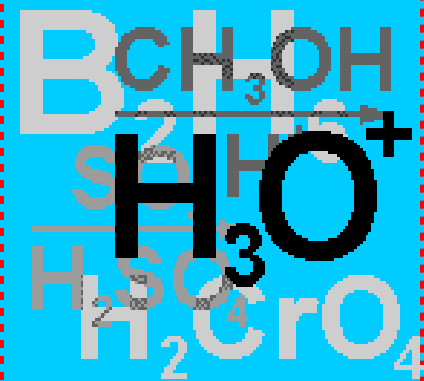
ΧΡΗΣΙΜΟΙ ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΙ ΣΤΗΝ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ ΔΙΑΛ. ΟΞΕΩΝ-ΒΑΣΕΩΝ

$$K_a \cdot K_b = \frac{[\cancel{\text{NH}_3}] \cdot [\text{H}^+]}{[\cancel{\text{NH}_4^+}]} \cdot \frac{[\cancel{\text{NH}_4^+}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\cancel{\text{NH}_3}]} \Rightarrow$$

$$K_a \cdot K_b = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

$$K_a \cdot K_b = [5,6 \times 10^{-10}] \cdot [1,8 \times 10^{-5}] = 10 \times 10^{-15} = 1 \times 10^{-14}$$

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

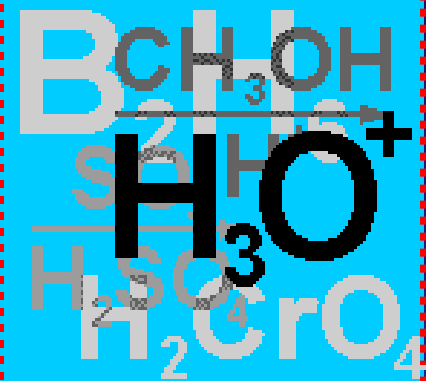


ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



Φυσική εξήγηση του ρόλου του K_a , K_b



ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



Οι σταθερές διάστασης ή ιονισμού οξέος K_a και βάσης K_b λαμβάνουν τις διάφορες ονομασίες ανάλογα με τη Χ.Ι. διάστασης ασθενούς οξέος ή βάσης που εκφράζουν

Επειδή μπορούν να έχουν ευρύτατα όρια τιμών συνήθως εκφράζονται ως δυνάμεις του 10^X

Μεγάλη τιμή του $K = 10^X$

==> ΜΕΓΑΛΗ ΑΠΟΔΟΣΗ της Χ. Α. ==>

Δημιουργία αναλογικά μεγαλύτερης C προϊόντων σε σχέση με τα αντιδρώντα.

Όσο μεγαλύτερο το K_a ή το K_b τόσο πιο ισχυρό το οξύ ή η βάση αντίστοιχα. ΔΗΛΑΔΗ, ανάλογα μεγαλύτερος θα είναι και ο α Βαθμός ηλεκτρολυτικής διάστασης.

Για πρακτικούς λόγους χρησιμοποιούμε ==> $pK_a = -\log K_a$
όσο πιο μικρό το pK_a τόσο πιο ισχυρό το οξύ