



## Γενική – Ανόργανη Χημεία

➤ **ΧΗΜΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ:** Περιγραφή Χημικής ισορροπίας, Χρήση Σταθεράς Ισορροπίας, Αρχή Le Chatelier, Ελεύθερη Ενέργεια και Σταθερές Ισορροπίας

# Αντιστρεπτές αντιδράσεις

Αντιδράσεις οι οποίες φαίνεται να σταματούν πριν να ολοκληρωθούν λέμε ότι είναι αντιστρεπτές. Σε αυτές τα αρχικά αντιδρώντα σχηματίζουν προϊόντα και κατόπιν τα προϊόντα αντιδρούν και σχηματίζουν ξανά τα αρχικά αντιδρώντα.

**Λαμβάνουν χώρα δύο αντιδράσεις.**

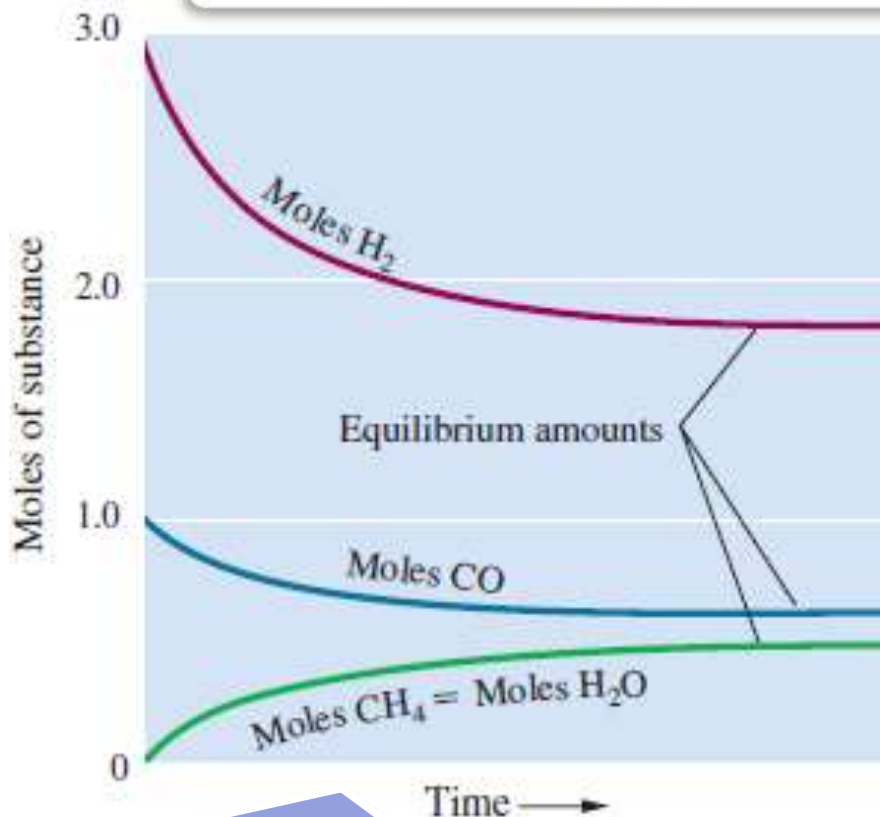
**Το τελικό αποτέλεσμα είναι μίγμα αντιδρώντων και προϊόντων**



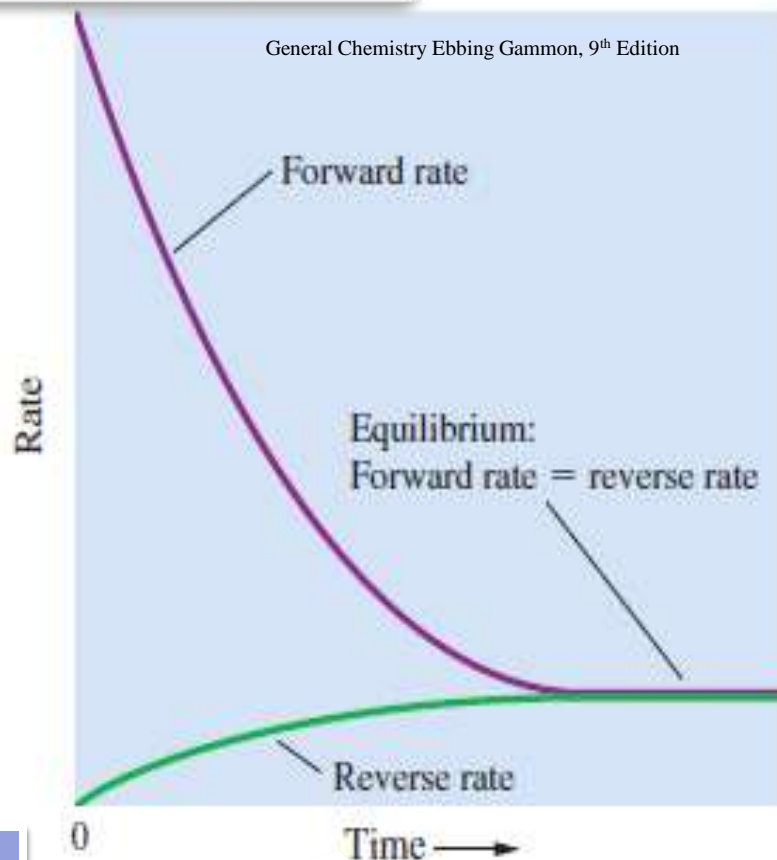
# Χημική ισορροπία

- Τελικά σχηματίζεται μίγμα αντιδρώντων και προϊόντων σε δυναμική ισορροπία η οποία συνίσταται από μια αντίδραση από αριστερά προς τα δεξιά και μια αντίδραση από δεξιά προς τα αριστερά.
- Οι αντιδράσεις και των από αριστερά προς δεξιά και από δεξιά προς αριστερά λαμβάνουν χώρα με την ίδια ταχύτητα.

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



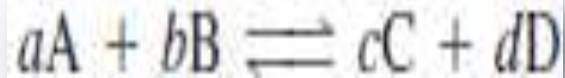
Αρχικά: 1,000 mol CO & 3,000 mol H<sub>2</sub>  
 Θέση ισορροπίας: ποσότητες ουσιών  
 σταθεροποιούνται



Αρχικά: Ταχύτητα προς τα  
 δεξιά μεγάλη και η αντίθετη  
 μηδέν  
 Ισορροπία: ταχύτητες ίσες

# Σταθερά ισορροπίας

Έστω η γενική αντίδραση



- **Έκφραση της σταθεράς ισορροπίας μιας αντίδρασης:**

Κλάσμα με αριθμητή το γινόμενο των γραμμομοριακών συγκεντρώσεων των προϊόντων και παρονομαστή το γινόμενο των γραμμομοριακών συγκεντρώσεων των αντιδρώντων στη θέση ισορροπίας. Η κάθε συγκέντρωση είναι υψωμένη σε δύναμη ίση με τον αντίστοιχο αριθμητικό συντελεστή στην ισοσταθμισμένη χημική εξίσωση

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

- **Σταθερά ισορροπίας  $K_c$**

Η αριθμητική τιμή της έκφρασης ισορροπίας

- **Νόμος δράσης των μαζών**

Η σχέση η οποία ορίζει πως οι τιμές έκφρασης της  $K_c$  είναι σταθερές για συγκεκριμένη αντίδραση, σε συγκεκριμένη  $T$  για οποιεσδήποτε συγκεντρώσεις αντιδρώντων χρησιμοποιηθούν.

# Η σταθερά ισορροπίας $K_c$ είναι:

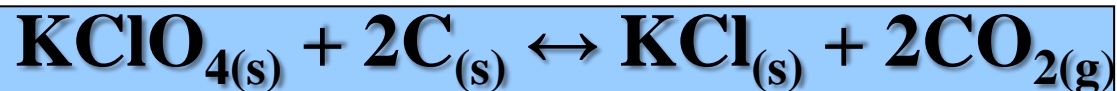
- ανεξάρτητη από τα στάδια στα οποία πραγματοποιείται η αντίδραση,
- εξαρτώμενη από τα αρχικά και τελικά προϊόντα
- εξαρτώμενη από τη θερμοκρασία

## Για τη σταθερά ισορροπίας $K_c$ ισχύει ότι:

- μεγάλη τιμή  $K_c \Rightarrow$  η αντίδραση προχωρά πολύ προς την κατεύθυνση της συμπλήρωσης
- Μικρή τιμή  $K_c \Rightarrow$  μικρό ποσό δράσης προς τα δεξιά

# Ομογενείς και ετερογενείς αντιδράσεις

- Ετερογενής είναι η ισορροπία της οποίας όλα τα συστατικά δεν βρίσκονται στην ίδια φάση



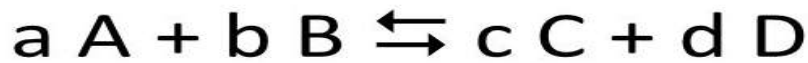
- Ομογενής ονομάζεται όταν όλα τα συστατικά βρίσκονται στην ίδια φάση



s: solid στερεά  
g: gas αέρια  
l: liquid υγρά  
aq: aqueous  
εφυδατωμένα

## Έστω η συμπύκνωση των υδρατμών στην ατμόσφαιρα

- Αν η συμπύκνωση των υδρατμών γίνεται απευθείας από την αέρια φάση ομογενής η αντίδραση, (αέρια μόνο).
- Αν γίνεται σε στερεό η αντίδραση ετερογενής, (στερεά και αέρια).



Η γενική μορφή στην οποία παραλείπονται οι συγκεντρώσεις των καθαρών στερεών και υγρών

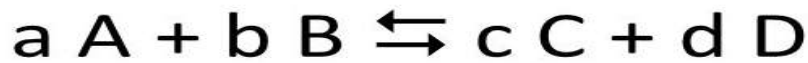
$$K_{eq} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

← Προϊόντα  
← Αντιδρώντα

Οι συγκεντρώσεις σε mol / L

Είδος Αντί-δρασης	Παράδειγμα χημικής εξίσωσης	Μορφή της $K_C$ (ή αλλιώς $K_{eq}$ )
Ιοντισμός νερού	$H_2O(l) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + OH^-(aq)$	$K_w = [H_3O^+][OH^-]$
Ιοντισμός οξέος	$HCl(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$	$K_a = \frac{[H_3O^+][Cl^-]}{[HCl]}$
Ιοντισμός Βάσης	$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$	$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$





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

← Προϊόντα  
← Αντιδρώντα

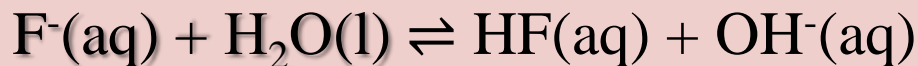
Η γενική μορφή στην οποία παραλείπονται οι συγκεντρώσεις των καθαρών στερεών και υγρών

Είδος  
Αντί-  
δρασης

Παράδειγμα χημικής εξίσωσης

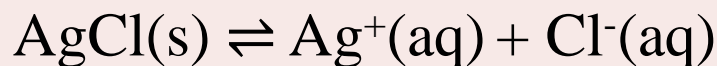
Μορφή της  $K_C$  (ή  
αλλιώς  $K_{eq}$ )

Υδρόλυση



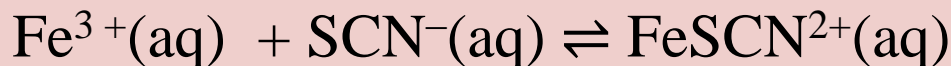
$$K_h = \frac{[HF][OH^-]}{[F^-]} = \frac{K_w}{K_a}$$

Γινόμενο  
Διαλυτό-  
τητας



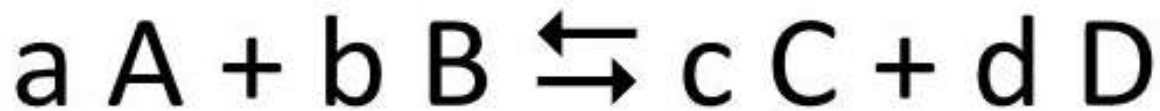
$$K_{sp} = [Ag^+][Cl^-]$$

Σχηματι-  
σμός



$$K_f = \frac{[FeSCN^{2+}]}{[Fe^{3+}][SCN^-]}$$

συμπλόκου



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

← Προϊόντα  
← Αντιδρώντα

Σταθερά χημικής  
ισορροπίας  $K_{\text{eq}}$  ή  $K_c$

Γινόμενο  $Q_c$

Οι τιμές συγκεντρώσεων στο  $Q_c$  δεν  
είναι αναγκαστικά αυτές της  
ισορροπίας

## Σχέση $Q_c$ και $K_c$

## Αντίδραση

Εάν  $Q_c > K_c$

Η αντίδραση προχωρά προς τα αριστερά

Εάν  $Q_c < K_c$

Η αντίδραση προχωρά προς τα δεξιά

Εάν  $Q_c = K_c$

Το μίγμα της αντίδρασης, βρίσκεται σε ισορροπία

# Σταθερά ισορροπίας $K_p$

- Σε περίπτωση που στην κατάσταση ισορροπίας όλα τα συστατικά βρίσκονται σε αέρια φάση γράφουμε τη σταθερά ισορροπίας σε συνάρτηση με τις μερικές πιέσεις των αερίων
- Η μερική πίεση αερίου είναι ανάλογη με τη συγκέντρωσή του



$$K_p = \frac{(P_\Gamma)^\gamma (P_\Delta)^\delta}{(P_A)^\alpha (P_B)^\beta}$$

$\Rightarrow$

Με βάση και τη σχέση  $n/V = P/R.T$

$$K_p = K_c (RT)^{(n\gamma + n\delta - n\alpha - n\beta)}$$

Η μεταβολή των ορισμένων συνθηκών μιας αντίδρασης οδηγεί σε αύξηση ή μείωση της απόδοσης κάποιου προϊόντος

Οι συνθήκες που επηρεάζουν την απόδοση προϊόντος είναι οι:

- **Μεταβολή συγκέντρωσης** → Μέσω απομάκρυνσης προϊόντος ή προσθήκης αντιδρώντος
- **Μεταβολή μερικής πίεσης αερίων αντιδρώντων ή προϊόντων** → Μέσω μεταβολής όγκου
- **Μεταβολή θερμοκρασίας**

Οι καταλύτες δεν μεταβάλλουν τη θέση ισορροπίας, μεταβάλλουν όμως την ταχύτητα σχηματισμού ενός προϊόντος άρα επηρεάζουν το αποτέλεσμα.

# Αρχή Le Châtelier

Όταν σε ένα σύστημα που βρίσκεται σε χημική ισορροπία μεταβληθούν οι συνθήκες θερμοκρασίας πίεσης ή συγκέντρωσης, η ισορροπία του συστήματος διαταράσσεται, με αποτέλεσμα τη μετατόπισή της προς εκείνη την κατεύθυνση που τείνει να αναιρέσει τη μεταβολή.

# Επίδραση μεταβολής συγκέντρωσης



General Chemistry Ebbing Gammon, 9<sup>th</sup> Edition



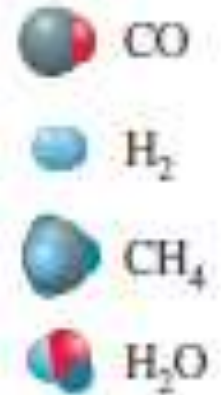
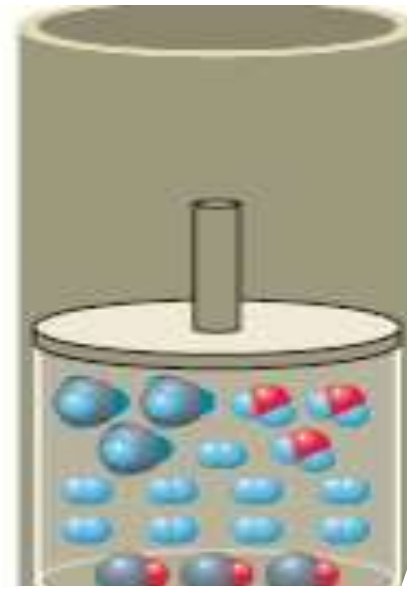
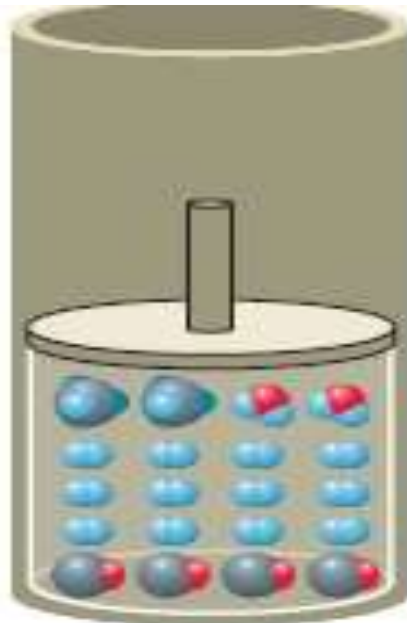
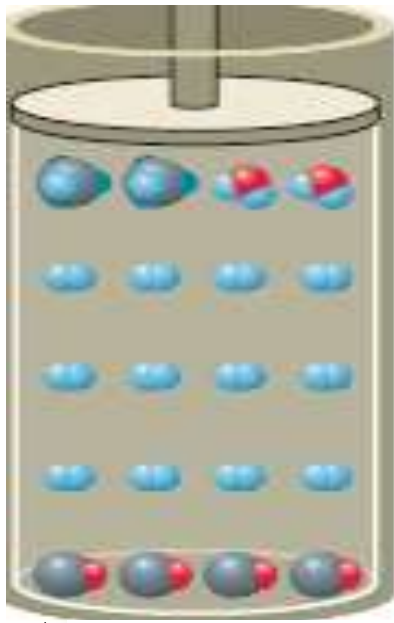
**Μεσαίο Ποτήρι:**  
μίγμα ισορροπίας  
Πορτοκαλέρυθρο  
ίζημα  $\text{HgI}_2$  σε  
ισορροπία με  
άχρωμα ιόντα  $\text{I}^-$  και  
ωχροκίτρινα ιόντα  
 $\text{HgI}_4^{2-}$

**Δεξιό ποτήρι: διάλυμα  
 $\text{NaI}$**

+ στο μίγμα ισορροπίας  
προσθήκη ιόντων  $\text{I}^- \Rightarrow$   
μετατόπιση ισορροπίας  
προς προϊόντα και  
εξαφάνιση  
πορτοκαλέρυθρου  
ιζήματος

**Αριστερό ποτήρι:**  
διάλυμα  $\text{NaClO}$   
+ στο μίγμα  
ισορροπίας, τα  $\text{I}^-$   
οξειδώνονται σε  $\text{IO}^- \Rightarrow$   
μετατόπιση ισορροπίας  
προς αντιδρώντα και  
τάση για  
επανεμφάνιση  
πορτοκαλέρυθρου  
ιζήματος

# Επίδραση μεταβολής πίεσης



General Chemistry Ebbing Gammon, 9<sup>th</sup> Edition

Μίγμα σε  
ισορροπία  
CO, H<sub>2</sub>,  
CH<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>O

Τα αέρια  
συμπιέζονται στο  
μισό του όγκου τους  
και το μίγμα πλέον  
δε βρίσκεται σε  
ισορροπία.

Η αντίδραση μετατοπίζεται  
δεξιά και αποκαθίσταται  
πάλι ισορροπία.

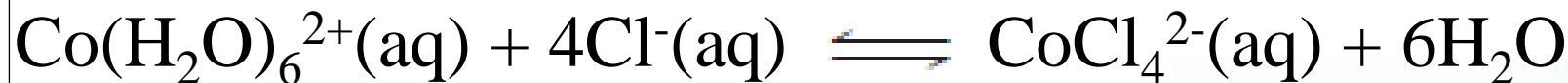
Ο ολικός όγκος  
ελαττώνεται προς δεξιά ⇒  
η αρχική αύξηση της πίεσης  
μειώνεται.



# Επίδραση μεταβολής θερμοκρασίας

- Αύξηση της θερμοκρασίας ευνοεί τις ενδόθερμες αντιδράσεις, ( $\Delta H > 0$ )
- Μείωση της θερμοκρασίας ευνοεί τις εξώθερμες αντιδράσεις ( $\Delta H < 0$ )

# Επίδραση μεταβολής θερμοκρασίας



- Στη **θερμοκρασία δωματίου** το μίγμα κυανό λόγω των  $\text{CoCl}_4^{2-}$ .
- Εάν το μίγμα ισορροπίας ψυχθεί σε παγόλουτρο, αποκτά **ρόδινο χρώμα** λόγω των ιόντων  $\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$ .



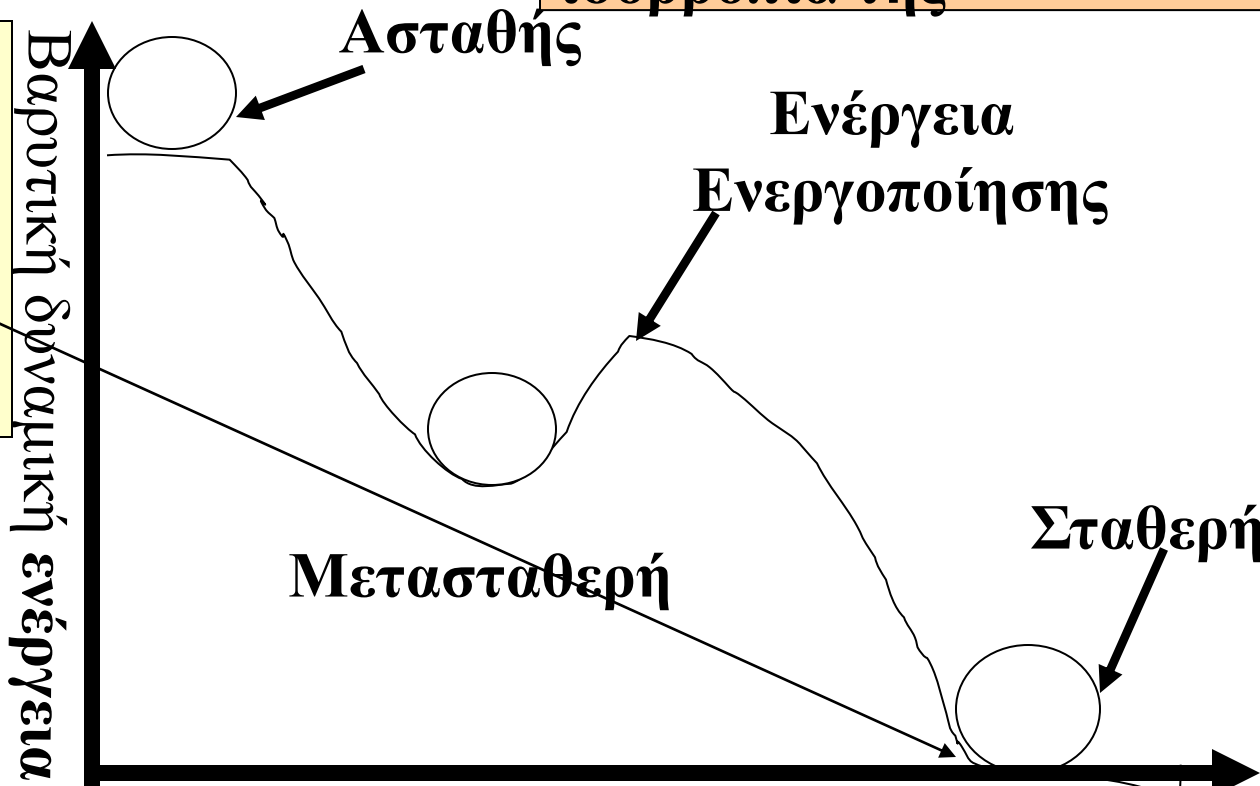
# Επίδραση καταλύτη

- Οι καταλύτες δεν ασκούν καμία επίδραση στη σύσταση ενός μίγματος αντίδρασης.
- Οι καταλύτες δρουν επιταχύνοντας την αποκατάσταση ισορροπίας.

# ΘΕΡΜΟΔΥΝΑΜΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

Προβλέπει τις συγκεντρώσεις των συστατικών και φάσεων μιας αντίδρασης στην ισορροπία της

Προσδιορίζει τη χαμηλή ενεργειακή κατάσταση



Στον πραγματικό κόσμο τα συστήματα υπάρχουν σε καταστάσεις ασταθείς, μετασταθείς και σταθερές όπου έχουν τη χαμηλότερη ενέργεια.

# Ελεύθερη ενέργεια

- Ένα σύστημα σε ισορροπία είναι στη χαμηλότερη ενεργειακή κατάσταση και η ενέργειά του μετράται σαν ή σαν

Ελεύθερη ενέργεια Gibbs  
(αντίδραση σε Ct P, T)

Ελεύθερη ενέργεια Helmholtz  
(αντίδραση σε Ct P, V)

Εδώ θα χρησιμοποιήσουμε την Ελεύθερη ενέργεια Gibbs  
 $G = H - TS$  για μεταβολές  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$  για P και T Ct

- **H**: η ενθαλπία σε  $\text{kJ mol}^{-1}$
- **S**: η εντροπία σε  $\text{J mol}^{-1} \text{K}^{-1}$
- **T**: η θερμοκρασία σε K

**Η  $\Delta G$  αποτελεί καταστατική ιδιότητα και στην περίπτωση που η πίεση και η θερμοκρασία μένουν σταθερές αποδεικνύεται ότι ισχύουν τα παρακάτω:**

- Αν  $\Delta G < 0$ , τότε η **χημική αντίδραση** (ή γενικότερα οποιαδήποτε μεταβολή), **είναι αυθόρμητη** και δεν απαιτείται προσφορά θερμότητας ή άλλης μορφής ενέργεια από το περιβάλλον για την πραγματοποίησή της.
- Αν  $\Delta G > 0$ , τότε η **χημική αντίδραση** (ή γενικότερα οποιαδήποτε μεταβολή), **δεν είναι αυθόρμητη** και για να πραγματοποιηθεί πρέπει να δοθεί στο σύστημα θερμότητα, ή κάποιας άλλης μορφής ενέργεια. Σε μια τέτοια περίπτωση, αυθόρμητη θα είναι η αντίδραση της αντίθετης φοράς.
- Αν  $\Delta G = 0$  τότε το σύστημα βρίσκεται **σε ισορροπία**.

- Αν  $\Delta G^\circ < 0$  έπεται πως  $K > 1$  και η ισορροπία είναι μετατοπισμένη προς τα προϊόντα
- Αν  $\Delta G^\circ > 0$  έπεται πως  $K < 1$  και η ισορροπία είναι μετατοπισμένη προς τα αντιδρώντα
- Στις σπάνιες περιπτώσεις όπου  $\Delta G^\circ = 0$  έπεται πως  $K = 1$

- Η ελεύθερη ενέργεια ενός ανοικτού συστήματος τείνει σε μείωση.
- Για ισόθερμη μεταβολή ισχύει  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$  άρα το αν η μεταβολή οδηγεί σε αύξηση ή μείωση της ελεύθερης ενέργειας για συγκεκριμένο σύστημα εξαρτάται από το πρόσημο των  $\Delta H$  και  $\Delta S$  όπως φαίνεται πιο κάτω.

$\Delta H$	$\Delta S$	$\Delta G$	Η μεταβολή συμβαίνει
<0	>0	<0	Πάντα
>0	<0	>0	Ποτέ
<0	<0	<0 σε χαμηλή T	Μόνο σε χαμηλή T
>0	>0	<0 σε υψηλή T	Μόνο σε υψηλή T



# Ασκήσεις

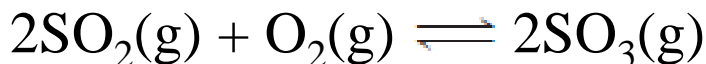
Πηγή: Σύγχρονη Γενική Χημεία Αρχές και Εφαρμογές Ebbing Gammon,  
Μετάφραση: Νικόλαος Δ. Κλούρας Καθηγητής Τμήματος Χημείας Π.Π.

1. Δείγμα 1,250 mol πενταχλωριδίου του φωσφόρου,  $\text{PCl}_5$ , δίσταται στους 160 °C και 1 atm δίνοντας 0,169 mol τριχλωριδίου του φωσφόρου,  $\text{PCl}_3$  σε ισορροπία.



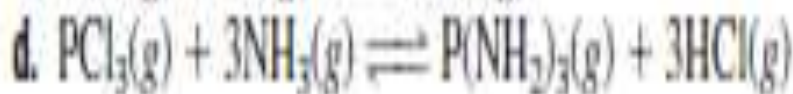
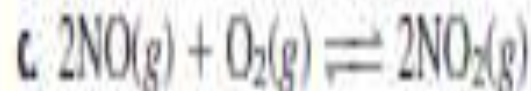
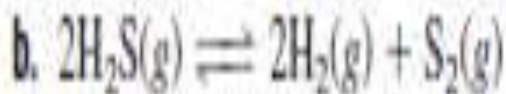
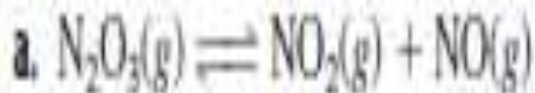
Ποια είναι η σύσταση του τελικού μίγματος της αντίδρασης

2. Κατά τη μέθοδο επαφής, το θειικό οξύ παράγεται αρχικά με οξείδωση  $\text{SO}_2$  σε  $\text{SO}_3$  που στη συνέχεια αντιδρά με νερό. Η αντίδραση  $\text{SO}_2$  με  $\text{O}_2$  είναι



Μια φιάλη 2,000 L πληρώθηκε με 0,0400 mol  $\text{SO}_2$  και 0,0200 mol  $\text{O}_2$ . Κατά την ισορροπία στα 900 K, η φιάλη περιείχε 0,0296 mol  $\text{SO}_3$ . Πόσα moles από κάθε ουσία υπήρχαν στη φιάλη κατά την ισορροπία;

3. Να γραφεί η έκφραση της σταθεράς ισορροπίας  $K_c$  για καθεμία από τις ακόλουθες αντιδράσεις.



4. Η έκφραση της σταθεράς ισορροπίας για μια αντίδραση αερίων είναι

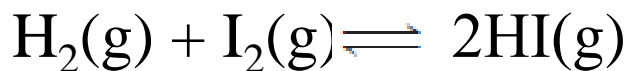
$$K_c = \frac{[H_2O]^2[SO_2]^2}{[H_2S]^2[O_2]^3}$$

Να γράψετε την ισοσταθμισμένη χημική εξίσωση που αντιστοιχεί σε αυτή την έκφραση.

5. Στους  $425^\circ C$ , η σταθερά ισορροπίας  $K_c$  για την εξίσωση

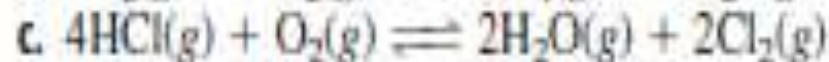
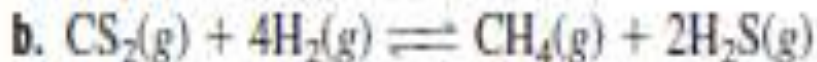
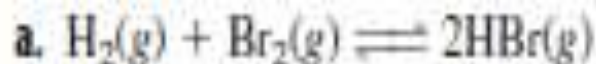


είναι 1,84. Ποια η τιμή της  $K_c$  για την ακόλουθη εξίσωση;



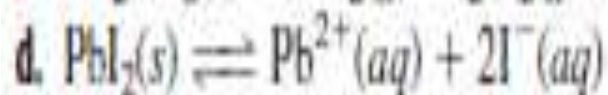
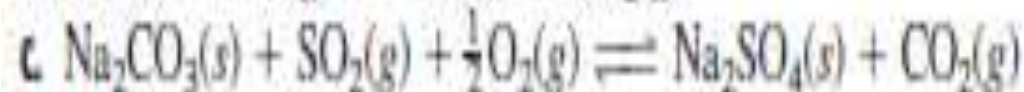
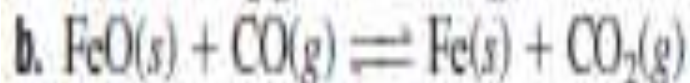
6. Ένα δοχείο αντίδρασης 5,00 L στους 230 °C περιέχει 0,0185 mol τριχλωριδίου του φωσφόρου, 0,0158 mol πενταχλωριδίου του φωσφόρου και 0,0870 mol χλωρίου σε ένα μίγμα ισορροπίας. Να υπολογιστεί η τιμή της  $K_c$  για την αντίδραση  $\text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_5(\text{g})$

7. Να γραφεί η έκφραση της σταθεράς ισορροπίας  $K_p$  για κάθε μια από τις αντιδράσεις που ακολουθούν

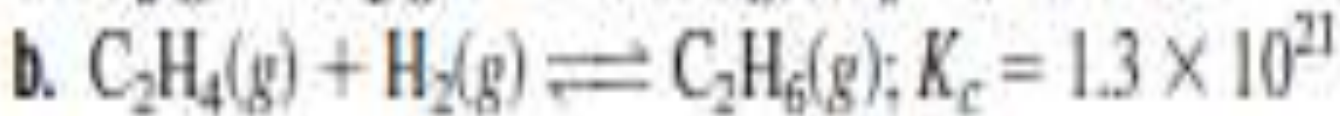
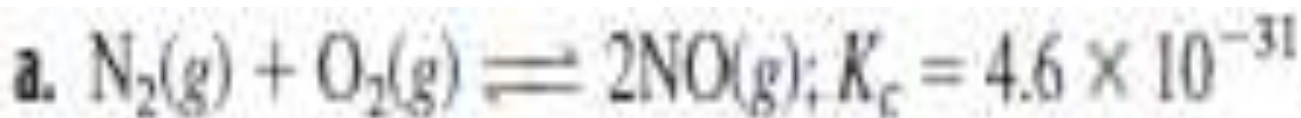


8. Η αντίδραση  $\text{SO}_2(\text{g}) + 1/2\text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g})$ , έχει  $K_p$  ίση με 6,55 στους 627 °C. Πόση είναι η τιμή της  $K_c$  σε αυτή τη θερμοκρασία;

9. Γράψτε την έκφραση της σταθεράς ισορροπίας  $K_c$  για καθεμιά από τις ακόλουθες εξισώσεις.



10. Βάσει της τιμής της σταθεράς ισορροπίας  $K_c$  αποφανθείτε αν οι αντιδράσεις που ακολουθούν θα έχουν ή όχι σχεδόν ολοκληρωθεί στη θέση ισορροπίας.



11. Η πιο κάτω αντίδραση έχει σταθερά ισορροπίας  $K_c$  ίση με  $3,07 \times 10^{-4}$  στους  $24^\circ\text{C}$ .



Για κάθε μια από τις ακόλουθες συστάσεις, αποφανθείτε αν το μίγμα αντίδρασης βρίσκεται σε ισορροπία. Αν όχι αποφανθείτε προς ποια κατεύθυνση θα οδεύσει η αντίδραση

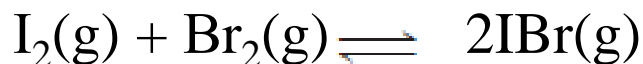
a.  $[\text{NOBr}] = 0.0720 \text{ M}$ ,  $[\text{NO}] = 0.0162 \text{ M}$ ,  $[\text{Br}_2] = 0.0123 \text{ M}$

b.  $[\text{NOBr}] = 0.121 \text{ M}$ ,  $[\text{NO}] = 0.0159 \text{ M}$ ,  $[\text{Br}_2] = 0.0139 \text{ M}$

c.  $[\text{NOBr}] = 0.103 \text{ M}$ ,  $[\text{NO}] = 0.0134 \text{ M}$ ,  $[\text{Br}_2] = 0.0181 \text{ M}$

d.  $[\text{NOBr}] = 0.0472 \text{ M}$ ,  $[\text{NO}] = 0.0121 \text{ M}$ ,  $[\text{Br}_2] = 0.0105 \text{ M}$

12. Ιώδιο και βρώμιο αντιδρούν προς μονοβρωμίδιο του ιωδίου,  $\text{IBr}$ .



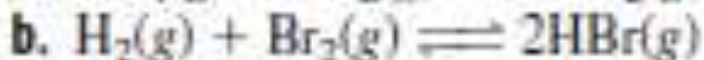
Ποια είναι η σύσταση ισορροπίας ενός μίγματος στους  $150^\circ\text{C}$ , όταν αυτό αρχικά περιείχε  $0,0015 \text{ mol I}_2$  και  $0,0015 \text{ mol Br}_2$  σε δοχείο  $5 \text{ L}$ . Η σταθερά ισορροπίας  $K_c$  για την αντίδραση στους  $150^\circ\text{C}$  είναι  $1,2 \times 10^2$ .

13. Θεωρήστε την ισορροπία



Όταν απομακρύνεται διοξείδιο του άνθρακα από το μίγμα ισορροπίας (π.χ. με διαβίβαση των αερίων μέσω νερού για απορρόφηση του  $\text{CO}_2$ ), ποια είναι η κατεύθυνση της καθαρής αντίδρασης, καθώς αποκαθίσταται η νέα ισορροπία;

14. Ποιο θα περιμένατε να είναι το αποτέλεσμα μιας αύξησης της πίεσης σε καθεμία από τις ακόλουθες αντιδράσεις; Η μεταβολή της πίεσης θα ανάγκαζε την αντίδραση να οδεύσει προς τα δεξιά ή προς τα αριστερά;



15. Ένας τρόπος παρασκευής υδρογόνου είναι με διάσπαση του νερού:  $2\text{H}_2\text{O}(g) \rightleftharpoons 2\text{H}_2(g) + \text{O}_2(g) \quad \Delta H^\circ = 484 \text{ kJ}$

Θα περιμένατε η διάσπαση αυτή να ευνοείται σε υψηλή ή χαμηλή θερμοκρασία; Εξηγήστε.

# 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
- ΧΗΜΕΙΑ Η ΚΕΝΤΡΙΚΗ ΕΠΙΣΤΗΜΗ», Brown T., LeMay E., Burste B., Murphy C., Woodward P., Stoltzfus M., ΕΚΔΟΣΕΙΣ Α. ΤΖΙΟΛΑ & ΥΙΟΙ Α.Ε.
- Εισαγωγή στην ανόργανη και γενική Χημεία, Κωδικός βιβλίου στον Εύδοξο: 68407230, Έκδοση: 2<sup>η</sup> έκδοση/2014, Συγγραφείς: Νικόλαος Χατζηλιάδης, ISBN: 9789609322072, Τύπος: Σύγγραμμα, Διαθέτης (Εκδότης): UNIBOOKS, ΙΚΕ.
- Γενική Χημεία, 13<sup>η</sup> έκδοση, Κωδικός Βιβλίου στον Εύδοξο: 50655974, Έκδοση: 13<sup>η</sup>/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<sup>η</sup> 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://saylordotorg.github.io/text\\_general-chemistry-principles-patterns-and-applications-v1.0/s18-04-using-graphs-to-determine-rate.html](https://saylordotorg.github.io/text_general-chemistry-principles-patterns-and-applications-v1.0/s18-04-using-graphs-to-determine-rate.html)
- <http://jupiter.chem.uoa.gr/pchem/courses/labs/notes/171-203.pdf>
- <https://www.britannica.com>
- <https://courses.lumenlearning.com/chemistryformajors/chapter/collision-theory>