



Γενική – Ανόργανη Χημεία

➤ **ΟΞΕΑ –ΒΑΣΕΙΣ:** Θεωρίες οξέων και βάσεων, Ισχύς οξέων και βάσεων, Αυτοϊοντισμός του νερού, Διαλύματα ισχυρών οξέων και βάσεων, pH διαλύματος, Καμπύλες ογκομέτρησης οξέος-βασής

Οξέα – Βάσεις κατά Arrhenius

- Οξέα κατά Arrhenius: Ουσίες που όταν διαλύονται στο νερό αυξάνουν τη συγκέντρωση των ιόντων υδρονίου $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$. Για απλούστευση πολλές φορές αντί του συμβολισμού $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ ο $\text{H}^+(\text{aq})$ (ιόντα υδρογόνου).
- Βάσεις κατά Arrhenius: Οι ουσίες που όταν διαλύονται στο νερό αυξάνουν τη συγκέντρωση των ιόντων υδροξειδίου $\text{OH}^-(\text{aq})$

Η Αντίδραση στην οποία οφείλεται ο ρόλος του ιόντος υδρονίου και του ιόντος υδροξειδίου σε υδατικά διαλύματα είναι η:



Προσθήκη οξέων και βάσεων μεταβάλλει τις συγκεντρώσεις των ιόντων υδρονίου και υδροξειδίου στο νερό.

Ισχυρά οξέα και ισχυρές βάσεις κατά Arrhenius

- Ισχυρά οξέα κατά Arrhenius είναι όσες ουσίες ιοντίζονται πλήρως σε υδατικό διάλυμα παρέχοντας $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ και ένα ανιόν.



- Ισχυρές βάσεις κατά Arrhenius είναι όσες ιοντίζονται πλήρως σε υδατικό διάλυμα και δίνουν OH^- και ένα κατιόν.

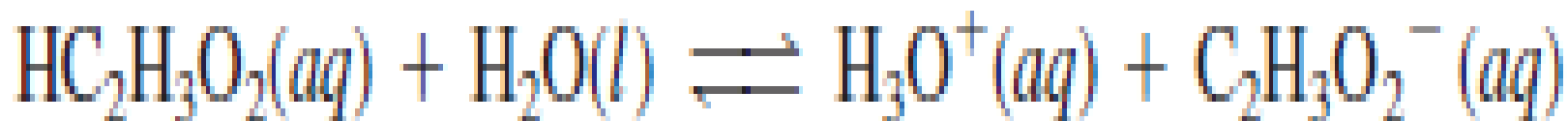
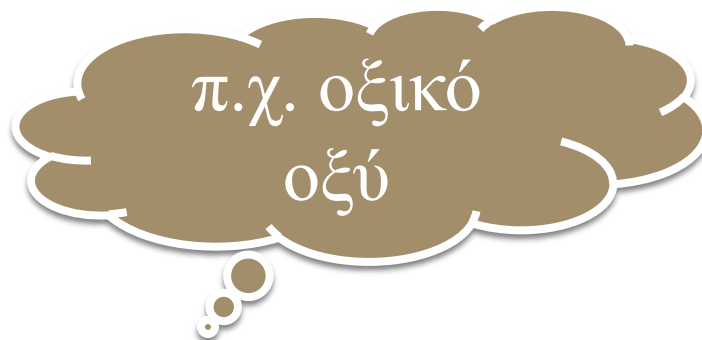


Ισχυρά οξέα	Ισχυρές βάσεις
HClO_4	LiOH
H_2SO_4	NaOH
HI	KOH
HBr	$\text{Ca}(\text{OH})_2$
HCl	$\text{Sr}(\text{OH})_2$
HNO_3	$\text{Ba}(\text{OH})_2$

Ισχυρές βάσεις
γενικά τα υδροξείδια
των ομάδων ΙΑ και
ΙΙΑ, εκτός του Be

Ασθενή οξέα – ασθενείς βάσεις

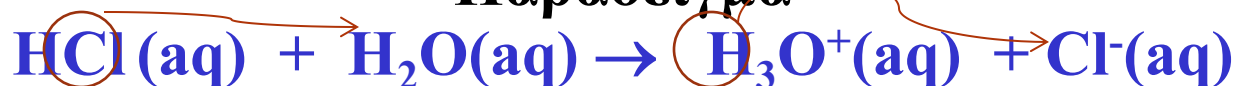
- Δεν ιοντίζονται πλήρως σε υδατικό διάλυμα.
- Συνυπάρχουν μέσω αντίστροφης αντίδρασης με τα αντίστοιχα ιόντα.



Οξέα – Βάσεις κατά Brønsted-Lowry

- Τα οξέα είναι δότες πρωτονίων σε αντιδράσεις μεταφοράς πρωτονίου.
- Οι βάσεις είναι δέκτες πρωτονίων σε αντιδράσεις μεταφοράς πρωτονίου.

Παράδειγμα

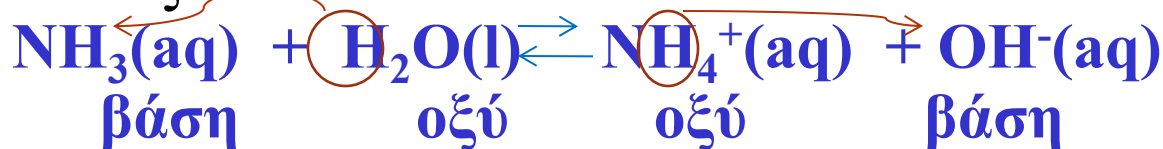


Το **HCl** συμπεριφέρεται σαν οξύ και το νερό σαν βάση

Στην αντίστροφη τα **H₃O⁺** σαν οξύ και τα **Cl⁻** σαν βάση.

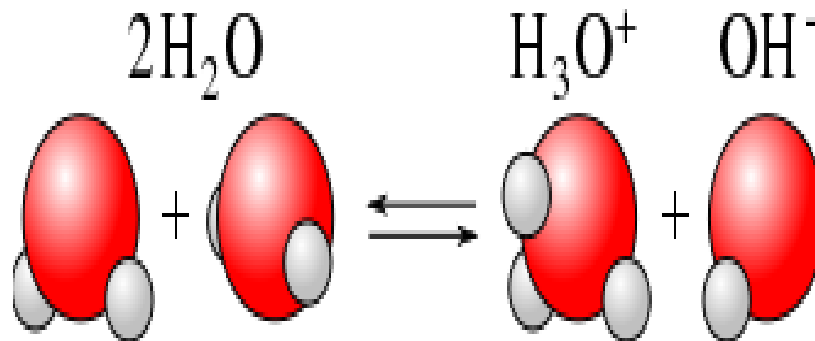
Όταν αντιδρά το οξύ **HCl** προκύπτει η βάση **Cl⁻**. Οι ουσίες διαφέρουν κατά ένα πρωτόνιο και αποτελούν συζυγές ζεύγος οξέος – βάσεως.

Άρα στις αντιδράσεις οξέων-βάσεων κατά Brønsted-Lowry έχουμε μεταφορά πρωτονίων και αυτές λέγονται πρωτεολυτικές.



Αμφολύτες ή αμφιπρωτικές ουσίες

- Ουσίες που συμπεριφέρονται άλλοτε σαν βάσεις και άλλοτε σαν οξέα, ονομάζονται **αμφολύτες** ή **αμφιπρωτικές ουσίες**. Παράδειγμα τέτοιας ουσίας είναι το νερό.



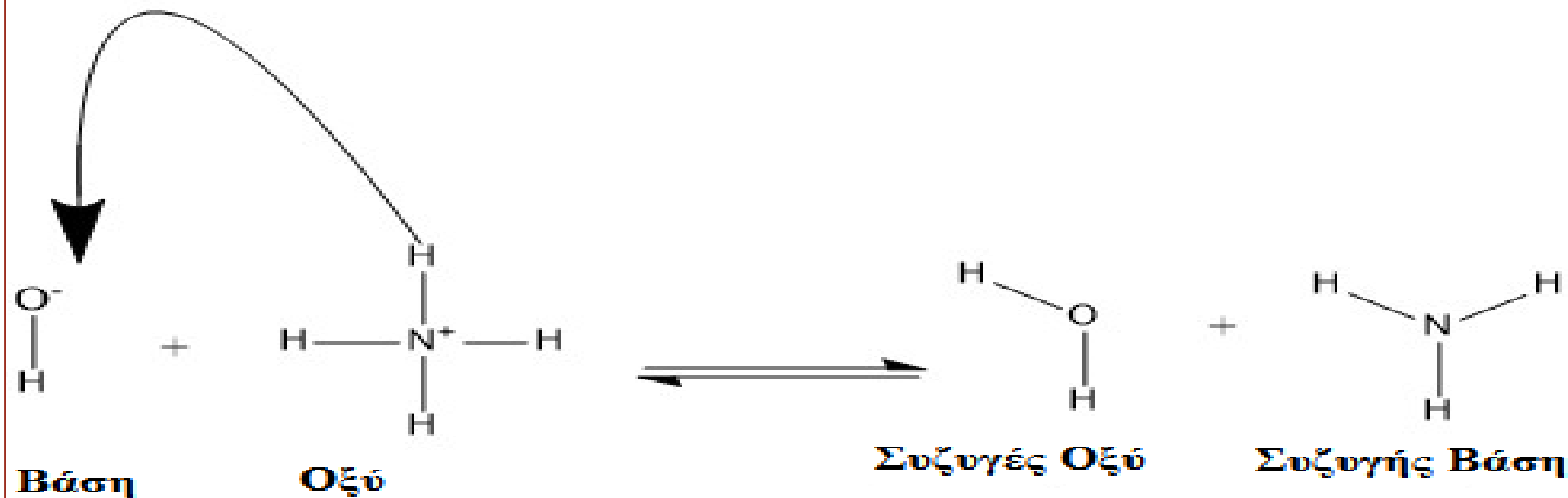
www.wikipedia.gr

Ένα μόριο H_2O δρα ως βάση και αποκτά ένα H^+ για να γίνει H_3O^+ , ενώ το άλλο δρα ως οξύ και χάνει ένα H^+ για να γίνει OH^- .

Συζυγή ζεύγη οξέων - βάσεων

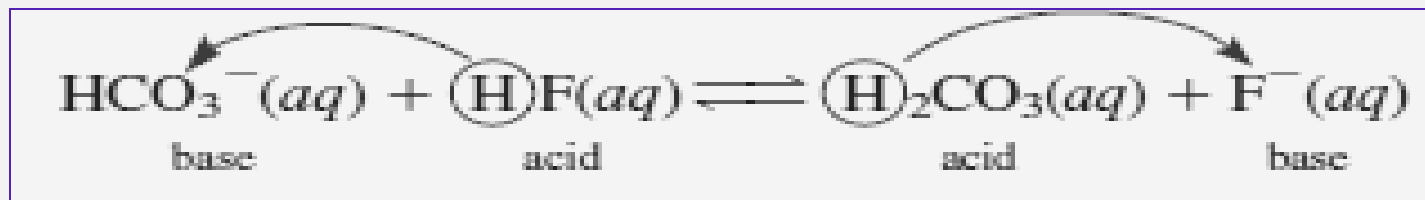
- Συζυγές ζεύγος οξέος – βάσεως σε μια αντίδραση οξέος βάσεως είναι ένα οξύ και μια βάση, που διαφέρουν κατά την απώλεια ή κατά το κέρδος ενός πρωτονίου.
 - Το οξύ τέτοιου ζεύγους ονομάζεται συζυγές οξύ της βάσης.
 - Η βάση τέτοιου ζεύγους ονομάζεται συζυγής βάση του οξέος.

Πρωτόνιο H^+ μεταφέρεται στο OH^-



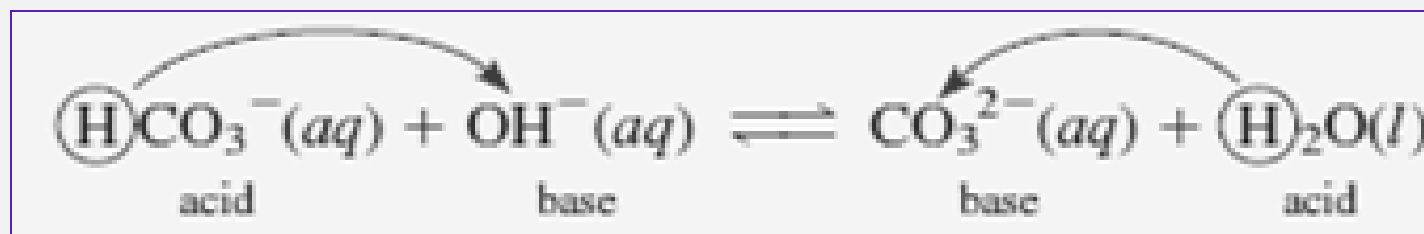
en.wikipedia.org

- Ουσίες που δρουν ως συζυγή ζεύγη οξέος βάσεως στην αντίδραση: $\text{HCO}_3^-(aq) + \text{HF}(aq) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(aq) + \text{F}^-(aq)$



Συζυγή ζεύγη οξέος – βάσεως είναι τα H_2CO_3 και HCO_3^- καθώς και τα HF και F^- .

- Ουσίες που δρουν ως συζυγή ζεύγη οξέος βάσεως στην αντίδραση: $\text{HCO}_3^-(aq) + \text{OH}^-(aq) \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$



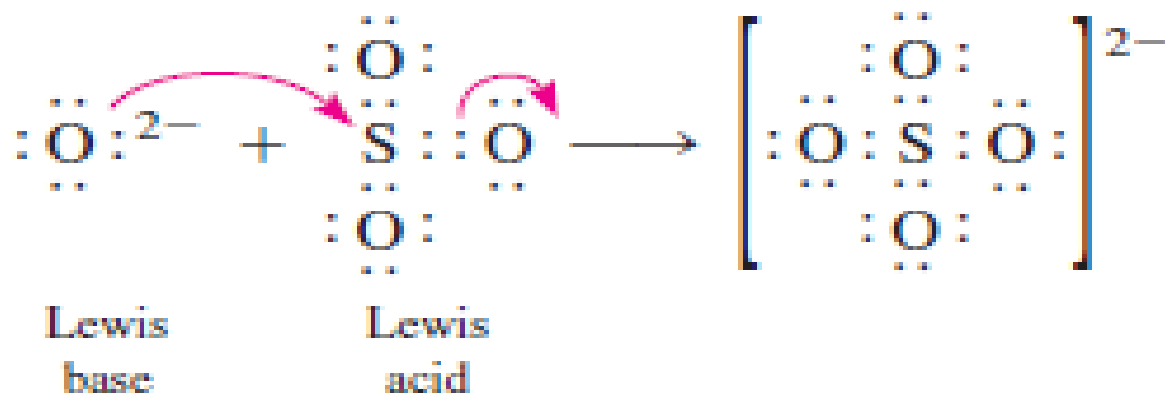
- Συζυγή ζεύγη οξέος – βάσεως είναι τα HCO_3^- και CO_3^{2-} καθώς και τα OH^- και H_2O

Οξέα – Βάσεις κατά Lewis

- **Οξύ κατά Lewis** είναι εκείνο το χημικό είδος που δέχεται ηλεκτρονικό ζεύγος από άλλο χημικό είδος για να σχηματίσει ομοιοπολικό δεσμό.
- **Βάση κατά Lewis** είναι εκείνο το χημικό είδος που προσφέρει ηλεκτρονικό ζεύγος σε άλλο χημικό είδος για να σχηματίσει ομοιοπολικό δεσμό.

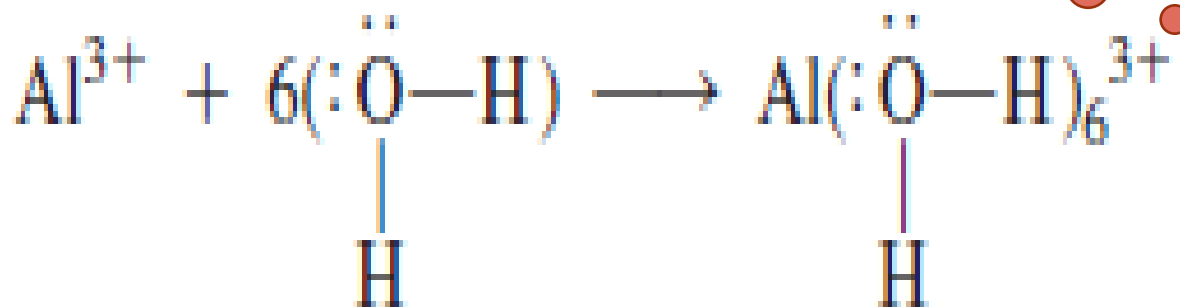


Ουσιαστικά είναι αντίδραση μεταξύ ιόντος οξειδίου, O^{2-} με SO_3 . Τα υπόλοιπα είναι ιόντα θεατές.



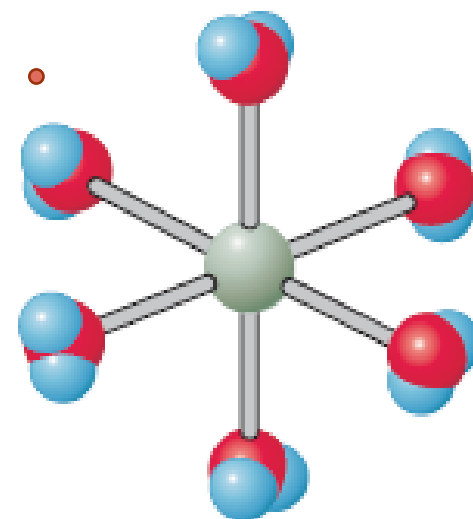
Οξέα – Βάσεις κατά Lewis

Σχηματισμός
συμπλόκου ιόντος



Lewis
acid

Lewis
base



General Chemistry Ebbing Gammon, 9th Edition

Άρα Οξέα

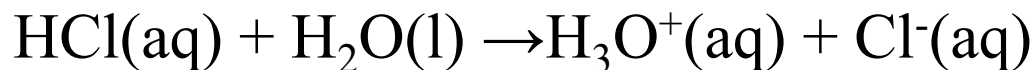
- Είναι ουσίες οι οποίες μπορούν να αποβάλλουν σε υδατικό διάλυμα ιόντα H^+ (Arrhenius).
- Ουσίες οι οποίες παρέχουν πρωτόνια (Bronsted-Lowry).
- Ουσίες οι οποίες δέχονται κατά τις αντιδράσεις ηλεκτρόνια (κατά Lewis).

Άρα Βάσεις

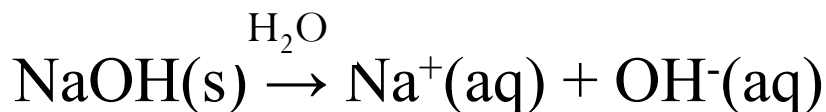
- Είναι ουσίες οι οποίες μπορούν και δίνουν σε υδατικό διάλυμα ιόντα OH^- (Arrhenius).
- Ουσίες οι οποίες δέχονται πρωτόνια (Bronsted-Lowry).
- Ουσίες που παρέχουν κατά τις αντιδράσεις ηλεκτρόνια (κατά Lewis).

Ισχυρά οξέα και βάσεις

- Ισχυρά οξέα: Όσα ιοντίζονται πλήρως στο νερό. Όλα τα ισχυρά είναι ταυτόχρονα και ισχυροί ηλεκτρολύτες.

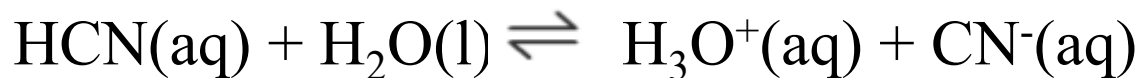


- Ισχυρές βάσεις: Ιοντίζονται σε υδατικό διάλυμα και ένα από τα ιόντα είναι το OH^- .

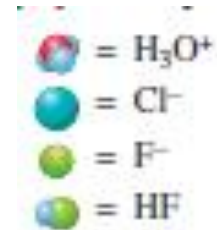
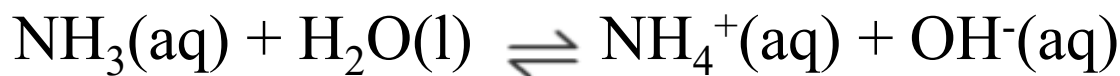


Ασθενή οξέα και βάσεις

- Ασθενή οξέα: Ιοντίζονται εν μέρει στο νερό.



- Ασθενείς βάσεις: Ιοντίζονται εν μέρει στο νερό.



A



B

Κάποια Ισχυρά Οξέα

- HCl : Υδροχλωρικό οξύ
- HBr : Υδροβρωμικό οξύ
- HI : Υδροϊωδικό οξύ
- HNO_3 : Νιτρικό οξύ
- HClO_4 : Υπερχλωρικό οξύ
- HMnO_4 : Υπερμαγγανικό οξύ
- H_2SO_4 : Θειϊκό οξύ

Κάποια Ασθενή Οξέα

- HF : Υδροφθορικό οξύ
- HCN : Υδροκυανικό οξύ
- H_3PO_4 : Φωσφορικό οξύ
- HClO : Υποχλωριώδες οξύ
- HCOOH : Μυρμηκικό οξύ
- CH_3COOH : Οξικό οξύ

Κάποιες Ισχυρές Βάσεις

- 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

Κάποιες Ασθενείς Βάσεις

- NH_3 : Αμμωνία
- CH_3NH_2 : Μεθυλαμίνη
- $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$: Διμεθυλαμίνη
- $(\text{CH}_3)_3\text{N}$: Τριμεθυλαμίνη

Ισχύς οξέων Βάσεων

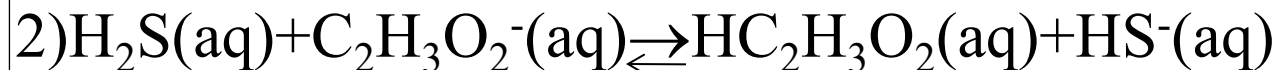
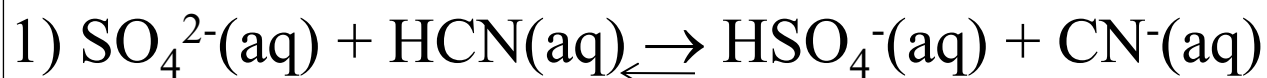
	Acid	Base	
Strongest acids	HClO ₄	ClO ₄ ⁻	Weakest bases
	H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	
	HI	I ⁻	
	HBr	Br ⁻	
	HCl	Cl ⁻	
	HNO ₃	NO ₃ ⁻	
	H ₃ O ⁺	H ₂ O	
	HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	
	H ₂ SO ₃	HSO ₃ ⁻	
	H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻	
	HNO ₂	NO ₂ ⁻	
	HF	F ⁻	
	HC ₂ H ₃ O ₂	C ₂ H ₃ O ₂ ⁻	
	Al(H ₂ O) ₆ ³⁺	Al(H ₂ O) ₅ OH ²⁺	
	H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻	
	H ₂ S	HS ⁻	
	HClO	ClO ⁻	
	HBrO	BrO ⁻	
	NH ₄ ⁺	NH ₃	
	HCN	CN ⁻	
	HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	
	H ₂ O ₂	HO ₂ ⁻	
	HS ⁻	S ²⁻	
Weakest acids	H ₂ O	OH ⁻	Strongest bases

General Chemistry Ebbing Gammon, 9th Edition

Τα ισχυρότερα οξέα έχουν τις ασθενέστερες συζυγείς βάσεις.

Μια οξεοβασική ισορροπία προχωρά προς την κατεύθυνση του ασθενέστερου οξέος και της ασθενέστερης βάσης.

Να προβλέψετε ποια αντιδρώντα ή προϊόντα ευνοούνται κατά την ολοκλήρωση των αντιδράσεων:



Strongest acids	Acid	Base	Weakest bases
	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 ⁻	
	HClO	ClO ⁻	
	HBrO	BrO ⁻	
	NH ₄ ⁺	NH ₃	
	HCN	CN ⁻	
	HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	
	H ₂ O ₂	HO ₂ ⁻	
Weakest acids	HS ⁻	S ²⁻	Strongest bases
	H ₂ O	OH ⁻	

Μονοπρωτικά οξέα: Έχουν μόνο ένα όξινο άτομο υδρογόνου ανά άτομο οξέος. Π.χ. HCl , HNO_2

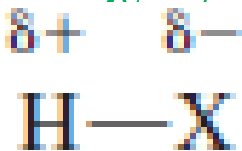
Πολυπρωτικά οξέα: Παρέχουν δύο ή και περισσότερα υδρογόνα ανά μόριο.

Π.χ. H_3PO_4



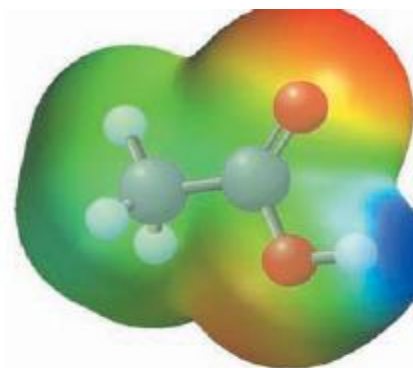
Μοριακή δομή και ισχύς οξέων: Δυναδικά οξέα H-X

1. Όσο πιο πολωμένος ο δεσμός, (ηλεκτραρνητικότερο άτομο X), τόσο πιο εύκολα αποσπάται το πρωτόνιο και τόσο μεγαλύτερη είναι η ισχύς του οξέος.



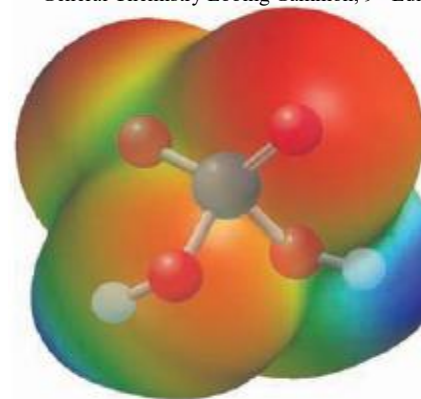
Χάρτες ηλεκτροστατικού δυναμικού: Δείχνουν το ηλεκτροστατικό δυναμικό σε επιφάνεια σταθερής ηλεκτρονικής πυκνότητας.

- Αρνητικό δυναμικό (πολικότητα δ^-) → κόκκινο χρώμα.
- Θετικό δυναμικό (πολικότητα δ^+) μπλε χρώμα.
- Πορτοκαλί κίτρινα και πράσινα χρώματα → ενδιάμεσες τιμές δυναμικού.



Acetic acid

General Chemistry Ebbing Gammon, 9th Edition



Sulfuric acid

2. Όσο πιο μεγάλη η ισχύς του δεσμού H-X, (εξαρτάται από το μέγεθος του ατόμου X) τόσο πιο ισχυρά συγκρατείται το πρωτόνιο και άρα ασθενέστερο το οξύ. Όσο μεγαλύτερο άτομο το X τόσο ισχυρότερο το οξύ γιατί η ισχύς του δεσμού H-X μειώνεται.

A. Από πάνω προς τα κάτω σε μια ομάδα του Π.Π. το μέγεθος του ατόμου X αυξάνεται σημαντικά. Σε μια ομάδα από πάνω προς τα κάτω προστίθενται νέοι φλοιοί και το μέγεθος παίζει σημαντικότερο ρόλο από την πολικότητα. Από πάνω προς τα κάτω σε μια ομάδα, η ισχύς για δυαδικό οξύ H-X αυξάνεται.

Επομένως η σειρά όξινης ισχύος θα είναι για παράδειγμα για τα δυαδικά οξέα της ομάδας VIIA:



B. Κατά μήκος μιας περιόδου το μέγεθος του X αυξάνεται με την αύξηση του Α.Α. όχι όμως σημαντικά και για το λόγο αυτό μεγαλύτερο ρόλο παίζει η πολικότητα του δεσμού. ΑΡΑ κατά μήκος μιας περιόδου από αριστερά προς δεξιά η ισχύς του H-X αυξάνεται

Π.χ. H_2O (πολύ ασθενές) < HF (ασθενές).

Periodic Table of the Elements

1 H Hydrogen 1.01	2 He Helium 4.00																
3 Li Lithium 6.94	4 Be Beryllium 9.01											5 B Boron 10.81	6 C Carbon 12.01	7 N Nitrogen 14.01	8 O Oxygen 16.00	9 F Fluorine 19.00	10 Ne Neon 20.18
11 Na Sodium 22.99	12 Mg Magnesium 24.31											13 Al Aluminum 26.98	14 Si Silicon 28.09	15 P Phosphorus 30.97	16 S Sulfur 32.06	17 Cl Chlorine 35.45	18 Ar Argon 39.95
19 K Potassium 39.10	20 Ca Calcium 40.08	21 Sc Scandium 44.96	22 Ti Titanium 47.88	23 V Vanadium 50.94	24 Cr Chromium 51.99	25 Mn Manganese 54.94	26 Fe Iron 55.85	27 Co Cobalt 58.93	28 Ni Nickel 58.69	29 Cu Copper 63.55	30 Zn Zinc 65.38	31 Ga Gallium 69.72	32 Ge Germanium 72.63	33 As Arsenic 74.92	34 Se Selenium 78.97	35 Br Bromine 79.90	36 Kr Krypton 84.80
37 Rb Rubidium 85.47	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.91	40 Zr Zirconium 91.22	41 Nb Niobium 92.91	42 Mo Molybdenum 95.95	43 Tc Technetium 98.91	44 Ru Ruthenium 101.07	45 Rh Rhodium 102.91	46 Pd Palladium 106.42	47 Ag Silver 107.87	48 Cd Cadmium 112.41	49 In Indium 114.82	50 Sn Tin 118.71	51 Sb Antimony 121.76	52 Te Tellurium 127.6	53 I Iodine 126.90	54 Xe Xenon 131.29
55 Cs Cesium 132.91	56 Ba Barium 137.33	57-71 Lanthanides	72 Hf Hafnium 178.49	73 Ta Tantalum 180.95	74 W Tungsten 183.85	75 Re Rhenium 186.21	76 Os Osmium 190.23	77 Ir Iridium 192.22	78 Pt Platinum 195.08	79 Au Gold 196.97	80 Hg Mercury 200.59	81 Tl Thallium 204.38	82 Pb Lead 207.20	83 Bi Bismuth 208.98	84 Po Polonium [208.98]	85 At Astatine 209.98	86 Rn Radon 222.02
87 Fr Francium 223.02	88 Ra Radium 226.03	89-103 Actinides	104 Rf Rutherfordium [261]	105 Db Dubnium [262]	106 Sg Seaborgium [266]	107 Bh Bohrium [264]	108 Hs Hassium [269]	109 Mt Meitnerium [278]	110 Ds Darmstadtium [281]	111 Rg Roentgenium [280]	112 Cn Copernicium [285]	113 Nh Nihonium [286]	114 Fl Flerovium [289]	115 Mc Moscovium [289]	116 Lv Livermorium [293]	117 Ts Tennessine [294]	118 Og Oganesson [294]
57 La Lanthanum 138.91	58 Ce Cerium 140.12	59 Pr Praseodymium 140.91	60 Nd Neodymium 144.24	61 Pm Promethium 144.91	62 Sm Samarium 150.36	63 Eu Europium 151.96	64 Gd Gadolinium 157.25	65 Tb Terbium 158.93	66 Dy Dysprosium 162.50	67 Ho Holmium 164.93	68 Er Erbium 167.26	69 Tm Thulium 168.93	70 Yb Ytterbium 173.06	71 Lu Lutetium 174.97			
89 Ac Actinium 227.03	90 Th Thorium 232.04	91 Pa Protactinium 231.04	92 U Uranium 238.03	93 Np Neptunium 237.05	94 Pu Plutonium 244.06	95 Am Americium 243.06	96 Cm Curium 247.07	97 Bk Berkelium 247.07	98 Cf Californium 251.08	99 Es Einsteinium [254]	100 Fm Fermium 257.10	101 Md Mendelevium 258.10	102 No Nobelium 259.10	103 Lr Lawrencium [262]			

Alkali Metal

Alkaline Earth

Transition Metal

Basic Metal

Metalloid

Nonmetal

Halogen

Noble Gas

Lanthanide

Actinide

Οξοοξέα H-O-Y-

- Εάν το Y έχει υψηλή ηλεκτραρνητικότητα, τότε η ένωση είναι οξύ, π.χ. H_2SO_4 .
- Εάν το Y έχει χαμηλή ηλεκτραρνητικότητα τότε η ένωση είναι βάση, π.χ. $\text{Ca}(\text{OH})_2$.
- Εάν το Y έχει ενδιάμεση ηλεκτραρνητικότητα τότε η ένωση είναι επαμφοτερίζουσα π.χ. $\text{Al}(\text{OH})_3$.

Μοριακή δομή και ισχύς οξέων: οξοοξέα H-O-Y-

Το όξινο άτομο H είναι συνδεδεμένο πάντα με άτομο O και το άτομο O είναι συνδεδεμένο με άτομο Y.

Πρωταρχικό ρόλο παίζει η πολικότητα των δεσμών. Όσο πιο ηλεκτραρνητικό το Y τόσο πιο πολικοί οι δεσμοί.

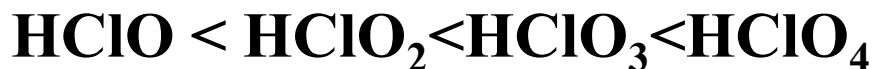
A. H-O-Y

Y μεγάλης ηλεκτραρνητικότητας $\Rightarrow$ δεσμός H-Y αρκετά πολωμένος και η όξινη ισχύς είναι μεγάλη.

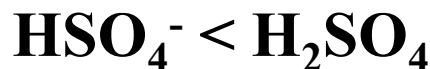


B. (HO)_mYO_n

Η όξινη ισχύς αυξάνεται με το n δηλαδή με τον αριθμό ατόμων O που συνδέονται με το Y, (με εξαίρεση αυτά των ομάδων OH)



C. Η όξινη ισχύς πολυπρωτικού οξέος και των ανιόντων του ελαττώνεται όταν αυξάνεται το αρνητικό φορτίο, (το αρνητικό φορτίο έχει την τάση να έλκει τα πρωτόνια)



Οξείδια

- Τα μεταλλικά οξείδια είναι βάσεις, για παράδειγμα το CaO .
- Τα οξείδια των αμετάλλων είναι συνήθως όξινα όπως για παράδειγμα το SO_3 .
- Τα ενδιάμεσα είναι επαμφοτερίζοντα.

Αυτοϊοντισμός του νερού



$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

Σταθερά γινομένου ιόντων
του νερού

$$K_w = 1 \times 10^{-14} \text{ στους } 25^\circ\text{C}$$

Διαλύματα ισχυρών οξέων και βάσεων

Σε τέτοιου είδους διαλύματα, αγνοούμε τον αυτοϊοντισμό του νερού, διότι αυτός θεωρείται αμελητέος.

Π.χ υπολογισμός συγκεντρώσεων ιόντων υδρονίου και υδροξειδίου στους 25°C για: α) διάλυμα HNO_3 0,15 M, β) διάλυμα $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 0,010 M

α) κάθε mole HNO_3 παρέχει 1 mole H_3O^+ . Άρα $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,15 \text{ M}$ και $[\text{OH}^-] = (1,0 \times 10^{-14}) / 0,15 = 6,7 \times 10^{-14}$

β) $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$ Άρα $[\text{OH}^-] = 0,020$ και $[\text{H}_3\text{O}^+] = (1,0 \times 10^{-14}) / 0,020 = 5,0 \times 10^{-13}$

Όξινα
διαλύματα

- $[\text{H}_3\text{O}^+] > 1,0 \times 10^{-7} \text{ M}$

Ουδέτερα
διαλύματα

- $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ M}$

Βασικά
διαλύματα

- $[\text{H}_3\text{O}^+] < 1,0 \times 10^{-7} \text{ M}$

pH

- $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$
- $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$
- Στους 25°C

Στους 25°C

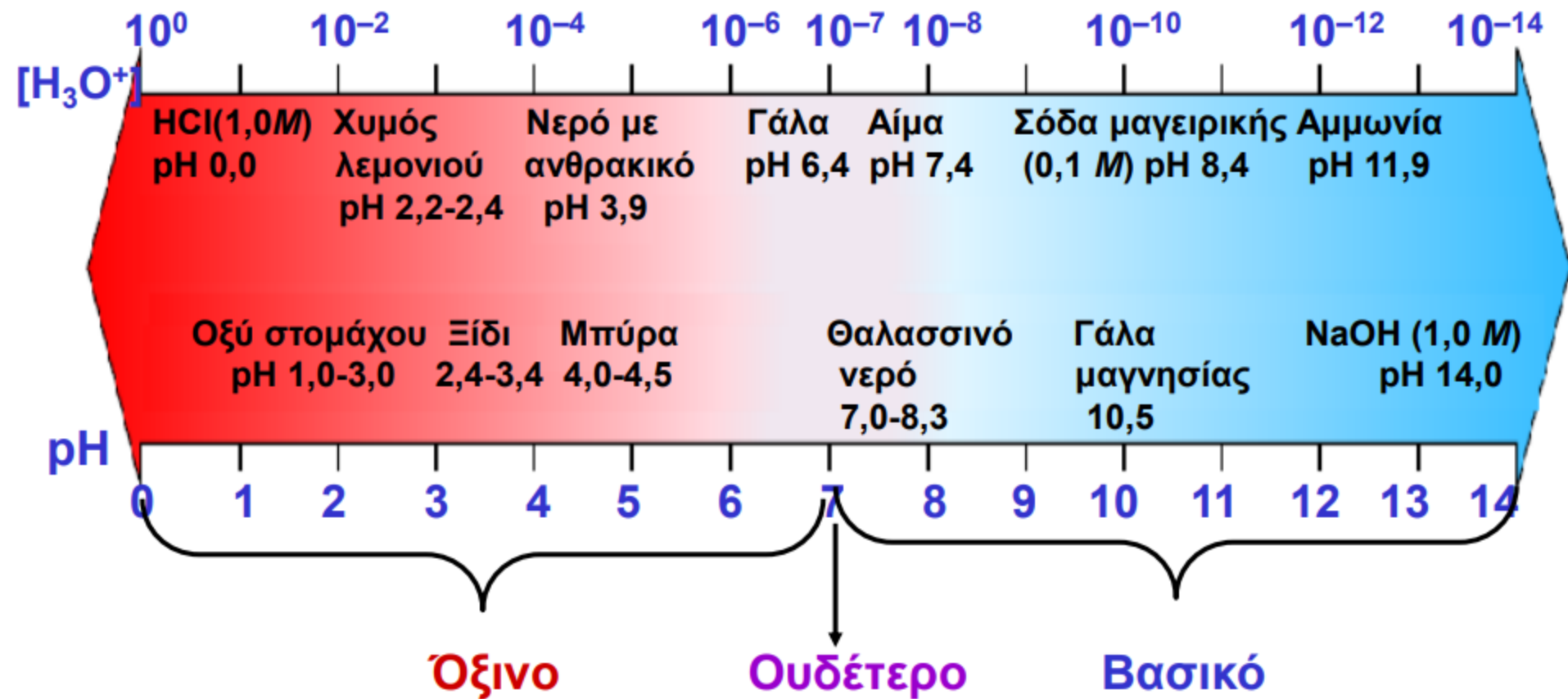
$$\Delta G^\circ_{\text{R}} = (0) + (-157,2) - (-237,14) = 79,94$$

$$\log K_{\text{w}} = -79,94 / 5,708 = -14$$

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

$$[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

- Τα διαλύματα ανάλογα με το pH τους διακρίνονται σε :
 - Ουδέτερα $\text{pH}=7$
 - Όξινα $\text{pH}<7$
 - Βασικά ή αλκαλικά $\text{pH}>7$



ΣΥΓΧΡΟΝΗ ΓΕΝΙΚΗ ΧΗΜΕΙΑ Ebbing Gammon, 10^η Διεθνής Έκδοση

Προσδιορισμός pH

Ενδεικτικό ηλεκτρόδιο:
Υάλου (το πιο σύνηθες)
ή τύπου ISFET

1. Ηλεκτρομετρικά (Η μέθοδος βασίζεται στις αρχές της ηλεκτροχημείας).

Τα πεχάμετρα είναι εφοδιασμένα με δύο ηλεκτρόδια που βυθίζονται στο διάλυμα του οποίου το pH θέλουμε να μετρήσουμε.

Η μέτρηση αυτή πραγματοποιείται με τη βοήθεια ενός ηλεκτροδίου αναφοράς, (καλομέλανα συνήθως) και ενός άλλου ενδεικτικού ηλεκτροδίου.

Το δυναμικό του ενδεικτικού ηλεκτροδίου εξαρτάται από την ενεργότητα των ιόντων υδρογόνου στο διάλυμα.

Η διαφορά δυναμικού των δύο ηλεκτροδίων, μεταφράζεται από το πεχάμετρο σε τιμή pH.

Πεχάμετρο



<https://el.wikipedia.org>

2. Χρωματομετρικά: Δείκτες οξέων - βάσεων

Είναι ασθενή οξέα ή ασθενείς βάσεις, των οποίων η αδιάστατη μορφή έχει άλλο χρώμα από τη δισταμένη, (η όξινη μορφή του δείκτη έχει άλλο χρώμα από τη βασική μορφή του δείκτη).

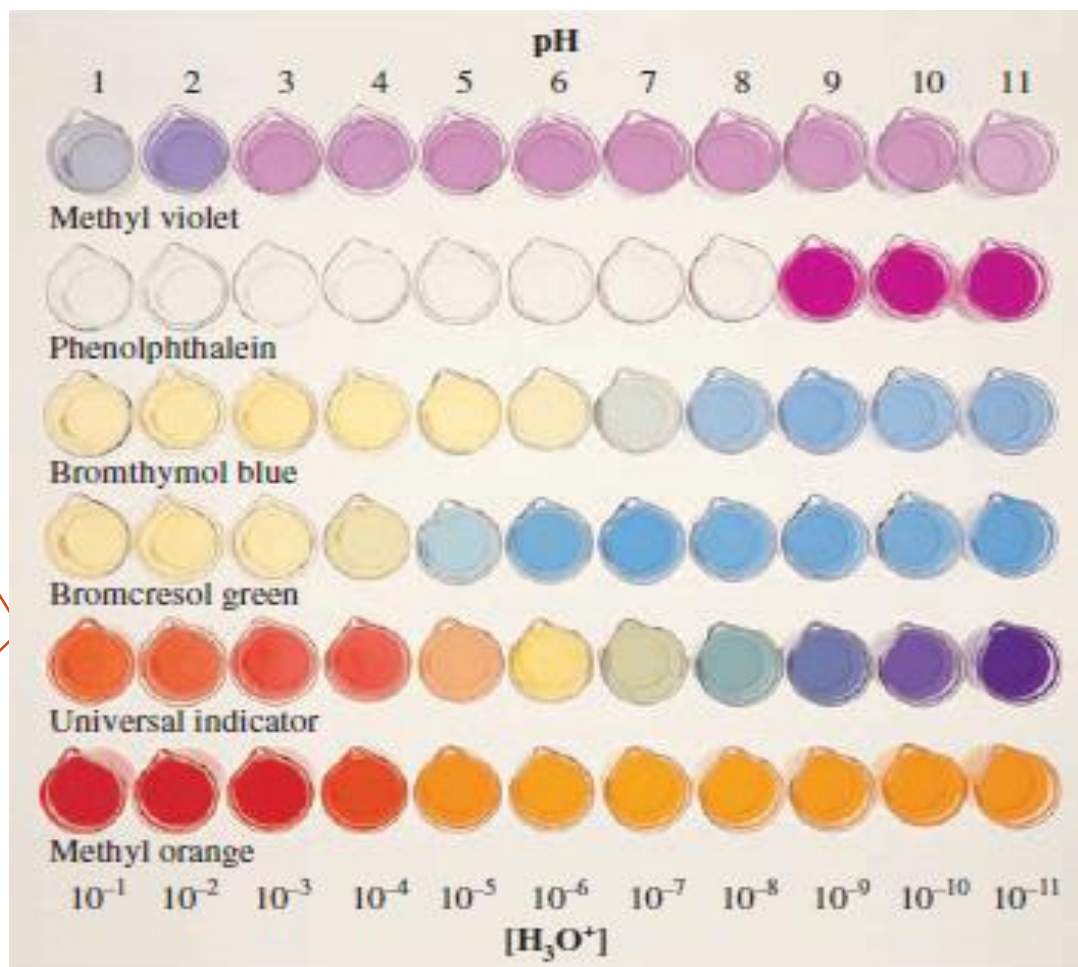
ΠΙΝΑΚΑΣ 3.3 Κυριότεροι δείκτες και περιοχή pH αλλαγής χρώματος

Όνομα δείκτη	Περιοχή pH για αλλαγή χρώματος										
	0	2	4	6	8	10	12				
Ιώδες μεθυλίου	κίτρινο  ιώδες										
Κυανό θυμόλης (όξινη περιοχή)	κόκκινο  κίτρινο										
Κυανό βρωμοφαινόλης	κίτρινο  μπλε										
Πορτοκαλί μεθυλίου	κόκκινο  κίτρινο										
Βρωμοκρεζόλη	κίτρινο  μπλε										
Κόκκινο μεθυλίου	κόκκινο  κίτρινο										
Κυανό βρωμοθυμόλης	κίτρινο  μπλε										
Κυανό θυμόλης (βασική περιοχή)	κίτρινο  μπλε										
Φαινολοφθαλεΐνη	άχρωμο  ροζ										
Κίτρινο αλιζαρίνης	κίτρινο  κόκκινο										

ΣΥΓΧΡΟΝΗ ΓΕΝΙΚΗ ΧΗΜΕΙΑ Ebbing Gammon, 10^η Διεθνής Έκδοση

ΣΥΓΧΡΟΝΗ ΓΕΝΙΚΗ ΧΗΜΕΙΑ Ebbing Gammon, 10^η Διεθνής Έκδοση

Δείκτες οξέων-
βάσεων σε
διαλύματα που
διαφέρουν ως
προς τη
συγκέντρωση
ιόντων υδρονίου.



General Chemistry Ebbing Gammon, 9th Edition

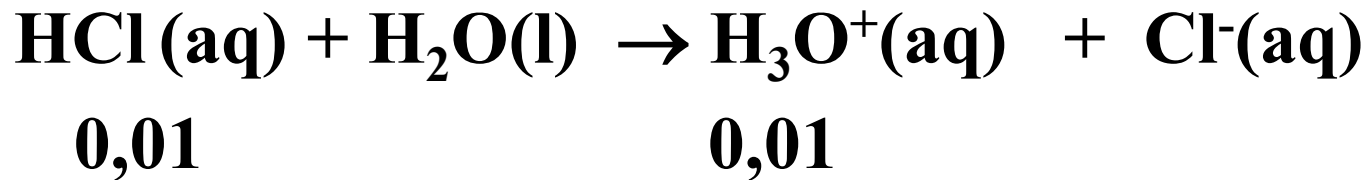
Πεχαμετρικά χαρτιά

- Είναι ειδικά απορροφητικά χαρτιά εμποτισμένα σε μείγμα δεικτών.
- Αλλάζουν χρώμα ανάλογα με το pH του διαλύματος με το οποίο θα διαβραχούν.



Παραδείγματα

1. Έστω υδατικό διάλυμα HCl 0,01M. Ποιο το pH του διαλύματος;



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,01 = 10^{-2}$$

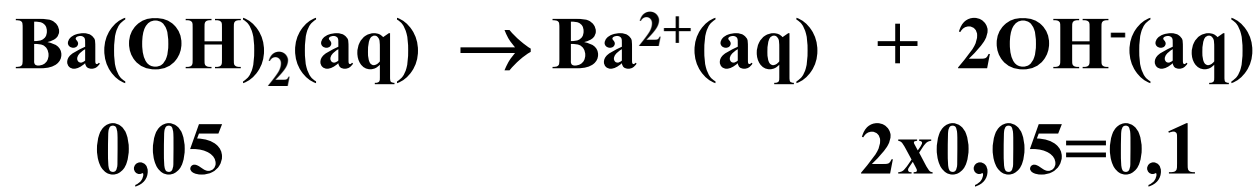
$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(10^{-2}) = -(-2) = 2$$

2. Έστω υδατικό διάλυμα HCl με pH =2. Ποια η γραμμομοριακή συγκέντρωση του διαλύματος;

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \quad \text{άρα} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} = 0,01$$

Επομένως η γραμμομοριακή συγκέντρωση του διαλύματος είναι 0,01 M.

3. Έστω υδατικό διάλυμα Ba(OH)_2 0,05M. Ποιο το pH του διαλύματος;



$$[\text{OH}^-] = 2 \times 0,05 = 10^{-1}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(10^{-1}) = -(-1) = 1 \text{ άρα } \text{pH} = 13$$

4. Έστω υδατικό διάλυμα NaOH με $\text{pH}=10$. Ποια η γραμμομοριακή συγκέντρωση του διαλύματος;

$$\text{pH} = 10 \text{ άρα } \text{pOH}=4 \text{ και } [\text{OH}^-]=10^{-4}$$

Συνεπώς $[\text{NaOH}]=0,0001$ και η γραμμομοριακή συγκέντρωση του διαλύματος είναι 0,0001 M.

Καμπύλες ογκομέτρησης οξέος - βάσης

- **Ογκομέτρηση οξέος-βάσης:**

Η διαδικασία προσδιορισμού της συγκέντρωσης οξέος ή βάσης, η οποία βασίζεται στη μέτρηση του όγκου βάσης ή οξέος γνωστής συγκέντρωσης, (πρότυπου διαλύματος) που απαιτείται για την πλήρη αντίδραση οξέος – βάσης.

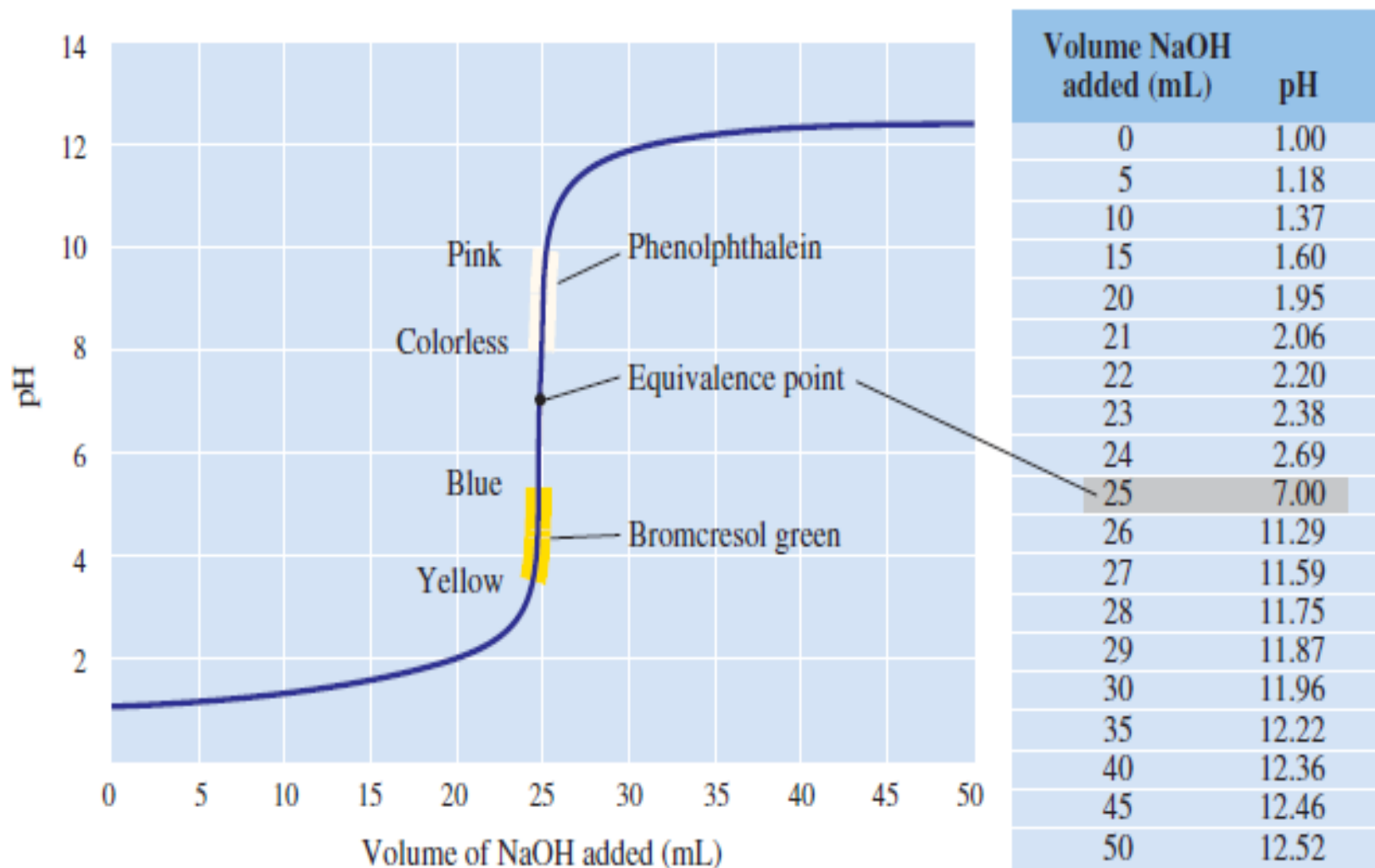
- **Καμπύλη ογκομέτρησης οξέος – βάσης:**

Η γραφική παράσταση του pH διαλύματος οξέος ή βάσης σε συνάρτηση με τον όγκο της βάσης ή του οξέος που προστίθεται.

- **Ισοδύναμο σημείο:**

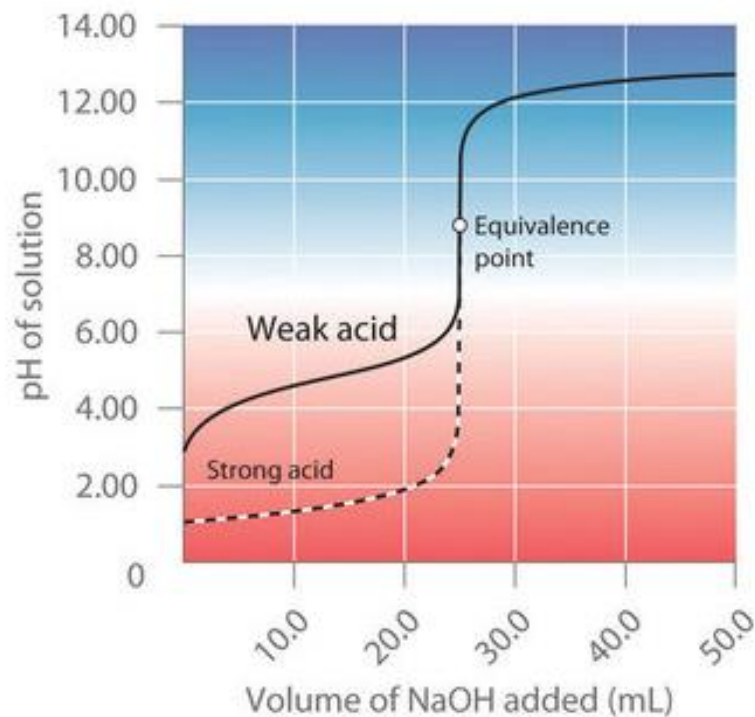
Το σημείο της ογκομέτρησης κατά το οποίο έχει προστεθεί η στοιχειομετρική ποσότητα αντιδρώντος.

Καμπύλη ογκομέτρησης ισχυρού οξέος, (HCl) με ισχυρή βάση (NaOH)

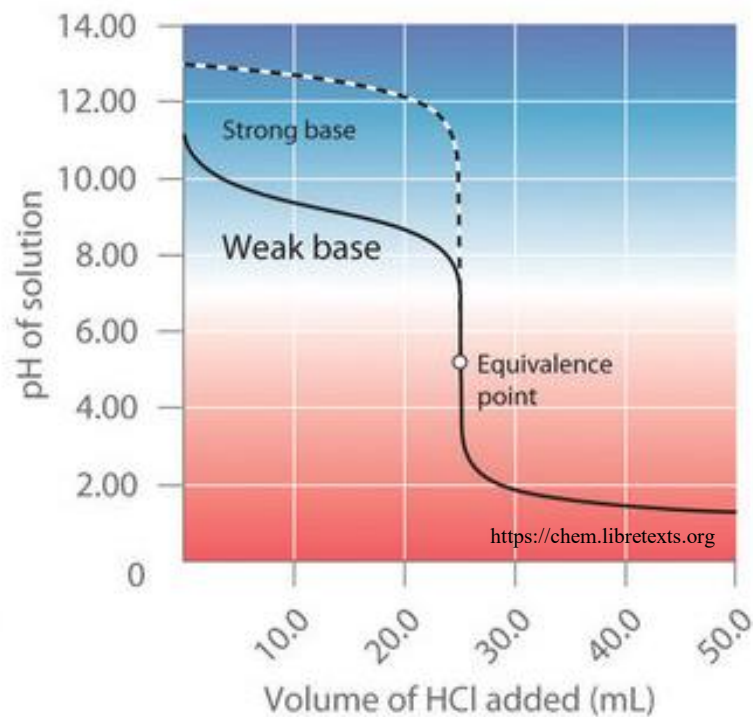


General Chemistry Ebbing Gammon, 9th Edition

Καμπύλες ογκομέτρησης ασθενών οξέων - βάσεων

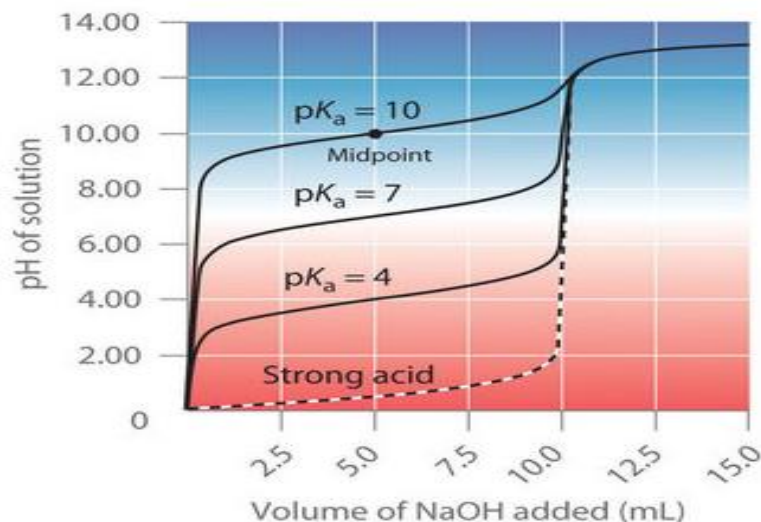


(a) Weak acid titrated with strong base

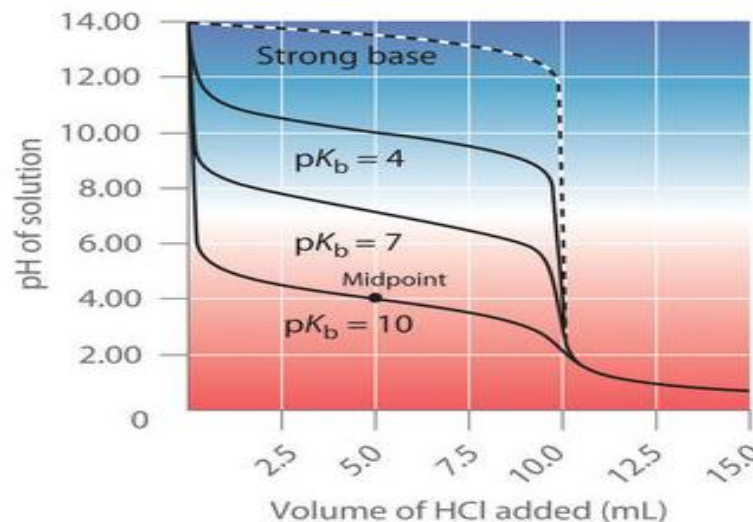


(b) Weak base titrated with strong acid

Καμπύλες ογκομέτρησης α) ασθενών οξέων με ισχυρή βάση, β) ασθενών βάσεων με ισχυρό οξύ

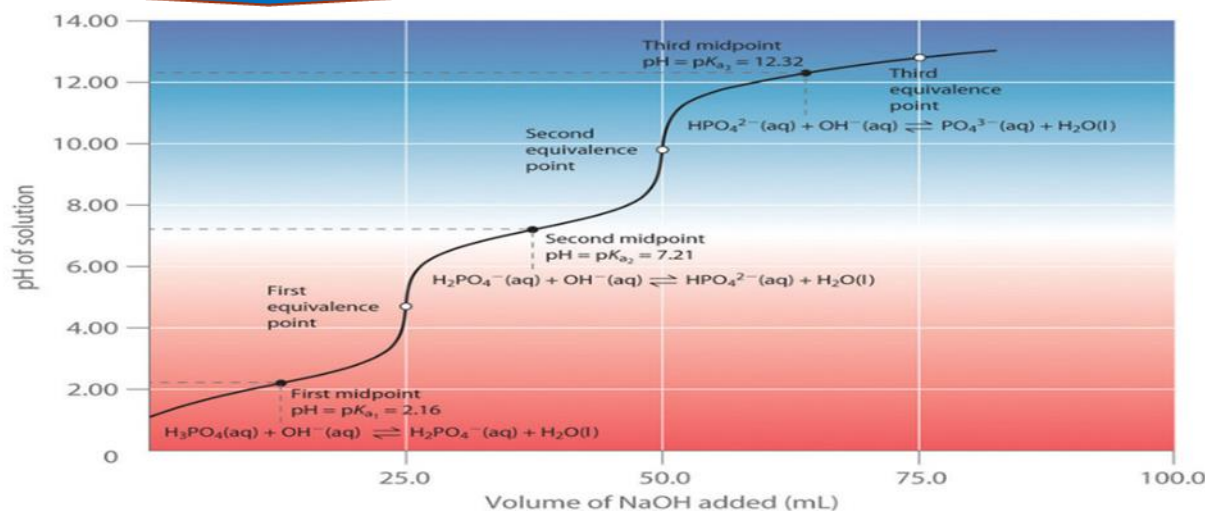


(a) Weak acids titrated with strong base



(b) Weak bases titrated with strong acid

Καμπύλη ογκομέτρησης πολυπρωτικού οξέος



Βιβλιογραφία

- ΣΥΓΧΡΟΝΗ ΓΕΝΙΚΗ ΧΗΜΕΙΑ (10η Διεθνής Έκδοση), Κωδικός Βιβλίου στον Εύδοξο: 41964283, Έκδοση: 1η/2014, Συγγραφείς: Darrell Ebbing, Steven Gammon, ISBN: 978-618-5061-02-9, Τύπος: Σύγγραμμα, Διαθέτης (Εκδότης): ΤΡΑΥΛΟΣ & ΣΙΑ ΟΕ
- Εισαγωγή στην ανόργανη και γενική Χημεία, Κωδικός βιβλίου στον Εύδοξο: 68407230, Έκδοση: 2^η έκδοση/2014, Συγγραφείς: Νικόλαος Χατζηλιάδης, ISBN: 9789609322072, Τύπος: Σύγγραμμα, Διαθέτης (Εκδότης): UNIBOOKS, ΙΚΕ.
- Γενική Χημεία, 13^η έκδοση, Κωδικός Βιβλίου στον Εύδοξο: 50655974, Έκδοση: 13^η/2015, Συγγραφείς: Brown T. - LeMay E. - Burste B. - Murphy C. - Woodward P. - Stoltzfus M., ISBN: 978-960-418-515-3, Τύπος: Σύγγραμμα, Διαθέτης (Εκδότης): ΕΚΔΟΣΕΙΣ Α. ΤΖΙΟΛΑ & ΥΙΟΙ Α.Ε.
- Γενική και Ανόργανη Χημεία, Κωδικός Βιβλίου στον Εύδοξο: 22766911, Έκδοση: 1^η έκδ./2012, Συγγραφείς: Λάλια - Καντούρη Μαρία, Παπαστεφάνου Στέργιος, ISBN: 978-960-456-335-7, Τύπος: Σύγγραμμα, Διαθέτης (Εκδότης): Ζήτη Πελαγία & Σια Ι.Κ.Ε.
- <https://chem.libretexts.org>
- <https://www.britannica.com/science/>
- www.wikipedia.gr
- <https://www.thoughtco.com/acids-and-bases-titration-curves-603656>