

Είπαμε ουσιαστικά μίγματος ισορροπίας: Αρκεί να μετρηθεί πηραματικά η ποσότητα ισορροπίας μίας από τις αυτές

π.χ. στην αντίδραση της προηγούμενης σελίδας μετρηθεί ποσότητα 0,387 mol H₂O στο μίγμα ισορροπίας τότε...

$$x = 0,387 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Με βάση τι αναγράφεται στην τρίτη γραμμή (Ισορροπία) κάτω από την αντίδραση οι ποσότητες ισορροπίας είναι:

$$\text{CO (ισορ.)} = (1,000 - x) \text{ mol} = (1,000 - 0,387) \text{ mol} = 0,613 \text{ mol CO}$$

$$\text{H}_2 \text{ (ισορ.)} = (3,000 - 3x) \text{ mol} = (3,000 - 3 \cdot 0,387) \text{ mol} = 1,839 \text{ mol H}_2$$

$$\text{CH}_4 \text{ (ισορ.)} = x \text{ mol} = 0,387 \text{ mol CH}_4$$

Για το H₂O (ισορ.) μας το έδινε ως δεδομένο (= 0,387 H₂O)

Ελάχιστος κατανοήσιμος εννοιών: Δύο αυτές Α και Β αντιδρούν και παράγουν την ουσία C. Όταν το αντιδρών Α εξατμίζεται κατά x moles, το προϊόν C αυξάνεται κατά x moles. Όταν το αντιδρών Β εξατμίζεται κατά x moles, το προϊόν αυξάνεται κατά 2x moles. Γράψτε τη χημική εξίσωση γι' αυτή την αντίδραση (Απάντηση: 2A + B ⇌ 2C)

14.2 Η σταθερά ισορροπίας

Γενικά, όγης οι ουσιαστές ισορροπίας για μία αντίδραση, σε δεδομένη θερμοκρασία, σχετίζονται με μία ποσότητα που ονομάζεται σταθερά ισορροπίας.

Ορισμός σταθεράς ισορροπίας K_c



Εκφραση της σταθεράς ισορροπίας: $K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$ []: γραμμοριακή συγκέντρωση ισορροπίας (M)

Νόμος δράσης των μαζών: Η τιμή της K_c σταθερή για δεδομένη θερμοκρασία (ανεξάρτητα από συγκέντρωση ισορροπίας) για τη συγκεκριμένη χημική εξίσωση.

Η τιμή της K_c είναι άμεσα συνδεδεμένη με την χημική εξίσωση που χρησιμοποιείται για την περιγραφή της χημικής αντίδρασης.

Εάν αν αλλάξουν οι συσχετιστές της ισοσταθμισμένης χημ. εξίσωσης, αλλάζει και η τιμή της K_c. π.χ. N₂ + 3H₂ ⇌ 2NH₃ → K_c = $\frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$

$$\frac{1}{2}N_2 + \frac{3}{2}H_2 \rightleftharpoons NH_3 \rightarrow K'_c = \frac{[NH_3]}{[N_2]^{1/2}[H_2]^{3/2}} = \sqrt{K_c}$$

Εύρεση σταθεράς ισορροπίας

Παράδειγμα: Δίνεται η αντίδραση διάσπασης του HI



Τοποθετήθηκαν 4,00 mol HI σε δοχείο 5,00 L στους 458°C. Το μίγμα ισορροπίας βρέθηκε να περιέχει 0,442 mol I₂. Να υπολογίσετε την τιμή της K_c.

Εργαζόμαστε με γραμμομοριακές συγκεντρώσεις (M)

$$[\text{HI}]_{\text{αρχική}} = \frac{4,00 \text{ mol}}{5,00 \text{ L}} = 0,800 \text{ M}$$

$$[\text{I}_2]_{\text{ισορ.}} = \frac{0,442 \text{ mol}}{5,00 \text{ L}} = 0,0884 \text{ M}$$

Με βάση τις τιμές των συγκεντρώσεων, κατασκευάζουμε τον παρακάτω πίνακα υπό την αντίδραση:

Συγκεντρώσεις (M)	2 HI (g)	H ₂ (g)	I ₂ (g)
Αρχικές	0,800	0	0
Μεταβολές (Αντιδρών ή παράγοντα)	-2x	+x	+x
Ισορροπία (Τελικές)	0,800 - 2x ↑ [HI] _{ισορ.}	x [H ₂] _{ισ.}	x [I ₂] _{ισ.}

← Αυτές χρησιμοποιούνται στην έκφραση της K_c

$$K_c = \frac{[\text{H}_2]_{\text{ισ}}^{\frac{1}{2}} [\text{I}_2]_{\text{ισ}}^{\frac{1}{2}}}{[\text{HI}]_{\text{ισ}}^2} = \frac{x \cdot x}{(0,800 - 2x)^2}$$

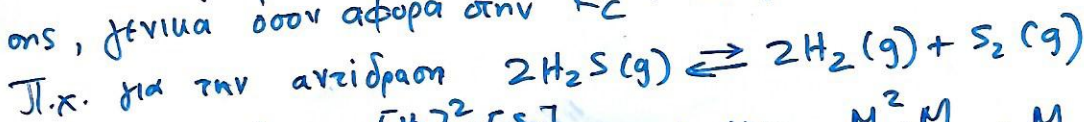
Ήδη γνωρίζουμε ότι [I₂]_{ισ.} = 0,0884 M το οποίο ισούται με x

Άρα [H₂]_{ισ.} = [I₂]_{ισ.} = x = 0,0884 M και [HI]_{ισ.} = (0,800 - 2 × 0,0884) M = 0,623 M

Τελικά $K_c = \frac{(0,0884)^2}{0,623} = 0,0201$ (Μονάδες: $\frac{\text{M} \cdot \text{M}}{\text{M}^2} = \text{αριθμός}$)

Παρατηρούμε ότι K_c < 1. Είναι λογικό;

Επίσης, γενικά όσον αφορά στην K_c: Οι μονάδες της δεν είναι πάντα ίδιες

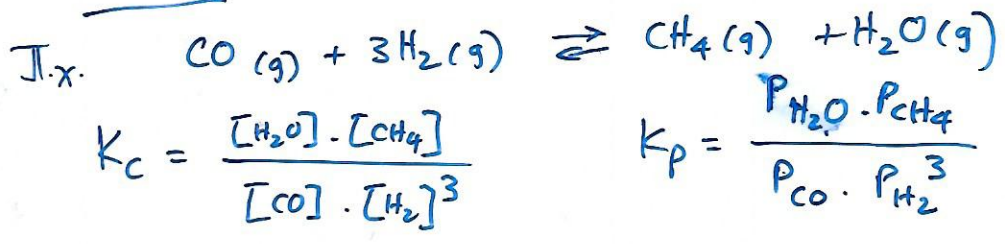


$$K_c = \frac{[\text{H}_2]^2 \cdot [\text{S}_2]}{[\text{H}_2\text{S}]^2} \quad \text{Μονάδες: } \frac{\text{M}^2 \cdot \text{M}}{\text{M}^2} = \text{M} \leftarrow \text{Δν τις αναφέρουμε}$$

Γενικά την K_c την αναγράφουμε ως αριθμό χωρίς μονάδες

Η σταθερά ισορροπίας Kp

Kp: Χρησιμοποιείται για ισορροπίες όπου αντιδρώντα/προϊόντα είναι στην αέρια φάση και αντί για τις συγκεντρώσεις τους (M), στην έκφραση της σταθεράς ισορροπίας χρησιμοποιούνται οι μετριές πιέσης των αερίων



Λαμβάνοντας υπόψη την καταστατική εξίσωση $P \cdot V = nRT \rightarrow P = \frac{n}{V}RT = M \cdot R \cdot T$ μπορούμε να αποδείξουμε ότι γενικά ισχύει

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

όπου $\Delta n = \sum n_{\text{προϊόντων}} - \sum n_{\text{αντιδρώντων}}$

R: 0,0821 L.atm/mol.K
T: θερμοκρασία σε K

n: αριθμητικοί συντελεστές στην ισοσταθμισμένη χημική εξίσωση

Σ: άθροισμα

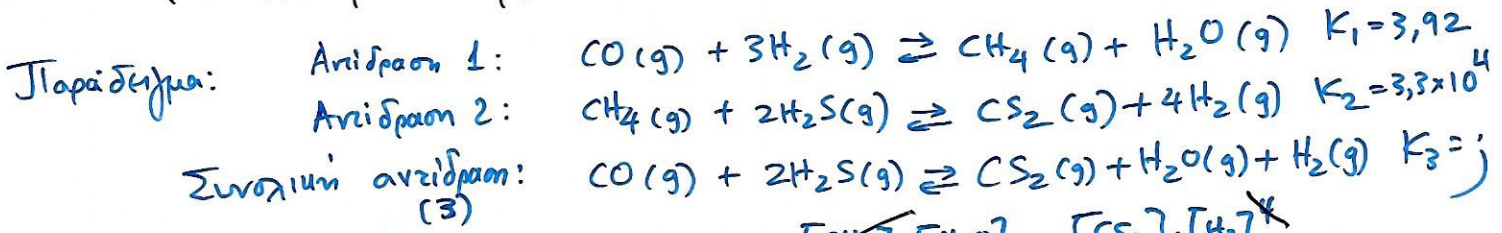
Στην παραπάνω αντίδραση ξέρουμε ότι $K_c = 3,92$ στις $T = 1200K$

$$\text{Το } \Delta n = (1+1) - (3+1) = -2$$

$$\text{Άρα } K_p = 3,92 \times (0,0821 \times 1200)^{-2} = 4,04 \times 10^{-4} \leftarrow \text{Επίσης δίνεται χωρίς μονάδες}$$

Σταθερά ισορροπίας από άθροισμα αντιδράσεων

Γενικά: Αν μια χημική εξίσωση μπορεί να προκύψει ως άθροισμα άλλων χημικών εξισώσεων, η σταθερά ισορροπίας της ισούται με το γινόμενο των σταθερών ισορροπίας των προστιθέμενων εξισώσεων



$$K_3 = \frac{[CS_2][H_2O][H_2]}{[CO][H_2S]^2} \quad K_1 \cdot K_2 = \frac{[CH_4][H_2O]}{[CO][H_2]^3} \cdot \frac{[CS_2][H_2]^4}{[CH_4][H_2S]^2}$$

$$\text{Παρατηρούμε όντως ότι } K_3 = K_1 \cdot K_2 = 3,92 \times (3,3 \times 10^4) = 1,3 \times 10^5$$

Το ίδιο ισχύει ^{αν} αντί για συγκεντρώσεις, στις εκφράσεις των K χρησιμοποιηθούν πιέσεις.

14.3 Ετερογενής ισορροπία = Διαλύτες σε ομογενείς ισορροπίες

Ομογενής ισορροπία: Αντιδρώντα και προϊόντα σε μία και μόνο φάση

Ετερογενής ισορροπία: Περιλαμβάνει αντιδρώντα και προϊόντα σε περισσότερες από μία φάσεις



Στην έκφραση της K_c για μία ετερογενή ισορροπία, παραλείπουν με τις συγκεντρώσεις των υδατών στερεών και υγρών

π.χ. ↓ διαλύτης $\text{H}_2\text{O}(l)$

Οι συγκεντρώσεις τους είναι σταθερές και έτσι είναι ήδη ενσωματωμένες στην K_c

Για την (1) είναι: $K'_c = \frac{[\text{Fe}_3\text{O}_4]_s \cdot [\text{H}_2]^4}{[\text{Fe}]_s^3 \cdot [\text{H}_2\text{O}]^4} \Rightarrow \underbrace{\frac{[\text{Fe}]_s^3}{[\text{Fe}_3\text{O}_4]_s}}_{\text{σταθεροί παράγοντες}} \times K'_c = \frac{[\text{H}_2]^4}{[\text{H}_2\text{O}]^4} \Rightarrow$

$\Rightarrow K_c = \frac{[\text{H}_2]^4}{[\text{H}_2\text{O}]^4}$

Άλλα παραδείγματα: $\text{CaCO}_3(s) \rightleftharpoons \text{CaO}(s) + \text{CO}_2(g)$

$K_c = [\text{CO}_2]$

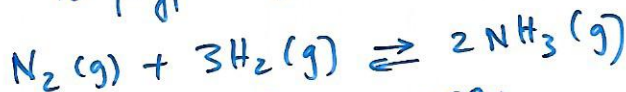


$K_c = [\text{H}_2\text{O}(g)]$

14.4 Ποιοτική ερμηνεία της σταθεράς ισορροπίας

α) $K_c \gg 1$ Το μίγμα ισορροπίας αποτελείται κυρίως από τα προϊόντα

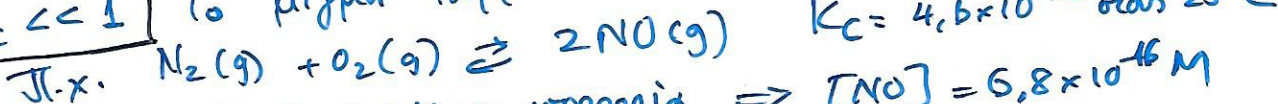
Π.χ.



$K_c = 4,1 \times 10^8$ στους 25°C
 ενώ $[\text{NH}_3] = 2,0\text{M}$ δηλ $[\text{NH}_3] = 200[\text{N}_2] = 200[\text{H}_2]$

Σε ισορροπία: $[\text{N}_2] = [\text{H}_2] = 0,010\text{M}$

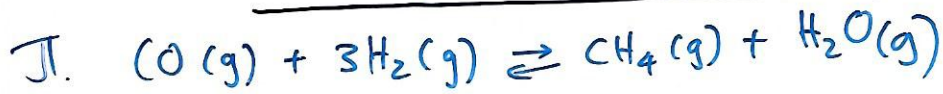
β) $K_c \ll 1$ Το μίγμα ισορροπίας αποτελείται κυρίως από τα αντιδρώντα



Αν $[\text{N}_2] = [\text{O}_2] = 1,0\text{M}$ σε ισορροπία $\Rightarrow [\text{NO}] = 6,8 \times 10^{-16}\text{M}$

Στους 25°C η αντίδραση λαμβάνει χώρα σε πολύ περιορισμένη έκταση.

8) $K_c \sim 1$ Το μίγμα ισορροπίας περιέχει σημαντικές ποσότητες και αντιδρώντων και προϊόντων (95)



$K_c = 3,92$ στους 1200K
 Σύνθεση ισορροπίας: $[\text{CO}] = 0,613\text{ mol}$, $[\text{H}_2] = 1,839\text{ mol}$, $[\text{CH}_4] = 0,387\text{ mol}$
 $[\text{H}_2\text{O}] = 0,387\text{ mol}$

Δεν υπερισχύουν δραματικά ούτε τα αντιδρώντα ούτε τα προϊόντα.

14.5 Πρόβλεψη της κατεύθυνσης μιας αντίδρασης

Για μια αντίδραση $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$ συγκρίνουμε την K_c σε κάποια θερμοκρασία.

Διαθέτουμε κάποιες αρχικές (initial) συγκεντρώσεις των συστατικών ^{τεσσάρων} συστατικών $[A]_i$, $[B]_i$, $[C]_i$ και $[D]_i$

Ερώσημα: Η αντίδραση θα οδεύσει προς τα δεξιά (Αντιδρ. \rightarrow Προϊόντα) ή προς τα αριστερά (Προϊόντα \rightarrow Αντιδρώντα);

Υπολογίζουμε το πηλίκο αντίδρασης $Q_c = \frac{[C]_i^c [D]_i^d}{[A]_i^a [B]_i^b}$

Αν $Q_c > K_c$: Για να γίνει $Q_c = K_c$ πρέπει το Q_c να μειωθεί δηλαδή ο αριθμητής να μικρύνει και ο παρανομαστής να μεγαλώσει δηλ. να αυξηθούν τα A, B και να μειωθούν τα C, D \Rightarrow Αντίδραση προς τα αριστερά

$$aA + bB \leftarrow cC + dD$$

Αντίθετα αν $Q_c < K_c$ τότε $aA + bB \rightarrow cC + dD$ δηλ. η αντίδραση θα πάει προς τα δεξιά

Τέλος αν $Q_c = K_c \Rightarrow$ το μίγμα της αντίδρασης βρίσκεται ήδη σε ισορροπία

Παράδειγμα: Ένα δοχείο αντίδρασης 50,0 L περιέχει 1,00 mol NH_3 , 3,00 mol H_2 και 0,500 mol N_2 . Όταν το μίγμα πάει σε ισορροπία στους 400°C , θα έχουμε σχηματισμό περίσσειας NH_3 ή διάσπαση αμμωνίας;

Η εξίσωση είναι: $\text{N}_2\text{(g)} + 3\text{H}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_3\text{(g)}$ $K_c = 0,500$ στους 400°C

Υπολογίζουμε αρχικές (initial) συγκεντρώσεις των ουσιών καθώς και το ηχηλικόν αντίδρασης Q_c .

$$[N_2]_i = \frac{1,00}{50,0} M = 0,0200 M \quad [H_2]_i = \frac{3,00}{50,0} M = 0,0600 M \quad [NH_3]_i = \frac{0,500}{50,0} M = 0,0100 M$$

$$Q_c = \frac{[NH_3]_i^2}{[N_2]_i [H_2]_i^3} = \frac{(0,0100)^2}{(0,0200)(0,0600)^3} = 23,1$$

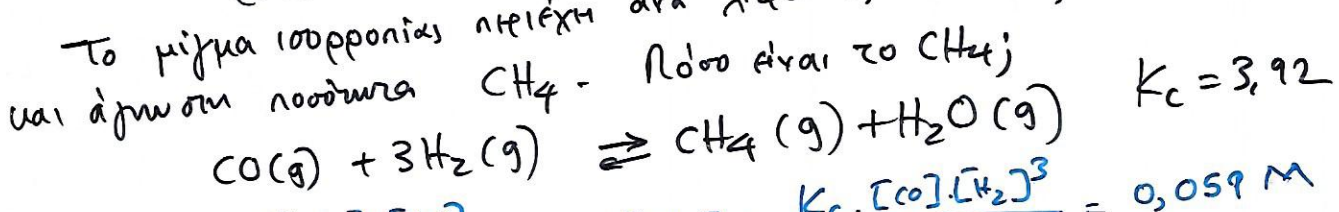
$Q_c = 23,1 > K_c = 0,5$ Άρα η αντίδραση θα πάει προς τα αριστερά δηλαδή η αμμωνία θα διασπαστεί.

Έλεγχος κατά νόμο: Δίνεται η χημική εξίσωση $C(g) + 2H_2(g) \rightleftharpoons CH_3OH(g)$
Ένα μίγμα ισορροπίας των τριών αυτών ουσιών σφραγίζεται απότομα, έτσι ώστε οι συγκεντρώσεις όλων των ουσιών προς στιγμήν διπλασιαστούν. Προς ποια κατεύθυνση θα πάει η αντίδραση όταν επιτευχθεί μία νέα ισορροπία; (Αν. προς τα δεξιά)

14.6 Υπολογισμός συγκεντρώσεων ισορροπίας

Χρήση της K_c για να υπολογίσουμε τις συγκεντρώσεις ουσιών σε ένα μίγμα ισορροπίας.

Παράδειγμα 1: Υπολογισμός μίας συγκεντρώσεως ισορροπίας όταν δίνονται οι υπόλοιπες συγκεντρώσεις (αλλά η πίεση)
Το μίγμα ισορροπίας περιέχει ανά λίτρο $0,30 \text{ mol CO}$, $0,10 \text{ mol H}_2$ και $0,020 \text{ mol H}_2O$



$$K_c = \frac{[CH_4] \cdot [H_2O]}{[CO] [H_2]^3} \Rightarrow [CH_4] = \frac{K_c \cdot [CO] \cdot [H_2O]}{[H_2]^3} = 0,059 M$$

Παράδειγμα 2: Επίλυση προβλήματος ισορροπίας με μία θερμοχημική εξίσωση ως προς x
Στην παρακάτω αντίδραση $CO(g) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO_2(g) + H_2(g)$

Σεικνάζουμε με $1,00 \text{ mol CO}$ και $1,00 \text{ mol H}_2O$ σε δοχείο $50,0 L$.
Πόσα moles από κάθε ουσία υπάρχουν στο μίγμα ισορροπίας στους $1000^\circ C$.

Δίνεται $K_c = 0,58$ στους $1000^\circ C$
Οι αρχικές συγκεντρώσεις των CO και H_2O είναι $[CO] = [H_2O] = \frac{1,00 \text{ mol}}{50,0 L} = 0,0200 M$
Κατασκευάζουμε πίνακα τριών θερμοχημικών.

Συγκέντρωση (M)	$CO(g)$	$H_2O(g)$	\rightleftharpoons	$CO_2(g)$	$H_2(g)$
Αρχικώς	0,0200	0,0200		0	0
Μεταβολή	-x	-x		+x	+x
Σε ισορροπία	0,0200-x	0,0200-x		x	x

Γράφουμε την έκφραση της $K_C = \frac{x \cdot x}{(0,0200-x)^2} = \frac{x^2}{(0,0200-x)^2} \Rightarrow$
 $\Rightarrow 0,58 = \frac{x^2}{(0,0200-x)^2} \Rightarrow \frac{x}{0,0200-x} = \pm 0,76 \rightarrow x = 0,0086 M$
 $\rightarrow x = -0,063 M$
 ↓
 απορρίπτεται ως αρνητική

Άρα $x = [CO_2] = [H_2] = 0,0086 M$

Άρα $[CO] = [H_2O] = 0,0200 - 0,0086 = 0,0114 M$

Τα mol στο δοχείο των 50,0L θα είναι $0,0086 \times 50,0 \approx 0,43 \text{ mol } CO_2$ και $0,43 \text{ mol } H_2$
 και $0,0114 \frac{\text{mol}}{L} \times 50,0 L = 0,570 \text{ mol } CO$ και $0,570 \text{ mol } H_2O$

Παράδειγμα 3: Επίλυση προβλήματος ισορροπίας (με δεικτοβαθμια επίλυση ως προς x)

Σε δοχείο 1,00L εισάγονται 1,00 mol H_2 και 2,00 mol I_2
 Υπολογίστε τα moles όλων των ουσιών σε ισορροπία στους $458^\circ C$.
 Δίνεται $K_C = 49,7$ και η χημική επίλυση: $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$

$[H_2]_{\text{αρχ}} = 1,00 M$ και $[I_2]_{\text{αρχ}} = 2,00 M$

Συγκέντρωση (M)	$H_2(g)$	$I_2(g)$	\rightleftharpoons	$2HI(g)$
Αρχικώς	1,00	2,00		0
Μεταβολή	-x	-x		+2x
Σε ισορροπία	1,00-x	2,00-x		2x

$K_C = \frac{(2x)^2}{(1,00-x)(2,00-x)} = 49,7 \rightarrow 0,920x^2 - 3,00x + 2,00 = 0 \Rightarrow$

$\Rightarrow x = 2,33 \rightarrow$ αδύνατο γιατί δίνει αρνητικές συγκεντρώσεις ισορροπίας τόσο για το H_2 όσο και για το I_2
 $\boxed{x = 0,93}$ → Δικτή. Άρα $[H_2]_{\text{ισ.}} = 1,00 - 0,93 = 0,07 M$
 $[I_2]_{\text{ισ.}} = 2,00 - 0,93 = 1,07 M$
 $[HI]_{\text{ισ.}} = 2 \times 0,93 = 1,86 M$

Η σύσταση ισορροπίας είναι $0,07 \text{ mol } H_2$, $1,07 \text{ mol } I_2$ και $1,86 \text{ mol } HI$

Μεταβολή των Συνθηκών Αντίδρασης: Αρχή Le Châtelier

Είναι δυνατόν να αυξηθεί ή να ελαττωθεί η απόδοση ενός προϊόντος, ανάλογα με το τι επιδράμε

- Μεταβολή συγκεντρώσεων (με απομάκρυνση προϊόντων ή προσθήκη αντιδρώντων)
- Μεταβολή μετρικής πίεσης αέριων αντιδρώντων/προϊόντων (με μεταβολή όγκου)
- Μεταβολή θερμοκρασίας

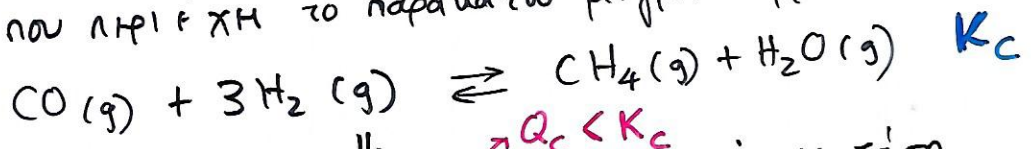
(Μεταβολή συγκεντρώσεων)

14.7 Απομάκρυνση προϊόντων ή προσθήκη αντιδρώντων

Αρχή Le Châtelier: Όταν ένα σύστημα σε χημική ισορροπία διαταράσσεται λόγω μεταβολής θερμοκρασίας, πίεσης ή συγκεντρώσεων, η ισορροπία του συστήματος μετατοπίζεται προς εκείνη την κατεύθυνση κατά την οποία εξουδετερώνεται η μεταβολή αυτή.

Έτσι αν σε μίγμα ισορροπίας απομακρύνουμε ή προσθέσουμε μία ουσία → θα γίνει αντίδραση προκειμένου η απομακρυνόμενη ουσία να ανασυνταχθεί ή η προστιθέμενη ουσία να απομακρυνθεί.

Παράδειγμα: Απομάκρυνση $H_2O(g)$ από το δοχείο της αντίδρασης που περιέχει το παραπάνω μίγμα ισορροπίας:



Για να εξουδετερωθεί η διαταραχή θα υπάρξει τάση επανασύνθεσης του απομακρυνόμενου $H_2O(g)$ →

→ Για να γίνει αυτό η παραπάνω αντίδραση θα οδηγήσει δεξιά μέχρις ότου επανέλθει η ισορροπία που διαταράχθηκε.

Αντίδραση στη διαταραχή $CO(g) + 3H_2 \rightarrow CH_4(g) + H_2O(g)$
Με τον τρόπο αυτό αυξάνεται η συγκεντρωση του CH_4 στο μίγμα ισορροπίας.

Προσέξτε: Με την διαταραχή $Q_c < K_c$ (μείωση αριθμότη) Άρα η αντίδραση θα πάει προς τα δεξιά προκειμένου να αποκατασταθεί η ισορροπία.

$H \quad K_c \quad \delta\eta \quad \alpha\lambda\lambda\alpha\delta\eta$

Άλλες μεταβολές συμπίεσης: $(aA + bB \rightleftharpoons cC + dD)$ 99

→ Προσθήκη αντιδρώντος: $Q_c < K_c \Rightarrow$ Αντίδραση προς τα δεξιά
(π.χ. του A) (αύξηση παρανομαστή)

→ Προσθήκη προϊόντος: $Q_c > K_c \Rightarrow$ Αντίδραση προς τα αριστερά
(π.χ. του C) (αύξηση αριθμητή)

→ Απομάκρυνση αντιδρώντος: $Q_c > K_c \Rightarrow$ Αντίδραση προς τα αριστερά
(π.χ. του B) (μείωση παρανομαστή)

Αν η συμπίεση της ουσίας δεν μπορεί να αλλάξει (π.χ. καθαρό στερεό ή υγρό αντιδρών ή προϊόν) τότε οι μεταβολές στις ποσότητες δεν έχουν καμιά επίδραση στη σύσταση ισορροπίας.

Άλλα παραδείγματα: α) $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$
Απομάκρυνση $H_2 \rightarrow [H_2]$ πέφτει \Rightarrow η αντίδραση από δεξιά προς τα αριστερά ($H_2(g) + I_2(g) \leftarrow 2HI(g)$) προσημειώνεται να αναληφθούν (κατά το δυνατόν) το H_2 που απομακρύνθηκε

β) $2Fe(s) + 3H_2O(g) \rightleftharpoons Fe_2O_3(s) + 3H_2(g)$
Αύξηση $[H_2] \rightarrow$ η αντίδραση οδεύει προς τα αριστερά
Προσθήκη στερεού μεταλλικού Fe \rightarrow δεν υπάρχει επίδραση στην ισορροπία γιατί η $[Fe(s)]$ είναι σταθερή

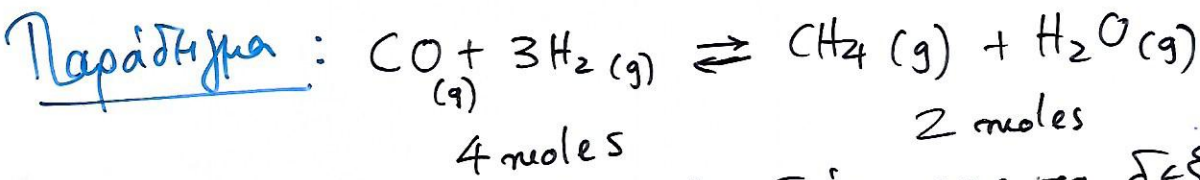
Σημείωση: Αν μία αντίδραση έχει $K_c \lll 1$ (εξαιρετικά μικρή) τότε παραμένει ουσιαστικά υπό μορφή αντιδρώντων και δεν μπορεί να μετασχηματιστεί προς τα προϊόντα με την προσθήκη πλεονάζουσας αντιδρώντων
π.χ. $CO_2(g) + 2H_2O(g) \rightleftharpoons CH_4(g) + 2O_2(g)$ $K_c = 10^{-140}$ (25°C)

14.8 Μεταβολή πίεσης και θερμοκρασίας

Επίδραση πίεσης

Θυμόμαστε $P \cdot V = nRT$ και είναι ότι διατηρούμε $T = \text{σταθερή}$
(για αέρια) \rightarrow μεταβολή του όγκου
Μεταβολή της πίεσης P ενός μίγματος ισορροπίας (αύξηση ή μείωση) αλλάζει
αντίστοιχα τις μερικές πιέσεις των επιμέρους συστατικών (των αέριων μόνο)
και κατά συνέπεια τις συμπίεσής τους.
Αύξηση $P \rightarrow$ Μείωση $V \rightarrow$ Αύξηση συμπίεσης
Μείωση $P \rightarrow$ Αύξηση $V \rightarrow$ Μείωση συμπίεσης

Προς τα ναυ θα οδεύσει η αντίδραση;
 Αρχή Le Châtelier: Αν P αυξηθεί \rightarrow η αντίδραση θα οδεύσει προς την κατεύθυνση που τα moles των αερίων συστατικών μειώνονται προκειμένου και η πίεση (που είναι ανάλογη με αυτά) να ελαττωθεί.

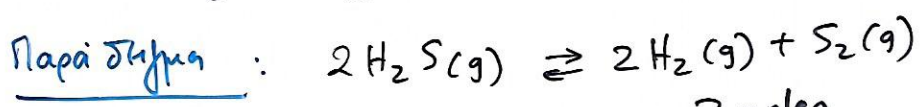


Αν $P \uparrow$ τότε η αντίδραση θα οδεύσει προς τα δεξιά (\rightarrow) γιατί προς τα εκεί παράγονται λιγότερα moles.

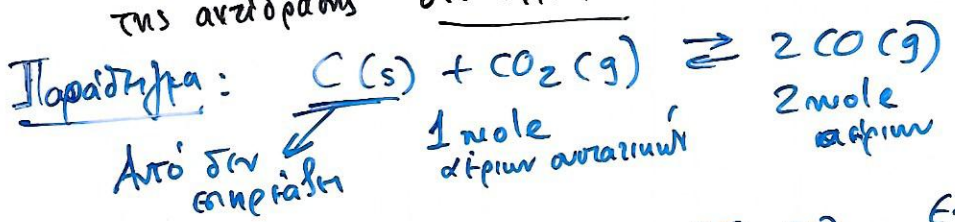
Εξέταση μέσω Q_c : Έστω ότι η P του μίγματος ισορροπίας διαπλασιάζεται τότε προς στιγμήν όλης οι μερικές πιέσεις (άρα και οι αντιστοιχίες συγκέντρωσης) όλων των αερίων συστατικών διαπλασιάζονται επίσης.

$$K_c = \frac{[CH_4] \cdot [H_2O]}{[CO] \cdot [H_2]^3} \quad Q_c = \frac{2[CH_4] \cdot 2[H_2O]}{2[CO] \cdot 2^3[H_2]^3} = \frac{1}{4} K_c \Rightarrow Q_c = \frac{1}{4} K_c \rightarrow$$

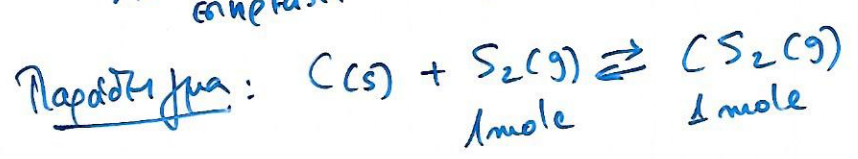
$\rightarrow Q_c < K_c$ Άρα πρέπει η αντίδραση να οδεύσει προς τα δεξιά.



Ελάττωση πίεσης (με αύξηση όγκου) \Rightarrow η αντίδραση θα οδεύσει προς τα δεξιά (αύξηση αριθμού moles)
 Αύξηση πίεσης (με μείωση όγκου) \Rightarrow όδωση προς τα αριστερά
 Αύξηση πίεσης με προσθήκη αερίων He \Rightarrow οι μερικές πιέσεις των συστατικών της αντίδρασης δεν αλλάζουν \rightarrow καμία επίδραση στην ισορροπία.



Αύξηση $P \Rightarrow$ με μείωση όδωση αριστερά (μείωση moles)



Ελάττωση $V \rightarrow$ Αύξηση P
 Η ισορροπία δεν αλλάζει γιατί ο αριθμός των moles αντιδρώντων και προϊόντων δεν αλλάζει.

Επίδραση Θερμοκρασίας

\rightarrow Στην κατεύθυνση μιας αντίδρασης (συνήθως αύξηση)
 \rightarrow Στην ομαλή ισορροπία K_c