



# ΧΗΜΕΙΑ

## Ενότητα 16: Χημική Ισορροπία

Ντεϊμεντέ Βαλαντούλα  
Τμήμα Χημείας

## Χημική ισορροπία

- Χημική ισορροπία είναι η κατάσταση στην οποία φθάνει το μίγμα μιας αντίδρασης όταν η ταχύτητα της αντίδρασης προς τα δεξιά εξισωθεί με την ταχύτητα της αντίθετης αντίδρασης



- Στην αρχή η ταχύτητα της αντίδρασης προς τα δεξιά είναι μεγάλη, η οποία όμως βαθμιαία ελαττώνεται (η ταχύτητα εξαρτάται από την συγκέντρωση των αντιδρώντων (CO, H<sub>2</sub>))
- οι συγκεντρώσεις των CH<sub>4</sub> και H<sub>2</sub>O αρχικά είναι μηδέν και αυξάνονται με το χρόνο
- άρα η ταχύτητα της αντίθετης αντίδρασης αρχίζει από μηδέν και αυξάνεται
- Η ταχύτητα προς τα δεξιά μειώνεται και η ταχύτητα προς την αντίθετη κατεύθυνση αυξάνεται, ώσπου οι δύο ταχύτητες εξισώνονται

Όταν οι συγκεντρώσεις αντιδρώντων και προϊόντων δεν μεταβάλλονται πλέον, το μίγμα της αντίδρασης έχει φθάσει σε ισορροπία

## Χημική ισορροπία

- παράδειγμα



Όταν εισάγονται 1,00 mol CO και 3,00 mol H<sub>2</sub> σε δοχείο 10 lt στους 927°C και αφήνεται να φθάσει σε ισορροπία, βρίσκεται ότι το μίγμα περιέχει 0,387 mol H<sub>2</sub>O.

### Ερώτηση

Ποια είναι η γραμμομοριακή σύσταση του μίγματος ισορροπίας?  
δηλαδή πόσα moles υπάρχουν σε κάθε ουσία?

Ποσότητες (mol)				
αρχικές	1,00	3,00	0	0
μεταβολές	-x	-3x	x	x
ισορροπία	1,00-x	3,00-3x	x	x=0,387

## Χημική ισορροπία

- Παράδειγμα

- Ποσότητα ισορροπίας CO = (1,00-x) mol = 1,00-0,387 = 0,613 mol
- Ποσότητα ισορροπίας H<sub>2</sub> = (3,00-3x) mol = 3,00-3x0,387 = 1,839 mol
- Ποσότητα ισορροπίας CH<sub>4</sub> = x mol = 0,387 mol



# Χημική ισορροπία

- Σταθερά ισορροπίας,  $K_c$

## Πείραμα 1

Όταν εισάγονται 1,00 mol CO και 3,00 mol H<sub>2</sub> σε δοχείο 10 lt στους 927°C και αφήνονται να φθάσουν σε ισορροπία, το μίγμα ισορροπίας περιέχει 0,613 mol CO, 1,839 mol H<sub>2</sub>, 0,387 mol CH<sub>4</sub>, 0,387 mol H<sub>2</sub>O.

## Πείραμα 2

Όταν εισάγονται 2,00 mol CO και 3,00 mol H<sub>2</sub> σε δοχείο 10 lt στους 927°C και αφήνονται να φθάσουν σε ισορροπία, το μίγμα ισορροπίας περιέχει 1,522 mol CO, 1,566 mol H<sub>2</sub>, 0,478 mol CH<sub>4</sub>, 0,478 mol H<sub>2</sub>O.

Η σύσταση ισορροπίας εξαρτάται από τις ποσότητες των αρχικών ουσιών

# Χημική ισορροπία

- Σταθερά ισορροπίας,  $K_c$
- Όλες οι συστάσεις ισορροπίας για μια αντίδραση σε δεδομένη θερμοκρασία σχετίζονται με μια ποσότητα που ονομάζεται σταθερά ισορροπίας



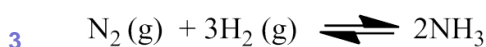
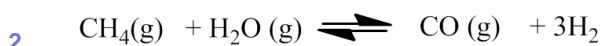
A, b, c, d συντελεστές ισοσταθμισμένης αντίδρασης

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

[C], [D], [A], [B] : συγκεντρώσεις ισορροπίας αντιδρώντων και προϊόντων

## Χημική ισορροπία- Σταθερά Ισορροπίας

- παράδειγμα



### Ερώτηση

Ποια είναι η έκφραση των σταθερών ισορροπίας  $K_c$  για τις προηγούμενες αντιδράσεις

$$1 \quad K_c = \frac{[\text{CH}_4][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}][\text{H}_2]^3}$$

$$2 \quad K_c = \frac{[\text{CO}][\text{H}_2]^3}{[\text{H}_2\text{O}][\text{CH}_4]}$$

$$3 \quad K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$$

## Χημική ισορροπία- Σταθερά Ισορροπίας

- παράδειγμα  $2\text{HI}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2 (\text{g})$

Η ποσότητα του  $\text{I}_2$  στο μίγμα της αντίδρασης μπορεί να προσδιοριστεί από την ένταση του ιώδους χρώματος του  $\text{I}_2$ . όσο πιο έντονο το ιώδες χρώμα, τόσο περισσότερο  $\text{I}_2$  υπάρχει στο δοχείο αντίδρασης. Όταν τοποθετήθηκαν 4,00 mol HI σε δοχείο 5,00 lt στους 458°C, το μίγμα της ισορροπίας βρέθηκε να περιέχει 0,442 mol  $\text{I}_2$ . **Ποια είναι η τιμή της  $K_c$  σε αυτή τη θερμοκρασία ?**

Αρχική συγκέντρωση HI = 4,00 mol/5,00 lt = 0,800M

Συγκέντρωση ισορροπίας  $\text{I}_2$  = 0,442 mol/5,00 lt = 0,0884M

συγκεντρώσεις (M)	$2\text{HI}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2 (\text{g})$		
αρχικές	0,800	0	0
μεταβολές	-2x	x	x
ισορροπία	0,800-2x	x	x=0,0884

## Χημική ισορροπία- Σταθερά Ισορροπίας

- $[HI] = (0,8000 - 2x) \text{ M} = (0,8000 - 2 \times 0,0884) \text{ M} = 0,623 \text{ M}$
- $[H_2] = x = 0,0884 \text{ M}$

$$K_c = \frac{[H_2][I_2]}{[HI]^2} \quad K_c = \frac{0,0884 \times 0,0884}{(0,623)^2} = 0,0201$$

## Σταθερά ισορροπίας $K_p$

- Συχνά, η σταθερά ισορροπίας δίνεται συναρτήσει των μερικών πιέσεων των αερίων και όχι των συγκεντρώσεων
- Η συγκέντρωση ενός αερίου είναι ανάλογη προς τη μερική πίεση του αερίου σε σταθερή θερμοκρασία



Όταν η σταθερά ισορροπίας για μια αντίδραση σε αέρια φάση εκφράζεται συναρτήσει των μερικών πιέσεων, ονομάζεται  $K_p$

$$K_p = \frac{P_{CH_4} P_{H_2O}}{P_{CO} P_{H_2}^3}$$

## Σταθερά ισορροπίας $K_p$

- Η τιμή της  $K_p$  διαφέρει από την  $K_c$
- $n/v = P/RT$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

*Δn είναι το άθροισμα των συντελεστών των αερίων προϊόντων στη χημική εξίσωση μείον το άθροισμα των συντελεστών των αερίων αντιδρώντων*

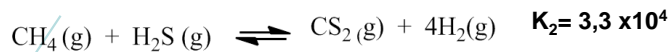


Αντίδραση μεθανιοποίησης ( $K_c = 3,92$ ) κατά την οποία λαμβάνονται 2 mol αερίων προϊόντων ( $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ) από 4 mol αερίων αντιδρώντων ( $\text{CO} + 3 \text{H}_2$ ). Το  $\Delta n = 2 - 4 = -2$

$$K_p = 3,92 \times (0,0821 \times 1200)^{-2} = 4,04 \times 10^{-4} \quad (R = 0,0821 \text{ lt atm/ (K mol)})$$

## Σταθερά ισορροπίας για το άθροισμα των αντιδράσεων

- Αν μια δεδομένη χημική εξίσωση μπορεί να προκύψει ως άθροισμα άλλων χημικών εξισώσεων, η σταθερά ισορροπίας της δεδομένης εξίσωσης ισούται με το γινόμενο των σταθερών ισορροπίας των άλλων εξισώσεων



$$\begin{aligned} K_3 &= K_1 K_2 \\ &= 3,92 \times 3,3 \times 10^4 \\ &= 1,3 \times 10^5 \end{aligned}$$

$$K_1 K_2 = \frac{[\text{H}_2\text{O}][\text{CH}_4]}{[\text{CO}][\text{H}_2]^3} \times \frac{[\text{CS}_2][\text{H}_2]^4}{[\text{CH}_4][\text{H}_2\text{S}]^2} = \frac{[\text{CS}_2][\text{H}_2\text{O}][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{S}]^2}$$

## Χρήση της σταθεράς ισορροπίας

- Ποιοτική ερμηνεία της σταθεράς ισορροπίας
  - » με βάση το μέτρο της  $K_c$  μπορούμε να εκτιμήσουμε αν μια δεδομένη ισορροπία ευνοεί τα προϊόντα ή τα αντιδρώντα
- Πρόβλεψη της κατεύθυνσης της αντίδρασης
  - » έστω ένα μίγμα αντίδρασης που δεν βρίσκεται σε ισορροπία. Αντικαθιστώντας τις συγκεντρώσεις των ουσιών του μίγματος σε μια έκφραση παρόμοια με αυτή της  $K_c$ , μπορούμε να προβλέψουμε αν η αντίδραση θα οδεύσει προς την πλευρά των αντιδρώντων ή των προϊόντων
- Υπολογισμός των συγκεντρώσεων ισορροπίας
  - Όταν γνωρίζουμε την τιμή  $K_c$  μιας αντίδρασης, μπορούμε να προσδιορίσουμε τη σύσταση στη θέση ισορροπίας για οποιαδήποτε σειρά αρχικών

## Ποιοτική ερμηνεία της σταθεράς ισορροπίας



- Στους 25°C η  $K_c = 4,1 \times 10^8$ .
- Οι συγκεντρώσεις των προϊόντων είναι  $4,1 \times 10^8$  φορές μεγαλύτερες από τις συγκεντρώσεις των αντιδρώντων



Σε αυτή τη θερμοκρασία η αντίδραση ευνοεί τον σχηματισμό της αμμωνίας

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$$

$$[\text{N}_2]=0,01\text{M}, [\text{H}_2]=0,01\text{M} \quad K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} = \frac{[\text{NH}_3]^2}{(0,01)(0,01)^3} = 4,1 \times 10^8$$

$$[\text{NH}_3]=2,0\text{M}$$



Η συγκέντρωση της αμμωνίας είναι 200 φορές μεγαλύτερη απ αυτή των αντιδρώντων

## Ποιοτική ερμηνεία της σταθεράς ισορροπίας

- Αν η τιμή της σταθεράς ισορροπίας είναι μικρή, τότε στη θέση ισορροπίας ευνοούνται τα αντιδρώντα



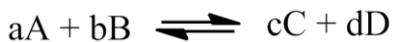
Στους 25°C η  $K_c = 4,6 \times 10^{-31}$   $[\text{N}_2] = 1\text{M}$ ,  $[\text{O}_2] = 1\text{M}$   $\longrightarrow$   $[\text{NO}] = 6,8 \times 10^{-16} \text{M}$



Η  $K_c$  είναι πολύ μικρή, η συγκέντρωση του προϊόντος δεν είναι ανιχνεύσιμη. Η αντίδραση λαμβάνει χώρα σε πολύ περιορισμένη έκταση

- ▶ Αν η τιμή της σταθεράς ισορροπίας δεν είναι μεγάλη αλλά ούτε και μικρή ( $\sim 1$ ), τότε δεν ευνοούνται ιδιαίτερα ούτε τα αντιδρώντα ούτε τα προϊόντα

## Ποιοτική ερμηνεία της σταθεράς ισορροπίας



αντιδρώντα

προϊόντα

- Αν η  $K_c$  είναι μεγάλη, το μίγμα της ισορροπίας αποτελείται από προϊόντα
- Αν η  $K_c$  είναι μικρή, το μίγμα της ισορροπίας αποτελείται κυρίως από αντιδρώντα
- Αν η  $K_c \sim 1$ , το μίγμα της ισορροπίας αποτελείται από σημαντικές ποσότητες αντιδρώντων και προϊόντων



## Πρόβλεψη της κατεύθυνσης μιας αντίδρασης



1200K:  $[\text{CO}]=0,02 \text{ M}$ ,  $[\text{H}_2]=0,02\text{M}$ ,  $[\text{CH}_4]=0,001\text{M}$ ,  $[\text{H}_2\text{O}]=0,001\text{M}$

*Η αντίδραση θα οδεύσει προς τα αριστερά ή προς τα δεξιά?*

- Το πηλίκο της αντίδρασης  $Q_c$ , είναι μια έκφραση που έχει την ίδια μορφή με αυτή της σταθεράς ισορροπίας, όμως οι τιμές των συγκεντρώσεων που περιέχει δεν είναι κατ' ανάγκη αυτές της ισορροπίας

$$Q_c = \frac{[\text{CH}_4]_i [\text{H}_2\text{O}]_i}{[\text{CO}]_i [\text{H}_2]_i^3} \Rightarrow Q_c=6,25$$

$i$  υποδηλώνει συγκεντρώσεις μιας συγκεκριμένης στιγμής

## Πρόβλεψη της κατεύθυνσης μιας αντίδρασης

$$Q_c=6,25$$
$$K_c=3,92$$

→ Για να οδεύσει το μίγμα προς ισορροπία, το  $Q_c$  θα πρέπει να ελαττωθεί από 6,25 σε 3,92.

$$Q_c = \frac{[\text{CH}_4]_i [\text{H}_2\text{O}]_i}{[\text{CO}]_i [\text{H}_2]_i^3}$$

↓  
→ πρέπει οι  $[\text{CH}_4]$ ,  $[\text{H}_2\text{O}]$  να μειωθούν, άρα η αντίδραση να μετατοπιστεί προς τα αριστερά

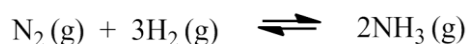


$$a\text{A} + b\text{B} \rightleftharpoons c\text{C} + d\text{D} \quad Q_c = \frac{[\text{C}]_i^c [\text{D}]_i^d}{[\text{A}]_i^a [\text{B}]_i^b}$$

- Αν  $Q_c > K_c$ , η αντίδραση θα πάει προς τα αριστερά
- Αν  $Q_c < K_c$ , η αντίδραση θα πάει προς τα δεξιά
- Αν  $Q_c = K_c$ , το μίγμα της αντίδρασης βρίσκεται σε ισορροπία

## Πρόβλεψη της κατεύθυνσης μιας αντίδρασης

- Παράδειγμα
- Ένα δοχείο αντίδρασης 50,0 lt περιέχει 1,00 mol N<sub>2</sub>, 3,00 mol H<sub>2</sub> και 0,5 mol NH<sub>3</sub>. Θα έχουμε σχηματισμό περισσότερης αμμωνίας ή διάσπαση αμμωνίας όταν το μίγμα πάει σε ισορροπία στους 400°C ? ( K<sub>c</sub>=0,5 στους 400°C )



$$[\text{NH}_3] = n/v = 0,50/50 = 0,01 \text{ M}$$

$$[\text{N}_2] = n/v = 1,00/50 = 0,02 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2] = n/v = 3,00/50 = 0,06 \text{ M}$$

$$Q_c = \frac{[\text{NH}_3]_i^2}{[\text{N}_2]_i [\text{H}_2]_i^3} = \frac{(0,01)^2}{(0,02)(0,06)^3} = 23,1$$

$$\text{Αφού } Q_c = 23,1 > K_c \Rightarrow$$

Η αντίδραση θα πάει προς τα αριστερά, δηλαδή αμμωνία θα διασταθεί

## Υπολογισμός συγκέντρωσης ισορροπίας



$$1200\text{K}: [\text{CO}] = 0,3 \text{ M}, [\text{H}_2] = 0,1 \text{ M}, [\text{CH}_4] = ?, [\text{H}_2\text{O}] = 0,02 \text{ M}$$

$$K_c = 3,92$$

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}][\text{CH}_4]}{[\text{CO}][\text{H}_2]^3} \Rightarrow [\text{CH}_4] = 0,059 \text{ M}$$

## Υπολογισμός συγκέντρωσης ισορροπίας

- **Παράδειγμα**
- Ένα δοχείο αντίδρασης 50,0 lt περιέχει 1,00 mol CO, 1,00 mol H<sub>2</sub>O. Πόσα mol από κάθε ουσία υπάρχουν στο μίγμα ισορροπίας στους 1000°C ? ( K<sub>c</sub>=0,48 στους 1000°C )

$$[CO]=[H_2O]=n/v=1,00/50=0,02 \text{ M}$$

συγκεντρώσεις (M)	CO (g) + H <sub>2</sub> O (g) ⇌		CO <sub>2</sub> (g) + H <sub>2</sub> (g)	
αρχικές	0,02	0,02	0	0
μεταβολές	-x	-x	x	x
ισορροπία	0,02-x	0,02-x	x	x

$$K_c = \frac{[H_2][CO_2]}{[CO][H_2O]} \Rightarrow 0,58 = \frac{x^2}{(0,02-x)^2} \Rightarrow x = 0,0086\text{M}$$

## Υπολογισμός συγκέντρωσης ισορροπίας

συγκεντρώσεις (M)	CO (g) + H <sub>2</sub> O (g) ⇌		CO <sub>2</sub> (g) + H <sub>2</sub> (g)	
αρχικές	0,02	0,02	0	0
μεταβολές	-x	-x	x	x
ισορροπία	0,02-x=0,02-0,0086=0,0114	0,02-x=0,02-0,0086=0,0114	x=0,0086	x=0,0086

mol CO= 0,0114 mol/lit x 50 lt= 0,570  
 mol H<sub>2</sub>O= 0,0114 mol/lit x 50 lt= 0,570  
 mol CO<sub>2</sub> = 0,0086 mol/lit x 50 lt= 0,43  
 mol H<sub>2</sub>= 0,0086 mol/lit x 50 lt= 0,43

## Μεταβολή των συνθηκών αντίδρασης- Αρχή του Le Chatelier

- Μεταβολή της σύστασης ενός μίγματος και αύξηση της απόδοσης ενός προϊόντος μπορεί να επιτευχθεί
  - Μεταβολή της συγκέντρωσης μέσω απομάκρυνσης προϊόντων ή προσθήκης αντιδρώντων στο δοχείο της αντίδρασης
  - Μεταβολή της μερικής πίεσης αερίων αντιδρώντων και προϊόντων μέσω μεταβολής του όγκου
  - Μεταβολή της θερμοκρασίας

## Απομάκρυνση προϊόντων ή προσθήκη αντιδρώντων

- Αρχή Le Chatelier: *όταν ένα σύστημα σε χημική ισορροπία διαταράσσεται λόγω μεταβολής θερμοκρασίας, πίεσης ή συγκέντρωσης, η ισορροπία του συστήματος μετατοπίζεται προς εκείνη την κατεύθυνση που εξουδετερώνεται η μεταβολή αυτή.*



Αν υποθέσουμε ότι απομακρύνουμε τον υδρατμό από την παραπάνω αντίδραση, τότε με βάση την αρχή Le Chatelier, θα λάβει χώρα χημική μεταβολή η οποία θα οδηγήσει σε αποκατάσταση εν μέρει της αρχικής συγκέντρωσης του υδρατμού. Άρα η αντίδραση μεθανιοποίησης θα πάει προς τα δεξιά ( παραγωγή υδρατμού)

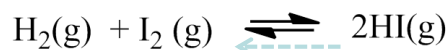
συγκεντρώσεις (M)	Mol CO	mol H <sub>2</sub>	mol CH <sub>4</sub>	mol H <sub>2</sub> O
αρχικές	0,613	1,839	0,387	0,387
Μετά την απομάκρυνση νερού (πριν την ισορροπία)	0,613	1,839	<b>0,387</b>	0
Εκ νέου ισορροπία	0,491	1,478	<b>0,509</b>	0,122

## Απομάκρυνση προϊόντων ή προσθήκη αντιδρώντων

- Όταν στο σύστημα ισορροπίας προσθέτουμε επιπλέον ποσότητα ενός αντιδρώντος ή όταν απομακρύνουμε από το μίγμα κάποιο προϊόν, η συγκέντρωση αυτών μεταβάλλεται και συνολικά η αντίδραση οδεύει από αριστερά προς τα δεξιά για να δώσει μια νέα ισορροπία, παράγοντας έτσι τα προϊόντα σε μεγαλύτερες ποσότητες
- Όταν στο σύστημα ισορροπίας προσθέτουμε επιπλέον ποσότητα ενός προϊόντος ή όταν απομακρύνουμε από το μίγμα κάποιο αντιδρών, η συγκέντρωση αυτών μεταβάλλεται και συνολικά η αντίδραση οδεύει από δεξιά προς τα αριστερά για να δώσει μια νέα ισορροπία, παράγοντας έτσι τα αντιδρώντα σε μεγαλύτερες ποσότητες

## Απομάκρυνση προϊόντων ή προσθήκη αντιδρώντων

- παράδειγμα



### Ερώτηση

Ποια είναι η κατεύθυνση της αντίδρασης όταν απομακρύνεται  $\text{H}_2$  σε κατάσταση ισορροπίας;

### Απάντηση

όταν απομακρύνεται  $\text{H}_2$  από το μίγμα της αντίδρασης, η συγκέντρωσή του ελαττώνεται και η αντίδραση οδεύει προς την αντίθετη κατεύθυνση, δηλαδή προς την κατεύθυνση που παράγει  $\text{H}_2$ , άρα **προς τα αριστερά**.

## Βιβλιογραφία

- «Γενική Χημεία» : D. D. Ebbing- S. T. Gammon, μετάφραση Ν. Κλούρας, εκδόσεις Π. Τραυλός, Αθήνα 2002.
- «Ανόργανη Χημεία - Βασικές Αρχές»: Γ. Πνευματικάκης, Χ. Μητσοπούλου, Κ. Μεθενίτης, Εκδ. Α. Σταμούλης, Αθήνα 2005.

Τέλος Ενότητας

# 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.



## ΣΗΜΕΙΩΜΑΤΑ

# Σημείωμα Ιστορικού Εκδόσεων Έργου

Το παρόν έργο αποτελεί την έκδοση **1.0.0**.



## Σημείωμα Αναφοράς

- Copyright Εθνικών και Καποδιστριακών Πανεπιστημίων Αθηνών,  
**Ντεϊμεντέ Χρ. «Χημεία. Χημική Κινητική»**. Έκδοση: **1.0**. Αθήνα **2014**.  
Διαθέσιμο από τη δικτυακή διεύθυνση:  
<https://eclass.upatras.gr/modules/units/?course=PHY1919&id=3840>





## 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.

