



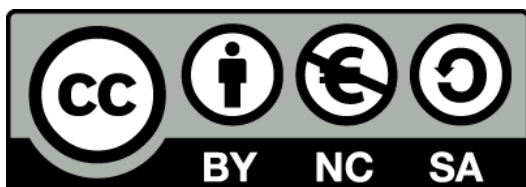
ΠΑΝΕΠΙΣΤΗΜΙΟ  
ΠΑΤΡΩΝ  
UNIVERSITY OF PATRAS

ΑΝΟΙΚΤΑ ακαδημαϊκά  
μαθήματα ΠΠ

# ΜΑΘΗΜΑ: «ΧΗΜΕΙΑ II»

Β΄ ΕΞΑΜΗΝΟ (ΕΑΡΙΝΟ)

Διδάσκουσα: ΣΟΥΠΙΩΝΗ ΜΑΓΔΑΛΗΝΗ  
ΕΠΙΚΟΥΡΟΣ ΚΑΘΗΓΗΤΡΙΑ ΤΜΗΜΑΤΟΣ ΧΗΜΕΙΑΣ



Ευρωπαϊκή Ένωση  
Ευρωπαϊκό Κοινωνικό Ταμείο



ΥΠΟΥΡΓΕΙΟ ΠΑΙΔΕΙΑΣ & ΘΡΗΣΚΕΥΜΑΤΩΝ, ΠΟΛΙΤΙΣΜΟΥ & ΑΘΛΗΤΙΣΜΟΥ  
ΕΙΔΙΚΗ ΥΠΗΡΕΣΙΑ ΔΙΑΧΕΙΡΙΣΗΣ

Με τη συγχρηματοδότηση της Ελλάδας και της Ευρωπαϊκής Ένωσης



ΕΥΡΩΠΑΪΚΟ ΚΟΙΝΩΝΙΚΟ ΤΑΜΕΙΟ

# Άδειες Χρήσης

- Το παρόν εκπαιδευτικό υλικό υπόκειται σε άδειες χρήσης Creative Commons.
- Για εκπαιδευτικό υλικό, όπως εικόνες, που υπόκειται σε άλλου τύπου άδειας χρήσης, η άδεια χρήσης αναφέρεται ρητώς.
- Αναφορά-Μη-Εμπορική Χρήση-Παρόμοια Διανομή



# Χρηματοδότηση

- Το παρόν εκπαιδευτικό υλικό έχει αναπτυχθεί στα πλαίσια του εκπαιδευτικού έργου του διδάσκοντα.
- Το έργο «**Ανοικτά Ακαδημαϊκά Μαθήματα στο Πανεπιστήμιο Πατρών**» έχει χρηματοδοτήσει μόνο τη 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.



Ευρωπαϊκή Ένωση  
Ευρωπαϊκό Κοινωνικό Ταμείο



ΕΠΙΧΕΙΡΗΣΙΑΚΟ ΠΡΟΓΡΑΜΜΑ  
ΕΚΠΑΙΔΕΥΣΗ ΚΑΙ ΔΙΑ ΒΙΟΥ ΜΑΘΗΣΗ  
*επένδυση στην κοινωνία της γνώσης*  
ΥΠΟΥΡΓΕΙΟ ΠΑΙΔΕΙΑΣ & ΘΡΗΣΚΕΥΜΑΤΩΝ, ΠΟΛΙΤΙΣΜΟΥ & ΑΘΛΗΤΙΣΜΟΥ  
ΕΙΔΙΚΗ ΥΠΗΡΕΣΙΑ ΔΙΑΧΕΙΡΙΣΗΣ

Με τη συγχρηματοδότηση της Ελλάδας και της Ευρωπαϊκής Ένωσης



ΕΣΠΑ  
2007-2013  
πρόγραμμα για την ανάπτυξη  
ΕΥΡΩΠΑΪΚΟ ΚΟΙΝΩΝΙΚΟ ΤΑΜΕΙΟ

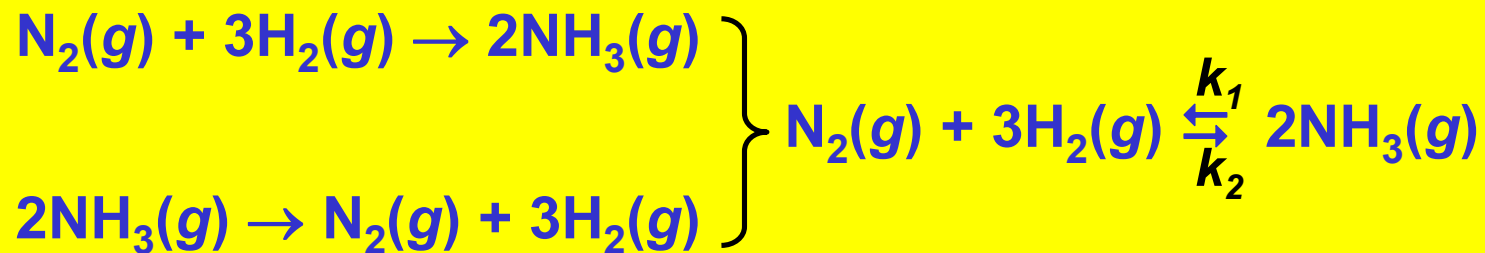
# 4. ΧΗΜΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

## ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ

- Χημική ισορροπία - Μια δυναμική ισορροπία
- Σταθερά ισορροπίας
- Ετερογενής ισορροπία – Διαλύτες σε ομογενείς ισορροπίες
- Πρόβλεψη της κατεύθυνσης μιας αντίδρασης
- Τάση ατμών διαλύματος
- Υπολογισμός συγκεντρώσεων ισορροπίας
- Απομάκρυνση προϊόντων ή προσθήκη αντιδρώντων
- Μεταβολή πίεσης και θερμοκρασίας
- Επίδραση ενός καταλύτη

# ΧΗΜΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ-ΜΙΑ ΔΥΝΑΜΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

- ☆ Ορισμένες αντιδράσεις (**αντιστρεπτές**) φαίνεται να **σταματούν** προτού ολοκληρωθούν, το μίγμα της αντίδρασης **παύει να μεταβάλλει** τις ιδιότητές του, ενώ τα αντιδρώντα και τα προϊόντα που το συνιστούν βρίσκονται σε **ορισμένες συγκεντρώσεις**
- ☆ Σχηματίζεται δηλαδή μίγμα αντιδρώντων και προϊόντων σε **δυναμική ισορροπία** (αντίδραση δεξιά προς δημιουργία προϊόντων + αντίδραση αριστερά προς αρχικές ουσίες με την **ίδια ταχύτητα**) π.χ.:

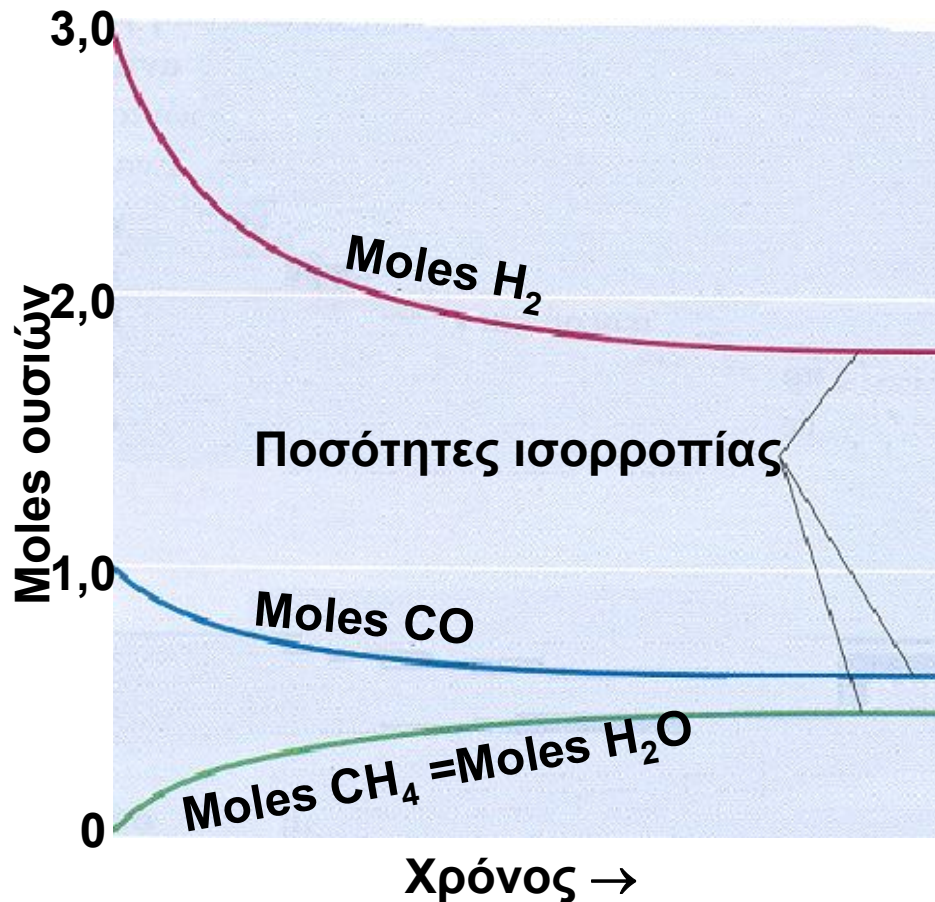


☞ **Χημική ισορροπία** είναι η κατάσταση όπου φθάνει το μίγμα μιας αντίδρασης όταν η ταχύτητα της προς τα δεξιά αντίδρασης εξισωθεί με την ταχύτητα της αντίθετης.

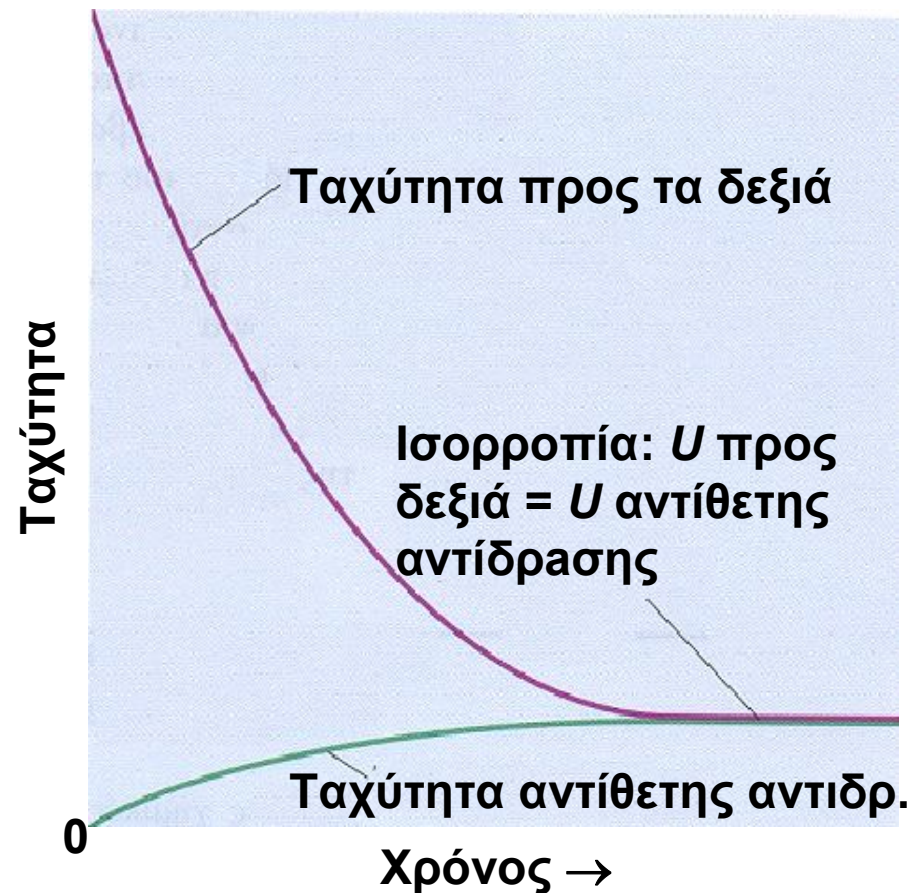
- ↪ Πώς προσδιορίζεται η **σύσταση** ενός μίγματος αντίδρασης σε ισορ.;
- ↪ Πώς αυτή η σύσταση **αλλάζει** όταν μεταβάλλονται οι **συνθήκες** της αντ.;

# ΠΕΡΙΓΡΑΦΗ ΧΗΜΙΚΗΣ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑΣ

➔ Εξετάζουμε την καταλυτική αντίδραση μεθανιοποίησης:



Στη θέση ισορροπίας οι ποσότητες των ουσιών σταθεροποιούνται



Στη θέση ισορροπίας οι δύο ταχύτητες εξισώνονται



## ΧΗΜΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ-ΜΙΑ ΔΥΝΑΜΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

★ Για τον υπολογισμό της σύστασης του μίγματος ισορροπίας αρκεί να προσδιορίσουμε την ποσότητα **μιας** μόνο από τις **ουσίες!!!**

★ Π.χ. αν γνωρίζουμε ότι το μίγμα ισορροπίας περιέχει **0,387 mol H<sub>2</sub>O** (σε δοχείο 10 L και 1200 K) καταστρώνουμε τον πίνακα:

| Ποσότητες (mol) | <b>CO (g)</b>    | <b>+</b> | <b>3H<sub>2</sub> (g)</b> | <b>⇌</b> | <b>CH<sub>4</sub> (g)</b> | <b>+</b> | <b>H<sub>2</sub>O (g)</b> |
|-----------------|------------------|----------|---------------------------|----------|---------------------------|----------|---------------------------|
| Αρχικές         | 1,000            |          | 3,000                     |          | 0                         |          | 0                         |
| Μεταβολές       | -x               |          | -3x                       |          | +x                        |          | +x                        |
| Ισορροπία       | <b>1,000 - x</b> |          | <b>3,000 - 3x</b>         |          | <b>x</b>                  |          | <b>x = 0,387</b>          |

★ Οπότε οι ποσότητες στο μίγμα ισορροπίας είναι 0,613 mol CO, 1,839 mol H<sub>2</sub>, 0,387 mol CH<sub>4</sub> και 0,387 mol H<sub>2</sub>O

## Η ΣΤΑΘΕΡΑ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑΣ

⇒ Όλες οι **συστάσεις ισορροπίας** για αντίδραση σε δεδομένη θερμοκρασία σχετίζονται με την **σταθερά ισορροπίας**

⇒ Αν πρόκειται για τη γενική αντίδραση:  $aA + bB \xrightleftharpoons[k_2]{k_1} cC + dD$

η **σταθερά ισορροπίας**  $K_c$  είναι:

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

★ Ο **νόμος δράσης των μαζών** (ή νόμος των **Guldberg-Waage**) είναι η σχέση που ορίζει ότι οι τιμές έκφρασης της σταθεράς ισορροπίας είναι **σταθερές** για συγκεκριμένη αντίδραση και σε δεδομένη θερμοκρασία όποιες συγκεντρώσεις ισορροπίας και αν χρησιμοποιηθούν

★★ Η  $K_c$  ορίζεται βάσει της **ισοσταθμισμένης** χημικής εξίσωσης. Π.χ. αν αλλάξουν οι συντελεστές θα αλλάξει και η  $K_c$ .

★ Αν η αντίδραση πραγματοποιείται κατά ένα μηχανισμό πολλών σταδίων η  $K_c$  ισούται με γινόμενο λόγων (ένας λόγος για κάθε στάδιο του μηχανισμού) σταθερών ταχύτητας:  $K_c = k_1/k_2 \times k_1'/k_2'$



## Η σταθερά ισορροπίας $K_p$

↘ Για ισορροπίες στην αέρια φάση η  $K_c$  βολεύει να γράφεται συναρτήσει των **μερικών πιέσεων** και αφού  $n/V = P/RT$ , π.χ. για την αντίδραση:



Άθροισμα συντελεστών αερίων **προϊόντων** μείον άθροισμα συντελεστών αερίων **αντιδρώντων**

↘ Ισχύει ότι:

$$K_p = \frac{P_{\text{CH}_4} P_{\text{H}_2\text{O}}}{P_{\text{CO}} P_{\text{H}_2}^3}$$

, δηλαδή ισχύει:

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

## Σταθερά ισορροπίας για το άθροισμα αντιδράσεων

➡ Αν δεδομένη χημική εξίσωση προκύπτει ως **άθροισμα** άλλων χημικών εξισώσεων η  $K$  αυτής ισούται με το **γινόμενο** των σταθερών ισορροπίας των άλλων εξισώσεων

## ΕΤΕΡΟΓΕΝΗΣ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ – ΔΙΑΛΥΤΕΣ ΣΕ ΟΜΟΓΕΝΕΙΣ ΙΣΟΡΡΟΠΙΕΣ

↪ **Ομογενής ισορροπία** είναι εκείνη που περιλαμβάνει αντιδρώντα και προϊόντα σε μία και μόνο φάση, ενώ **ετερογενής** είναι εκείνη όπου τα αντιδρώντα και προϊόντα είναι σε περισσότερες από μία φάσεις.

↪ Γράφοντας την έκφραση της  $K_c$  για μια ετερογενή ισορροπία **παραλείπουμε** τις συγκεντρώσεις των καθαρών **στερεών** και υγρών. Π.χ. για την αντίδραση:



↪ η  $K_c$  είναι: 
$$K_c = \frac{[\text{H}_2]^4}{[\text{H}_2\text{O}]^4}$$

★ Ενώ η συγκέντρωση ενός αερίου μπορεί να έχει διάφορες τιμές η συγκέντρωση καθαρού **στερεού** και υγρού (και του **διαλύτη**) είναι μια σταθερά σε **δεδομένη T** και έτσι **ενσωματώνεται στην  $K_c$**

★ **Δηλαδή η ισορροπία δεν επηρεάζεται από τις ποσότητες των στερεών και υγρών ουσιών για όσο διάστημα υπάρχει έστω και λίγο από αυτές**

## ΧΡΗΣΗ ΤΗΣ ΣΤΑΘΕΡΑΣ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑΣ

☆ Μπορούμε να χρησιμοποιήσουμε την  $K$  για να απαντήσουμε στα εξής σημαντικά ερωτήματα:

- 1) Μια δεδομένη ισορροπία **ευνοεί** τα προϊόντα ή τα αντιδρώντα;
- 2) Μπορούμε να προβλέψουμε την **κατεύθυνση** μιας αντίδρασης όταν γνωρίζουμε τις **συγκεντρώσεις** των ουσιών ενός μίγματος αυτής που δεν βρίσκεται σε ισορροπία;
- 3) Μπορούμε να προσδιορίσουμε τη **σύσταση** στη θέση ισορροπίας για οποιαδήποτε σειρά αρχικών συγκεντρώσεων όταν γνωρίζουμε την τιμή της  $K_c$ ;

### ΑΠΑΝΤΗΣΕΙΣ

1) Ποιοτική ερμηνεία της σταθεράς ισορροπίας:

↘ Αν η τιμή της  $K_c$  είναι μεγάλη το μίγμα ισορροπίας αποτελείται κυρίως από προϊόντα.

↘ Αν η τιμή της  $K_c$  είναι μικρή το μίγμα ισορροπίας αποτελείται κυρίως από αντιδρώντα.

↘ Αν η τιμή της  $K_c$  είναι γύρω στο 1 το μίγμα ισορροπίας περιέχει σημαντικές ποσότητες και αντιδρώντων και προϊόντων.



## 2) Πρόβλεψη της κατεύθυνσης μιας αντίδρασης

Αντικαθιστούμε τις συγκεντρώσεις των ουσιών στο **πηλίκον αντίδρασης** και συγκρίνουμε την τιμή αυτού με την  $K_c$

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

$Q_c$ : έκφραση ίδιας μορφής με αυτήν της  $K_c$  χωρίς οι τιμές συγκεντρώσεων που περιέχει να είναι κατ' ανάγκην αυτές της ισορροπίας

Για παράδειγμα:



Συγκεντρώσεις (M):      0,0200                      0,0200                      0,00100                      0,00100

✎ Αν το παραπάνω μίγμα διαβιβασθεί στα 1200 K πάνω από ένα καταλύτη η αντίδραση θα οδεύσει προς τα δεξιά ή προς τα αριστερά; ( $K_c = 3,92$  σ' αυτήν τη θερμοκρασία):

$$Q_c = \frac{[\text{CH}_4]_i [\text{H}_2\text{O}]_i}{[\text{CO}]_i [\text{H}_2]_i^3} \Rightarrow Q_c = \frac{(0,00100)(0,00100)}{(0,0200)(0,0200)} \Rightarrow Q_c = 6,25$$

### 3) Υπολογισμός συγκεντρώσεων ισορροπίας

① Καταστρώνουμε **πίνακα** με τις αρχικές συγκεντρώσεις, τις μεταβολές τους και τις συγκεντρώσεις ισορροπίας συναρτήσει αγνώστου **X**.

② Αντικαθιστούμε τις συγκεντρώσεις ισορροπίας που εμπεριέχουν το **X** στην εξίσωση της  $K_c$ .

③ Λύνουμε την εξίσωση της  $K_c$  και βρίσκουμε τις τιμές των συγκεντρώσεων ισορροπίας.

☆ Αν καταλήξουμε σε εξίσωση **β' βαθμού** δεχόμαστε τη μαθηματική λύση που δίνει σε **θετική τιμή** για τη συγκέντρωση

## ΜΕΤΑΒΟΛΗ ΤΩΝ ΣΥΝΘΗΚΩΝ ΑΝΤΙΔΡΑΣΗΣ – ΑΡΧΗ ΤΟΥ LE CHATELIER

★ Οι κυριότεροι παράγοντες που επηρεάζουν τη **θέση** της χημικής ισορροπίας είναι :

1. Η συγκέντρωση
2. Η θερμοκρασία
3. Η πίεση

Henri-Luis Le Chatelier (1850-1936): Γάλλος χημικός και μεταλλουργός

Σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier:

★ Όταν **μεταβληθεί** ένας από τους παράγοντες αυτούς η ισορροπία μετατοπίζεται προς εκείνη την κατεύθυνση όπου **εξουδετερώνεται** η επιφερόμενη μεταβολή

★ Έτσι μπορεί να προβλεφθεί η **επίδραση** καθενός **παράγοντα** πάνω στη **θέση ισορροπίας** και να μεταβληθεί η **σύσταση μίγματος αντίδρασης** υπέρ των προϊόντων ή των αντιδρώντων!

## ΑΠΟΜΑΚΡΥΝΣΗ ΠΡΟΪΟΝΤΩΝ ή ΠΡΟΣΘΗΚΗ ΑΝΤΙΔΡΩΝΤΩΝ

★ Για να **αυξήσουμε** την απόδοση επιθυμητού **προϊόντος**  
απομακρύνουμε ένα προϊόν ή προσθέτουμε ένα αντιδρών στο  
μίγμα ισορροπίας

Για παράδειγμα:

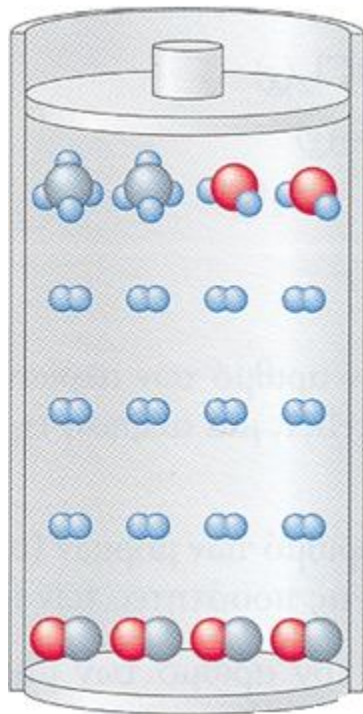


|                                |              |              |              |              |
|--------------------------------|--------------|--------------|--------------|--------------|
| Αρχικό μίγμα αντίδρασης (mol): | 0,613        | 1,839        | 0,387        | 0,387        |
| Απομακρύνουμε το νερό (mol):   | 0,613        | 1,839        | 0,387        | 0,000        |
| <b>Νέα ισορροπία (mol):</b>    | <b>0,491</b> | <b>1,473</b> | <b>0,509</b> | <b>0,122</b> |

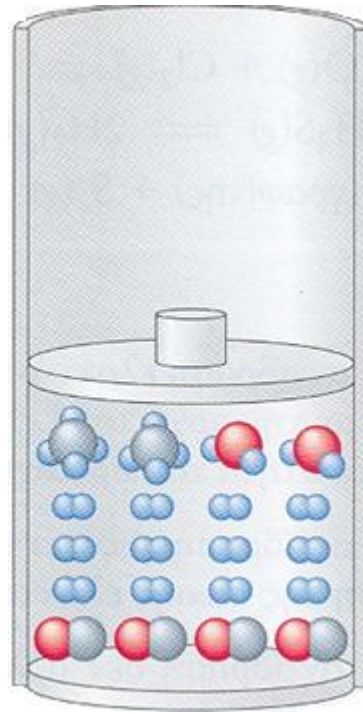
## ΕΠΙΔΡΑΣΗ ΜΕΤΑΒΟΛΗΣ ΠΙΕΣΗΣ

↘ Η θέση της ισορροπίας επηρεάζεται από τη μεταβολή της πίεσης μόνο όταν σ' αυτή περιλαμβάνονται ένα ή περισσότερα **αέρια**

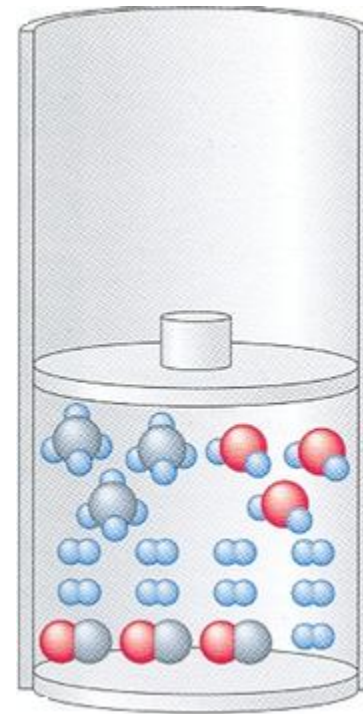
↘ Αν η πίεση αυξάνεται λόγω ελάττωσης του όγκου η αντίδραση μετατοπίζεται προς την κατεύθυνση που έχουμε τα **λιγότερα moles αερίων**



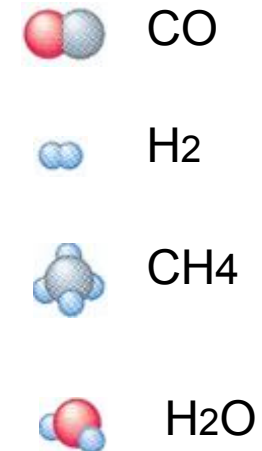
Α) Αέρια σε ισορροπία



Β) Μετά την συμπίεση αλλά πριν την ισορροπία



Γ) Συμπιεσμένα αέρια σε ισορροπία





## ΕΠΙΔΡΑΣΗ ΜΕΤΑΒΟΛΗΣ ΘΕΡΜΟΚΡΑΣΙΑΣ

- ➔ Σε ενδόθερμη αντίδραση ( $\Delta H^0 > 0$ ) με αύξηση της θερμοκρασίας οι ποσότητες των προϊόντων στη θέση ισορροπίας αυξάνονται ( $K_c$  μεγαλύτερη σε υψηλότερες θερμοκρασίες)
- ➔ Σε εξώθερμη αντίδραση ( $\Delta H^0 < 0$ ) με ελάττωση της θερμοκρασίας οι ποσότητες των προϊόντων στη θέση ισορροπίας αυξάνονται ( $K_c$  μεγαλύτερη σε χαμηλότερες θερμοκρασίες)

## ΕΠΙΔΡΑΣΗ ΤΩΝ ΚΑΤΑΛΥΤΩΝ;

Ένας καταλύτης δεν έχει **καμία επίδραση** πάνω στη θέση μιας χημικής ισορροπίας, επειδή επηρεάζει **εξίσου** τις ταχύτητες των αντιδράσεων και προς τις δύο κατευθύνσεις.

Αναγκάζει όμως το σύστημα να φθάσει ταχύτερα στη θέση ισορροπίας

# Αναφορά

- Το υλικό της παρουσίασης προέρχεται από τις Πανεπιστημιακές παραδόσεις της καθηγήτριας Μαγδαληνής Σουπιώνη
- Οι εικόνες που περιέχονται στην ενότητα προέρχονται από το προσωπικό αρχείο της καθηγήτριας Μαγδαληνής Σουπιώνη

# Σημείωμα Αναφοράς

Copyright, Πανεπιστήμιο Πατρών, Μαγδαληνή  
Σουπιώνη. «Χημεία II». Έκδοση: 1.0. Πάτρα 2015.

Διαθέσιμο από τη δικτυακή διεύθυνση:

<https://eclass.upatras.gr/courses/GEO327/>

# Σημείωμα Αδειοδότησης

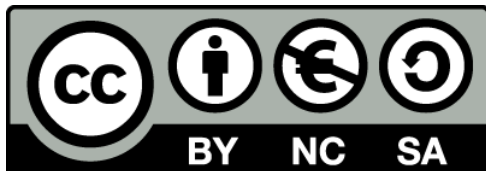
Το παρόν υλικό διατίθεται με τους όρους της άδειας χρήσης Creative Commons Αναφορά, Μη Εμπορική Χρήση Παρόμοια Διανομή 4.0 [1] ή μεταγενέστερη, Διεθνής Έκδοση. Εξαιρούνται τα αυτοτελή έργα τρίτων π.χ. φωτογραφίες, διαγράμματα κ.λ.π., τα οποία εμπεριέχονται σε αυτό και τα οποία αναφέρονται μαζί με τους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

# Τέλος Ενότητας



Ευρωπαϊκή Ένωση  
Ευρωπαϊκό Κοινωνικό Ταμείο



ΥΠΟΥΡΓΕΙΟ ΠΑΙΔΕΙΑΣ & ΘΡΗΣΚΕΥΜΑΤΩΝ, ΠΟΛΙΤΙΣΜΟΥ & ΑΘΛΗΤΙΣΜΟΥ  
ΕΙΔΙΚΗ ΥΠΗΡΕΣΙΑ ΔΙΑΧΕΙΡΙΣΗΣ

Με τη συγχρηματοδότηση της Ελλάδας και της Ευρωπαϊκής Ένωσης



ΕΥΡΩΠΑΪΚΟ ΚΟΙΝΩΝΙΚΟ ΤΑΜΕΙΟ