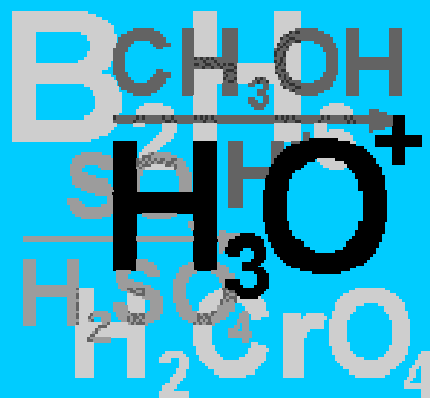


ΓΕΩΡΓΙΚΗ ΧΗΜΕΙΑ

Α' ΕΞΑΜΗΝΟ

ΧΗΜΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΙΚΩΝ ΔΙΑΛΥΜΑΤΩΝ



ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

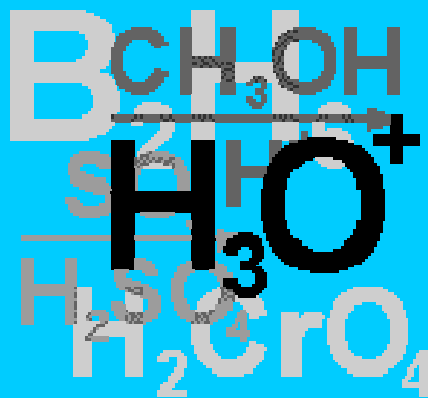


Διδάσκων : ΦΙΛΙΠΠΟΣ ΒΕΡΒΕΡΙΔΗΣ

Διάλεξη 5η

ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ

- ΤΙ ΕΙΝΑΙ Η ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΙΚΗ ΔΙΑΣΤΑΣΗ
- ΠΩΣ ΠΡΑΓΜΑΤΟΠΟΙΕΙΤΑΙ/ ΠΟΥ ΟΦΕΙΛΕΤΑΙ
- ΘΕΩΡΙΕΣ ΓΙΑ ΟΞΕΑ-ΒΑΣΕΙΣ
- ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ ΑΣΘΕΝΩΝ ΟΞΕΩΝ-ΒΑΣΕΩΝ
- ΣΥΜΠΕΡΙΦΟΡΑ H^+ ΣΤΟ ΔΙΑΛΥΜΑ
- ΙΟΝΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ ΔΙΑΛ. ΟΞΕΩΝ-ΒΑΣΕΩΝ
- ΝΟΜΟΣ ΑΡΑΙΩΣΗΣ OSTWALD (ΑΣΘ. ΗΛ/ΤΩΝ)



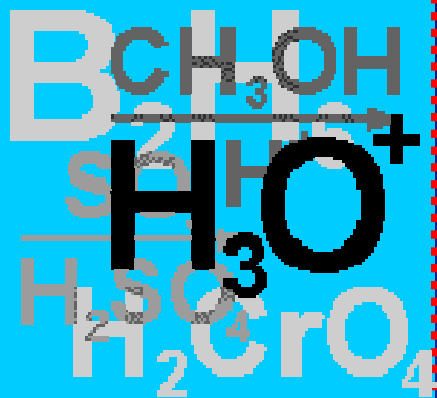
ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ

- ΤΙ ΕΙΝΑΙ Η ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΙΚΗ ΔΙΑΣΤΑΣΗ
- ΠΩΣ ΠΡΑΓΜΑΤΟΠΟΙΕΙΤΑΙ/ ΠΟΥ ΟΦΕΙΛΕΤΑΙ
 - ΘΕΩΡΙΕΣ ΓΙΑ ΟΞΕΑ-ΒΑΣΕΙΣ
 - ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ ΑΣΘΕΝΩΝ ΟΞΕΩΝ-ΒΑΣΕΩΝ
 - ΣΥΜΠΕΡΙΦΟΡΑ H^+ ΣΤΟ ΔΙΑΛΥΜΑ
- ΙΟΝΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ ΔΙΑΛ. ΟΞΕΩΝ-ΒΑΣΕΩΝ
 - ΝΟΜΟΣ ΑΡΑΙΩΣΗΣ OSTWALD (ΑΣΘ. ΗΛ/ΤΩΝ)

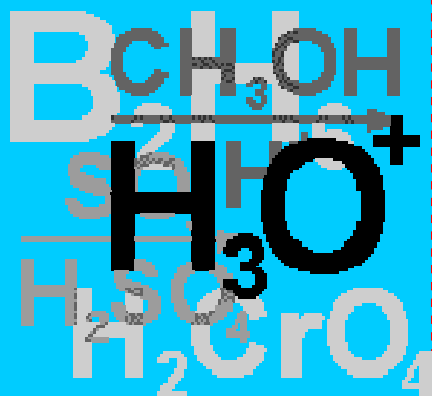


ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



ΤΙ ΕΙΝΑΙ



ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



Η ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΙΚΗ ΔΙΑΣΤΑΣΗ

Ηλεκτρολύτες : ουσίες που κατά τη διάλυση τους στο H₂O δίστανται → διασπώνται σε ιόντα.

Φαινόμενο → Ηλεκτρολυτική Διάσταση

Αφορά

ΕΚΦΡΑΣΗ ΠΟΣΟΤΙΚΗΣ
ΙΚΑΝΟΤΗΤΑΣ ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΗ

Βαθμός Ηλεκτρολυτικής Διάστασης (α)

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

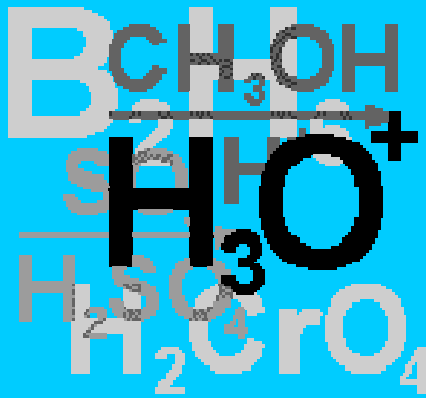
ΒΑΘΜΟΣ ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΙΚΗΣ ΔΙΑΣΤΑΣΗΣ

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



ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ

- ΤΙ ΕΙΝΑΙ Η ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΙΚΗ ΔΙΑΣΤΑΣΗ

- ΠΩΣ ΠΡΑΓΜΑΤΟΠΟΙΕΙΤΑΙ/ ΠΟΥ ΟΦΕΙΛΕΤΑΙ

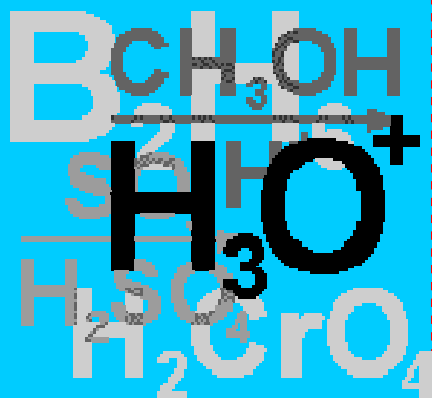
- ΘΕΩΡΙΕΣ ΓΙΑ ΟΞΕΑ-ΒΑΣΕΙΣ

- ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ ΑΣΘΕΝΩΝ ΟΞΕΩΝ-ΒΑΣΕΩΝ

- ΣΥΜΠΕΡΙΦΟΡΑ H^+ ΣΤΟ ΔΙΑΛΥΜΑ

- ΙΟΝΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ ΔΙΑΛ. ΟΞΕΩΝ-ΒΑΣΕΩΝ

- ΝΟΜΟΣ ΑΡΑΙΩΣΗΣ OSTWALD (ΑΣΘ. ΗΛ/ΤΩΝ)



ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

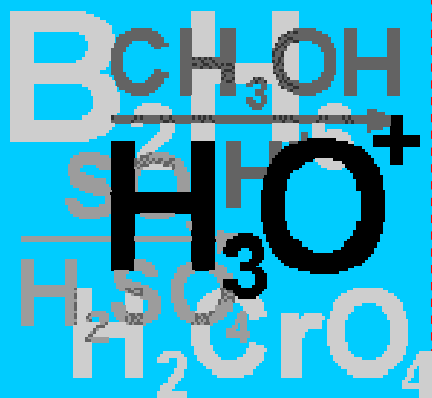


ΠΩΣ ΠΡΑΓΜΑΤΟΠΟΙΕΙΤΑΙ ΚΑΙ ΠΟΥ ΟΦΕΙΛΕΤΑΙ Η ΗΛ. ΔΙΑΣΤ.

(αφορμή ήταν γιατί τα Υδατ. Διαλύματα ΗΑ, ΜΟΗ & ΜΑ είναι καλοί αγωγοί ηλεκτρισμού)

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

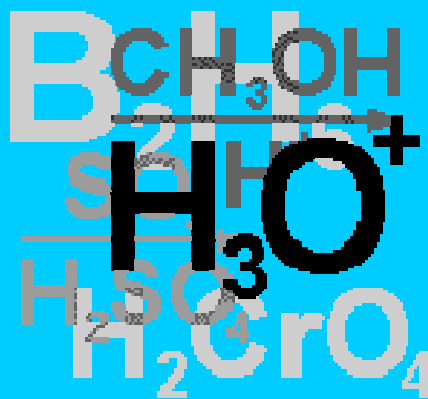


ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΙΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

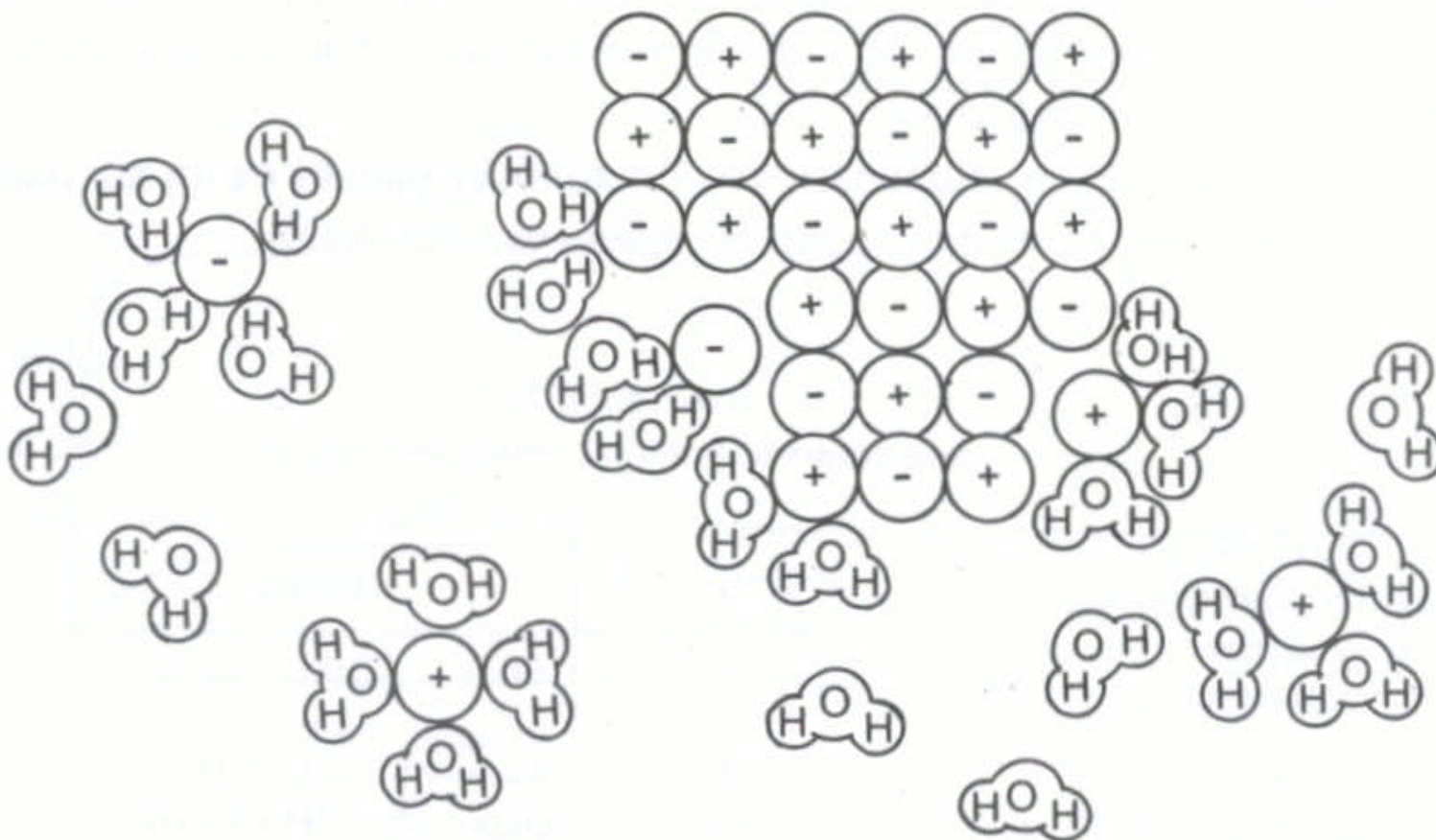


ΠΩΣ ΠΡΑΓΜΑΤΟΠΟΙΕΙΤΑΙ ΚΑΙ ΠΟΥ ΟΦΕΙΛΕΤΑΙ Η ΗΛ. ΔΙΑΣΤ.

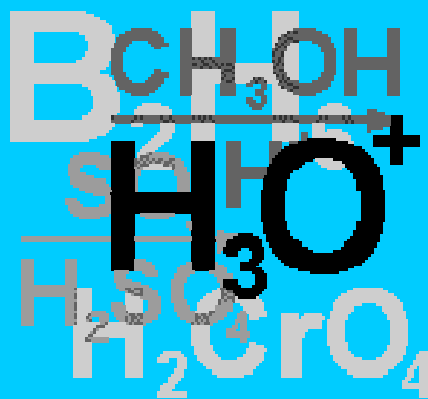


ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΙΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

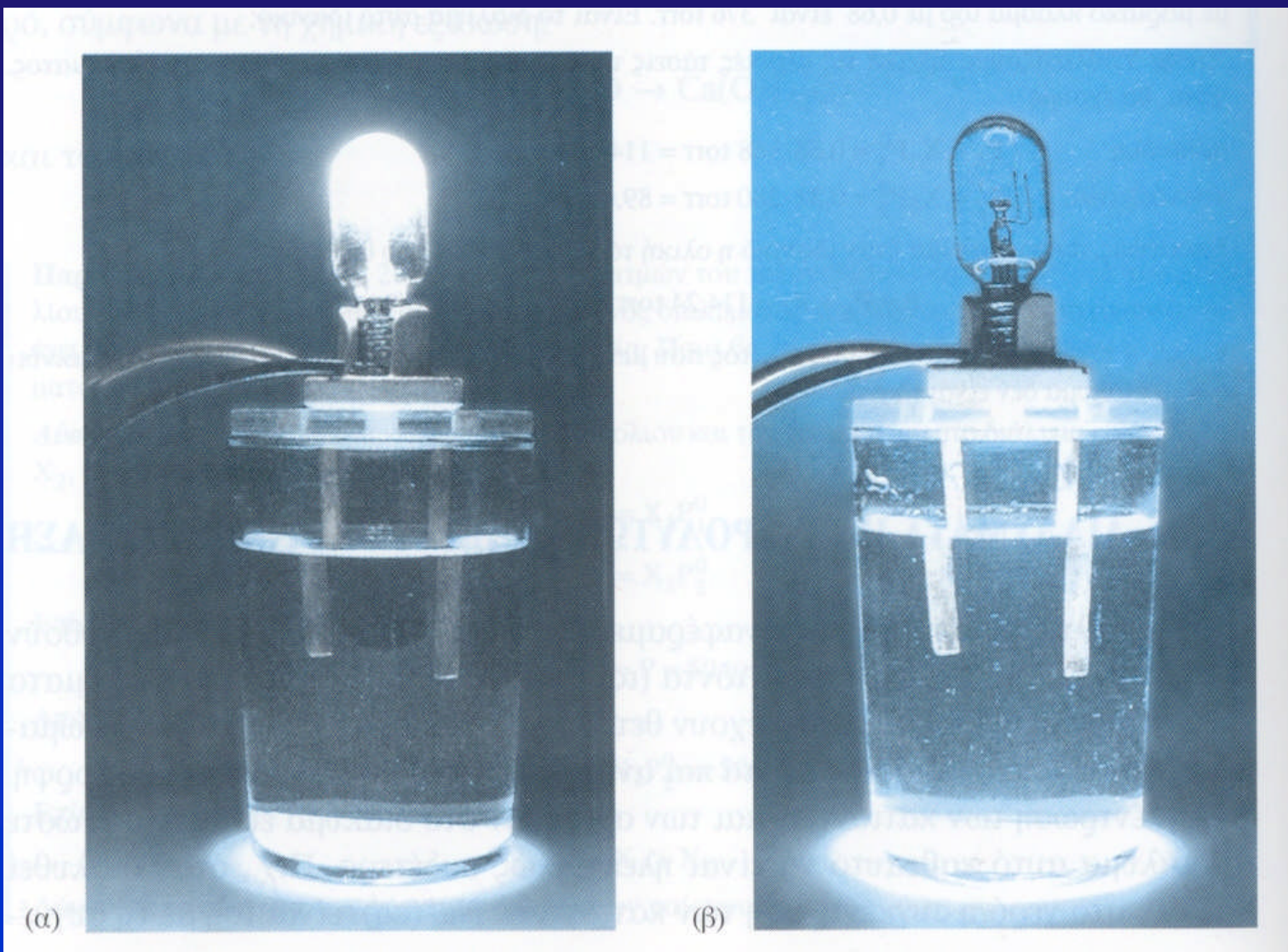


ΠΩΣ ΠΡΑΓΜΑΤΟΠΟΙΕΙΤΑΙ ΚΑΙ ΠΟΥ ΟΦΕΙΛΕΤΑΙ Η ΗΛ. ΔΙΑΣΤ.



ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

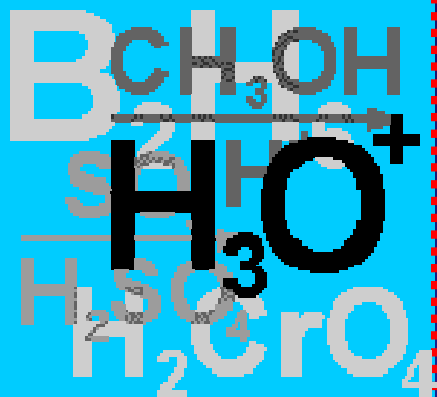
ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



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 $\ll 100\%$ ή $\alpha \ll 1$

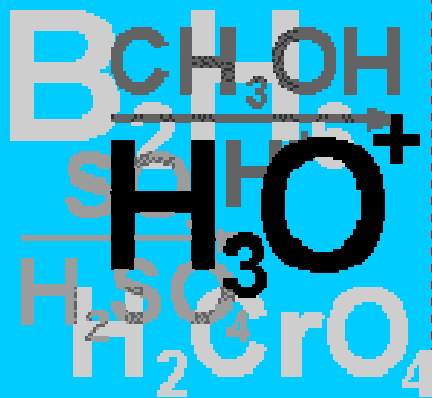


ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



ΚΑΤΗΓΟΡΙΕΣ ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΩΝ



ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΙΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



ΙΣΧΥΡΟΙ ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΕΣ → Δίστανται
πλήρως 100%

Δεν υπάρχουν μόρια ηλεκτρολύτη στο διάλυμα
→ μόνο ιόντα

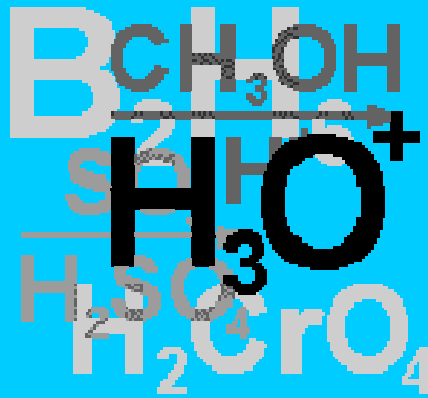


ΑΣΘΕΝΕΙΣ ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΕΣ →

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



Γιατί κατά κανόνα η διάσταση γνήσιων αλάτων δεν είναι πλήρης 100%



Ακόμη και οι πιο γνήσιοι ηλεκτρολύτες (Γνήσια άλατα σε H_2O) π.χ. $NaCl$, παρόλο που ότι δίστανται 100% εμφανίζουν Φαινομενικό Βαθμό Διαστάσεως $\alpha < 1$.

ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΙΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



ΠΟΥ ΟΦΕΙΛΕΤΑΙ ΑΥΤΟ;

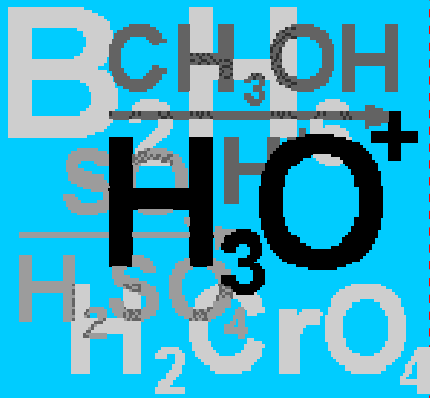
Γιατί κατά κανόνα η διάσταση γνησίων αλάτων δεν είναι πλήρης 100%

ΠΟΥ ΟΦΕΙΛΕΤΑΙ ΑΥΤΟ;

Οφείλεται στις λεγόμενες ιονικές έλξεις μεταξύ των ιόντων που παρεμποδίζουν την ολοκληρωτική εκδήλωση των φυσικοχημικών ιδιοτήτων (όπως αυτές που η τιμή τους είναι ανάλογη του αριθμού των moles) των πλήρως δισταμένων ηλεκτρολυτικών ουσιών.

Έτσι π.χ. γνήσια ηλεκτρολυτικά διαλύματα έχουν οσμωτική πίεση (π) με τιμές μεγαλύτερες από εκείνες που προβλέπονται (για την ίδια C μη ηλεκτρ. δ/των) βάσει των κανονικών οσμωτικών σχέσεων και στοιχειομετρικής συγκέντρωσης $\{C=n/V\}$

ΕΠΕΙΔΗ: $\pi \sim C$ όπως προκύπτει από το Νόμο του Van't Hoff [$\pi V = n RT$ όπου n = αριθμός moles]

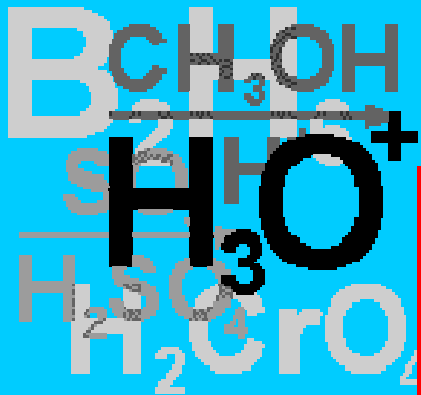


ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



Γιατί κατά κανόνα η διάσταση γνησίων αλάτων δεν είναι πλήρης 100%



ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

Π.χ. Μη ηλεκτρολυτικό υδατικό διάλυμα [1M] Ουρίας H_2NCONH_2 , προκαλεί Πτώση Σημείου Πήξης κατά 1.86°C

Σύγκρινε [1M] $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ Πτώση Σημείου Πήξης 3.5°C (ενώ θα έπρεπε να είναι ...;)

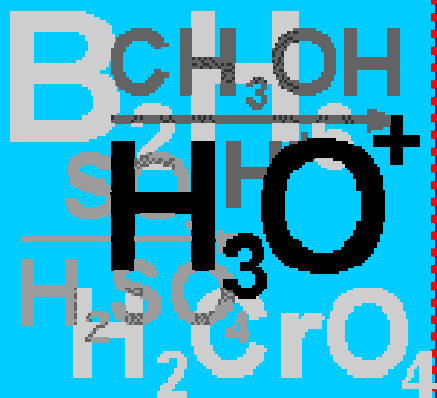
ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



ΣΥΜΒΑΙΝΕΙ ΦΑΙΝΟΜΕΝΙΚΗ ΔΙΑΣΤΑΣΗ : ΕΝΩ
ΘΑ ΕΠΡΕΠΕ ΚΑΙ ΘΑ ΗΤΑΝ ΔΙΠΛΑΣΙΟ ΜΟΝΟ ΣΕ
ΑΠΕΙΡΗ ΑΡΑΙΩΣΗ

ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ

- ΤΙ ΕΙΝΑΙ Η ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΙΚΗ ΔΙΑΣΤΑΣΗ
- ΠΩΣ ΠΡΑΓΜΑΤΟΠΟΙΕΙΤΑΙ/ ΠΟΥ ΟΦΕΙΛΕΤΑΙ
- ΘΕΩΡΙΕΣ ΓΙΑ ΟΞΕΑ-ΒΑΣΕΙΣ
- ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ ΑΣΘΕΝΩΝ ΟΞΕΩΝ-ΒΑΣΕΩΝ
- ΣΥΜΠΕΡΙΦΟΡΑ H^+ ΣΤΟ ΔΙΑΛΥΜΑ
- ΙΟΝΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ ΔΙΑΛ. ΟΞΕΩΝ-ΒΑΣΕΩΝ
- ΝΟΜΟΣ ΑΡΑΙΩΣΗΣ OSTWALD (ΑΣΘ. ΗΛ/ΤΩΝ)

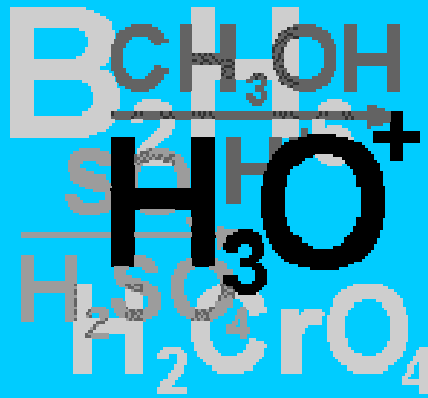


ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



ΘΕΩΡΙΕΣ ΓΙΑ ΟΞΕΑ-ΒΑΣΕΙΣ



ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



♦ ΑΡΧΙΚΕΣ ΑΠΟΨΕΙΣ Arrhenius (1887)

ΟΞΕΑ: Εκείνες οι ουσίες που όταν διαλυθούν σε υγρά με υψηλή ϵ (όπως το H₂O) υπόκεινται ηλεκτρολυτική διάσπαση και απελευθερώνουν στο διάλυμα H⁺



ΕΝΩ

ΒΑΣΕΙΣ: Εκείνες οι ουσίες που όταν διαλυθούν σε υγρά όπως το H₂O απελευθερώνουν στο διάλυμα OH⁻



Τα παραπάνω
ισχύουν μόνο για
Ασθενείς Ηλεκτρ.

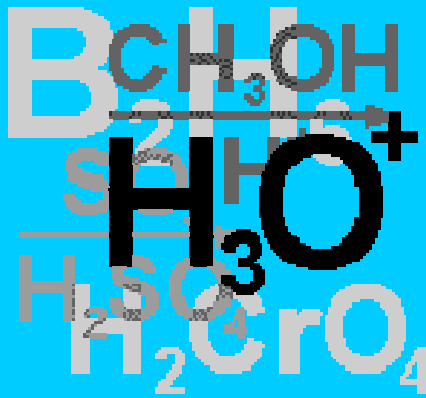
ΘΕΩΡΙΕΣ ΓΙΑ ΟΞΕΑ-ΒΑΣΕΙΣ

♦ 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



ΘΕΩΡΙΕΣ ΓΙΑ ΟΞΕΑ-ΒΑΣΕΙΣ

◆ ΘΕΩΡΙΑ ΤΩΝ *Bronsted & Lowry*

ΟΞΕΑ: Εκείνες οι ουσίες που όταν υπόκεινται ηλεκτρολυτική διάσταση, συμπεριφέρονται στο διάλυμα ως δότες πρωτονίων (H^+) **ΕΝΩ**

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

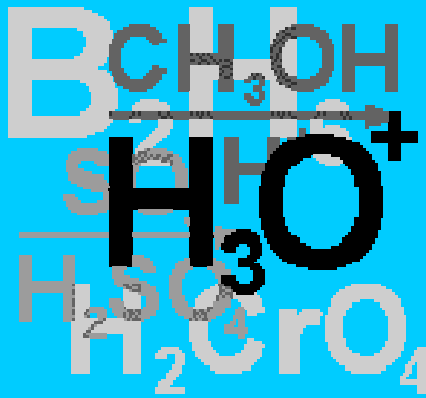


ΟΞΥ

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.

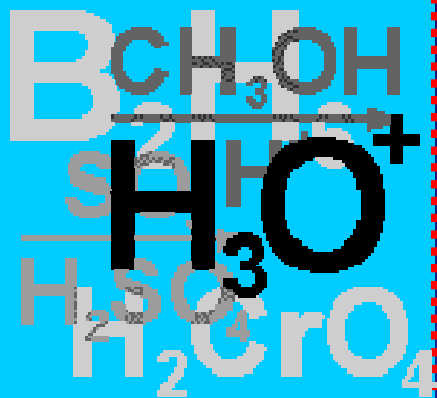


ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ



ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

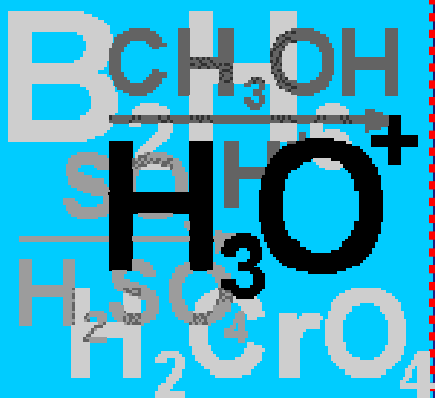
ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



- ΤΙ ΕΙΝΑΙ Η ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΙΚΗ ΔΙΑΣΤΑΣΗ
- ΠΩΣ ΠΡΑΓΜΑΤΟΠΟΙΕΙΤΑΙ/ ΠΟΥ ΟΦΕΙΛΕΤΑΙ
- ΘΕΩΡΙΕΣ ΓΙΑ ΟΞΕΑ-ΒΑΣΕΙΣ
- ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ ΑΣΘΕΝΩΝ ΟΞΕΩΝ-ΒΑΣΕΩΝ
- ΣΥΜΠΕΡΙΦΟΡΑ H^+ ΣΤΟ ΔΙΑΛΥΜΑ
- ΙΟΝΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ ΔΙΑΛ. ΟΞΕΩΝ-ΒΑΣΕΩΝ
- ΝΟΜΟΣ ΑΡΑΙΩΣΗΣ OSTWALD (ΑΣΘ. ΗΛ/ΤΩΝ)

ΠΟΙΟΤΙΚΟΙ ΚΑΝΟΝΕΣ ΚΑΤΗΓΟΡΙΩΝ ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΩΝ (ΟΞΕΩΝ, ΒΑΣΕΩΝ & ΑΛΑΤΩΝ)

(ΤΣΙΠΗΣ, 1996, ΤΟΜΟΣ ΙΙ)



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, HNO₃, H₂SO₄ και HClO₄ 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.
5. Όλα τα οργανικά οξέα και οι οργανικές βάσεις είναι ασθενείς ηλεκτρολύτες.

ΟΞΕΑ & ΒΑΣΕΙΣ (ACIDS & BASES)

Κατά Bronsted & Lowry κάθε οξύ έχει μία συζυγή βάση.



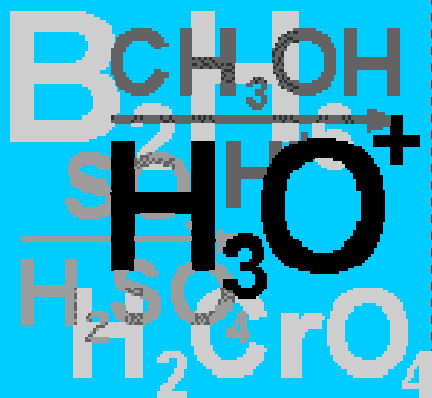
ΑΛΚΑΛΙΑ (ALKALI από το αραβικό *al qalīy* = "the calcined ashes", ασβεστοποιημένες στάχτες, που αναφέρονται ως η πηγή των αλκαλικών ουσιών, οι οποίες χρειάζονται σε συνδυασμό με το ζωικό λίπος για την παραγωγή σαπουνιού.)

Οι ενώσεις εκείνες οι οποίες αποδίδουν υδροξυλιο-ανιόντα κατά την διάσταση τους κατιόντα είτε αλκαλιμετάλλων (Ομάδα 1 ή ΙΑ του Περ. Πιν. - K, Na) είτε αλκαλικών γαιών (Ομάδα 2 ή ΙΙΑ του Περ. Πιν. - Mg, Ca)

π.χ.



Το OH^- είναι εκείνο που συμπεριφέρεται ως βάση



ΧΗΜΙΚΗ
ΣΟΡΟΠΟΙΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



Περιοδικός Πίνακας

	1																			8	
	I _A	2																			0
n	1	2																			18
1	H	He																			
2	Li	Be																			
3	Na	Mg																			
4	K	Ca																			
5	Rb	Sr																			
6	Cs	Ba																			
7	Fr	Ra																			

	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
	III _B	IV _B	V _B	VI _B	VII _B	VIII			IB	II _B
	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
44.9559	47.88	50.9415	51.9961	54.9381	55.847	58.9332	58.69	63.546	65.39	
Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	
21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	
88.9059	91.224	92.9064	95.94	98.9063	101.07	102.9055	106.42	107.8682	112.411	
Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	
39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	
138.9055	178.49	180.9476	183.85	186.207	190.2	192.22	195.08	196.9665	200.59	
La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	
57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	
227.0278	261.1087	262.1138	263.1182	262.1229						
Ac	Rf/Ku	Ha	Sg	Ns	Hs	Mt				
89	104	105	106	107	108	109	110	111		

	13	14	15	16	17	18
	III _A	IV _A	V _A	VI _A	VII _A	
	13	14	15	16	17	18
10.811	12.011	14.0067	15.9994	18.9984	20.1797	
B	C	N	O	F	Ne	
5	6	7	8	9	10	
26.9815	28.0855	30.9738	32.066	35.4527	39.948	
Al	Si	P	S	Cl	Ar	
13	14	15	16	17	18	
69.723	72.61	74.9216	78.96	79.904	83.80	
Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
31	32	33	34	35	36	
114.82	118.710	121.75	127.60	126.9045	131.29	
In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
49	50	51	52	53	54	
204.3833	207.2	208.9804	208.9804	209.9871	222.0176	
Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
81	82	83	84	85	86	

Λανθανίδες
Ακτινίδες

a	140.115	140.9077	144.24	146.9151	150.36	151.965	157.25	158.9253	162.50	164.9303	167.26	168.9342	173.04	174.967
n=6	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
b	232.0381	231.0359	238.0289	237.0482	244.0642	243.0614	247.0703	247.0703	251.0786	252.0829	257.0951	258.0986	259.1009	260.1053
n=7	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103

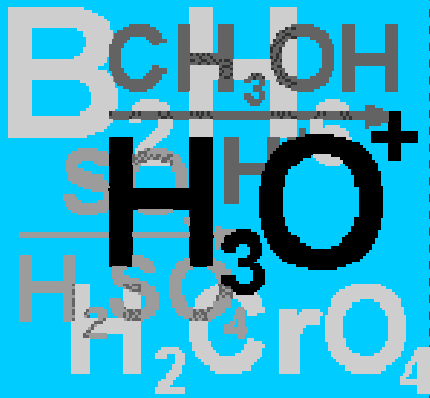
ΟΞΕΑ & ΒΑΣΕΙΣ (ACIDS & BASES)

ΑΜΦΟΛΥΤΕΣ (AMPHOLYTES)

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

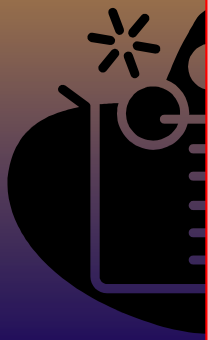
Μερικά παραδείγματα οξέων και βάσεων καθώς και αμφολυτών

Οξύ		Συζυγής Βάση
-----	--	--------------

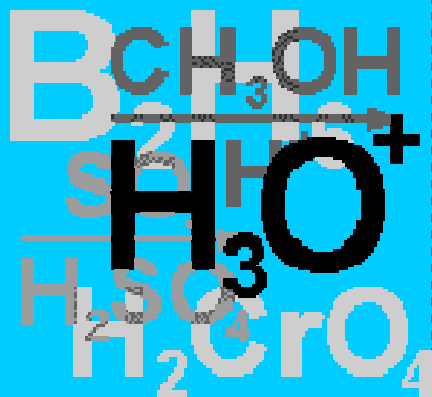


ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΦΙΑ

ΧΗΜΙΚ
ΑΝΤΙΔΡΑ



ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ



ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

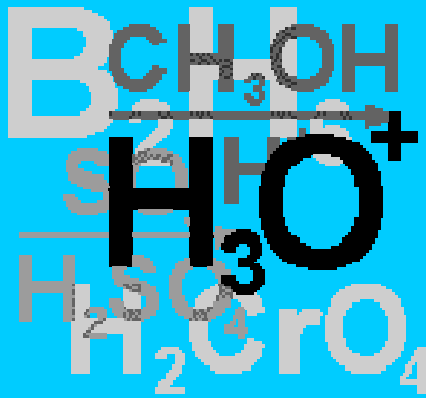
ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



- ΤΙ ΕΙΝΑΙ Η ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΙΚΗ ΔΙΑΣΤΑΣΗ
- ΠΩΣ ΠΡΑΓΜΑΤΟΠΟΙΕΙΤΑΙ/ ΠΟΥ ΟΦΕΙΛΕΤΑΙ
- ΘΕΩΡΙΕΣ ΓΙΑ ΟΞΕΑ-ΒΑΣΕΙΣ
- ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ ΑΣΘΕΝΩΝ ΟΞΕΩΝ-ΒΑΣΕΩΝ
- ΣΥΜΠΕΡΙΦΟΡΑ H^+ ΣΤΟ ΔΙΑΛΥΜΑ
- ΙΟΝΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ ΔΙΑΛ. ΟΞΕΩΝ-ΒΑΣΕΩΝ
- ΝΟΜΟΣ ΑΡΑΙΩΣΗΣ OSTWALD (ΑΣΘ. ΗΛ/ΤΩΝ)

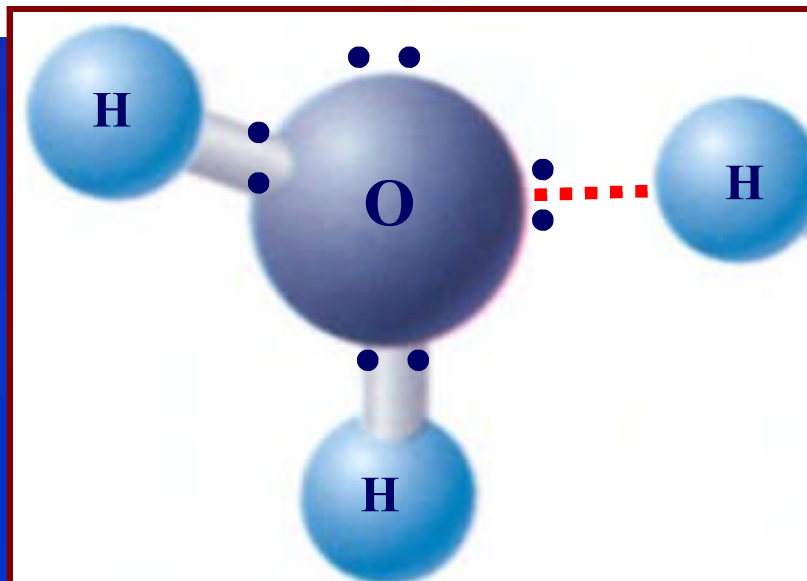
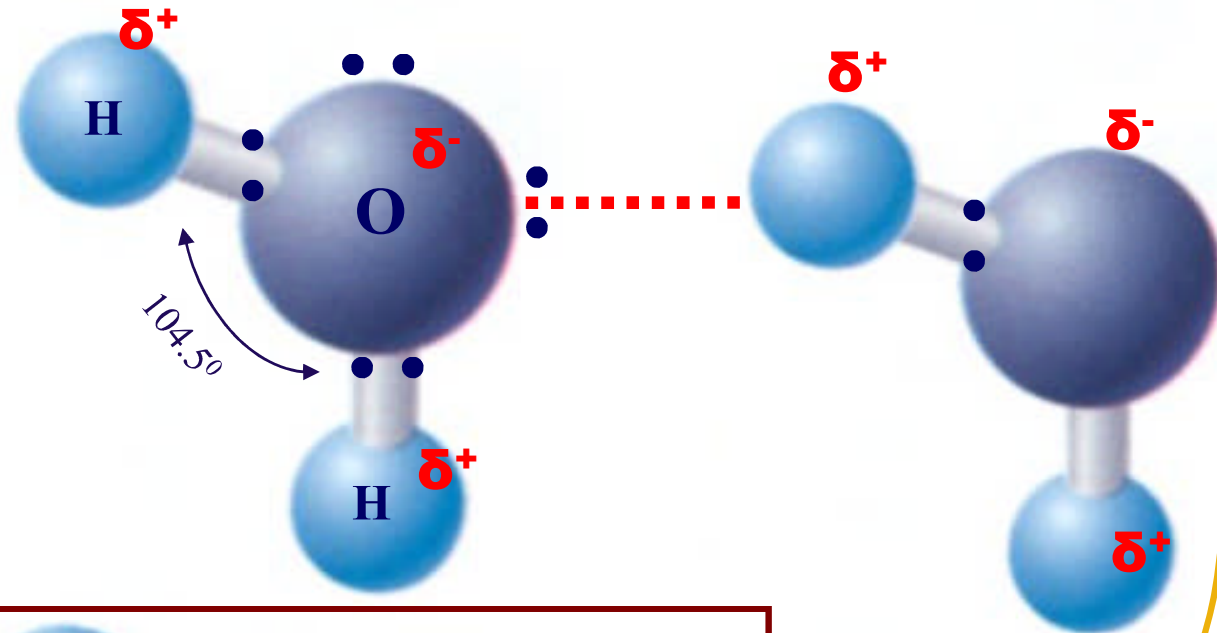
Η συμπεριφορά του H^+ στο διάλυμα

Να θυμηθούμε ξανά το μόριο του νερού ...



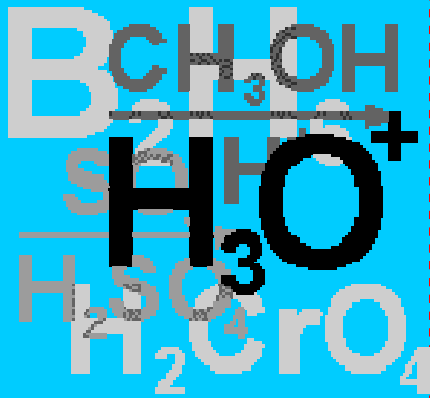
ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΣΙΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



ΥΔΡΟΞΩΝΙΟ

Η συμπεριφορά του H^+ στο διάλυμα



Το H^+ είναι ~ 100.000 φορές μικρότερο του H
 \Rightarrow

Μεγάλη πυκνότητα φορτίου και

\rightarrow ΜΕΓΑΛΗ ΔΡΑΣΤΙΚΟΤΗΤΑ

ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

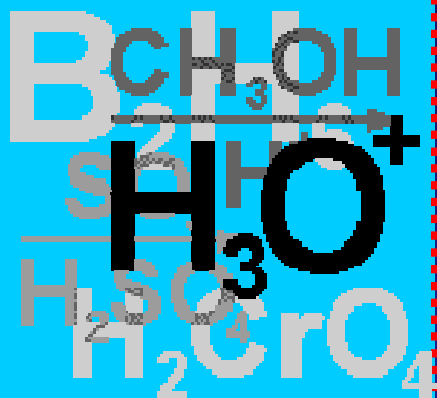
Στα υδατικά διαλύματα ΔΕΝ ΥΠΑΡΧΟΥΝ
ελεύθερα H^+ , γιατί είναι πάντα ενωμένα με ένα
τουλάχιστον $H_2O \Rightarrow H_3O^+$ (ΥΔΡΟΞΩΝΙΟ)

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



ΜΟΝΟ ΓΙΑ ΛΟΓΟΥΣ ΔΙΔΑΚΤΙΚΗΣ ΕΥΚΟΛΙΑΣ
ΣΤΑ ΥΔΑΤΙΚΑ ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ ΓΡΑΦΟΥΜΕ ΚΑΙ
ΧΡΗΣΙΜΟΠΟΙΟΥΜΕ ΤΟ ΣΥΜΒΟΛΟ H^+ .
ΣΤΗ ΠΡΑΓΜΑΤΙΚΟΤΗΤΑ ΠΡΟΚΕΙΤΑΙ ΓΙΑ
ΕΦΥΔΑΤΩΜΕΝΟ H^+ ΔΗΛ. $\Rightarrow [H^+(H_2O)_X]$ (όπου $X \sim 4$)

ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ



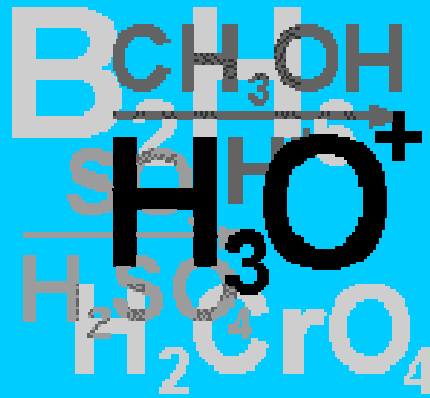
ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



- ΤΙ ΕΙΝΑΙ Η ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΙΚΗ ΔΙΑΣΤΑΣΗ
- ΠΩΣ ΠΡΑΓΜΑΤΟΠΟΙΕΙΤΑΙ/ ΠΟΥ ΟΦΕΙΛΕΤΑΙ
- ΘΕΩΡΙΕΣ ΓΙΑ ΟΞΕΑ-ΒΑΣΕΙΣ
- ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ ΑΣΘΕΝΩΝ ΟΞΕΩΝ-ΒΑΣΕΩΝ
- ΣΥΜΠΕΡΙΦΟΡΑ H^+ ΣΤΟ ΔΙΑΛΥΜΑ
- ΙΟΝΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ ΔΙΑΛ. ΟΞΕΩΝ-ΒΑΣΕΩΝ
- ΝΟΜΟΣ ΑΡΑΙΩΣΗΣ OSTWALD (ΑΣΘ. ΗΛ/ΤΩΝ)

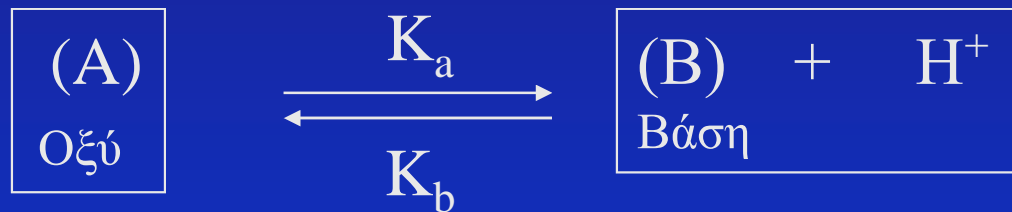
ΙΟΝΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ ΔΙΑΛ. ΟΞΕΩΝ-ΒΑΣΕΩΝ



ΧΡΗΣΙΜΟΙ ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΙ ΣΤΗΝ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ ΔΙΑΛ. ΟΞΕΩΝ-ΒΑΣΕΩΝ

ΟΞΕΑ & ΒΑΣΕΙΣ (*ACIDS & BASES*)

Κατά Bronsted & Lowry κάθε οξύ έχει μία συζυγή βάση.

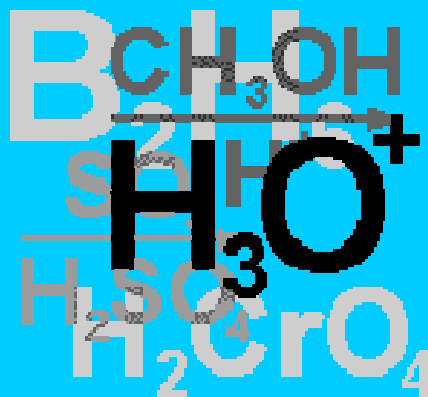


ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



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

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 $K = 10^X$

\implies ΜΕΓΑΛΗ ΑΠΟΔΟΣΗ της Χ. Α. \implies

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 $\implies pK_a = -\log K_a$ όσο πιο μικρό το pK_a τόσο πιο ισχυρό το οξύ

ΧΡΗΣΙΜΟΙ ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΙ ΣΤΗΝ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ ΔΙΑΛ. ΟΞΕΩΝ-ΒΑΣΕΩΝ

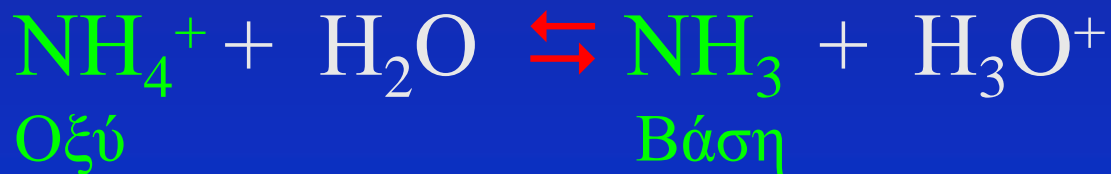
π.χ. έστω η αντίδραση:



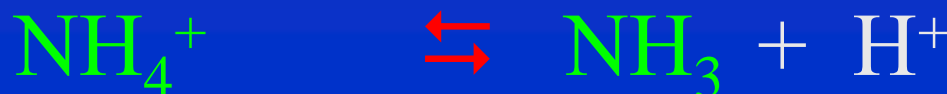
Τότε βάσει του Ν. Δράσεως των Μαζών

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

$$K_a \cdot K_b = \dots$$

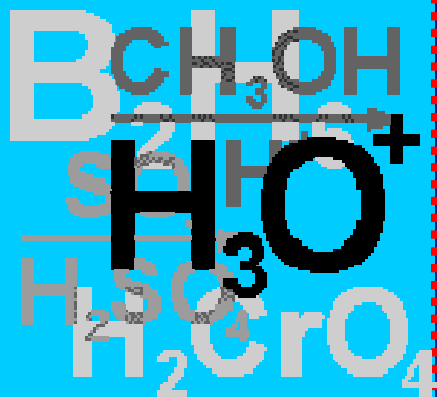


ή



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

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

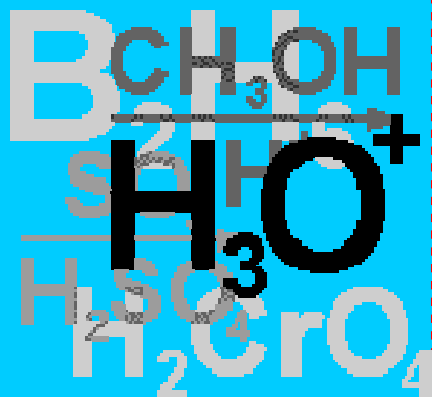


ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



ΧΡΗΣΙΜΟΙ ΥΠΟΛΟΓΙΣΜΟΙ ΣΤΗΝ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ ΔΙΑΛ. ΟΞΕΩΝ-ΒΑΣΕΩΝ



ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

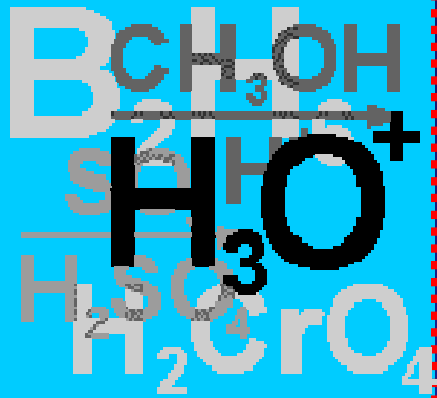


$$K_a \cdot K_b = \frac{[\cancel{\text{NH}_3}] \cdot [\text{H}^+]}{[\cancel{\text{NH}_4^+}]} \cdot \frac{[\cancel{\text{NH}_4^+}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\cancel{\text{NH}_3}]} \Rightarrow$$

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

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

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



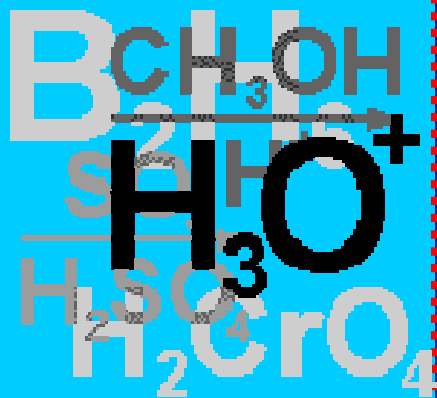
ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΣΙΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



ΤΕΛΟΣ
ΕΥΧΑΡΙΣΤΩ

ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ

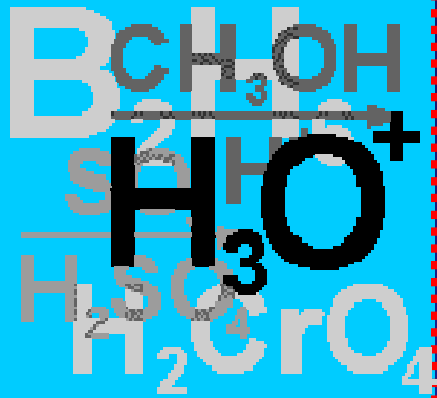


ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ



- ΤΙ ΕΙΝΑΙ Η ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΙΚΗ ΔΙΑΣΤΑΣΗ
- ΠΩΣ ΠΡΑΓΜΑΤΟΠΟΙΕΙΤΑΙ/ ΠΟΥ ΟΦΕΙΛΕΤΑΙ
- ΘΕΩΡΙΕΣ ΓΙΑ ΟΞΕΑ-ΒΑΣΕΙΣ
- ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ ΑΣΘΕΝΩΝ ΟΞΕΩΝ-ΒΑΣΕΩΝ
- ΣΥΜΠΕΡΙΦΟΡΑ H^+ ΣΤΟ ΔΙΑΛΥΜΑ
- ΙΟΝΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ ΔΙΑΛ. ΟΞΕΩΝ-ΒΑΣΕΩΝ
- ΝΟΜΟΣ ΑΡΑΙΩΣΗΣ OSTWALD (ΑΣΘ. ΗΛ/ΤΩΝ)



ΧΗΜΙΚΗ
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

ΧΗΜΙΚΕΣ
ΑΝΤΙΔΡΑΣΕΙΣ

