

# Υδατική Χημεία

---

Νίκος Ξεκουκουλωτάκης

Πολυτεχνείο Κρήτης

Τμήμα Μηχανικών Περιβάλλοντος

Γραφείο Κ1.122, τηλ.:28210-37796

e-mail:[nikosxek@gmail.com](mailto:nikosxek@gmail.com)

# Περίληψη

---

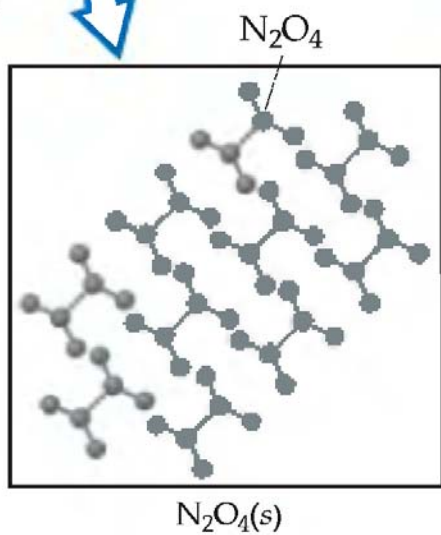


- Χημική Ισορροπία
  - ✓ Σταθερές  $K_c$  και  $K_p$
- Παράγοντες που επηρεάζουν τη θέση της χημικής ισορροπίας-Αρχή του Le Châtelier
  - ✓ επίδραση της συγκέντρωσης των χημικών ουσιών
  - ✓ επίδραση της θερμοκρασία
  - ✓ επίδραση της πίεσης

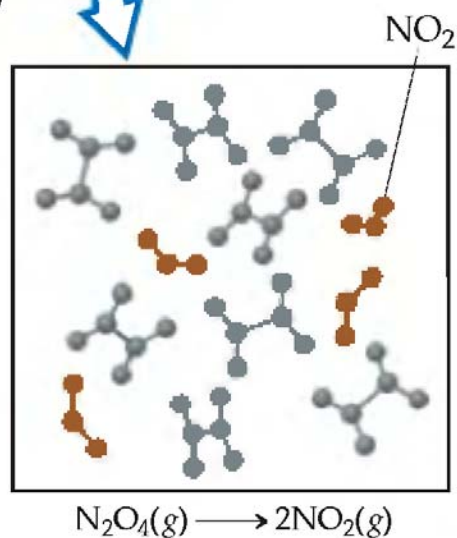
# Χημική Ισορροπία



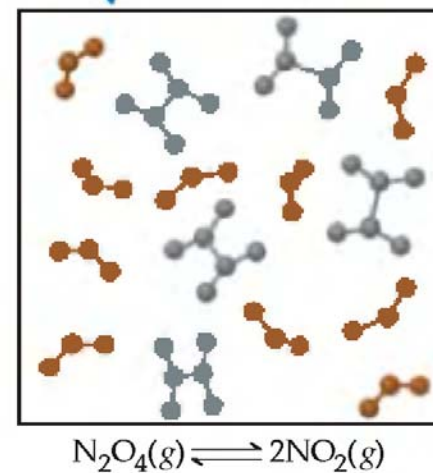
(a)



(b)



(c)



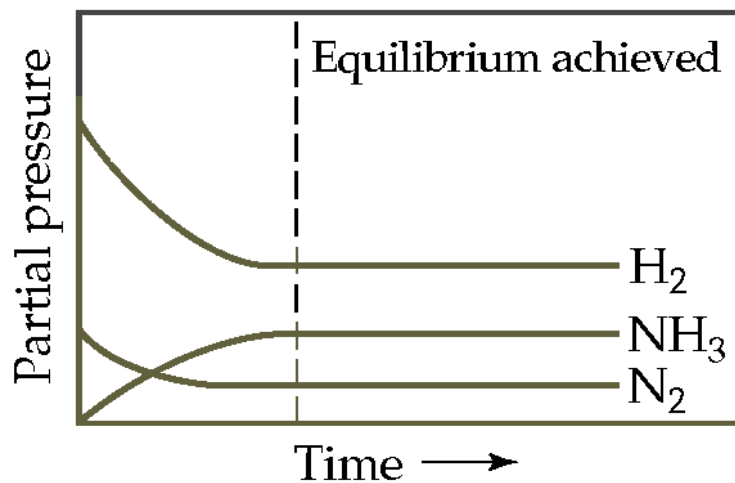
# Συγκεντρώσεις και χημική ισορροπία

---

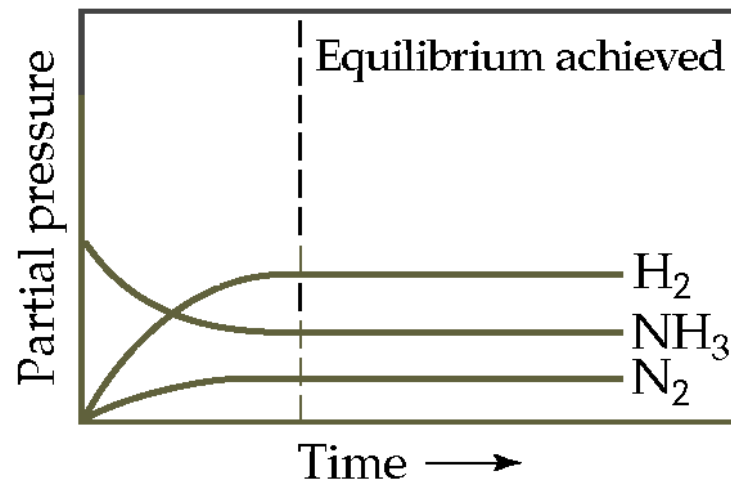


- Activity:  $\text{NO}_2$  -  $\text{N}_2\text{O}_4$  Equilibrium (activity 15.02)
- Activity: Chemical Equilibrium (activity 15.04)

# Συγκεντρώσεις και χημική ισορροπία



(a)



(b)

# Σταθερές Χημικής Ισορροπίας $K_c$ και $K_p$

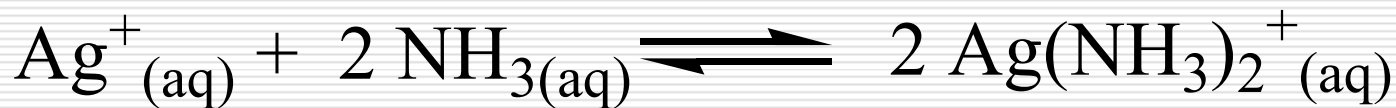
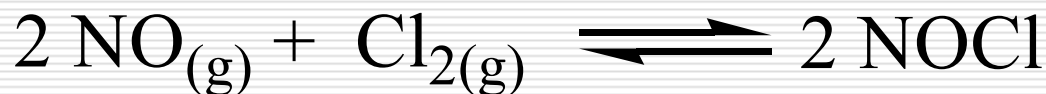
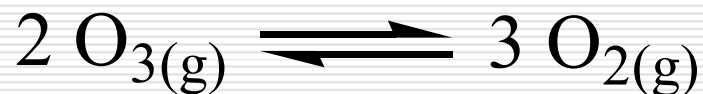


- Ταχύτητα της αντίδρασης και χημική ισορροπία
- Νόμος Δράσεως των Μαζών (Νόμος των Guldberg-Waage)
- Activity: Equilibrium Constant (activity 15.05)

# Ασκήσεις



- Να γραφούν οι σταθερές χημικής ισορροπίας των παρακάτω αντιδράσεων



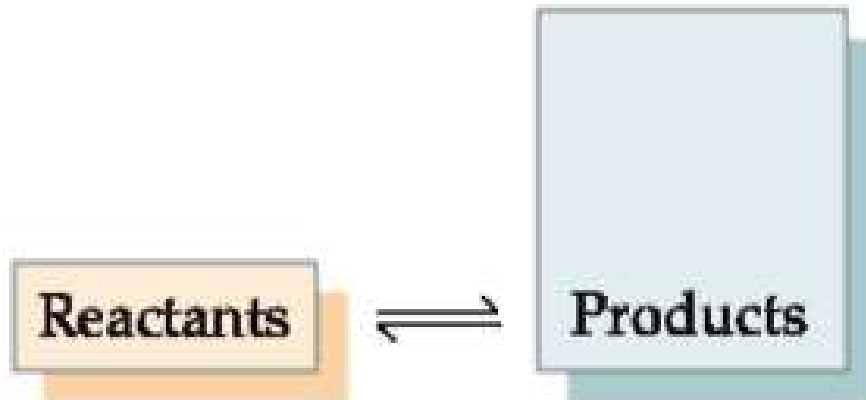
# Σταθερά χημικής ισορροπίας, $K_c$



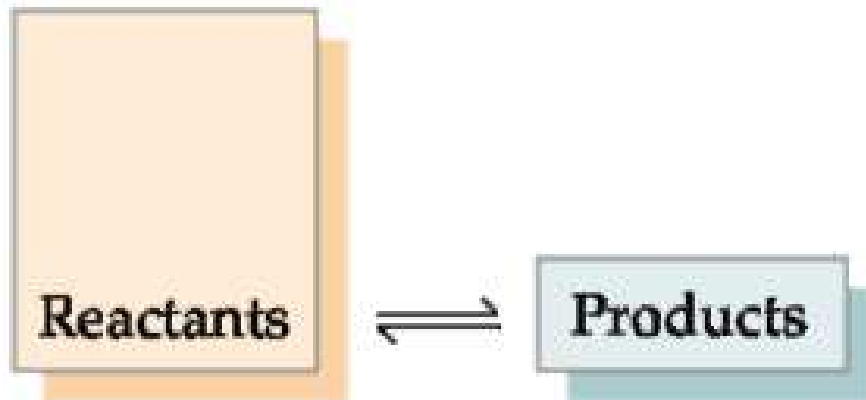
- Μέγεθος σταθεράς χημικής ισορροπίας
- Αν  $K \gg 1$ : η θέση της Χ.Ι. είναι μετατοπισμένη προς τα δεξιά. Τα προϊόντα υπερισχύουν των αντιδρώντων
- Αν  $K \ll 1$ : η θέση της Χ.Ι. είναι μετατοπισμένη προς τα αριστερά. Τα αντιδρώντα υπερισχύουν των προϊόντων



# Σταθερά χημικής ισορροπίας, $K_c$

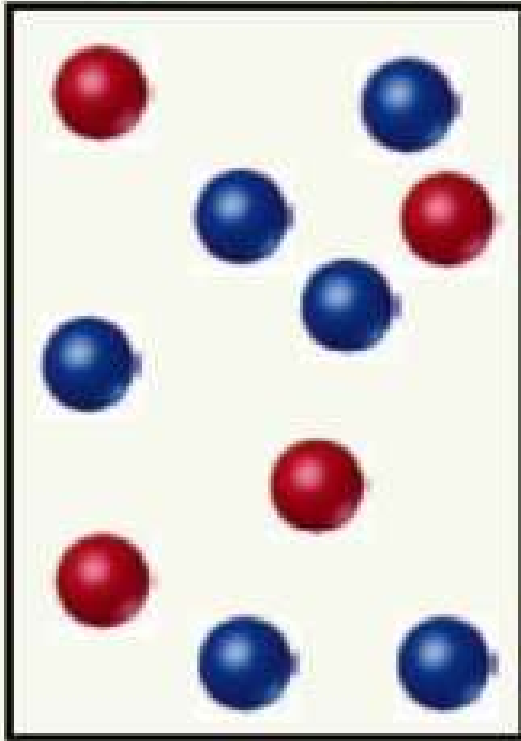


(a)  $K \gg 1$

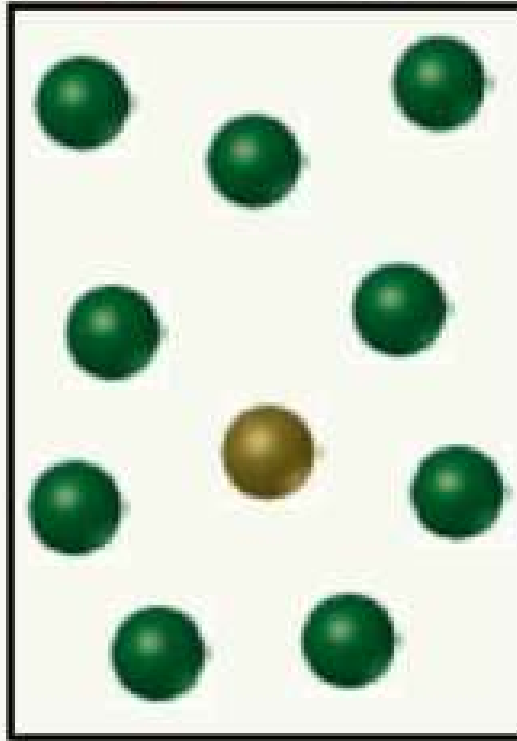


(b)  $K \ll 1$

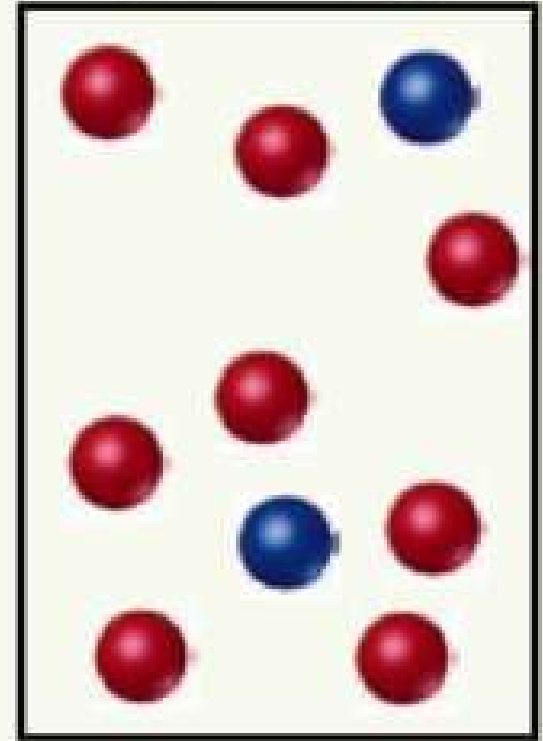
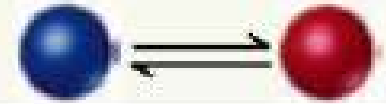
# Άσκηση



(i)

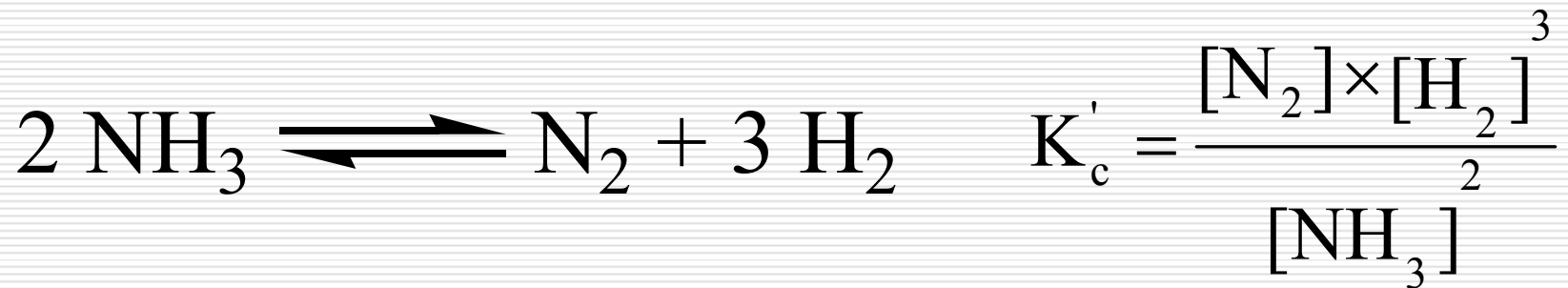
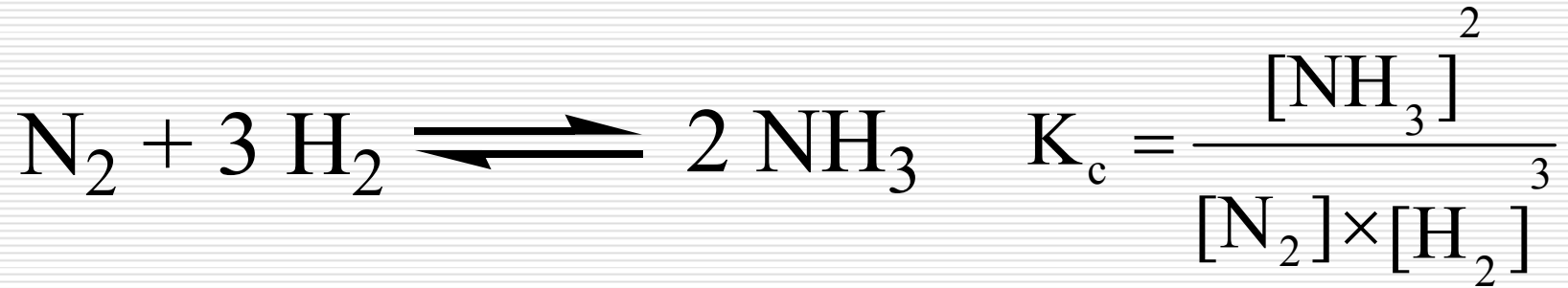


(ii)



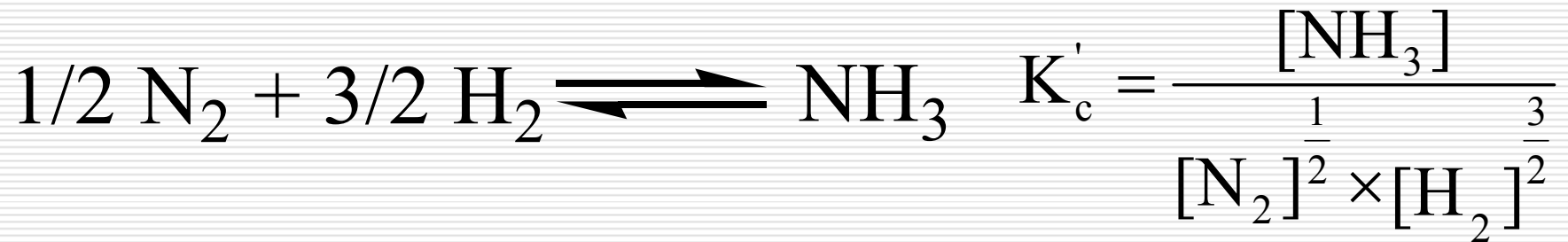
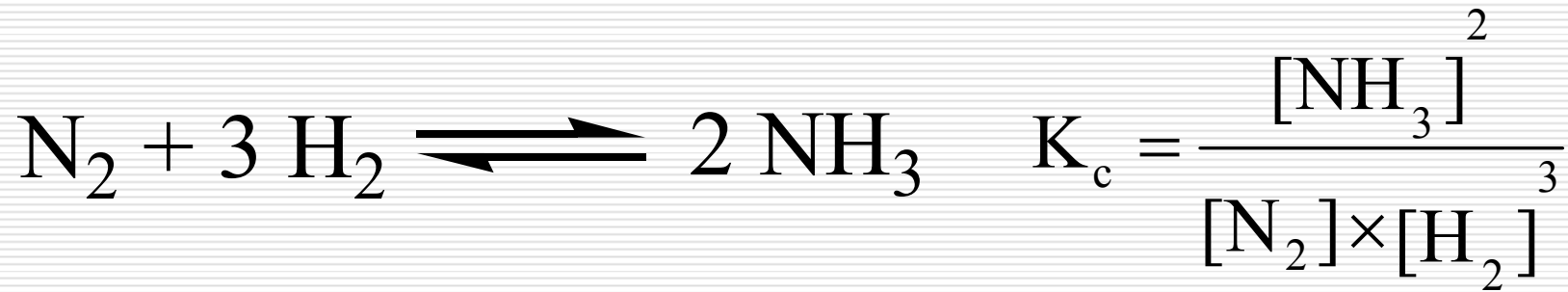
(iii)

# Κατεύθυνση της χημικής εξίσωσης και $K_c$



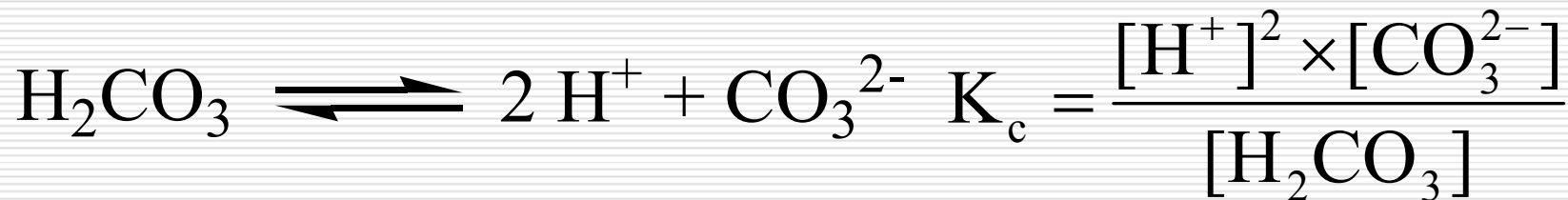
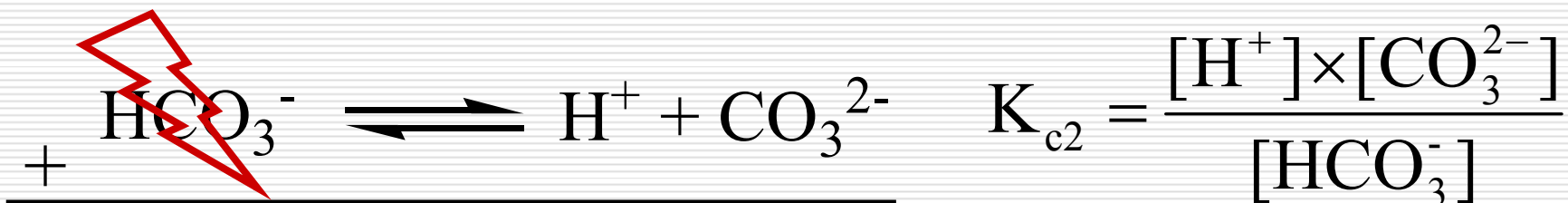
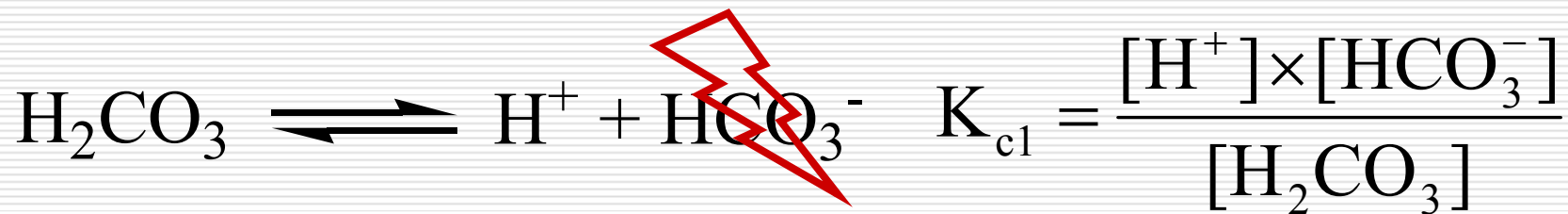
$$K_c = \frac{1}{K'_c}$$

# Στοιχειομετρικοί συντελεστές και $K_c$



$$K'_c = \sqrt{K_c}$$

# Διαδοχικές αντιδράσεις και $K_c$

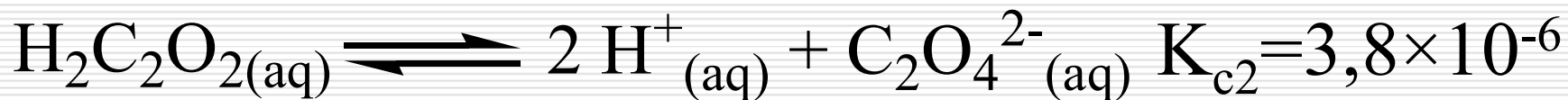
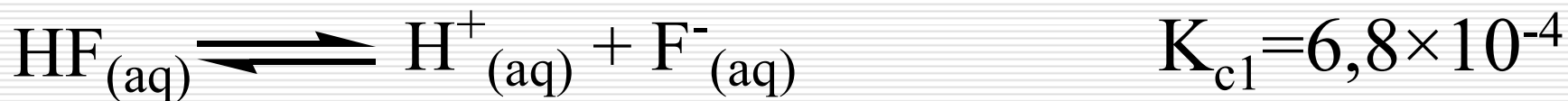


$$K_{c1} \times K_{c2} = \frac{[\text{H}^+] \times [\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} \times \frac{[\text{H}^+] \times [\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]} = \frac{[\text{H}^+]^2 \times [\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = K_c$$

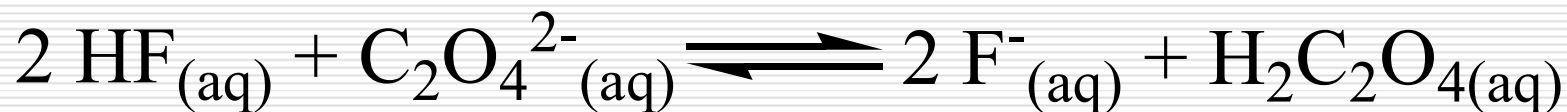
# Άσκηση



- Δίνονται οι παρακάτω χημικές εξισώσεις:

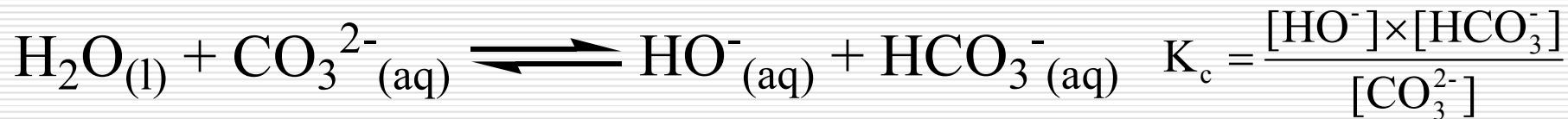
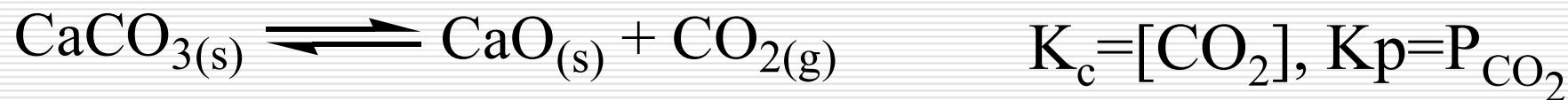


- Να υπολογιστεί η σταθερά χημικής ισορροπίας  $K_c$  της παρακάτω αντίδρασης:



- Απάντηση:  $K_c = 0,122$

# Ετερογενής Χημική Ισορροπία



- Οι συγκεντρώσεις καθαρών στερεών και υγρών χημικών ουσιών **δεν** συμπεριλαμβάνονται στην έκφραση της σταθεράς της χημικής ισορροπίας

# Ετερογενής Χημική Ισορροπία



(a)



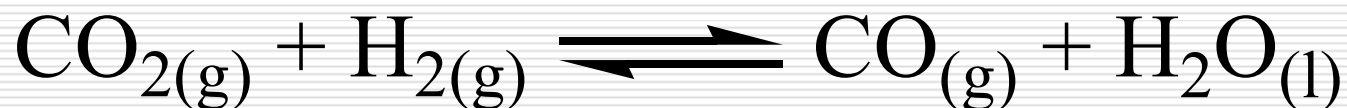
(b)



# Άσκηση



- Να γραφούν οι σταθερές χημικής ισορροπίας των παρακάτω χημικών αντιδράσεων:



# Ασκήσεις



- Υδατικό διάλυμα οξικού οξέος ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) στους  $25\text{ }^\circ\text{C}$  βρέθηκε ότι περιέχει τις παρακάτω συγκεντρώσεις στην κατάσταση της χημικής ισορροπίας:
  - ✓  $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 1,65 \times 10^{-2}\text{ M}$
  - ✓  $[\text{H}^+] = 5,44 \times 10^{-4}\text{ M}$
  - ✓  $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 5,44 \times 10^{-4}\text{ M}$
- Να βρεθεί η σταθερά χημικής ισορροπίας  $K_c$

# Ασκήσεις

---



- Ένα κλειστό σύστημα περιέχει  $1 \times 10^{-3}$  M  $H_2$  και  $2 \times 10^{-3}$  M  $I_2$  στους  $448$  °C. Μετά την αποκατάσταση της χημικής ισορροπίας βρέθηκε ότι στο δοχείο περιέχονται  $1,87 \cdot 10^{-3}$  M HI. Να βρεθεί η σταθερά χημικής ισορροπίας  $K_c$

# Ασκήσεις

---



- Σε κλειστό δοχείο όγκου 1L τοποθετούνται 1 mol  $H_2$  και 1 mol  $I_2$  στους 500 °C. Να βρεθούν οι συγκεντρώσεις όλων των χημικών ουσιών στην κατάσταση της χημικής ισορροπίας. Δίνεται ότι  $K_c=9$  στους 500 °C.

# Ασκήσεις

---



- Σε κλειστό δοχείο όγκου 1L τοποθετούνται 1 mol  $H_2$ , 1 mol  $I_2$  και 2 mol HI στους 500 °C. Να βρεθούν οι συγκεντρώσεις όλων των χημικών ουσιών στην κατάσταση της χημικής ισορροπίας. Δίνεται ότι  $K_c=9$  στους 500 °C.

# Αρχή του Le Châtelier

---



- Παράγοντες που επηρεάζουν τη θέση της χημικής ισορροπίας:
  - ✓ συγκεντρώσεις χημικών ουσιών
  - ✓ θερμοκρασία
  - ✓ πίεση (μόνο για αέριες χημικές ουσίες)

# Αρχή του Le Châtelier

---



- Αν ένα σύστημα σε κατάσταση χημικής ισορροπίας διαταραχθεί μεταβάλλοντας τη θερμοκρασία, την πίεση ή τη συγκέντρωση των χημικών ουσιών που συμμετέχουν σε αυτή, τότε η θέση της χημικής ισορροπίας μετατοπίζεται προς την κατεύθυνση εκείνη η οποία τείνει να αναιρέσει την επιφερόμενη μεταβολή

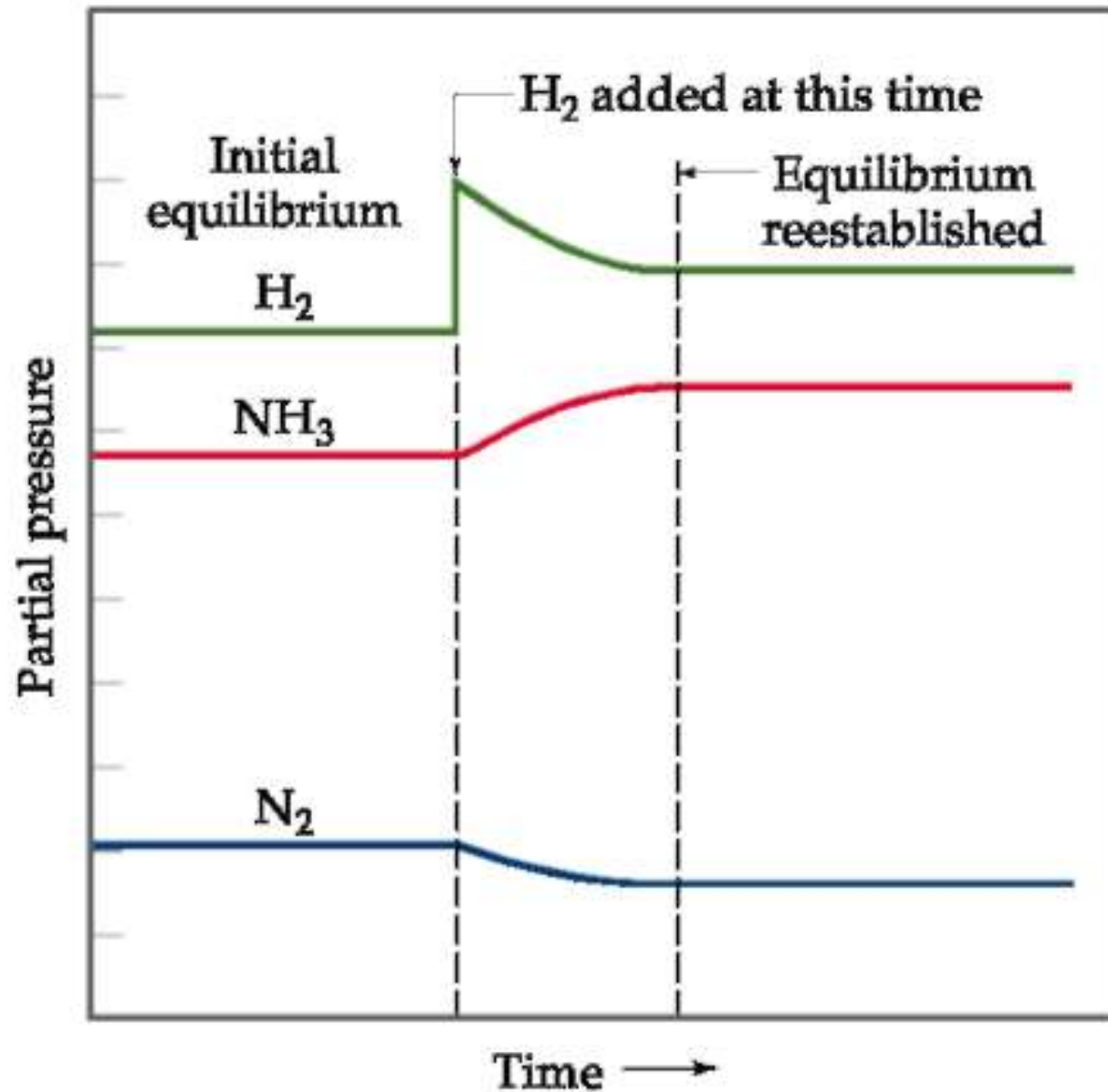
# Επίδραση της συγκέντρωσης



- Αν ένα χημικό σύστημα βρίσκεται στην κατάσταση της χημικής ισορροπίας και προσθέσουμε μια χημική ουσία (είτε αντιδρών είτε προϊόν), τότε η αντίδραση θα μετατοπιστεί ώστε να αποκατασταθεί εκ νέου χημική ισορροπία, καταναλώνοντας μέρος της χημικής ουσίας η οποία προστέθηκε.
- Αντίθετα, αν αφαιρέσουμε μια χημική ουσία, η αντίδραση θα μετατοπιστεί προς την κατεύθυνση σχηματισμού της ουσίας.



# Επίδραση της συγκέντρωσης



# Επίδραση της συγκέντρωσης

---



➤ Activity: LeChatelier's Principle

# Επίδραση της θερμοκρασίας

---



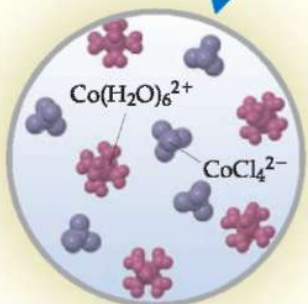
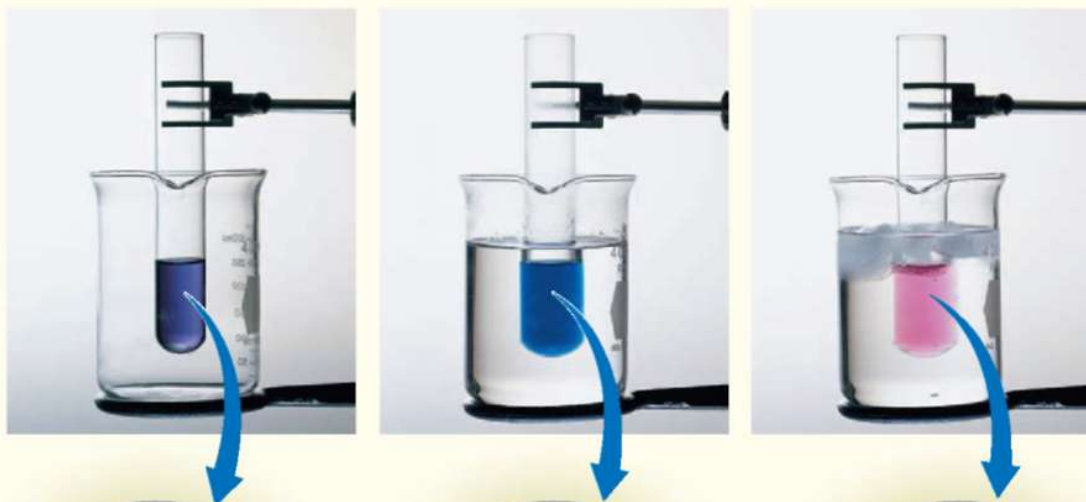
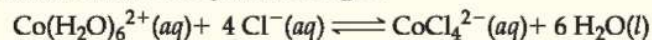
- Movie: Nitrogen Dioxide and Dinitrogen Tetroxide

# Επίδραση της θερμοκρασίας

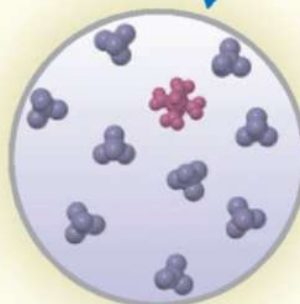


## EFFECT OF TEMPERATURE CHANGES

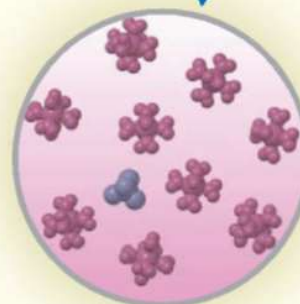
Almost every equilibrium constant changes in value as the temperature changes. In an endothermic reaction, such as the one shown, heat is absorbed as reactants are converted to products. Increasing the temperature causes the equilibrium to shift to the right and  $K$  to increase. Lowering the temperature shifts the equilibrium in the direction that produces heat, to the left, decreasing  $K$ .



At room temperature both the pink  $\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$  and blue  $\text{CoCl}_4^{2-}$  ions are present in significant amounts, giving a violet color to the solution.



Heating the solution shifts the equilibrium to the right, forming more blue  $\text{CoCl}_4^{2-}$ .



Cooling the solution shifts the equilibrium to the left, toward pink  $\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$ .

# Επίδραση της πίεσης (μόνο για αέρια)

---



- Animation:  $\text{NO}_2$  -  $\text{N}_2\text{O}_4$  Equilibrium

# Επίδραση της πίεσης (μόνο για αέρια)



## LE CHÂTELIER'S PRINCIPLE

*If a system at equilibrium is disturbed by a change in temperature, pressure, or the concentration of one of the components, the system will shift its equilibrium position so as to counteract the effect of the disturbance.*

*The equilibrium shown is  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$ .*

**N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>**

**NO<sub>2</sub>**

An equilibrium mixture of brown  $\text{NO}_2(\text{g})$  (red) and colorless  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$  (gray) held in a gas-tight syringe.

The volume and hence the pressure are changed by moving the plunger. Compression of the mixture temporarily increases the concentration of  $\text{NO}_2$ .

When the mixture reestablishes equilibrium, the color is lighter than that at the beginning because the formation of  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$  is favored by the pressure increase.