

Χημική Ισορροπία



ΔΥΝΑΜΙΚΗ ισορροπία στις αμφίδρομες αντιδράσεις

Χημική Ισορροπία

Αμφίδρομες Αντιδράσεις του τύπου



που πραγματοποιούνται ταυτόχρονα και προς τις δύο κατευθύνσεις μέχρις ότου ισορροπήσουν.

Στο σημείο αυτό της Χημικής Ισορροπίας θα υπάρχουν πάντα, προϊόντα ΚΑΙ αντιδρώντα

Δυναμική Ισορροπία $\rightarrow$ οι αντιδράσεις συνεχίζουν να πραγματοποιούνται και προς τις δύο κατευθύνσεις.

Χημική Ισορροπία

Στην κατάσταση της ΧΗΜΙΚΗΣ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑΣ ισχύουν

- Η **ΣΥΣΤΑΣΗ** (οι συγκεντρώσεις) των αντιδρώντων και των προϊόντων παραμένει **ΣΤΑΘΕΡΗ** (όχι ίσες)
- Οι **ΤΑΧΥΤΗΤΕΣ** των δύο αντιδράσεων (προς τα δεξιά και προς τα αριστερά) είναι **ΙΣΕΣ**.

Χημική Ισορροπία

- **ΟΜΟΓΕΝΗΣ** ισορροπία → όταν αντιδρώντα και προϊόντα βρίσκονται στην **ΙΔΙΑ ΦΑΣΗ**



- **ΕΤΕΡΟΓΕΝΗΣ** ισορροπία → όταν αντιδρώντα και προϊόντα βρίσκονται σε **ΔΙΑΦΟΡΕΤΙΚΕΣ ΦΑΣΕΙΣ**



Χημική Ισορροπία

ΑΠΟΔΟΣΗ μιας χημικής αντίδρασης “ α ”

Ονομάζουμε το λόγο της ποσότητας της ουσίας που παράγεται πραγματικά, προς την ποσότητα της ίδιας ουσίας που θα παραγόταν θεωρητικά, αν η αντίδραση ήταν ποσοτική (μονόδρομη).

$$\alpha = \frac{\text{ποσότητα Πραγματική}}{\text{ποσότητα Θεωρητική}}$$

Χημική Ισορροπία

Ας πάρουμε την αντίδραση της σύνθεσης της αμμωνίας από τα αέρια άζωτο και υδρογόνο, σε δεδομένες συνθήκες

	$\text{N}_2 (\text{g})$	$+ 3\text{H}_2 (\text{g})$	$\rightarrow 2\text{NH}_3 (\text{g})$
Αρχικά έστω $\rightarrow$	4 mol	20 mol	0 mol
Θεωρητικά θα Αντιδρούσαν	4 mol	12 mol	-
Θεωρητικά θα Παράγονταν	-	-	8 mol
Τελικά θα είχαμε	0 mol	8 mol	8 mol

Χημική Ισορροπία

Ας πάρουμε την ίδια αντίδραση της σύνθεσης της αμμωνίας με πειραματικά δεδομένα (στις συγκεκριμένες συνθήκες)



Αρχικά 4 mol 20 mol 0 mol

Αντιδρούν .. 3 mol 9 mol -

Παράγονται ... - - 6 mol

Στη ΧΗΜΙΚΗ

ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ .. 1 mol 11 mol 6 mol

Χημική Ισορροπία

ΠΡΟΣΟΧΗ ! Το H_2 εδώ είναι σε περίσσεια !

	$\text{N}_2 (\text{g})$	$+ 3\text{H}_2 (\text{g})$	$\rightleftharpoons 2\text{NH}_3 (\text{g})$
Αρχικά	4 mol	20 mol	0 mol
Αντιδρούν	3 mol	9 mol	-
Παράγονται	-	-	6 mol
Στη ΧΗΜΙΚΗ			
ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ	1 mol	11 mol	6 mol

Επίσης, να προσέξετε ότι Αντιδρούν . . . Παράγονται, τα mol στοιχειομετρικά με βάση το ελλειμματικό αντιδρών (3 mol N_2).

Χημική Ισορροπία

Ας υπολογίσουμε την ΑΠΟΔΟΣΗ $\alpha = \frac{\text{ποσότητα Πραγματική}}{\text{ποσότητα Θεωρητική}}$

	$\text{N}_2 \text{ (g)}$	$+ \text{3H}_2 \text{ (g)}$	$\rightleftharpoons \text{2NH}_3 \text{ (g)}$
Αρχικά	4 mol	20 mol	0 mol
Αντιδρούν	3 mol	9 mol	-
Παράγονται	-	-	6 mol
Στη ΧΗΜΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ	1 mol	11 mol	6 mol

$$\alpha = \frac{6 \text{ mol}}{8 \text{ mol}} = \frac{3}{4} = 0,75 \Leftrightarrow 75\%$$

Χημική Ισορροπία

Παράγοντες που επηρεάζουν την θέση της
Χημικής Ισορροπίας

Αρχή Le Chatelier

Χημική Ισορροπία

ΔΥΝΑΜΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

ΣΥΓΚΕΝΤΡΩΣΗ - c

ΠΙΕΣΗ - p

ΘΕΡΜΟΚΡΑΣΙΑ - T

ΠΡΟΣΟΧΗ! → Οι καταλύτες ΔΕΝ μπορούν να επηρεάσουν τη θέση της Χημικής Ισορροπίας.

Χημική Ισορροπία

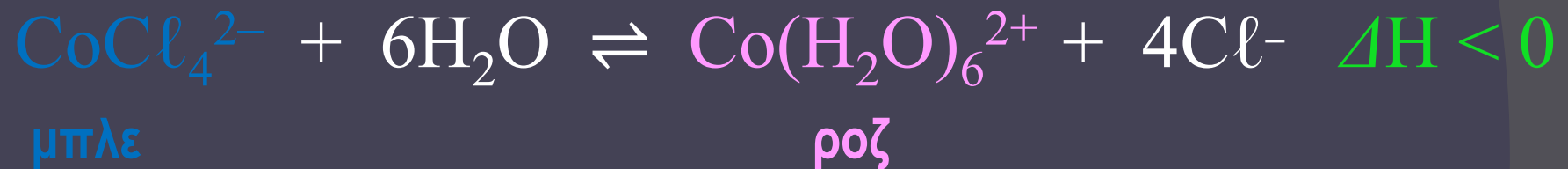
Αρχή Le Chatelier

Όταν μεταβάλλουμε ένα από τους συντελεστές ισορροπίας – ΣΥΓΚΕΝΤΡΩΣΗ, ΠΙΕΣΗ, ΘΕΡΜΟΚΡΑΣΙΑ – η θέση της ισορροπίας μετατοπίζεται προς εκείνη την κατεύθυνση που **τείνει να αναιρέσει** τη μεταβολή που επιφέραμε.

Χημική Ισορροπία - Αρχή Le Chatelier

Μεταβολή ΘΕΡΜΟΚΡΑΣΙΑΣ

Εξώθερμη ισορροπία ιόντων κοβαλτίου σε υδατικό διάλυμα



Με ψύξη, η ισορροπία μετατοπίζεται προς τα ΔΕΞΙΑ

Οι Εξώθερμες αντιδράσεις ΕΥΝΟΟΥΝΤΑΙ με την ψύξη.

Οι Ενδόθερμες αντιδράσεις ΕΥΝΟΟΥΝΤΑΙ με την θέρμανση.

Χημική Ισορροπία - Αρχή Le Chatelier

Μεταβολή ΣΥΓΚΕΝΤΡΩΣΗΣ (μιας εκ των ουσιών)

Η θέση της Χ. Ι. μετατοπίζεται προς εκείνη την κατεύθυνση που **τείνει να αναιρέσει** τη μεταβολή της συγκέντρωσης που επιφέραμε.

Δηλαδή, αν **αυξήσουμε** την συγκέντρωση ενός **ΑΝΤΙΔΡΩΝΤΟΣ** (αριστερό μέρος της χημ. εξίσωσης) η ισορροπία θα μετατοπιστεί προς τα **ΔΕΞΙΑ**.

Αν **αυξήσουμε** την συγκέντρωση ενός **ΠΡΟΪΟΝΤΟΣ** (δεξί μέρος της χημ. εξίσωσης) η ισορροπία θα μετατοπιστεί προς τα **ΑΡΙΣΤΕΡΑ**.

Χημική Ισορροπία - Αρχή Le Chatelier

Μεταβολή της ΠΙΕΣΗΣ (προϋποθέσεις)

- ❖ Στην ισορροπία υπάρχουν **αέριες ουσίες**
- ❖ Παρατηρείται **μεταβολή του αριθμού των mol** (των αερίων ουσιών)

ΣΗΜΕΙΩΣΗ:

Η μεταβολή της πίεσης προκαλείται από την μεταβολή του όγκου του δοχείου (αντιδραστήρα) υπό σταθερή θερμοκρασία.

Χημική Ισορροπία - Αρχή Le Chatelier

Μεταβολή της ΠΙΕΣΗΣ

ΑΥΞΗΣΗ της πίεσης (σταθερή T) μετατόπιση προς τα **ΛΙΓΟΤΕΡΑ mol αερίων**.

ΜΕΙΩΣΗ της πίεσης (σταθερή T) μετατόπιση προς τα **ΠΕΡΙΣΣΟΤΕΡΑ mol αερίων**.

ΣΗΜΕΙΩΣΗ:

Η αύξηση της πίεσης με την εισαγωγή αδρανούς αερίου στο μίγμα ισορροπίας (πχ He) με σταθερό T και V δοχείου, ΔΕΝ μετατοπίζει την ισορροπία !

Χημική Ισορροπία - Σταθερά Χ. Ι. $\Rightarrow K_c$

Για τις Αμφίδρομες Αντιδράσεις σε ισορροπία, του τύπου



Η Σταθερά Χημικής Ισορροπίας K_c Ορίζεται ως:

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

ΣΗΜΕΙΩΣΗ:

Η συγκέντρωση στερεού στον αντιδραστήρα, ΠΑΡΑΛΕΙΠΕΤΑΙ (ΔΕΝ συμμετέχει) στην παραπάνω εξίσωση

Χημική Ισορροπία - Σταθερά Χ. Ι. $\Rightarrow K_c$

Για την ισορροπία:



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

Όσο μεγαλύτερη τιμή παίρνει η Σταθερά Χημικής Ισορροπίας K_c , τόσο περισσότερο προς τα προϊόντα (αριστερά) είναι μετατοπισμένη η χημική ισορροπία της αντίδρασης, και αντίστροφα. (Αριθμητής / Παρονομαστής)

Χημική Ισορροπία - πηλίκο αντίδρασης $\Rightarrow Q_c$

Q : Quotient δηλ. λόγος (ο λόγος των συγκεντρώσεων)



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

με τις συγκεντρώσεις των αντιδρώντων και των προϊόντων να είναι αυτές, κάποιας χρονικής στιγμής της αντίδρασης.

Αν $Q_c = K_c$ η αντίδραση είναι σε ισορροπία.

Αν $Q_c < K_c$ η αντίδραση θα οδεύσει προς τα δεξιά για να αυξηθεί ο αριθμητής, ώστε να επέλθει ισορροπία και να ισχύσει $Q_c = K_c$.

Αν $Q_c > K_c$ η αντίδραση θα οδεύσει προς τα αριστερά για να μειωθεί ο αριθμητής, ώστε να επέλθει ισορροπία και να ισχύσει $Q_c = K_c$.