

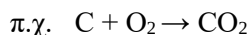
ΧΗΜΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

Αρχή Le Chatelier. Νόμος χημικής ισορροπίας

- **Μονόδρομη** αντίδραση: Είναι η αντίδραση που γίνεται προς μια μόνο κατεύθυνση. Μετά το τέλος μίας μονόδρομης αντίδρασης, ένα τουλάχιστον από τα αντιδρώντα σώματα έχει αντιδράσει πλήρως, δηλαδή δεν υπάρχει στο σύστημα.

Παρατήρηση:

α. Οι μονόδρομες αντιδράσεις συμβολίζονται με ένα βέλος μεταξύ αντιδρώντων και προϊόντων.



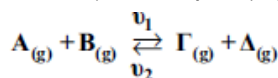
β. Όταν οι ποσότητες των αντιδρώντων σωμάτων είναι στοιχειομετρικές, καταναλώνονται πλήρως, με αποτέλεσμα μετά το τέλος της αντίδρασης στο σύστημα να υπάρχουν μόνο τα προϊόντα.

- **Αμφίδρομη** αντίδραση: Είναι η αντίδραση που γίνεται και προς τις δύο κατευθύνσεις. Όταν υπάρχουν κατάλληλες συνθήκες, δηλαδή το σύστημα είναι κλειστό και οι συνθήκες πίεσης και θερμοκρασίας σταθερές, το σύστημα μπορεί να καταλήξει σε κατάσταση χημικής ισορροπίας (Κ.Χ.Ι.).

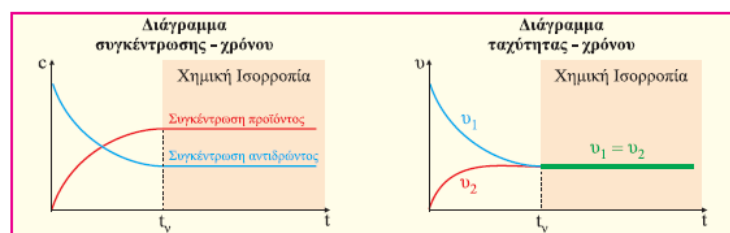
Παρατήρηση: Οι αμφίδρομες αντιδράσεις συμβολίζονται με δύο βέλη αντίθετης φοράς μεταξύ αντιδρώντων και προϊόντων. π.χ. $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$

- **Χημική ισορροπία:** Είναι μια κατάσταση δυναμικής ισορροπίας όπου η ποιοτική και ποσοτική σύσταση του συστήματος (αντιδρώντων - προϊόντων) παραμένει σταθερή. Στη κατάσταση χημικής ισορροπίας οι συγκεντρώσεις όλων των ουσιών που υπάρχουν στο σύστημα είναι σταθερές και οι ταχύτητες των δύο αντιδράσεων είναι ίσες.

Παράδειγμα: Σε κενό δοχείο σταθερής θερμοκρασίας και όγκου εισάγεται αέριο μίγμα από Α και Β και πραγματοποιείται η αμφίδρομη αντίδραση με χημική εξίσωση:



Η αντίδραση με κατεύθυνση από τα αντιδρώντα στα προϊόντα (προς τα δεξιά) γίνεται αρχικά με μεγάλη ταχύτητα, η οποία με τη πάροδο του χρόνου ελαττώνεται γιατί μειώνονται οι συγκεντρώσεις των Α και Β. Η αντίδραση με κατεύθυνση από τα προϊόντα στα αντιδρώντα (προς τα αριστερά) γίνεται αρχικά με μικρή ταχύτητα, η οποία με τη πάροδο του χρόνου αυξάνεται γιατί μεγαλώνουν οι συγκεντρώσεις των Γ και Δ. Μετά από ορισμένο χρονικό διάστημα, οι τιμές των ταχυτήτων των δύο αντίθετων αντιδράσεων γίνονται ίσες ($v_1 = v_2$) και οι συγκεντρώσεις όλων των συστατικών του συστήματος παραμένουν σταθερές, όπως φαίνεται και στα παραπάνω διαγράμματα. Από αυτή τη χρονική στιγμή (t_v) και μετά, το σύστημα βρίσκεται σε χημική ισορροπία.



Παρατήρηση:

α. Όπως αναφέραμε, η χημική ισορροπία είναι μία δυναμική ισορροπία. Δηλαδή, οι αντιδράσεις δεν σταματούν, αντίθετα εξακολουθούν να γίνονται με ίσες ταχύτητες. Αυτό έχει σαν αποτέλεσμα η ποσότητα κάθε συστατικού που καταναλώνεται να είναι ίση με αυτή που σχηματίζεται στη μονάδα του χρόνου.

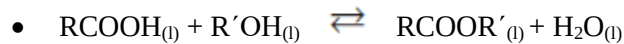
β. Δυναμική ισορροπία έχουμε και σε φυσικά φαινόμενα. π.χ. ισορροπία νερού - υδρατμών σε κλειστό δοχείο ορισμένης θερμοκρασίας. $H_2O(l) \rightleftharpoons H_2O(g)$

- **Είδη Χημικής Ισορροπίας:**

- **Ομογενής ισορροπία:**

Έχουμε όταν τα αντιδρώντα και τα προϊόντα της αντίδρασης βρίσκονται στην **ίδια φάση**.

Παράδειγμα: $I_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$



- **Ετερογενής ισορροπία:**

Έχουμε όταν τα σώματα που συμμετέχουν (αντιδρώντα - προϊόντα) βρίσκονται σε **περισσότερες** από μία φάσεις.

Παράδειγμα: $CO_2(g) + C(s) \rightleftharpoons 2CO(g)$ και $PCl_5(l) \rightleftharpoons PCl_3(l) + Cl_2(g)$

- **Απόδοση αντίδρασης (α):** Απόδοση αντίδρασης (α) ονομάζεται ο λόγος της ποσότητας της ουσίας που παράγεται πρακτικά προς τη ποσότητα της ουσίας που θα παραγόταν θεωρητικά, αν η αντίδραση ήταν μονόδρομη (ποσοτική).

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

Η απόδοση μίας αντίδρασης μπορεί να υπολογισθεί και επί τοις εκατό (%), αν πολλαπλασιάσουμε το α με εκατό.

$$\text{επί τοις εκατό απόδοση} = \frac{\text{ποσότητα ουσίας που σχηματίζεται πρακτικά}}{\text{ποσότητα ουσίας που θα σχηματιζόταν θεωρητικά}} \cdot 100$$

Παρατηρήσεις:

Η απόδοση μίας αμφίδρομης αντίδρασης κυμαίνεται από 0 έως 1 ή από 0% έως 100%.

Δηλαδή: $0 < \alpha < 1$ ή $0 < \alpha\% < 100$

Οι όροι απόδοση, βαθμός απόδοσης, συντελεστής απόδοσης, βαθμός διάσπασης, βαθμός ιονισμού κλπ. είναι ισοδύναμοι.

Για τον υπολογισμό της απόδοσης απαιτείται να ελεγχθεί αν τα αντιδρώντα είναι σε στοιχειομετρική αναλογία ή όχι.

Στην περίπτωση που το ένα αντιδρών είναι σε περίσσεια και το άλλο σε έλλειμμα για τον υπολογισμό της θεωρητικής ποσότητας του παραγόμενου προϊόντος θα πρέπει να χρησιμοποιήσουμε την ποσότητα του αντιδρώντος που είναι σε έλλειμμα, επειδή αυτό το σώμα θα μπορούσε θεωρητικά να αντιδράσει πλήρως.

Προφανώς, όσο μεγαλύτερη είναι η απόδοση μίας αντίδρασης, τόσο στην αντίδραση κυριαρχεί η φορά προς τα δεξιά και αντίθετα όσο μικρότερη είναι η απόδοση μίας αντίδρασης τόσο στην αντίδραση κυριαρχεί η φορά προς τα αριστερά.

- **Ποσοστό μετατροπής:** Το ποσοστό μετατροπής ενός αντιδρώντος σώματος είναι ίσο με το πηλίκο της ποσότητας του σώματος που αντέδρασε προς την αρχική ποσότητα του σώματος επί εκατό.

$$\text{ποσοστό μετατροπής αντιδρώντος} = \frac{\text{ποσότητα του σώματος που αντέδρασε}}{\text{αρχική ποσότητα του σώματος}} \cdot 100$$

Παρατήρηση: Η απόδοση μιας αντίδρασης συμπίπτει με το ποσοστό μετατροπής ενός αντιδρώντος όταν αυτό δεν είναι σε περίσσεια.

- **Ποσοστό διάσπασης:** Το ποσοστό διάσπασης μίας ένωσης είναι ίσο με το λόγο της ποσότητας της ένωσης που διασπάστηκε προς την αρχική ποσότητα της ένωσης επί εκατό.

$$\text{ποσοστό διάσπασης} = \frac{\text{ποσότητα της ένωσης που διασπάστηκε}}{\text{αρχική ποσότητα της ένωσης}} \cdot 100$$

Παρατήρηση: Σε χημικές αντιδράσεις όπου μία ένωση διασπάται σε απλούστερες ουσίες, το ποσοστό διάσπασης συμπίπτει με την απόδοση της αντίδρασης.

- Παράγοντες (ή συντελεστές) της χημικής ισορροπίας; Η θέση της χημικής ισορροπίας ενός συστήματος επηρεάζεται από τους εξής παράγοντες:
 - **Συγκέντρωση αντιδρώντων ή προϊόντων.**
 - **Θερμοκρασία.**
 - **Πίεση.**

Αν σε ένα σύστημα το οποίο βρίσκεται σε κατάσταση χημικής ισορροπίας μεταβάλουμε ένα ή περισσότερους από τους παραπάνω παράγοντες, τότε είναι πιθανό για κάποιο χρονικό διάστημα οι δύο αντίθετες αντιδράσεις, να μην εξελίσσονται πλέον με την ίδια ταχύτητα, αλλά να επικρατεί η μία από τις δύο κατευθύνσεις. Το σύστημα όμως και πάλι θα οδηγηθεί σε ισορροπία.

Παρατήρηση: Η προσθήκη καταλύτη δεν επηρεάζει τη θέση της χημικής ισορροπίας γιατί επιταχύνει εξίσου και τις δύο αντίθετες αντιδράσεις. Αυτό που μεταβάλλει η προσθήκη του καταλύτη είναι ο χρόνος που χρειάζεται το σύστημα για να οδηγηθεί στη κατάσταση ισορροπίας, πιο συγκεκριμένα μειώνει το χρόνο.

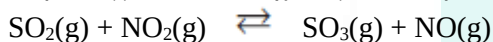
Αρχή Le Chatelier: “SUPERSOS”

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

Με την αρχή Le Chatelier ή “αρχή της φυγής προ της βίας”, μπορούμε να προβλέψουμε προς ποια κατεύθυνση μετατοπίζεται η θέση μιας ισορροπίας, αν μεταβάλλουμε κάποιον από τους συντελεστές αυτής.

- **Μεταβολή της συγκέντρωσης:** Αν μεταβάλουμε τη συγκέντρωση κάποιου ή κάποιων σωμάτων που συμμετέχουν στην ισορροπία, η ισορροπία μετατοπίζεται προς τη κατεύθυνση που τείνει να αναιρέσει τη μεταβολή της συγκέντρωσης. Δηλαδή, αύξηση της συγκέντρωσης των αντιδρώντων ή ελάττωση της συγκέντρωσης των προϊόντων έχει σαν αποτέλεσμα τη μετατόπιση της ισορροπίας προς τα δεξιά, ενώ αύξηση της συγκέντρωσης των προϊόντων ή ελάττωση της συγκέντρωσης των αντιδρώντων, έχει σαν αποτέλεσμα τη μετατόπιση της ισορροπίας προς τα αριστερά.

Παράδειγμα: Αν σε δοχείο, με σταθερό όγκο και θερμοκρασία, έχει αποκατασταθεί η ισορροπία:



Η ισορροπία μετατοπίζεται προς τα δεξιά όταν: Προσθέσουμε SO_2 ή NO_2 ή αφαιρέσουμε SO_3 ή NO .

Η ισορροπία μετατοπίζεται προς τα αριστερά όταν: Αφαιρέσουμε SO_2 ή NO_2 ή προσθέσουμε SO_3 ή NO .

Στις **ετερογενείς ισορροπίες** τα καθαρά στερεά (ή τα καθαρά υγρά σώματα) έχουν σταθερή συγκέντρωση, άρα η αφαίρεση (ή προσθήκη) ποσότητας αυτών δεν επηρεάζει τη συγκέντρωσή τους, συνεπώς δεν επηρεάζει τη θέση της χημικής ισορροπίας.

Για παράδειγμα,

α) Στη χημική ισορροπία: $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$ η προσθήκη επιπλέον ποσότητας ανθρακικού ασβεστίου ή οξειδίου του ασβεστίου δεν θα επηρεάσει τη θέση της χημικής ισορροπίας. Μόνο η προσθήκη ή αφαίρεση ποσότητας διοξειδίου του άνθρακα θα την επηρεάσει.

Παρατήρηση

Αν προστεθεί ποσότητα $\text{CO}_2(\text{g})$ τότε αυτή θα αντιδράσει πλήρως, ώστε να μην μεταβληθεί η τιμή της σταθεράς χημικής ισορροπίας που δίνεται από τη σχέση $K_c = [\text{CO}_2]_{\text{ισορρ.}}$. Επίσης, αν αφαιρεθεί ποσότητα $\text{CO}_2(\text{g})$ τότε η ισορροπία θα μετατοπισθεί προς τα προϊόντα. Αν επαρκεί η ποσότητα CaCO_3 που έχει απομείνει στο δοχείο, τότε θα αντιδράσει τόσο CaCO_3 , ώστε θα φθάσουμε πάλι στην ίδια συγκέντρωση διοξειδίου του άνθρακα ($[\text{CO}_2]_{\text{ισορρ.}}$). Αν δεν επαρκεί, τότε παρ' όλο που θα καταναλωθεί όλη η διαθέσιμη ποσότητα το σύστημα δεν θα φθάσει σε ισορροπία γιατί θα ισχύει $[\text{CO}_2]' < [\text{CO}_2]_{\text{ισορρ.}}$ (παγίδα!!!)

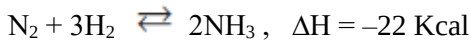
β) Στη χημική ισορροπία: $\text{PCl}_5(\ell) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\ell) + \text{Cl}_2(\text{g})$ η προσθήκη επιπλέον ποσότητας πενταχλωριούχου φωσφόρου ή τριχλωριούχου φωσφόρου δεν θα επηρεάσει την ισορροπία. Μόνο η προσθήκη ή αφαίρεση ποσότητας χλωρίου θα την επηρεάσει.

- **Μεταβολή της θερμοκρασίας:** Όταν αυξάνουμε τη θερμοκρασία ενός συστήματος το οποίο βρίσκεται σε ισορροπία, δίνουμε στο σύστημα ένα ποσό θερμότητας. Σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier το σύστημα θα κινηθεί προς τη κατεύθυνση κατά την οποία μετατρέπει τη θερμική ενέργεια σε χημική για να μειώσει τη θερμοκρασία του. Δηλαδή, προς την ενδόθερμη αντίδραση. Όταν ελαττώσουμε τη θερμοκρασία ενός συστήματος το οποίο βρίσκεται σε ισορροπία, το σύστημα για να αυξήσει τη θερμοκρασία του θα κινηθεί προς τη κατεύθυνση κατά την οποία μετατρέπει τη χημική ενέργεια σε θερμική. Δηλαδή, προς την εξώθερμη αντίδραση.

Απλούστερα, αύξηση της θερμοκρασίας ευνοεί την ενδόθερμη αντίδραση, ενώ μείωση της θερμοκρασίας ευνοεί την εξώθερμη αντίδραση.

Παρατήρηση: Οι εξώθερμες αντιδράσεις έχουν μεγαλύτερη απόδοση σε χαμηλές θερμοκρασίες ενώ οι ενδόθερμες αντιδράσεις σε υψηλές.

Παράδειγμα: Αν σε κλειστό δοχείο σταθερού όγκου έχουμε σε ισορροπία N_2 , H_2 και NH_3 ,



Η ισορροπία μετατοπίζεται προς τα δεξιά όταν: Ελαττώσουμε τη θερμοκρασία γιατί προς τα δεξιά η αντίδραση είναι εξώθερμη.

Η ισορροπία μετατοπίζεται προς τα αριστερά όταν: Αυξήσουμε τη θερμοκρασία γιατί προς τα αριστερά η αντίδραση είναι ενδόθερμη.

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

- Στη χημική ισορροπία **μετέχει ένα τουλάχιστον αέριο**
- Κατά την αντίδραση παρατηρείται **μεταβολή του αριθμού mol των αερίων του συστήματος**.

Η αύξηση της πίεσης με σταθερή θερμοκρασία μετατοπίζει την ισορροπία προς την κατεύθυνση εκείνη όπου έχουμε λιγότερα mol αερίων, γιατί το σύστημα προσπαθεί να ελαττώσει τη πίεσή του.

Μείωση της πίεσης με σταθερή θερμοκρασία μετατοπίζει την ισορροπία προς την κατεύθυνση εκείνη όπου έχουμε περισσότερα mol αερίων, γιατί το σύστημα προσπαθεί να αυξήσει τη πίεσή του.

Παρατήρηση: Η πίεση μπορεί να αυξηθεί και με προσθήκη ευγενούς ή αδρανούς αερίου στο μίγμα ισορροπίας, υπό σταθερό όγκο και θερμοκρασία. Στην περίπτωση αυτή όμως η χημική ισορροπία δεν επηρεάζεται. Αυτό συμβαίνει γιατί με την εισαγωγή του αερίου, οι μερικές πιέσεις και οι συγκεντρώσεις των αερίων που συμμετέχουν στη χημική ισορροπία δεν μεταβάλλονται.

Παράδειγμα: Σε δοχείο σταθερής θερμοκρασίας, έχει αποκατασταθεί η ισορροπία: $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$

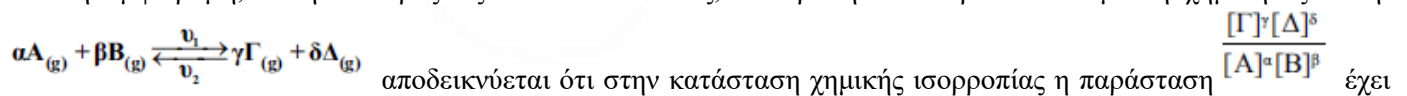
Η ισορροπία μετατοπίζεται προς τα δεξιά όταν: Ελαττώσουμε τον όγκο του δοχείου (αυξήσουμε τη πίεση) γιατί το σύστημα, προκειμένου να αναιρέσει τη μεταβολή, μετατοπίζεται προς τη κατεύθυνση με τα λιγότερα mol αερίων.

Η ισορροπία μετατοπίζεται προς τα αριστερά όταν: Αυξήσουμε τον όγκο του δοχείου (ελαττώσουμε τη πίεση) γιατί το σύστημα, προκειμένου να αναιρέσει τη μεταβολή, μετατοπίζεται προς τη κατεύθυνση με τα περισσότερα mol αερίων.

Παρατήρηση: Σε όλες τις περιπτώσεις που εφαρμόζεται η αρχή του Le Chatelier, το σύστημα τείνει να αναιρέσει την μεταβολή, αλλά **δεν την αναιρεί πλήρως**.

ΝΟΜΟΣ ΧΗΜΙΚΗΣ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑΣ

Έστω η αμφίδρομη, απλή και προς τις δύο κατευθύνσεις, αντίδραση που παριστάνεται με τη χημική εξίσωση:



αποδεικνύεται ότι στην κατάσταση χημικής ισορροπίας η παράσταση $\frac{[\Gamma]^{\gamma}[\Delta]^{\delta}}{[A]^a[B]^b}$ έχει μια σταθερή τιμή που συμβολίζεται με K_c . Η σταθερά αυτή ονομάζεται **σταθερά χημικής ισορροπίας και μεταβάλλεται μόνο με τη θερμοκρασία**.

Η παραπάνω σχέση μεταξύ των συγκεντρώσεων των αντιδρώντων και προϊόντων εκφράζει το νόμο χημικής ισορροπίας. Γνωρίζουμε ότι στην κατάσταση χημικής ισορροπίας ισχύει: $v_1 = v_2$.

Ο λόγος αυτός ονομάζεται σταθερά χημικής ισορροπίας και συμβολίζεται με K_c . Η παρακάτω σχέση, μεταξύ των συγκεντρώσεων των αντιδρώντων και των προϊόντων, εκφράζει το **νόμο της χημικής ισορροπίας**.

$$K_c = \frac{[\Gamma]^{\gamma} [\Delta]^{\delta}}{[A]^{\alpha} [B]^{\beta}}$$

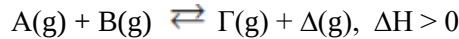
Παρατήρηση: Ο δείκτης c στο σύμβολο K δηλώνει ότι η σταθερά της χημικής ισορροπίας αναφέρεται σε συγκεντρώσεις των συστατικών της αντίδρασης.

- Σταθερά χημικής ισορροπίας K_c :

α. Η σταθερά χημικής ισορροπίας K_c , **εξαρτάται μόνο** από τη **θερμοκρασία**. Πιο συγκεκριμένα:

I. Στις **ενδόθερμες** αντιδράσεις, **αύξηση θερμοκρασίας** συνεπάγεται **αύξηση** της K_c και αντίστροφα.

Παράδειγμα: Έστω η αμφίδρομη αντίδραση που παριστάνεται από τη χημική εξίσωση:

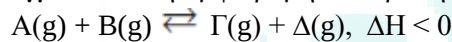


Αύξηση της θερμοκρασίας συνεπάγεται μετατόπιση της χημικής ισορροπίας προς τα δεξιά με αποτέλεσμα οι συγκεντρώσεις των A και B να ελαττώνονται ενώ αυτές των Γ και Δ να αυξάνονται.

Συνεπώς, η τιμή της K_c αυξάνεται.

II. Στις **εξώθερμες** αντιδράσεις, **αύξηση θερμοκρασίας** συνεπάγεται **μείωση** της K_c και αντίστροφα.

Παράδειγμα: Έστω η αμφίδρομη αντίδραση που παριστάνεται από τη χημική εξίσωση:



Αύξηση της θερμοκρασίας συνεπάγεται μετατόπιση της χημικής ισορροπίας προς τα αριστερά με αποτέλεσμα οι συγκεντρώσεις των A και B να αυξάνονται ενώ αυτές των Γ και Δ να ελαττώνονται.

Συνεπώς, η τιμή της K_c ελαττώνεται.

Παρατήρηση: Επειδή η τιμή της K_c εξαρτάται από τη θερμοκρασία, όταν δίνεται η τιμή της, θα πρέπει να αναφέρεται και η θερμοκρασία.

β. Η K_c αναφέρεται σε συγκεκριμένη χημική εξίσωση που περιγράφει μία χημική ισορροπία. Κατά συνέπεια, αν αλλάξει η μορφή της χημικής εξίσωσης, αλλάζει και η τιμή της K_c . Παράδειγμα: Η τιμή της K_c για τη χημική ισορροπία N_2 , H_2 και NH_3 υπολογίζεται από τη σχέση:

1. $K_c = \frac{[NH_3]}{[N_2]^{1/2} [H_2]^{3/2}}$, όταν παριστάνεται από την εξίσωση: $1/2 N_2(g) + 3/2 H_2(g) \rightleftharpoons NH_3(g)$
2. $K_c' = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} = K_c^2$, όταν παριστάνεται από την εξίσωση: $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$
3. $K_c'' = \frac{[N_2]^{1/2} [H_2]^{3/2}}{[NH_3]} = \frac{1}{K_c}$, για την εξίσωση: $NH_3(g) \rightleftharpoons 1/2 N_2(g) + 3/2 H_2(g)$

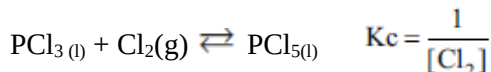
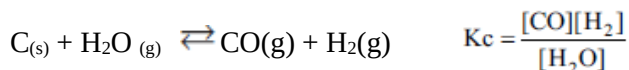
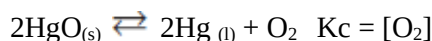
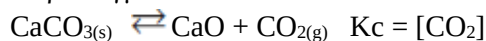
Παρατήρηση:

α. Γενικά, αν πολλαπλασιάσουμε τους συντελεστές της χημικής εξίσωσης μίας ισορροπίας με ένα κοινό παράγοντα, η σταθερά χημικής ισορροπίας υψώνεται στη δύναμη που αντιστοιχεί στο κοινό παράγοντα.

β. Αν αντιστρέψουμε τη χημική εξίσωση που περιγράφει την ισορροπία, η σταθερά χημικής ισορροπίας αντιστρέφεται.

γ. Από την έκφραση της K_c παραλείπονται οι συγκεντρώσεις των καθαρών στερεών και των καθαρών υγρών που μετέχουν σε ετερογενείς ισορροπίες. Τα καθαρά στερεά (ή τα καθαρά υγρά) έχουν σταθερή συγκέντρωση (σε mol/L), η οποία είναι ανεξάρτητη από την ποσότητά τους και ενσωματώνεται στην K_c .

Παράδειγμα:



*** Στην αντίδραση $\text{P}_4(s) + 6\text{Cl}_2(aq) \rightleftharpoons 4\text{PCl}_3(l)$ έχουμε $K_c = \frac{1}{[\text{Cl}_2]^6}$ επειδή ο φωσφόρος είναι καθαρό στερεό και ο τριχλωριούχος φωσφόρος καθαρό υγρό.

δ. Οι μονάδες της K_c εξαρτώνται από την αντίδραση στην οποία αναφέρονται και ειδικότερα από τους συντελεστές της. Συνήθως αναφέρεται χωρίς μονάδες.

ε. Η τιμή της K_c αποτελεί μέτρο για την απόδοση μίας αμφίδρομης αντίδρασης. Όσο πιο μεγάλη είναι η τιμή της K_c , τόσο πιο μετατοπισμένη είναι η χημική ισορροπία προς τα δεξιά, άρα, τόσο πιο μεγάλη η απόδοση της αντίδρασης.

Η τιμή της K_c δεν μας δίνει πληροφορίες για την ταχύτητα της αντίδρασης.

- **Πηλίκο αντίδρασης Q_c :** Όταν για μία αμφίδρομη αντίδραση δεν γνωρίζουμε αν το σύστημα βρίσκεται σε ισορροπία, μπορούμε να το ελεγχουμε και αν δεν βρίσκεται να προβλέψουμε προς ποια από τις δύο κατευθύνσεις θα κινηθεί η αντίδραση ώστε να οδηγηθεί το σύστημα σε κατάσταση ισορροπίας. Αυτό γίνεται με τη βοήθεια του πηλίκου αντίδρασης Q_c .

$$Q_c = \frac{[\Gamma]^r [\Delta]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Για την αντίδραση με χημική εξίσωση: $aA(g) + bB(g) \rightleftharpoons \gamma\Gamma(g) + \delta\Delta(g)$,

Παρατηρούμε ότι το Q_c και η K_c έχουν την ίδια έκφραση, όμως στη K_c οι συγκεντρώσεις $[A]$, $[B]$, $[\Gamma]$ και $[\Delta]$ αναφέρονται υποχρεωτικά στη κατάσταση ισορροπίας, ενώ στο Q_c δεν είναι υποχρεωτικό να αναφέρονται στη κατάσταση ισορροπίας. Η σύγκριση της τιμής του Q_c με τη τιμή της K_c μας βοηθά να ελέγξουμε αν το σύστημα βρίσκεται σε κατάσταση ισορροπίας και όταν δεν βρίσκεται, να προβλέψουμε τη κατεύθυνση προς την οποία κινείται για να οδηγηθεί σε κατάσταση χημικής ισορροπίας.

α. Αν $Q_c = K_c$ το σύστημα βρίσκεται σε κατάσταση ισορροπίας.

β. Αν $Q_c \neq K_c$ το σύστημα δεν βρίσκεται σε κατάσταση ισορροπίας. Στη περίπτωση αυτή διακρίνουμε δύο περιπτώσεις:

I. Αν $K_c > Q_c$ η αντίδραση κατευθύνεται προς τα δεξιά, ώστε η τιμή του Q_c να μεγαλώσει και να γίνει ίση με K_c , δηλαδή, να οδηγηθεί σε κατάσταση ισορροπίας.

II. Αν $K_c < Q_c$ η αντίδραση κατευθύνεται προς τα αριστερά, ώστε η τιμή του Q_c να μικρύνει και να γίνει ίση με K_c , δηλαδή, να οδηγηθεί σε κατάσταση ισορροπίας.