



ΕΛΛΗΝΙΚΗ ΔΗΜΟΚΡΑΤΙΑ  
Εθνικόν και Καποδιστριακόν  
Πανεπιστήμιον Αθηνών

# Περιβαλλοντική Γεωχημεία

Ενότητα 1: Βασικές αρχές και γνώσεις υποβάθρου

Αριάδνη Αργυράκη

Σχολή Θετικών Επιστημών

Τμήμα Γεωλογίας και Γεωπεριβάλλοντος

# Βασικές αρχές και γνώσεις υποβάθρου

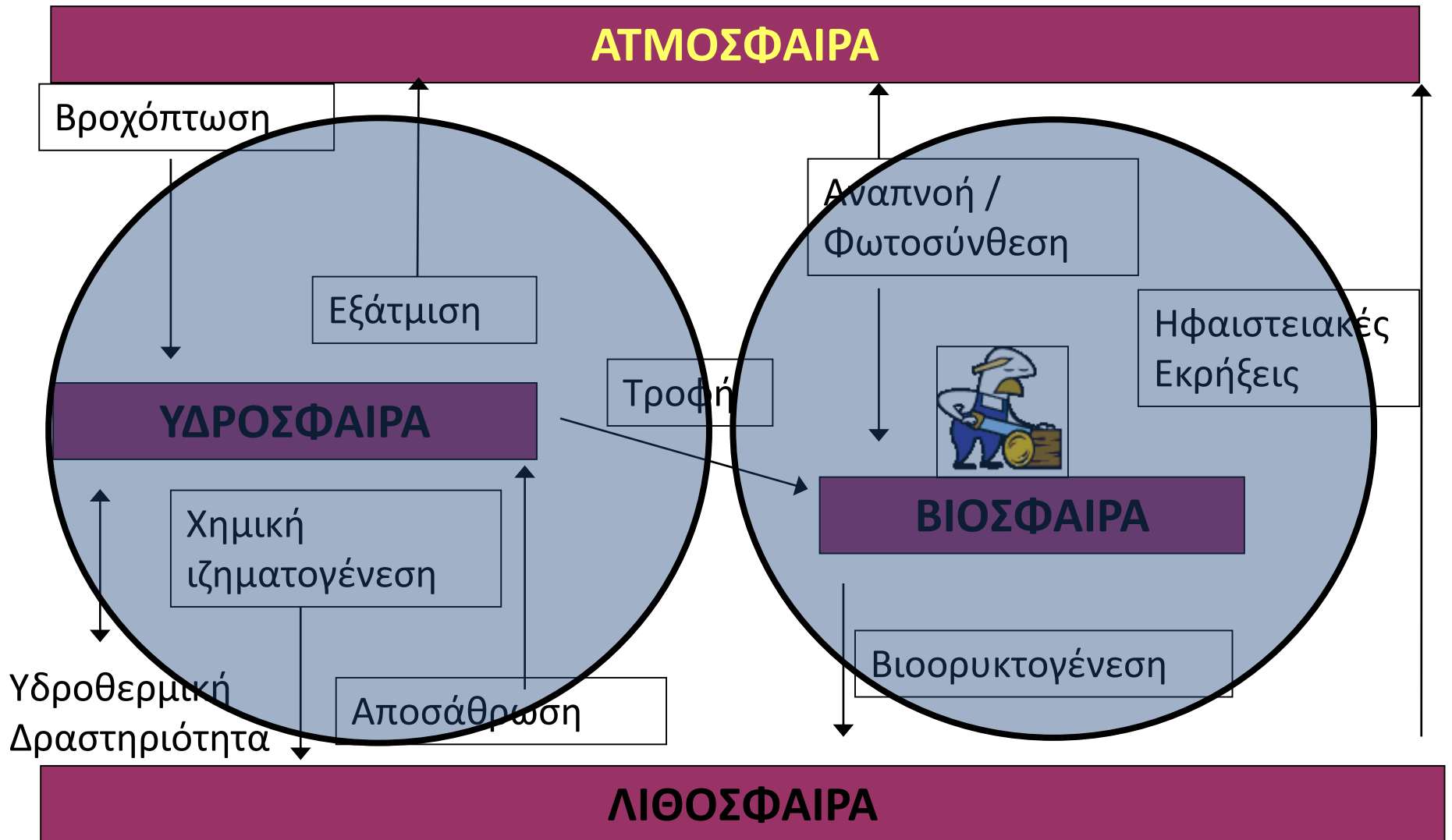
Γεωχημεία Υδατικών Διαλυμάτων

# Περιεχόμενα ενότητας

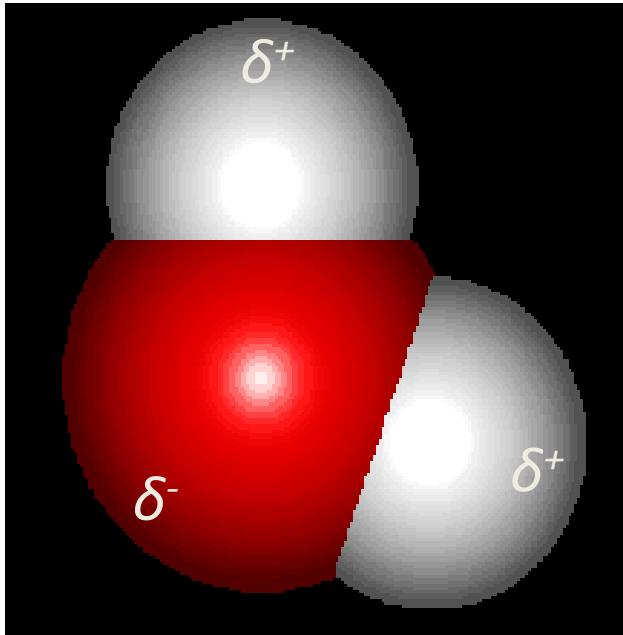
1. Βασικές έννοιες χημικής ισορροπίας υδατικών διαλυμάτων
2. Παράγοντες ελέγχου διαλυτότητας υλικών της γεώσφαιρας- σημασία του pH
3. Είδη του άνθρακα στην υδρόσφαιρα
4. Σημασία του Eh



# ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

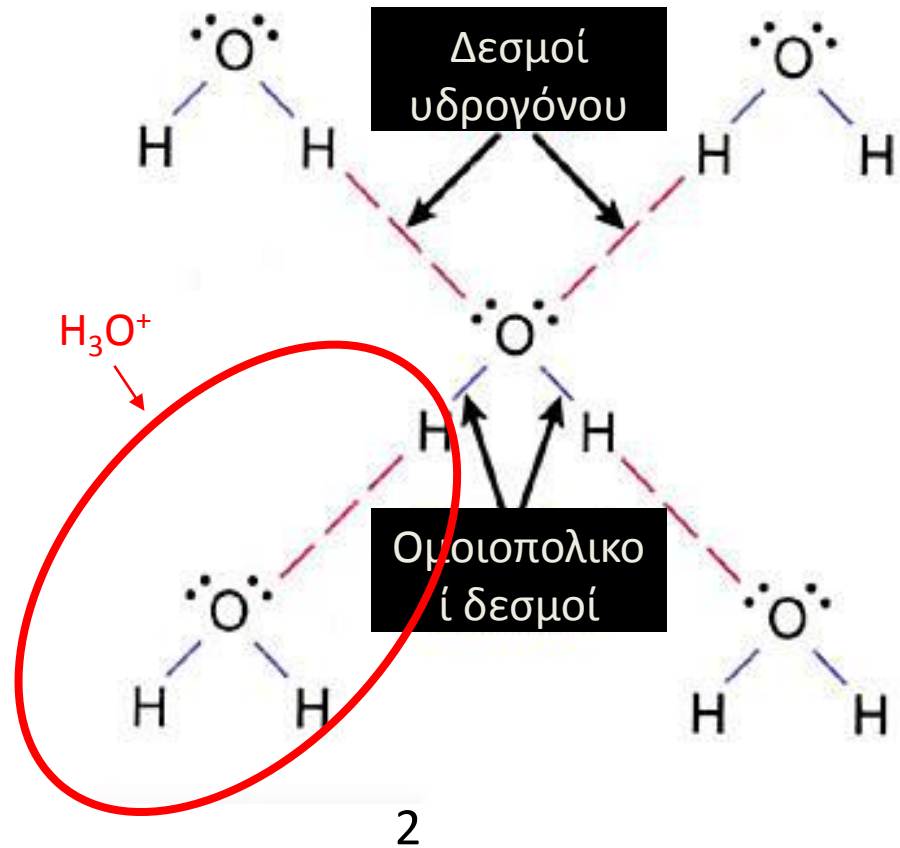


# ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ – ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ ΤΟΥ ΝΕΡΟΥ



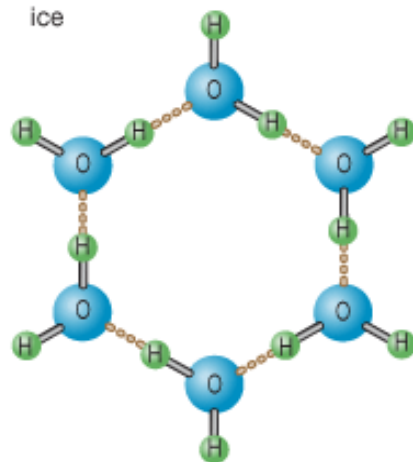
Διαφορά ηλεκτραρνητικότητας  
H & O → Διπολικά μόρια →  
Δεσμοί υδρογόνου → Διαλυτική  
ικανότητα νερού

Eby, σελ. 23-25

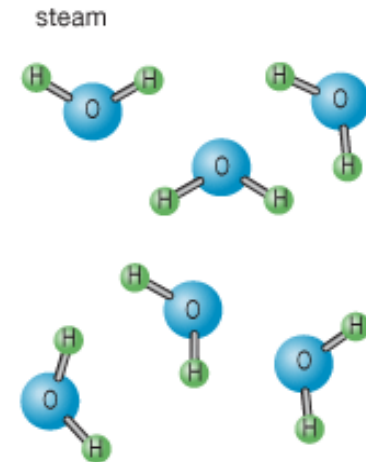
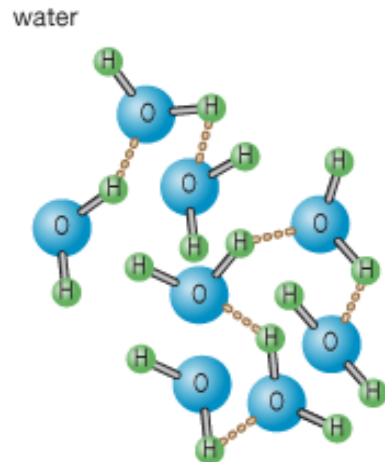


# ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ – ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ ΤΟΥ ΝΕΡΟΥ

## The physical states of water



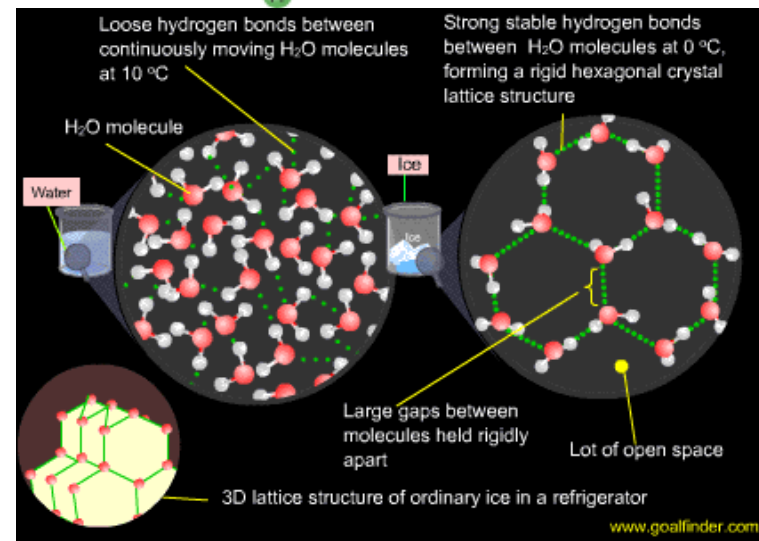
© 2010 Encyclopædia Britannica, Inc.



Ελάττωση πυκνότητας νερού με στερεοποίηση σε πάγο.

Πάγος: 24 μόρια νερού  
Υγρό νερό: 27 μόρια νερού  
Καταλαμβάνουν τον ίδιο όγκο

4



# ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ ΤΟΥ ΝΕΡΟΥ

Ιδιότητα	Σύγκριση με άλλες ουσίες
Θερμοχωρητικότητα	Η υψηλότερη από όλα τα κοινά υγρά (εκτός αμμωνίας) και στερεά – 1cal/g οC
Λανθάνουσα θερμότητα τήξης	Η υψηλότερη από όλα τα κοινά υγρά (εκτός αμμωνίας) και στερεά
Λανθάνουσα θερμότητα εξάτμισης	Η υψηλότερη από όλες τις κοινές ουσίες
Διαλυτική ικανότητα	Διαλύει τις περισσότερες ουσίες (ιδιαίτερα τις ιοντικές ενώσεις) σε μεγαλύτερη ποσότητα από κάθε άλλο κοινό υγρό

[Π1] *ΕΒΥ, 2004, σελ. 23*



# ΙΔΙΟΤΗΤΕΣ ΤΟΥ ΝΕΡΟΥ

Ιδιότητα	Σύγκριση με άλλες ουσίες
Διαφάνεια	Υψηλή για το ορατό φως
Φυσική κατάσταση	Η μόνη ουσία που απαντά και στις 3 φάσεις σε επιφανειακές συνθήκες
Επιφανειακή τάση	Η υψηλότερη από όλα τα κοινά υγρά
Θερμική αγωγιμότητα	Η υψηλότερη από όλα τα κοινά υγρά
Ιξώδες	Σχετικά χαμηλό

[Π2] ΕΒΥ, 2004, σελ. 23





# ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ - ΟΞΕΑ

- Ουσίες που περιέχουν H το οποίο μπορούν να αποβάλουν ως  $H^+$
- «Πρωτονιοδότες» κατά Bronsted-Lowry
- «Ηλεκτρονιοδέκτες» κατά Lewis
- π.χ.  $HCl + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + Cl^-$
- Εύκολη αποβολή  $H^+ \rightarrow$  Ισχυρό οξύ
- Δύσκολη αποβολή  $H^+ \rightarrow$  Ασθενές οξύ



# ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ - ΒΑΣΕΙΣ

- Ουσίες που μπορούν να δέχονται στο μόριό τους  $H^+$
- «Πρωτονιοδέκτες» κατά Bronsted-Lowry
- «Ηλεκτρονιοδότες» κατά Lewis
- π.χ.  $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$
- Εύκολη αποδοχή  $H^+ \rightarrow$  Ισχυρή βάση
- Δύσκολη αποδοχή  $H^+ \rightarrow$  Ασθενής βάση



# ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ - ΣΤΑΘΕΡΑ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑΣ ΧΗΜΙΚΗΣ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ

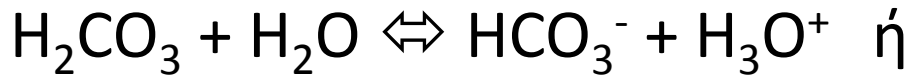


Στην κατάσταση ισορροπίας της αντίδρασης, η σταθερά ισορροπίας  $K_c$  συνδέει τις ενεργότητες (συγκεντρώσεις) των ουσιών που μετέχουν στην αντίδραση.

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$



# ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ - ΣΤΑΘΕΡΑ ΔΙΑΣΤΑΣΗΣ ΟΞΕΟΣ



$$K_a = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{CO}_3][\text{H}_2\text{O}]} \quad \text{ή} \quad K_a = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{H}^+]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$$

$\gg K_a \rightarrow$  Ισχυρό οξύ,  $\ll K_a \rightarrow$  Ασθενές οξύ

$$pK_a = -\log K_a \quad (\text{Προσοχή! } \ll pK_a \rightarrow \text{ισχυρό οξύ})$$

Ανάλογα ορίζεται η σταθερά διάστασης βάσης  $K_b$



# $pK_a$ ΟΞΕΩΝ ΠΕΡΙΒΑΛΛΟΝΤΙΚΗΣ ΣΗΜΑΣΙΑΣ

ΟΞΥ	ΤΥΠΟΣ	$pK_{a1}$	$pK_{a2}$	$pK_{a3}$	<u>Ισχυρό</u>
Υδροχλωρικό	HCl	-3			↓ <u>Ασθενές</u>
Θεικό	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	-3	1.99		
Νιτρικό	HNO <sub>3</sub>	0			
Οξαλικό	H <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	1.2	4.2		
Φωσφορικό	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	2.15	7.20	12.35	
Υδροφθορικό	HF	3.18			
Μυρμηκικό	HCOOH	3.75			
Οξικό	CH <sub>3</sub> COOH	4.76			
Ανθρακικό	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	6.35	10.33		
Βορικό	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	9.27	>14		
Πυριτικό	H <sub>4</sub> SiO <sub>4</sub>	9.83	13.17		



# ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ – pH



Στους 25°C

$$K_w = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

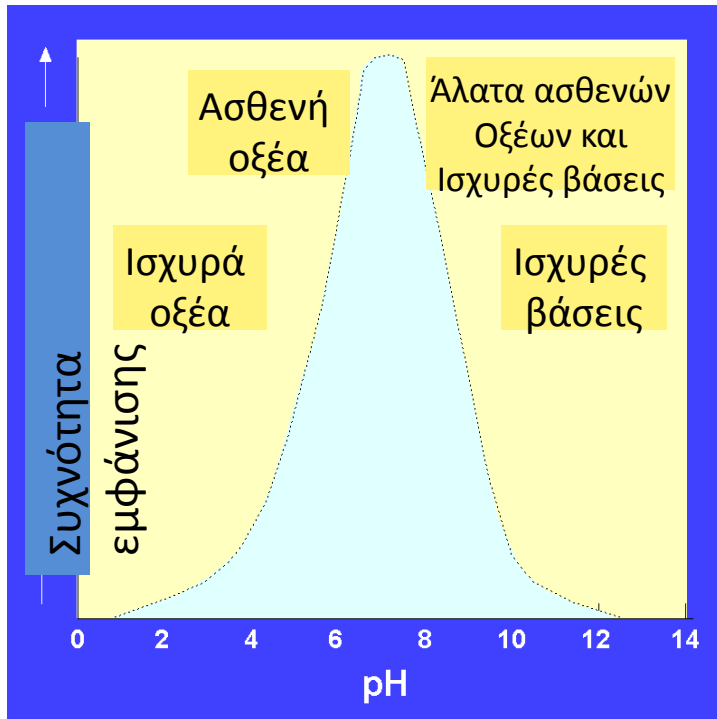
$$\Delta G_R = (0) + (-157.2) - (-237.14) = 79.94$$
$$\log K_w = -79.94 / 5.708 = -14$$

$$pK_w = -\log K_w = -\log[H^+] - \log[OH^-] =$$
$$pH + pOH = 14$$

- pH = pOH = 7 → Ουδέτερο διάλυμα
- pH < 7 → Όξινο διάλυμα
- pH > 7 → Αλκαλικό διάλυμα
- pH φυσικών νερών → 4 – 10 (ρυθμίζεται μέσω αντιδράσεων συστατικών της λιθόσφαιρας- υδρόσφαιρας- ατμόσφαιρας)



# pH ΦΥΣΙΚΩΝ ΝΕΡΩΝ



Ισχυρά οξέα: Νιτρικό από οξείδωση  $\text{NO}_x$  που παράγονται κατά τη καύση (όξινη βροχή)  
Θειικό από οξείδωση σουλφιδίων και καύση ορυκτών ανθράκων (όξινη βροχή)

Ασθενή οξέα: Ανθρακικό οξύ, πυριτικό οξύ και διάφορα οργανικά οξέα.

Ανθρωπογενούς προέλευσης (οξικό οξύ σε ΧΥΤΑ και μυρμηκικό με υδρογονάνθρακες

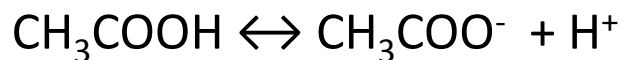
Νερά σε ισορροπία με το ατμοσφαιρικό  $\text{CO}_2$  έχουν  $\text{pH} \sim 5.7$  (διάσταση ανθρακικού οξέος)

Ορυκτά = άλατα ασθενών οξέων με ισχυρές βάσεις (π.χ.  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{CaAl}_2\text{SiO}_8$ )

# ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑ ΔΙΑΣΤΑΣΗΣ ΑΣΘΕΝΟΥΣ ΟΞΕΟΣ

Υπολογισμός συγκέντρωσης  $H^+$  σε διάλυμα 0.1 mol  $CH_3COOH$  σε 1 L νερού:

Ασθενές οξύ  $\rightarrow$  μόνο μικρή ποσότητα του διαλυμένου οξέος δίσταται, έστω  $x$



0.1 -  $x$  mol       $x$  mol       $x$  mol      έχουμε μετά τη διάσταση στο διάλυμα

$$K_a = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{[x][x]}{[0.1-x]} = \frac{[x]^2}{[10^{-1}-x]} = 10^{-4.76} \Leftrightarrow$$

$$x^2 + 10^{-4.76}x - 10^{-5.76} = 0$$

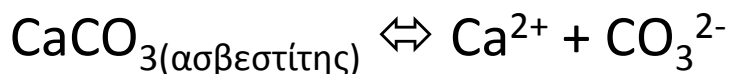
$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} = 1.32 \times 10^{-3}$$





# ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ – Γινόμενο διαλυτότητας

Η σταθερά ισορροπίας για αντίδραση μεταξύ ενός στερεού (ορυκτού) και του κορεσμένου διαλύματός του (δηλαδή στο σημείο όπου το στερεό παύει να διαλύεται), π.χ.:



$$K_{sp} = \frac{[\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{CaCO}_3]} = [\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}] = 4.5 \times 10^{-9} \text{ στους } 25^\circ\text{C}$$

$$pK_{sp} = -\log K_{sp} = 8.3$$

Προσοχή στη στοιχειομετρία της αντίδρασης για τους υπολογισμούς



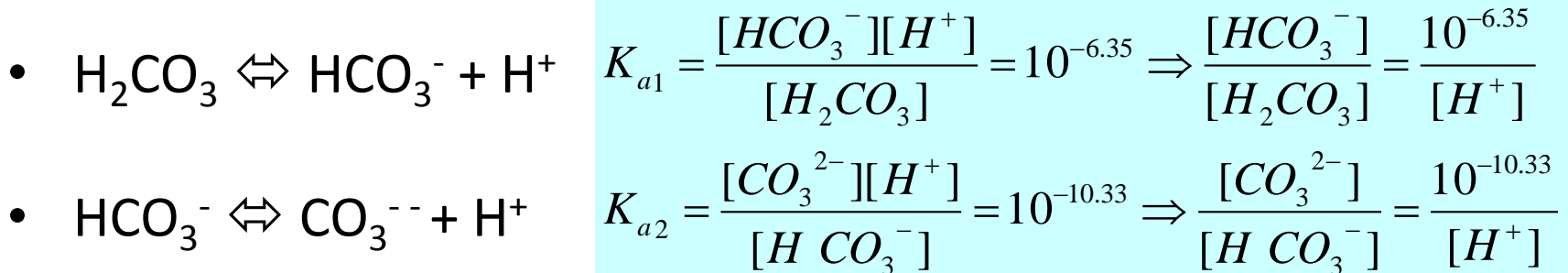
# $pK_{sp}$ επιλεγμένων ορυκτών ενώσεων στους 25°C

ΤΥΠΟΣ	$pK_{sp}$	ΤΥΠΟΣ	$pK_{sp}$
<b>Αλογονούχα</b>		<b>Ανθρακικά</b>	
PbCl <sub>2</sub>	4.8	CaCO <sub>3</sub>	8.3
BaF <sub>2</sub>	5.8	BaCO <sub>3</sub>	8.3
CuCl	6.7	FeCO <sub>3</sub>	10.7
AgCl	9.7	MgCO <sub>3</sub>	6.5
CaF <sub>2</sub>	10.4	<b>Θειούχα</b>	
<b>Θειικά</b>		PbS	27.5
BaSO <sub>4</sub>	10.0	HgS	53.3
CaSO <sub>4</sub>	4.5	ZnS	24.7
PbSO <sub>4</sub>	7.8	<b>Φωσφορικά</b>	
SrSO <sub>4</sub>	6.5	Ca <sub>5</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> F	60.4

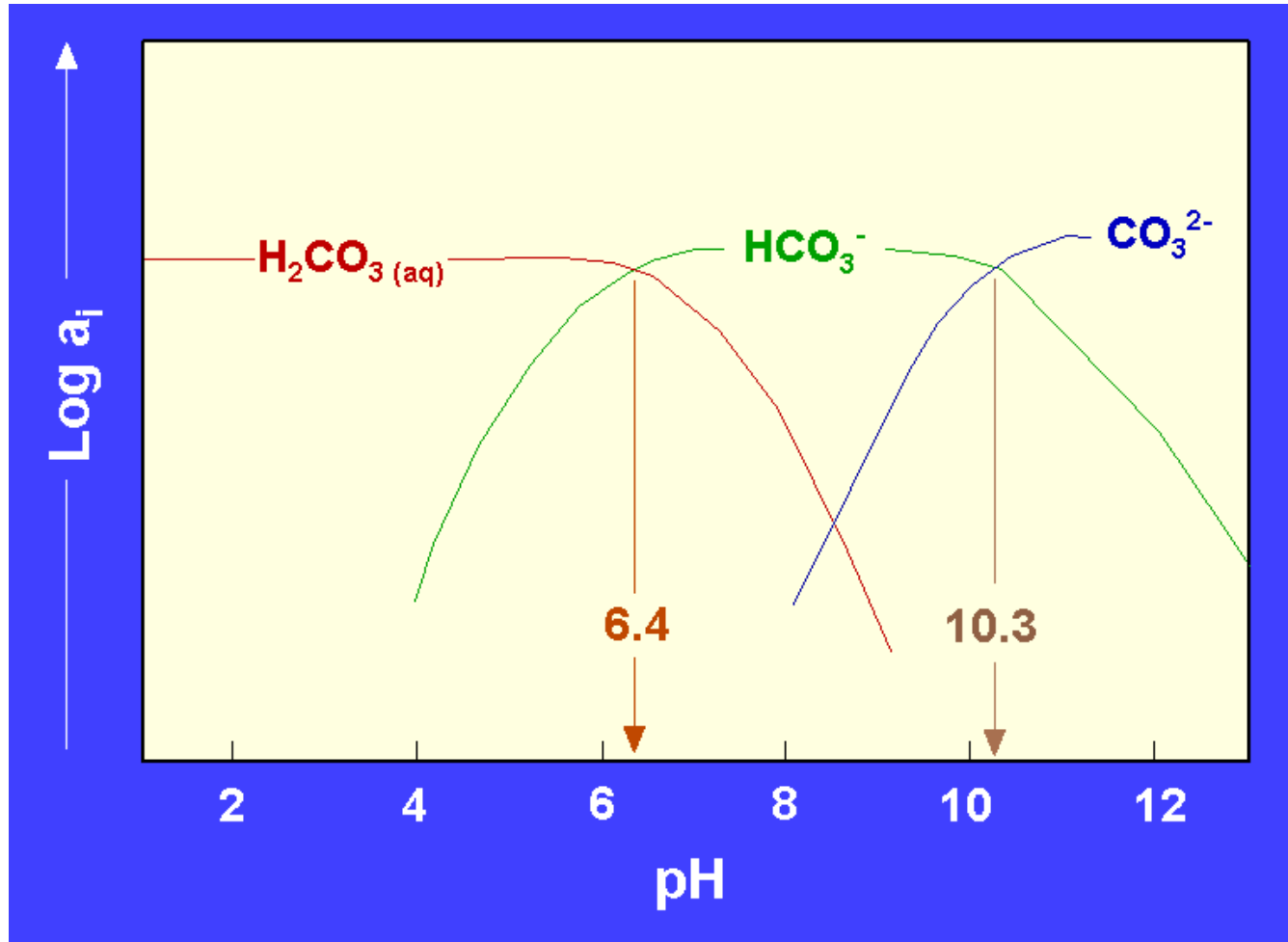


# ΤΟ ΣΥΣΤΗΜΑ ΤΟΥ ΑΝΘΡΑΚΙΚΟΥ ΟΞΕΟΣ

- Ανθρακικό οξύ = το αφθονότερο οξύ στα φυσικά νερά
- Συνδυασμός ανθρακικού οξέος και ανθρακικού ασβεστίου → ρύθμιση pH φυσικών νερών
- Αντιδράσεις διάστασης- σταθερές διάστασης στους 25 °C



# Σχετική αφθονία (ενεργότητες) ανόργανων ειδών του C ως συνάρτηση του pH



# ΟΞΥΤΗΤΑ ΚΑΙ ΑΛΚΑΛΙΚΟΤΗΤΑ

- Οξύτητα = ικανότητα του νερού να δίνει πρωτόνια
- Προσδιορίζεται με ογκομέτρηση του διαλύματος με μία ισχυρή βάση
- Επηρεάζει την :
  - αποσάθρωση πυριτικών και ανθρακικών ορυκτών
  - μεταφορά μεταλλικών ιόντων στο διάλυμα
  - λειτουργία υδατικών οικοσυστημάτων
- Υψηλή οξύτητα περιβαλλοντικά επιβλαβής.



# ΟΞΥΤΗΤΑ ΚΑΙ ΑΛΚΑΛΙΚΟΤΗΤΑ

- Αλκαλικότητα = ικανότητα του νερού να προσλαμβάνει πρωτόνια
- Προσδιορίζεται με τιτλοδότηση του διαλύματος με ένα ισχυρό οξύ
- Προσδιορίζει την ικανότητα των νερών να αντισταθμίζουν προσθήκες οξέων
- Θεωρείται γενικά θετικό χαρακτηριστικό
- Στα συνήθη φυσικά νερά καθορίζεται από το σύστημα του ανθρακικού οξέος  $\rightarrow \text{Alkalinity} = [\text{HCO}_3^-] + 2[\text{CO}_3^{2-}] + [\text{OH}^-] - [\text{H}^+]$



# ΠΑΡΑΓΟΝΤΕΣ ΕΛΕΓΧΟΥ ΔΙΑΛΥΤΟΤΗΤΑΣ

## Συγκεντρώσεις στοιχείων στη γήινη επιφάνεια

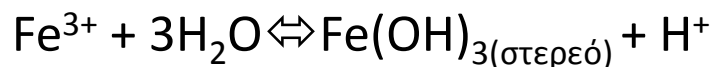
Στοιχείο	Επιφανειακά νερά (mg l <sup>-1</sup> )	Υπόγεια νερά (mg l <sup>-1</sup> )	Ηπειρωτικός φλοιός (g kg <sup>-1</sup> )
C	58	200	0.2
Ca	15	50	13.4
Cl	7.8	20	0.13
K	2.3	3	1.3
Mg	4.1	7	3.4
Na	6.3	30	5.2
S	3.7	30	0.26
Si	14	16	277
Al	0.05		80
Fe	0.04		35
pH	5-7	7.4	
TDS	120	350	



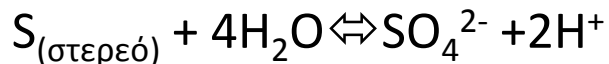
# ΠΑΡΑΓΟΝΤΕΣ ΕΛΕΓΧΟΥ ΔΙΑΛΥΤΟΤΗΤΑΣ

## Φορτίο (z) & ακτίνα (r) Ιόντων (Ιοντικό δυναμικό)

1. Ιόντα με χαμηλό λόγο  $z/r \rightarrow$  Διαλύονται εύκολα ως απλά κατιόντα ή ανιόντα π.χ.  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Cl}^-$
2. Ιόντα με ενδιάμεσο λόγο  $z/r$  π.χ.  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Si}^{4+} \rightarrow$  Διαλύονται δύσκολα – γιατί σχηματίζουν στερεές ενώσεις αποσπώντας  $\text{OH}^-$  από τα μόρια του νερού (υδρόλυση),



3. Ιόντα με υψηλό λόγο  $z/r \rightarrow$  Διαλύονται εύκολα ως χημικές ρίζες ( $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ) αποσπώντας O από τα μόρια του νερού



**ΠΡΟΣΟΧΗ!** Τα παραπάνω κριτήρια αγνοούν τις αλληλεπιδράσεις στοιχείων στη διαλυτότητα





# ΠΑΡΑΓΟΝΤΕΣ ΕΛΕΓΧΟΥ ΔΙΑΛΥΤΟΤΗΤΑΣ

## ρΗ υδρόλυσης

Ιόν	ρΗ υδρόλυσης
Fe <sup>3+</sup>	2.0
Al <sup>3+</sup>	4.1
Cu <sup>2+</sup>	5.3
Pb <sup>2+</sup>	6.0
Zn <sup>2+</sup>	7.0
Mg <sup>2+</sup>	10.5

Πρόβλεψη διασποράς μετάλλων μέσω της **όξινης απορροής μεταλλείων:**

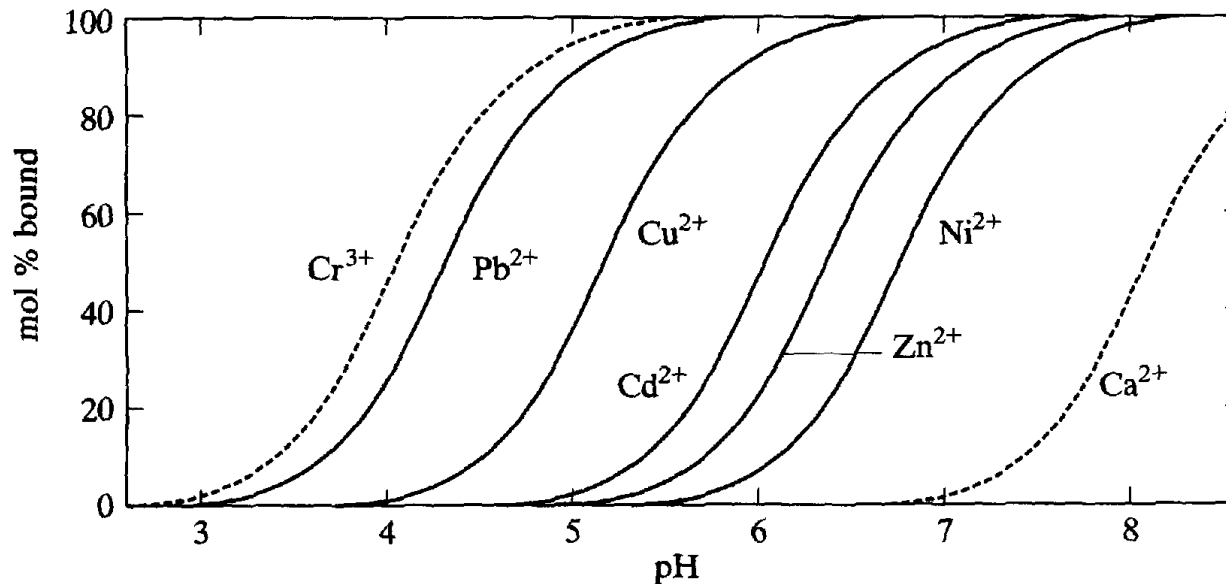
ρΗ < 2 → μέταλλα διαλυτά σε μορφή κατιόντων (Pb<sup>2+</sup>, Cu<sup>2+</sup>, Zn<sup>2+</sup>). Καθώς το ρΗ αυξάνει στα κατάντη λόγω ανάμιξης με καθαρό νερό τα μέταλλα αρχίζουν να καθιζάνουν ως στερεές ενώσεις υδροξειδίων (π.χ. Pb(OH)<sub>2</sub>)



# ΛΑΥΡΙΟ: ΟΞΙΝΗ ΑΠΟΡΡΟΗ ΣΕ ΚΑΝΑΛΙ ΔΙΟΧΕΤΕΥΣΗΣ



# ΠΡΟΣΡΟΦΗΣΗ ΚΑΤΙΟΝΤΩΝ ΜΕΤΑΛΛΩΝ ΩΣ ΣΥΝΑΡΤΗΣΗ ΤΟΥ pH



- Όταν η επιφάνεια του προσροφητικού μέσου είναι αρνητικά φορτισμένη τα μέταλλα προσροφώνται άμεσα για μια στενή περιοχή του pH.
- Αλλαγές στο pH οδηγούν είτε στην προσρόφηση διαλυμένων κατιόντων είτε στην εκρόφηση από σωματίδια.



# ΜΟΡΦΗ ΕΜΦΑΝΙΣΗΣ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ ΣΕ ΥΔΑΤΙΚΑ ΔΙΑΛΥΜΑΤΑ

**Μορφή εμφάνισης στοιχείων σε διαλύματα → διαφορά τοξικότητας:**

- $\text{Al}^{3+}$  τοξικό ενώ  $\text{Al}(\text{OH})_4$  μη τοξικό.
- $\text{As}^{3+}$  τοξικό,  $\text{As}^{5+}$  λιγότερο τοξικό, οργανικές ενώσεις μη τοξικές.
- $\text{Cr}^{3+}$  απαραίτητο,  $\text{Cr}^{6+}$  καρκινογόνο.
- $\text{Cu}^{2+}$  τοξικό σε θαλάσσια συστήματα, χουμικές ενώσεις Cu μη τοξικές.
- Ανόργανες ενώσεις Hg πιο ακίνδυνες από οργανικές ενώσεις Hg.
- Ο Pt σχηματίζει υδατοδιαλυτές (οπότε επικίνδυνες) ενώσεις μόνο μετά από τη εκπομπή του από καταλυτικά οχήματα.
- Ο  $\text{Fe}^{2+}$  είναι πιο αποτελεσματικός κατά της αναιμίας από τον  $\text{Fe}^{3+}$ .

Παράγοντες ελέγχου: pH, Eh



# ΔΥΝΑΜΙΚΟ ΟΞΕΙΔΟΑΝΑΓΩΓΗΣ E<sub>h</sub>

- Οξείδωση: Απώλεια ηλεκτρονίων (αύξηση σθένους)  
π.χ.  $Zn(0) \rightarrow Zn(II)$  ή  $Zn \rightarrow Zn^{2+}$
- Αναγωγή: Πρόσληψη ηλεκτρονίων (ελάττωση σθένους)  
π.χ.  $Cu(II) \rightarrow Cu(0)$
- Φαινόμενο οξειδοαναγωγής = μεταφορά ηλεκτρονίων  
 $Zn(0) + Cu(II) \rightarrow Zn(II) + Cu(0)$ 
  - Η διαφορά δυναμικού που αναπτύσσεται αποτελεί μέτρο της ενέργειας της αντίδρασης.
  - Το E<sub>h</sub> χρησιμοποιείται ανάλογα με τη σταθερά ισορροπίας για αντιδράσεις οξειδοαναγωγής.



# ΣΧΕΣΗ Eh- Kc

$$Eh = E_o + \frac{0.059}{n} \log K_c$$

- όπου  $n$  ο αριθμός ηλεκτρονίων που μετακινούνται.
- Μετρώντας το Eh και γνωρίζοντας το Eo μπορούμε να προβλέψουμε τη κυρίαρχη μορφή στοιχείων που λαμβάνουν μέρος σε αντιδράσεις οξειδοαναγωγής.
- π.χ. Έστω η ημι-αντίδραση  $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e$  με  $Eh = 0.3$  v και  $Eo = 0.77$  v:

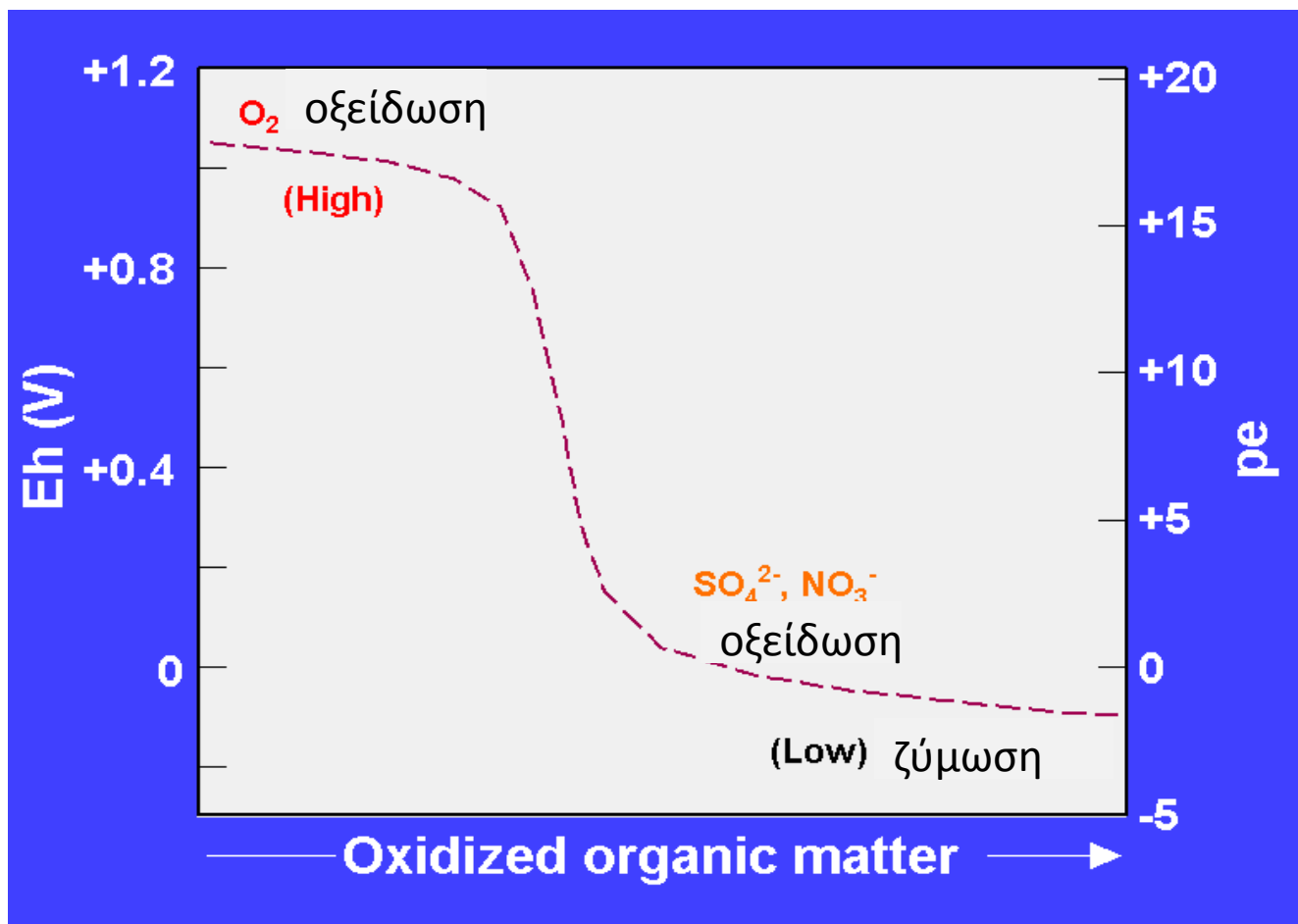
$$Eh = E_o + \frac{0.059}{n} \log K_c \Leftrightarrow$$

$$0.5 = 0.77 + \frac{0.059}{1} \log \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]} \Leftrightarrow \log \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]} = -4.58 \Leftrightarrow \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]} = 10^{-4.58}$$

- Μικρός λόγος άρα ο σίδηρος εμφανίζεται με τη δισθενή μορφή.



# ΟΞΕΙΔΟΑΝΑΓΩΓΙΚΗ ΡΥΘΜΙΣΗ ΣΤΑ ΦΥΣΙΚΑ ΝΕΡΑ



# ΟΞΕΙΔΟΑΝΑΓΩΓΙΚΗ ΚΑΤΑΤΑΞΗ ΦΥΣΙΚΩΝ ΠΕΡΙΒΑΛΛΟΝΤΩΝ

Περιβάλλον	Διαλυμένα αέρια ( $10^{-6}$ mol/ L)	Χαρακτηριστικές φάσεις
Οξικό	$O_2 > 30$	Αιματίτης, γκαιτίτης, φερυδρίτης, φάσεις τύπου $MnO_2$ , απουσία οργανικής ύλης
Υπο-οξικό	$O_2 < 30$ και $\geq 1$	Αιματίτης, γκαιτίτης, φερυδρίτης, φάσεις τύπου $MnO_2$ , ελάχιστη οργανικής ύλη
Ανοξικό	$O_2 < 1$	Σιδηροπυρίτης, μαρκασίτης, ροδοχρωσίτης, οργανική ύλη
Σουλφιδικό	$H_2S \geq 1$	
Μη σουλφιδικό	$H_2S < 1$	
Μετα- οξικό		Χαμηλής θερμοκρασίας σιδηρούχα πυριτικά, σιδηρίτης, βιβιανίτης, ροδοχρωσίτης, απουσία θειούχων, ελάχιστη οργανική ύλη
Μεθανικό		Σιδηρίτης, βιβιανίτης, ροδοχρωσίτης, θειούχες φάσεις, οργανική ύλη





# Χρηματοδότηση

- Το παρόν εκπαιδευτικό υλικό έχει αναπτυχθεί στο πλαίσιο του εκπαιδευτικού έργου του διδάσκοντα.
- Το έργο «**Ανοικτά Ακαδημαϊκά Μαθήματα στο Πανεπιστήμιο Αθηνών**» έχει χρηματοδοτήσει μόνο την αναδιαμόρφωση του εκπαιδευτικού υλικού.
- Το έργο υλοποιείται στο πλαίσιο του Επιχειρησιακού Προγράμματος «Εκπαίδευση και Δια Βίου Μάθηση» και συγχρηματοδοτείται από την Ευρωπαϊκή Ένωση (Ευρωπαϊκό Κοινωνικό Ταμείο) και από εθνικούς πόρους.



Σημειώματα

# Σημείωμα Ιστορικού Εκδόσεων Έργου

Το παρόν έργο αποτελεί την έκδοση 1.0.



# Σημείωμα Αναφοράς

Copyright Εθνικών και Καποδιστριακών Πανεπιστημίων Αθηνών, Αριάδνη Αργυράκη 2014. Αριάδνη Αργυράκη . «Περιβαλλοντική Γεωχημεία. Εισαγωγή». Έκδοση: 1.0. Αθήνα 2014. Διαθέσιμο από τη δικτυακή διεύθυνση: <http://opencourses.uoa.gr/courses/GEOL1/>.



# Σημείωμα Αδειοδότησης

Το παρόν υλικό διατίθεται με τους όρους της άδειας χρήσης Creative Commons Αναφορά, Μη Εμπορική Χρήση Παρόμοια Διανομή 4.0 [1] ή μεταγενέστερη, Διεθνής Έκδοση. Εξαιρούνται τα αυτοτελή έργα τρίτων π.χ. φωτογραφίες, διαγράμματα κ.λ.π., τα οποία εμπεριέχονται σε αυτό και τα οποία αναφέρονται μαζί με τους όρους χρήσης τους στο «Σημείωμα Χρήσης Έργων Τρίτων».



[1] <http://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/4.0/>

Ως **Μη Εμπορική** ορίζεται η χρήση:

- που δεν περιλαμβάνει άμεσο ή έμμεσο οικονομικό όφελος από την χρήση του έργου, για το διανομέα του έργου και αδειοδόχο
- που δεν περιλαμβάνει οικονομική συναλλαγή ως προϋπόθεση για τη χρήση ή πρόσβαση στο έργο
- που δεν προσπορίζει στο διανομέα του έργου και αδειοδόχο έμμεσο οικονομικό όφελος (π.χ. διαφημίσεις) από την προβολή του έργου σε διαδικτυακό τόπο

Ο δικαιούχος μπορεί να παρέχει στον αδειοδόχο ξεχωριστή άδεια να χρησιμοποιεί το έργο για εμπορική χρήση, εφόσον αυτό του ζητηθεί.



# Διατήρηση Σημειωμάτων

Οποιαδήποτε αναπαραγωγή ή διασκευή του υλικού θα πρέπει να συμπεριλαμβάνει:

- το Σημείωμα Αναφοράς
- το Σημείωμα Αδειοδότησης
- τη δήλωση Διατήρησης Σημειωμάτων
- το Σημείωμα Χρήσης Έργων Τρίτων (εφόσον υπάρχει)

μαζί με τους συνοδευόμενους υπερσυνδέσμους.



# Σημείωμα Χρήσης Έργων Τρίτων (1/2)

Το Έργο αυτό κάνει χρήση των ακόλουθων έργων:

## **Εικόνες/Σχήματα/Διαγράμματα/Φωτογραφίες**

Εικόνα 1: Διπολικά μόρια. Copyright EBY, σελ. 23-25.

Εικόνα 2: Δεσμοί στο μόριο του νερού. Copyright EBY, σελ. 23-25.

Εικόνα 3: The Physical states of water. Copyright 2010 Encyclopedia Britannica Inc.  
Σύνδεσμος:<http://kids.britannica.com/comptons/art-54121/The-physical-states-of-liquid-water-are-determined-by-the>. Πηγή:<http://kids.britannica.com/>.

Εικόνα 4: Hydrogen bond. Copyright Goalfinder. Σύνδεσμος:  
<http://www.goalfinder.com/blog/default.asp>. Πηγή: <http://www.goalfinder.com/>



# Σημείωμα Χρήσης Έργων Τρίτων (2/2)

Το Έργο αυτό κάνει χρήση των ακόλουθων έργων:

## Πίνακες

Πίνακας 1: Ιδιότητες του νερού. Copyright ΕΒΥ, 2004, σελ. 23.

Πίνακας 2: Ιδιότητες του νερού. Copyright ΕΒΥ, 2004, σελ. 23.

