

# 4 ΧΗΜΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

## 4.1 Η έννοια της χημικής ισορροπίας (X.I) - Απόδοση αντίδρασης

Υπάρχουν χημικές αντιδράσεις που εξελίσσονται προς μία μόνο κατεύθυνση, όπως π.χ. η σύνθεση του **HCl**:  $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$  ή η καύση του μαγνησίου:  $2\text{Mg}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{MgO}(s)$ . Στις περιπτώσεις αυτές λέμε ότι η αντίδραση είναι **μονόδρομη ή ποσοτική**.

Όμως υπάρχουν και χημικές αντιδράσεις οι οποίες στις ίδιες συνθήκες πραγματοποιούνται ταυτόχρονα και προς τις δύο φορές (**αμφίδρομες αντιδράσεις**) και οδηγούνται, κάτω από κατάλληλες συνθήκες, σε κατάσταση **δυναμικής** ισορροπίας γνωστή ως **χημική ισορροπία**.

Η ισορροπία μεταξύ νερού (υγρού) και υδρατμών, η οποία λαμβάνει χώρα σε κλειστό δοχείο υπό σταθερή θερμοκρασία συμβολίζεται:

$\text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(g)$  και αποτελεί ένα παράδειγμα αμφίδρομης αντίδρασης που οδηγείται σε κατάσταση δυναμικής χημικής ισορροπίας.

Σύμφωνα με τη **δυναμική** αυτή ισορροπία, όση ποσότητα νερού εγκαταλείπει την υγρή φάση σε ορισμένο χρονικό διάστημα, άλλη τόση ποσότητα υδρατμών υγροποιείται στον ίδιο χρόνο

Παρόμοιο παράδειγμα είναι η σύνθεση του HI στους 440 °C, η οποία γίνεται σύμφωνα με την εξίσωση:  $\text{H}_2(g) + \text{I}_2(g) \rightarrow 2\text{HI}(g)$ . Όμως στις ίδιες συνθήκες το HI διασπάται ταυτόχρονα σε  $\text{H}_2$  και  $\text{I}_2$  σύμφωνα με την εξίσωση:  $2\text{HI}(g) \rightarrow \text{H}_2(g) + \text{I}_2(g)$ , οπότε η συνολική αμφίδρομη αντίδραση γράφεται:  $\text{H}_2(g) + \text{I}_2(g) \rightleftharpoons 2\text{HI}(g)$

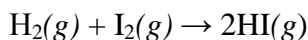
ή  $2\text{HI}(g) \rightleftharpoons \text{H}_2(g) + \text{I}_2(g)$ . Αυτό σημαίνει ότι όπως και να πραγματοποιήσουμε το πείραμα, αν ξεκινήσουμε από τις ίδιες ποσότητες καταλήγουμε πάντα στην ίδια χημική ισορροπία και δεν έχει σημασία με ποια φορά γράφουμε τα αντιδρώντα και τα προϊόντα της αντίδρασης.

Οι παραπάνω καταστάσεις ισορροπίας περιγράφονται ως καταστάσεις **δυναμικής Χημικής Ισορροπίας** και όχι **στατικής** ισορροπίας γιατί σε αυτή την κατάσταση η αντίδραση συνεχίζει και πραγματοποιείται και προς τις δυο φορές με την ίδια όμως ταχύτητα.

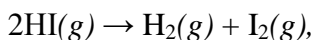
Στην κατάσταση χημικής ισορροπίας η **σύσταση** (ποιοτική και ποσοτική) των αντιδρώντων και προϊόντων **παραμένει σταθερή** και αμετάβλητη εφόσον οι συνθήκες του πειράματος παραμένουν σταθερές.

Φαίνεται δηλαδή ότι το μίγμα δεν αντιδρά. Στην πραγματικότητα όμως, οι δύο αντίστροφες αντιδράσεις γίνονται ακατάπαυστα με τον ίδιο ρυθμό. Έτσι κάθε στιγμή έχουμε τον ίδιο αριθμό μορίων αλλά δεν έχουμε τα ίδια μόρια. Φανταστείτε ότι είμαστε μπροστά στο ταμείο μια τράπεζας που έχει μια «ουρά» δέκα ατόμων. Αν ένας πελάτης εξυπηρετείται και φεύγει και ταυτόχρονα ένας έρχεται, τότε η «ουρά» αυτή θα έχει πάντα δέκα άτομα όχι όμως τα ίδια.

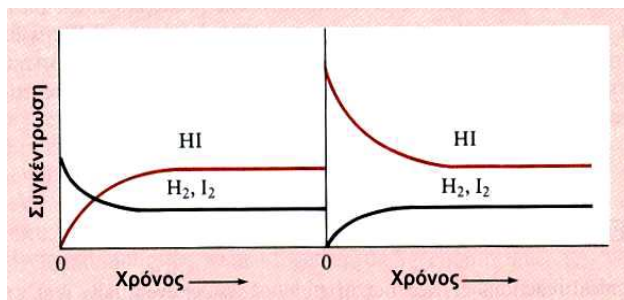
Στο παρακάτω σχήμα απεικονίζεται διαγραμματικά πως η αντίδραση:



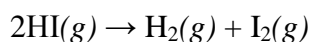
προσεγγίζει την ισορροπία. Η συγκέντρωση του HI είναι στην αρχή μηδέν και αυξάνεται με την πάροδο του χρόνου, μέχρις ότου σταθεροποιηθεί σε μια ορισμένη τιμή. Αντίθετα, οι συγκεντρώσεις των H<sub>2</sub> και I<sub>2</sub> μειώνονται, μέχρις ότου επίσης σταθεροποιηθούν στη θέση ισορροπίας. Ανάλογο σκεπτικό ισχύει στην περίπτωση της αντίδρασης:



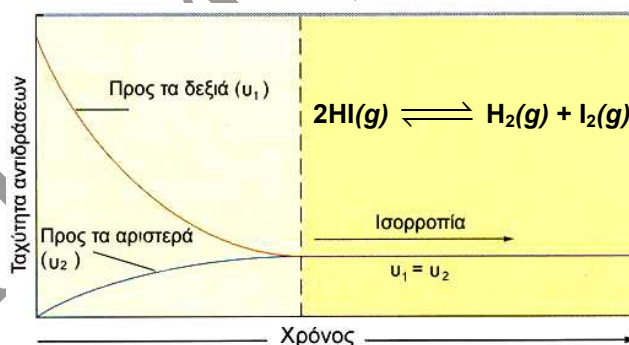
όπως φαίνεται στο δεξιό διάγραμμα του σχήματος.



Στην αντίδραση διάσπασης του HI:



παρατηρούμε ότι το HI αρχίζει να διασπάται με αρχική ταχύτητα  $v_1$ . Η ταχύτητα αυτή συνεχώς ελαττώνεται, καθώς ελαττώνεται η ποσότητα άρα και η συγκέντρωση του HI. Μόλις σχηματιστούν οι πρώτες ποσότητες H<sub>2</sub> και I<sub>2</sub> αρχίζει και η αντίθετη αντίδραση με μία ταχύτητα  $v_2$ , η οποία συνεχώς αυξάνεται, όσο αυξάνονται οι ποσότητες H<sub>2</sub> και I<sub>2</sub>. Όταν η  $v_1$  γίνει ίση με τη  $v_2$ , όταν δηλαδή ο ρυθμός διάσπασης του HI εξισωθεί με το ρυθμό σχηματισμού αυτού, το μίγμα H<sub>2</sub>, I<sub>2</sub> και HI αποκτά σταθερή σύσταση. Στο σημείο αυτό έχει αποκατασταθεί **χημική ισορροπία**.



- Συνοψίζοντας έχουμε ότι, οι αντιδράσεις που πραγματοποιούνται και προς τις δύο κατευθύνσεις ταυτόχρονα και καταλήγουν σε κατάσταση χημικής ισορροπίας ονομάζονται **αμφίδρομες αντιδράσεις**. Οι αντιδράσεις αυτές συμβολίζονται με δύο αντίθετες φορές βέλη μεταξύ των αντιδρώντων και προϊόντων π.χ.  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$

## Η χημική ισορροπία μπορεί να είναι ομογενής ή ετερογενής.

**Ομογενή ισορροπία** έχουμε όταν τα **αντιδρώντα και προϊόντα** βρίσκονται στην ίδια φάση (αέρια ή υγρά) π.χ.  $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$   
ή  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$ .

**Ετερογενή ισορροπία** έχουμε όταν τα σώματα που συμμετέχουν στην ισορροπία (αντιδρώντα και προϊόντα) βρίσκονται σε περισσότερες από μία φάσεις π.χ.  $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$

Παρόμοια η διαβίβαση υδρατμών πάνω από ερυθροπυρωμένο σίδηρο είναι ένα παράδειγμα ετερογενούς ισορροπίας:

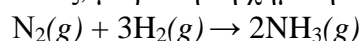


## Πραγματική και φαινομενική Χ.Ι

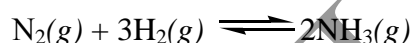
Στις πολύ αργές αντιδράσεις, η μεταβολή της σύστασης του αντιδρώντος σώματος γίνεται με τέτοιο αργό ρυθμό, ώστε να δίνεται η ψευδαίσθηση ισορροπίας (φαινομενική ισορροπία), χωρίς όμως πραγματικά να συμβαίνει αυτό. Ένας τρόπος για να διακρίνουμε την πραγματική από τη φαινομενική ισορροπία είναι να επιταχύνουμε την αντίδραση με τη χρησιμοποίηση π.χ. καταλυτών. Στην πρώτη περίπτωση η σύσταση του μίγματος εξακολουθεί να παραμένει σταθερή, ενώ στη δεύτερη αλλάζει.

## Απόδοση χημικής αντίδρασης

Έστω ότι σε κενό δοχείο όγκου  $V$  L προσθέτουμε **4 mol  $\text{N}_2$**  και **20 mol  $\text{H}_2$** , τα οποία αντιδρούν προς σχηματισμό αμμωνίας, με βάση τη χημική εξίσωση:



Θεωρητικά, και εφόσον δεχτούμε ότι η αντίδραση είναι μονόδρομη, περιμένουμε να αντιδράσουν 4 mol  $\text{N}_2$  με 12 mol  $\text{H}_2$  προς σχηματισμό 8 mol  $\text{NH}_3$ . Πρακτικά, όμως, λόγω της χημικής ισορροπίας που αποκαθίσταται μεταξύ των αερίων  $\text{N}_2$ ,  $\text{H}_2$  και  $\text{NH}_3$ :



παράγονται **έστω 6 mol  $\text{NH}_3$** , τότε κάνουμε το παρακάτω πίνακάκι.

ποσότητες / mol	$\text{N}_2(g)$	$+ 3\text{H}_2(g)$	$\rightleftharpoons 2\text{NH}_3(g)$
αρχικά	<b>4</b>	<b>20</b>	-
αντιδρούν	<b>x</b>	<b>3x</b>	-
παράγονται	-	-	<b>2x</b>
Χημική ισορροπία	<b>4-x</b>	<b>20-3x</b>	<b>2x</b>

και έχουμε  $2x=6 \Rightarrow x=3$  mol.

Ονομάζουμε **απόδοση** ( $\alpha$ ) μιας αντίδρασης το λόγο της ποσότητας της ουσίας που παράγεται πρακτικά προς την ποσότητα της ουσίας που θα παραγόταν θεωρητικά αν η αντίδραση ήταν ποσοτική, δηλαδή:

$$\alpha = \frac{\text{ποσότητα ουσίας που σχηματίζεται πρακτικά}}{\text{ποσότητα ουσίας που θα σχηματιζόταν θεωρητικά}} = \frac{\pi \cdot \pi}{\theta \cdot \pi}$$

Στο συγκεκριμένο παράδειγμα η απόδοση ( $\alpha$ ) είναι:

$$\alpha = \frac{6 \text{ mol NH}_3}{8 \text{ mol NH}_3} = \frac{3}{4} = \frac{75}{100} = 0,75 \text{ ή } 75\%$$

Ακόμη ο **βαθμός διάσπασης** του  $N_2$  είναι  $\alpha_{N_2} = \frac{\pi \cdot \pi}{\theta \cdot \pi} = \frac{x}{4} = \frac{3}{4} = 0,75$  ή 75%.

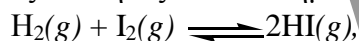
Ενώ του  $H_2$  είναι  $\alpha_{H_2} = \frac{\pi \cdot \pi}{\theta \cdot \pi} = \frac{3x}{20} = \frac{9}{20} = 0,45$  ή 45%.

Παρατηρούμε ότι ο συντελεστής απόδοσης της αντίδρασης ταυτίζεται με το βαθμό διάσπασης του σώματος που βρίσκεται σε **έλλειμμα** και είναι ο **μεγαλύτερος** από τους βαθμούς διάσπασης.

## 4.2 Παράγοντες που επηρεάζουν τη θέση χημικής ισορροπίας - Αρχή Le Chatelier Vant' Hoff

Η κατάσταση Χ.Ι τείνει να διατηρηθεί, εφόσον το χημικό σύστημα δεν διαταράσσεται. Τότε ισχύει  $\nu_1 = \nu_2$ . Αν διαταράξουμε το σύστημα ισορροπίας, μεταβάλλοντας π.χ. τη θερμοκρασία, τότε οι δύο αντίθετες αντιδράσεις δεν εξελίσσονται πλέον με την ίδια ταχύτητα, αλλά επικρατεί η μία από τις δύο κατευθύνσεις. Το σύστημα όμως και πάλι θα οδηγηθεί σε ισορροπία (νέα θέση χημικής ισορροπίας).

Για παράδειγμα, αν επιβάλλουμε νέες συνθήκες στο σύστημα ισορροπίας:



τότε πιθανόν η αντίδραση να εξελίσσεται ταχύτερα προς τα δεξιά απ' ό,τι προς τα αριστερά, δηλαδή να ισχύει  $\nu_1 > \nu_2$  με αποτέλεσμα να αυξηθεί η ποσότητα του HI. Σ' αυτή την περίπτωση λέμε ότι η θέση ισορροπίας μετατοπίστηκε προς τα **δεξιά**. Αν βέβαια η αντίδραση εξελίσσεται ταχύτερα προς τα αριστερά απ' ό,τι προς τα δεξιά, δηλαδή ισχύει  $\nu_2 > \nu_1$  με αποτέλεσμα να ελαττωθεί η ποσότητα του HI. Σ' αυτή την περίπτωση λέμε ότι η θέση ισορροπίας μετατοπίστηκε προς τα **αριστερά**.

### Παράγοντες που επηρεάζουν τη θέση χημικής ισορροπίας

Η θέση ισορροπίας επηρεάζεται από τους εξής **παράγοντες χημικής ισορροπίας**:

1. τη συγκέντρωση των αντιδρώντων ή προϊόντων,
2. την πίεση,
3. τη θερμοκρασία.

Οι παραπάνω παράγοντες ονομάζονται **συντελεστές** της Χ.Ι.

### Αρχή Le Chatelier – Vant' Hoff:

Μπορούμε να προβλέψουμε θεωρητικά προς ποια κατεύθυνση μετατοπίζεται η θέση μιας ισορροπίας (χημικής ή φυσικής), χρησιμοποιώντας την αρχή Le Chatelier ή, όπως απλά λέγεται, «αρχή της φυγής προ της βίας». Σύμφωνα με την αρχή αυτή:

➤ Όταν μεταβάλλουμε ένα από τους συντελεστές ισορροπίας (συγκέντρωση, πίεση, θερμοκρασία) η θέση της ισορροπίας μετατοπίζεται προς εκείνη την κατεύθυνση που τείνει να αναιρέσει τη μεταβολή που επιφέραμε.



## Μεταβολή της συγκέντρωσης μιας ουσίας

Σύμφωνα με την αρχή **Le Chatelier** η μεταβολή της συγκέντρωσης σε ένα ή περισσότερα από τα σώματα που συμμετέχουν στην ισορροπία, μετατοπίζει την ισορροπία προς την κατεύθυνση εκείνη που ελαττώνεται η ποσότητα των σωμάτων των οποίων αυξάνεται η συγκέντρωση ή προς την κατεύθυνση προς την οποία σχηματίζονται τα σώματα, των οποίων μειώνεται η συγκέντρωση.

Για παράδειγμα αν στην ισορροπία (I):

$$\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$$
 (σε σταθερή θερμοκρασία και σε σταθερό όγκο), αφαιρέσουμε μια ποσότητα  $\text{NH}_3$ , η αντίδραση θα μετατοπιστεί προς τα δεξιά, οπότε αντιδρά επιπλέον ποσότητα  $\text{N}_2$  και  $\text{H}_2$ , για να καλύψει το έλλειμμα της  $\text{NH}_3$ . Αν προσθέταμε μια ποσότητα  $\text{NH}_3$  τότε η αντίδραση θα μετατοπίζονταν προς τα αριστερά

## Μεταβολή της θερμοκρασίας

Η αύξηση της θερμοκρασίας μετατοπίζει την ισορροπία προς την κατεύθυνση εκείνη όπου απορροφάται θερμότητα. Αντίθετα, η μείωση της θερμοκρασίας μετατοπίζει την ισορροπία προς την κατεύθυνση εκείνη όπου εκλύεται θερμότητα. Με άλλα λόγια η αύξηση της θερμοκρασίας ευνοεί τις ενδόθερμες αντιδράσεις, ενώ η μείωση ευνοεί την εξώθερμες αντιδράσεις.

Έτσι αν αυξήσουμε τη θερμοκρασία, στην ισορροπία (I) που είναι εξώθερμη τότε η Χ.Ι μετατοπίζεται προς τα αριστερά, δηλαδή προς τη διάσπαση της  $\text{NH}_3$ , ώστε να ελαχιστοποιηθεί η μεταβολή που προκαλέσαμε. Το αντίθετο θα συμβεί αν ελαττώσουμε τη θερμοκρασία.

Στην αντίδραση (II) όμως που είναι ενδόθερμη αν αυξήσουμε τη θερμοκρασία τότε η Χ.Ι θα μετατοπιστεί προς τα δεξιά και το αντίθετο αν την ελαττώσουμε.

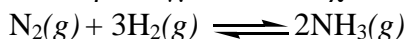
## Μεταβολή της πίεσης

Η μεταβολή της πίεσης, που προκαλείται με μεταβολή του όγκου του δοχείου, επηρεάζει τη θέση της χημικής ισορροπίας μόνο όταν:

- i) στην ισορροπία συμμετέχουν αέριες ουσίες και
- ii) κατά την αντίδραση παρατηρείται μεταβολή του αριθμού mol των αερίων.

Στις περιπτώσεις αυτές, σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier, η αύξηση της πίεσης υπό σταθερή θερμοκρασία, μετατοπίζει την ισορροπία προς την κατεύθυνση όπου έχουμε ελάττωση του αριθμού των mol των αερίων (τα λιγότερα mol ασκούν μικρότερη πίεση). Αντίθετα, η μείωση της πίεσης υπό σταθερή θερμοκρασία, μετατοπίζει την ισορροπία προς την κατεύθυνση, όπου έχουμε αύξηση (περισσότερα) του αριθμού των mol των αερίων (ασκούν μεγαλύτερη πίεση).

Για παράδειγμα αν σε δοχείο που επικρατεί η ισορροπία (I):



αυξήσουμε την πίεση, ελαττώνοντας τον όγκο του δοχείου σε σταθερή θερμοκρασία, τότε η ισορροπία μετατοπίζεται δεξιά. Κατ' αυτό τον τρόπο αντίδραση τείνει να ελαττώσει την πίεση,

κινούμενη προς την κατεύθυνση όπου ελαττώνεται ο αριθμός των mol των αερίων (από 4 σε 2 mol). Το αντίθετο βέβαια θα συμβεί αν ελαττώσουμε την πίεση.

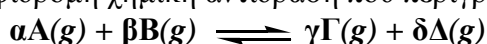
Στην αντίδραση (II) όμως που **δε συνοδεύεται από μεταβολή του αριθμού των mol**, έχουμε 2 mol στα αντιδρώντα αλλά και 2 mol στα προϊόντα, οποιαδήποτε μεταβολή της πίεσης δεν θα επηρεάσει τη Χ.Ι του συστήματος.

### 4.3 Σταθερά χημικής ισορροπίας $K_c - K_p$

#### Σταθερά χημικής ισορροπίας - $K_c$ .

#### Κινητική απόδειξη του νόμου χημικής ισορροπίας

Έστω μια αμφίδρομη χημική αντίδραση που περιγράφεται από τη χημική εξίσωση:



Έστω ακόμη ότι η αντίδραση πραγματοποιείται **σε ένα στάδιο** δηλαδή είναι **απλή και προς τις δυο κατευθύνσεις**, τότε για την Χ.Ι θα έχουμε :

$v_1 = v_2 \neq 0$  με  $v_1 = k_1[A]^\alpha[B]^\beta$  και  $v_2 = k_2[\Gamma]^\gamma \cdot [\Delta]^\delta$ . Άρα ισχύει και  $k_1[A]^\alpha[B]^\beta = k_2[\Gamma]^\gamma \cdot [\Delta]^\delta \Rightarrow$

$$\Rightarrow k_1/k_2 = \frac{[\Gamma]^\gamma [\Delta]^\delta}{[A]^\alpha [B]^\beta} \quad \text{ή} \quad K_c = \frac{[\Gamma]^\gamma [\Delta]^\delta}{[A]^\alpha [B]^\beta} = \text{σταθερή.}$$

Η σταθερά  $K_c$ , ονομάζεται **σταθερά χημικής ισορροπίας** η σχετική με τις **συγκεντρώσεις των σωμάτων και μεταβάλλεται μόνο με τη θερμοκρασία**. Η παραπάνω σχέση μεταξύ των συγκεντρώσεων των αντιδρώντων και προϊόντων εκφράζει το **νόμο χημικής ισορροπίας**.

$$\text{Νόμος χημικής ισορροπίας} \quad K_c = \frac{[\Gamma]^\gamma [\Delta]^\delta}{[A]^\alpha [B]^\beta}$$

Είναι προφανές ότι, **όσο μεγαλύτερη είναι η τιμή της  $K_c$  τόσο μεγαλύτερο ποσοστό των αντιδρώντων μετατρέπεται σε προϊόντα**, δηλαδή **τόσο περισσότερο η χημική ισορροπία είναι μετατοπισμένη προς τα δεξιά** και όσο μικρότερη είναι η τιμή της  $K_c$  τόσο περισσότερο η χημική ισορροπία είναι μετατοπισμένη προς τα αριστερά.

#### Σταθερά χημικής ισορροπίας - $K_p$

Αν στο σύστημα ισορροπίας συμμετέχουν αέρια, τότε ο νόμος χημικής ισορροπίας μπορεί να εκφραστεί σε συνάρτηση με τις μερικές πιέσεις των αερίων. Η αντίστοιχη σταθερά συμβολίζεται  $K_p$  και είναι η **σταθερά της Χ.Ι η σχετική με τις μερικές πιέσεις των σωμάτων που συμμετέχουν στην Χ.Ι και εξαρτάται και αυτή μόνο από τη θερμοκρασία**.

## Σχέση που συνδέει την $K_p$ με την $K_c$

Για τη χημική εξίσωση:



Η  $K_p$  δίνεται από τη σχέση:

$$K_p = \frac{p_{\Gamma}^{\gamma} \cdot p_{\Delta}^{\delta}}{p_A^{\alpha} \cdot p_B^{\beta}} = \frac{(c_{\Gamma} RT)^{\gamma} \cdot (c_{\Delta} RT)^{\delta}}{(c_A RT)^{\alpha} \cdot (c_B RT)^{\beta}} = K_c (RT)^{\gamma+\delta-(\alpha+\beta)}$$

δηλαδή,

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

όπου,  $\Delta n = \gamma + \delta - (\alpha + \beta)$ . Αν  $\Delta n = 0$ , τότε  $K_p = K_c$ . Στην περίπτωση αυτή η  $K_c$  και η  $K_p$  είναι καθαροί αριθμοί.

## Προς ποια κατεύθυνση κινείται μια αντίδραση;

Έστω η ισορροπία:  $\alpha A(g) + \beta B(g) \rightleftharpoons \gamma \Gamma(g) + \delta \Delta(g)$ .

Στη θέση χημικής ισορροπίας η τιμή του κλάσματος  $Q_c = \frac{[\Gamma]^{\gamma} [\Delta]^{\delta}}{[A]^{\alpha} [B]^{\beta}}$  ισούται με  $K_c$ .

Δηλαδή ισχύει  $Q_c = K_c$

Το παραπάνω κλάσμα, που ονομάζεται **πηλίκιο αντίδρασης** και συμβολίζεται με  $Q_c$ , έχει τιμή διάφορο της  $K_c$  σε κατάσταση μη ισορροπίας. Με βάση την τιμή της  $Q_c$  μπορούμε να προβλέψουμε προς ποια κατεύθυνση οδεύει μια αντίδραση (δεξιά ή αριστερά), ώστε να αποκατασταθεί η ισορροπία. Μπορούμε δηλαδή να διακρίνουμε τις εξής περιπτώσεις:

- i) Αν  $Q_c = K_c$  το σύστημα βρίσκεται σε κατάσταση ισορροπίας
- ii) Αν  $Q_c < K_c$  τότε η αντίδραση πηγαίνει **προς τα δεξιά**, ώστε η τιμή του  $Q_c$  να μεγαλώσει (μικραίνει ο παρανομαστής του κλάσματος και μεγαλώνει ο αριθμητής). Κατ' αυτό τον τρόπο το σύστημα προσεγγίζει τη θέση ισορροπίας, όπου  $Q_c = K_c$ .
- iii) Αν  $Q_c > K_c$ , τότε η αντίδραση οδεύει **προς τα αριστερά**, ώστε το σύστημα να φτάσει σε ισορροπία.