

Χημεία

γ' λυκείου

**Ομάδας Προσανατολισμού
Θετικών Σπουδών**

Τόμος 4ος

ΣΤΟΙΧΕΙΑ ΑΡΧΙΚΗΣ ΕΚΔΟΣΗΣ

Το παρόν βιβλίο περιέχει τα παρακάτω κεφάλαια:

- α) Από το βιβλίο «Χημεία θετικής Κατεύθυνσης» Β΄ Λυκείου των Λιοδάκη Σ., Γάκη Δ., Θεοδωρόπουλου Δ., Θεοδωρόπουλου Π. και Κάλλη Α. (έκδοση 2012) τα κεφάλαια 2, 3, 4, 5.
- β) Από το βιβλίο «Χημεία θετικής Κατεύθυνσης» Γ΄ Λυκείου των Λιοδάκη Σ., Γάκη Δ., Θεοδωρόπουλου Δ. και Θεοδωρόπουλου Π. (έκδοση 2012) τα κεφάλαια 1, 3, 5.

**Επιστημονικός Υπεύθυνος –
Διεύθυνση Ομάδων Εργασίας:
Στέλιος Λιοδάκης**

Ομάδα Συγγραφής:

**Στέλιος Λιοδάκης, Δρ. Χημικός,
Επίκουρος Καθηγητής ΕΜΠ**

**Δημήτρης Γάκης, Δρ. Χημικός
Μηχανικός, Λέκτορας ΕΜΠ**

**Δημήτρης Θεοδωρόπουλος,
Χημικός Μηχανικός Δ/θμιας
Εκπαίδευσης**

**Παναγιώτης Θεοδωρόπουλος,
Χημικός Δ/θμιας Εκπαίδευσης**

**Αναστάσιος Κάλλης, Χημικός
Δ/θμιας Εκπαίδευσης**

Ομάδα Τεχνικής Υποστήριξης:

**Στάθης Σιάνος, Χημικός Μηχανικός
ΕΜΠ**

**Ηρακλής Αγιοβλασίτης, φοιτητής
στη σχολή Χημικών Μηχανικών,
ΕΜΠ**

Άννα Γάκη, φοιτήτρια στη σχολή
Χημικών Μηχανικών, ΕΜΠ
Βλάσσης Παπανικολάου, φοιτητής
στη σχολή Ηλεκτρολόγων Μηχα-
νικών, ΕΜΠ
Άντζελα Λαζάρου, φωτογράφος
ΤΕΙ Αθήνας

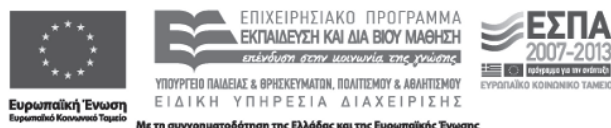
Γλωσσική Επιμέλεια:
Χρήστος Ανδρίτσος

Τεχνική Επιμέλεια:
Στέλιος Λιοδάκης

Υπεύθυνος στο πλαίσιο του
Παιδαγωγικού Ινστιτούτου:
Δρ. Αντώνιος Σ. Μπομπέτσης,
Χημικός, M.Ed., Ph.D., Σύμβουλος
Π.Ι.

ΣΤΟΙΧΕΙΑ ΕΠΑΝΕΚΔΟΣΗΣ

Η επανέκδοση του παρόντος βιβλίου πραγματοποιήθηκε από το Ινστιτούτο Τεχνολογίας Υπολογιστών & Εκδόσεων «Διόφαντος» μέσω ψηφιακής μακέτας, η οποία δημιουργήθηκε με χρηματοδότηση από το ΕΣΠΑ / ΕΠ «Εκπαίδευση & Διά Βίου Μάθηση» / Πράξη «ΣΤΗΡΙΖΩ».



Οι διορθώσεις πραγματοποιήθηκαν κατόπιν έγκρισης του Δ.Σ. του Ινστιτούτου Εκπαιδευτικής Πολιτικής

Η αξιολόγηση, η κρίση των προσαρμογών και η επιστημονική επιμέλεια του προσαρμοσμένου βιβλίου πραγματοποιείται από τη Μονάδα Ειδικής Αγωγής του Ινστιτούτου Εκπαιδευτικής Πολιτικής.

Η προσαρμογή του βιβλίου για μαθητές με μειωμένη όραση από το ΙΤΥΕ – ΔΙΟΦΑΝΤΟΣ πραγματοποιείται με βάση τις προδιαγραφές που έχουν αναπτυχθεί από ειδικούς εμπειρογνώμονες για το ΙΕΠ.

**ΠΡΟΣΑΡΜΟΓΗ ΤΟΥ ΒΙΒΛΙΟΥ
ΓΙΑ ΜΑΘΗΤΕΣ
ΜΕ ΜΕΙΩΜΕΝΗ ΟΡΑΣΗ**

ΙΤΥΕ - ΔΙΟΦΑΝΤΟΣ

**ΥΠΟΥΡΓΕΙΟ ΠΑΙΔΕΙΑΣ, ΕΡΕΥΝΑΣ
ΚΑΙ ΘΡΗΣΚΕΥΜΑΤΩΝ**

**ΙΝΣΤΙΤΟΥΤΟ ΕΚΠΑΙΔΕΥΤΙΚΗΣ
ΠΟΛΙΤΙΚΗΣ**

**Σ. Λιοδάκης, Δ. Γάκης,
Δ. Θεοδωρόπουλος,
Π. Θεοδωρόπουλος, Α. Κάλλης**

**Η συγγραφή και η επιστημονική
επιμέλεια του βιβλίου
πραγματοποιήθηκε υπό την αιγίδα
του Παιδαγωγικού Ινστιτούτου**

**Χημεία
γ' λυκείου**

**Ομάδας Προσανατολισμού
Θετικών Σπουδών**

Τόμος 4ος

Ι.Τ.Υ.Ε. «ΔΙΟΦΑΝΤΟΣ»



[4]

ΧΗΜΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

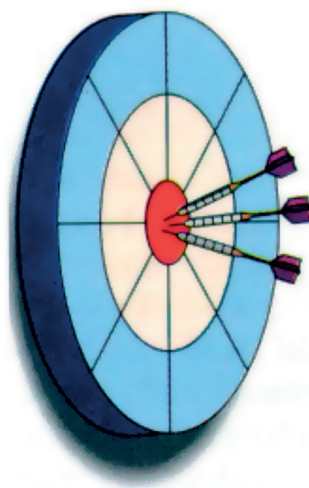
ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ

- 4.1 Έννοια χημικής ισορροπίας - απόδοση αντίδρασης
 - 4.2 Παράγοντες που επηρεάζουν τη θέση χημικής ισορροπίας - αρχή Le Chatelier
 - 4.3 Σταθερά χημικής ισορροπίας
- Ερωτήσεις - προβλήματα

ΟΙ ΣΤΟΧΟΙ

Στο τέλος της διδακτικής αυτής ενότητας θα πρέπει να μπορείς:

- Να ορίζεις τι είναι χημική ισορροπία. Να ταξινομείς τις χημικές ισορροπίες σε ομογενείς και ετερογενείς, δίνοντας χαρακτηριστικά παραδείγματα σε κάθε περίπτωση.
- Να ορίζεις τι είναι απόδοση αντίδρασης και να υπολογίζεις την τιμή αυτής αν γνωρίζεις τις αρχικές ποσότητες των αντιδρώντων και τις ποσότητες των αντιδρώντων ή προϊόντων στη θέση ισορροπίας.
- Να καθορίζεις τους παράγοντες που επηρεάζουν τη θέση μιας χημικής ισορροπίας και να εξηγείς



την επίδραση που έχουν αυτοί στη μετατόπιση ισορροπίας με βάση την αρχή Le Chatelier.

- Να εξάγεις το νόμο χημικής ισορροπίας με βάση την κινητική μελέτη της αντίδρασης. Να ορίζεις τις σταθερές K_c και K_p , και να αναφέρεις από ποιους παράγοντες εξαρτώνται οι τιμές τους.
- Να επιλύεις προβλήματα τα οποία συνδέουν μερικά από τα παρακάτω μεγέθη: απόδοση αντίδρασης, σταθερά ισορροπίας, ποσότητες ή μερικές πιέσεις αντιδρώντων ή προϊόντων, ολική πίεση στη θέση ισορροπίας, όγκος δοχείου αντίδρασης, θερμοκρασία.



Ποιος θα μπορούσε να φανταστεί πως οι θαυμάσιοι χρωματισμοί και σχέδια που εμφανίζονται σε πολλά ζώα π.χ. στις πεταλούδες, στα τροπικά ψάρια, στην τίγρη σχετίζονται με τη χημική ισορροπία; Η αλήθεια είναι πως όλα ξεκινούν από το κύτταρο, όπου με μια

8 / 102

σειρά πολύπλοκων αντιδράσεων το χημικό αυτό σύστημα τείνει να ισορροπήσει. Αν είχαμε ισορροπία θα επικρατούσε ομοιομορφία, όχι πολύπλοκα σχέδια όχι διαφορετικοί χρωματισμοί. Όμως, η ομορφιά της φύσης διατηρείται. Το σύστημα ποτέ δε φτάνει στην ισορροπία γι' αυτό π.χ. η συγκέντρωση του μαύρου χρώματος στο τρίχωμα της τίγρης δεν είναι παντού η ίδια, γι' αυτό έχουμε μαύρες ραβδώσεις σε κιτρινοκόκκινο φόντο. Γιατί όμως δεν επέρχεται ισορροπία; Μα γιατί το σύστημα δεν είναι κλειστό. Η εισαγωγή (τροφή) και αποβολή ύλης δε γίνεται με τον ίδιο ρυθμό. Έπειτα οι συνθήκες π.χ. η θερμοκρασία δεν παραμένουν αυστηρά καθορισμένες.

[4]

ΧΗΜΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

Εισαγωγή

Στο πρώτο κεφάλαιο θίξαμε την ισορροπία μεταξύ νερού (υγρού) και υδρατμών, η οποία λαμβάνει χώρα σε κλειστό δοχείο υπό σταθερή θερμοκρασία και συμβολίζεται:



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.

Με την ίδια λογική, πολλές χημικές αντιδράσεις οδηγούνται, κάτω από κατάλληλες συνθήκες, σε

κατάσταση ισορροπίας Ωστόσο, ορισμένες αντιδράσεις εξελίσσονται προς μία μόνο κατεύθυνση, όπως π.χ. η καύση του μαγνησίου:
$$2\text{Mg}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{MgO}(s)$$
. Στην περίπτωση αυτή η διάσπαση του οξειδίου του μαγνησίου προς μαγνήσιο και οξυγόνο είναι αμελητέα, γι' αυτό λέμε ότι η αντίδραση είναι μονόδρομη ή ποσοτική.

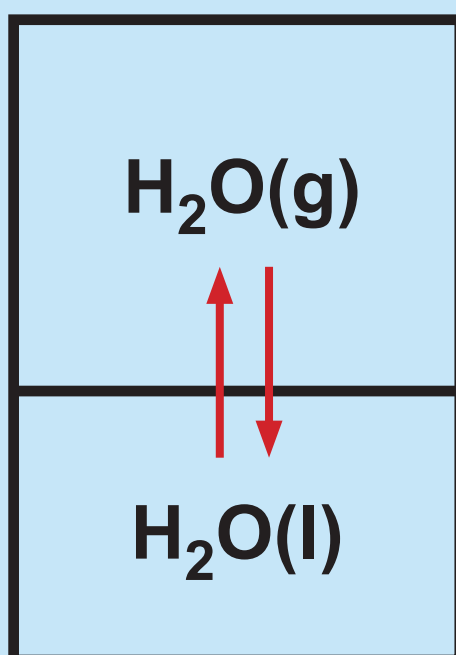
Οι περισσότερες όμως χημικές αντιδράσεις δεν ολοκληρώνονται. Φαίνεται ότι σταματούν, όταν μέρος μόνο των αντιδρώντων μετατραπεί σε προϊόντα. Στις περιπτώσεις αυτές η αντίδραση γίνεται και προς την αντίθετη κατεύθυνση και έτσι το σύστημα καταλήγει, κάτω από κατάλληλες συνθήκες, σε μια δυναμική ισορροπία, γνωστή ως

χημική ισορροπία. Στην κατάσταση χημικής ισορροπίας η σύσταση (ποιοτική και ποσοτική) των αντιδρώντων και προϊόντων παραμένει σταθερή. Φαίνεται δηλαδή ότι το μίγμα δεν αντιδρά. Στην πραγματικότητα όμως, οι δύο αντίστροφες αντιδράσεις γίνονται ακατάπαυστα με τον ίδιο ρυθμό.

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.

Η μελέτη της χημικής ισορροπίας μιας αντίδρασης έχει μεγάλο ενδιαφέρον, καθώς μας επιτρέπει να γνωρίσουμε το ποσοστό μετατροπής των αντιδρώντων σε προϊόντα (απόδοση αντίδρασης), καθώς και τους παράγοντες (π.χ. θερμοκρασία, συγκέντρωση, πίεση) που μπορούν να το επηρεάσουν. Η μελέτη των παραμέτρων αυτών έχουν προφανώς ιδιαίτερο ενδιαφέρον στη βιομηχανία.



Υγρό νερό και υδρατμός σε ισορροπία. Η ταχύτητα εξάτμισης ισούται με την ταχύτητα υγροποίησης.

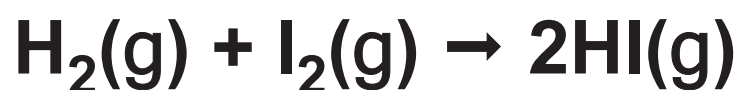
[4.1]

Έννοια χημικής ισορροπίας - Απόδοση αντίδρασης

Για την κατανοήσουμε καλύτερα την έννοια της χημικής ισορροπίας ας παρακολουθήσουμε τα εξής δύο πειράματα:

Πείραμα 1

Εισάγονται σε κλειστό δοχείο στους $440\text{ }^{\circ}\text{C}$ $10\text{ mol I}_2(\text{g})$ και $10\text{ mol H}_2(\text{g})$, οπότε λαμβάνει χώρα η αντίδραση:



Η αντίδραση αυτή θα έπρεπε να οδηγήσει στο σχηματισμό 20 mol HI (βάσει της στοιχειομετρίας της εξίσωσης), αν ήταν μονόδρομη. Στην πράξη όμως παρατηρείται, μετά από κάποιο χρονικό διάστημα,

ο σχηματισμός ενός μίγματος που περιέχει 16 mol HI, 2 mol H₂ και 2 mol I₂, όπως διαγραμματικά απεικονίζεται στο παρακάτω σχήμα. Η σύσταση αυτού του μίγματος παραμένει αμετάβλητη, εφόσον οι συνθήκες του πειράματος παραμένουν σταθερές. Στο σημείο αυτό έχει αποκατασταθεί χημική ισορροπία.

Πείραμα 2

Αν αντίθετα, στο δοχείο εισαχθούν 20 mol HI στους 440 °C, τότε το HI διασπάται σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:



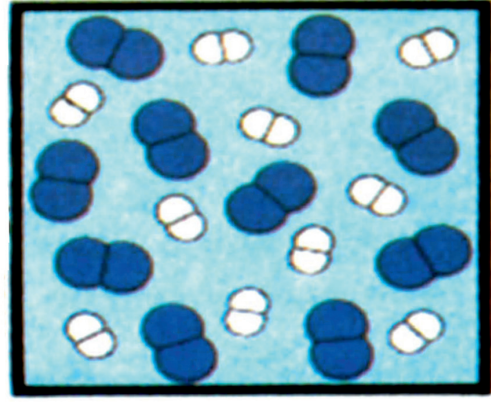
Και στην περίπτωση αυτή παρατηρείται σχηματισμός μίγματος σταθερής σύστασης που περιέχει 2 mol H₂, 2 mol I₂ και 16 mol HI, όπως

16 / 103 - 104

φαίνεται διαγραμματικά στο παρακάτω σχήμα. Έτσι, αποκαθίσταται και πάλι χημική ισορροπία μεταξύ των τριών σωμάτων και μάλιστα η σύσταση του μίγματος ισορροπίας είναι η ίδια με αυτή του προηγούμενου πειράματος.

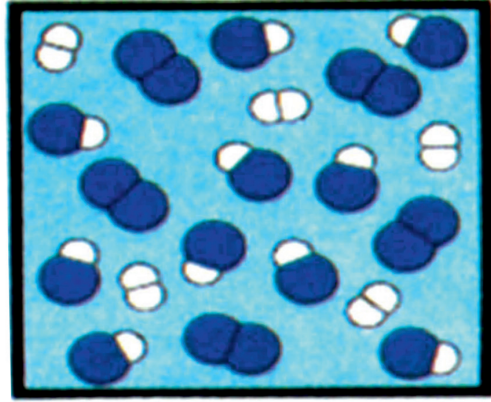
Τα παραπάνω επιβεβαιώνουν ότι η αντίδραση που μελετάμε είναι αμφίδρομη και οδηγείται με τον ένα (πείραμα 1) ή με τον άλλο τρόπο (πείραμα 2) σε κατάσταση ισορροπίας.

10 mol H₂
10 mol I₂



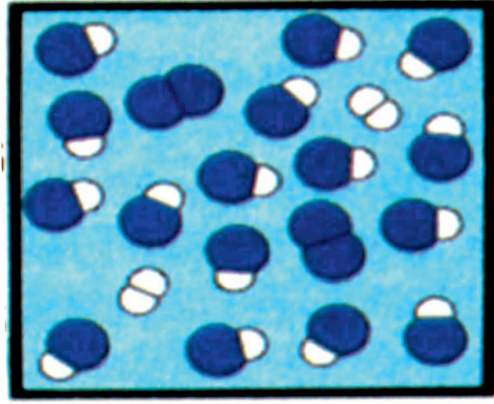
αρχή

5 mol H₂
5 mol I₂
10 mol HI



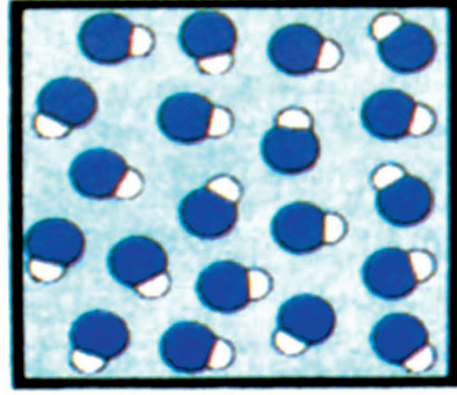
μετά

2 mol H₂
2 mol I₂
16 mol HI



ισορροπία

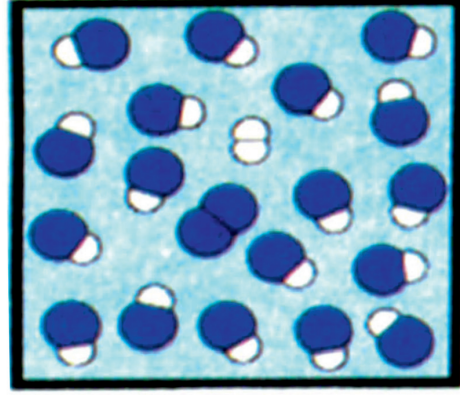
20 mol HI



αρχή

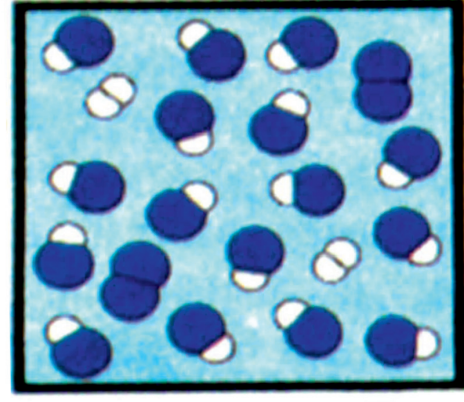
18 mol HI,
1 mol H₂

1 mol H₂,
1 mol I₂



μετά

16 mol HI,
2 mol H₂,
2 mol I₂



ισορροπία

ΣΧΗΜΑ 4.1 Διαγραμματική απεικόνιση της εξέλιξης μιας αντίδρασης προς τη θέση ισορροπίας, όπως περιγράφεται στο πείραμα 1 (πάνω) και πείραμα 2 (κάτω).

Στο παρακάτω σχήμα απεικονίζεται διαγραμματικά πως η αντίδραση:

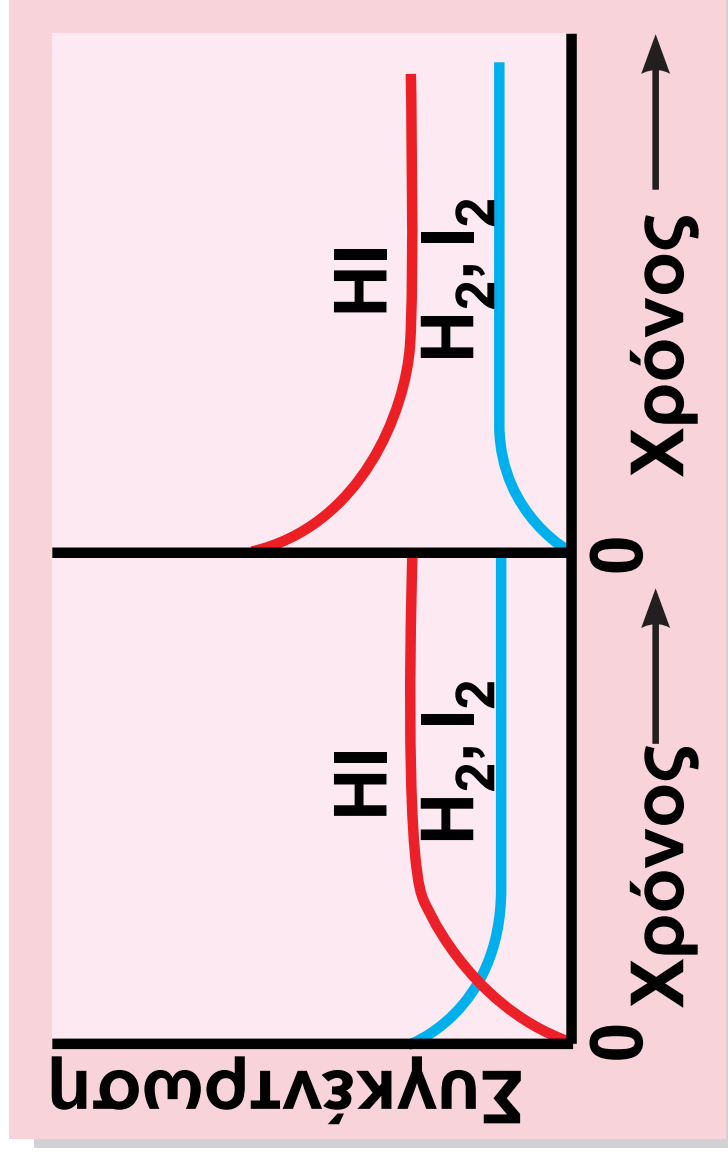


προσεγγίζει την ισορροπία. Η συγκέντρωση του HI είναι στην αρχή μηδέν και αυξάνεται με την πάροδο του χρόνου, μέχρις ότου σταθεροποιηθεί σε μια ορισμένη τιμή. Αντίθετα, οι συγκεντρώσεις των H_2 και I_2 μειώνονται, μέχρις ότου επίσης σταθεροποιηθούν στη θέση ισορροπίας.

Ανάλογο σκεπτικό ισχύει στην περίπτωση της αντίδρασης:



που περιγράφεται στο πείραμα 2, όπως φαίνεται στο δεξιό διάγραμμα του σχήματος 4.2.

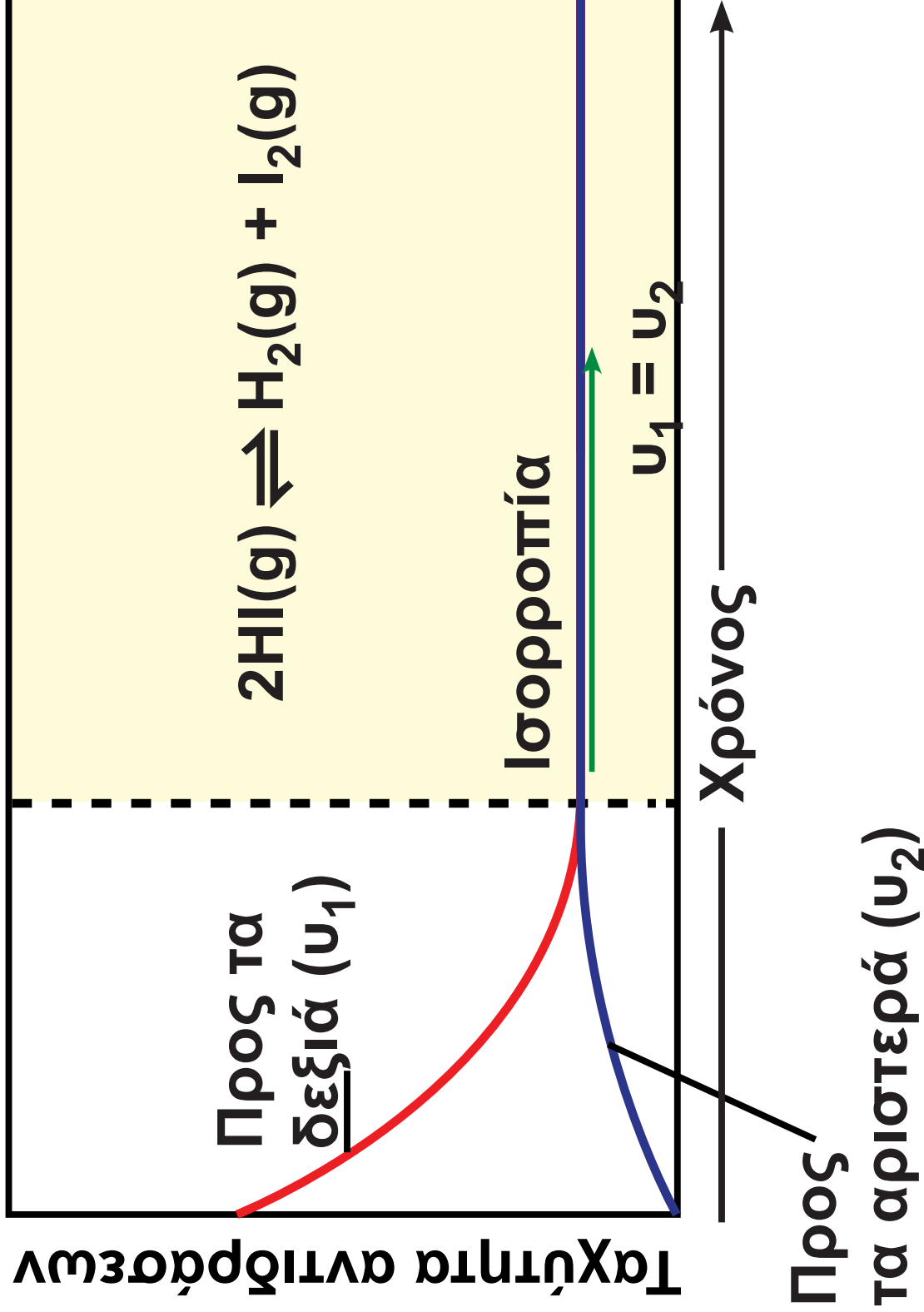


ΣΧΗΜΑ 4.2 Μεταβολή συγκεντρώσεων H_2 , I_2 , HI , καθώς το σύστημα προσεγγίζει την ισορροπία. Αριστερά ξεκινάμε με ισομοριακές ποσότητες H_2 και I_2 (α' πείραμα), ενώ δεξιά ξεκινάμε από HI (β' πείραμα).

Αν επικεντρωθούμε στην αντίδραση διάσπασης του HI:



παρατηρούμε ότι το HI αρχίζει να διασπάται με αρχική ταχύτητα u_1 . Η ταχύτητα αυτή συνεχώς ελαττώνεται, καθώς ελαττώνεται η ποσότητα άρα και η συγκέντρωση του HI. Μόλις σχηματιστούν οι πρώτες ποσότητες H_2 και I_2 αρχίζει και η αντίθετη αντίδραση με μία ταχύτητα u_2 , η οποία συνεχώς αυξάνεται, όσο αυξάνονται οι ποσότητες H_2 και I_2 . Όταν η u_1 γίνει ίση με τη u_2 , όταν δηλαδή ο ρυθμός διάσπασης του HI εξισωθεί με το ρυθμό σχηματισμού αυτού, το μίγμα H_2 , I_2 και HI αποκτά σταθερή σύσταση. Στο σημείο αυτό έχει αποκατασταθεί ισορροπία.



ΣΧΗΜΑ 4.3 Μεταβολή της ταχύτητας αντίδρασης καθώς το σύστημα προσεγγίζει την 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 αντίθετης φοράς βέλη μεταξύ των αντιδρώντων και προϊόντων π.χ.



Θεωρητικά όλες οι χημικές αντιδράσεις είναι αμφίδρομες, δηλαδή καταλήγουν σε κατάσταση χημικής ισορροπίας. Αν η ισορροπία είναι τόσο πολύ μετατοπισμένη προς τα δεξιά, ώστε ένα τουλάχιστο από τα αντιδρώντα να μην ανιχνεύεται, τότε η αντίδραση χαρακτηρίζεται μονόδρομη ή ποσοτική. Η χημική

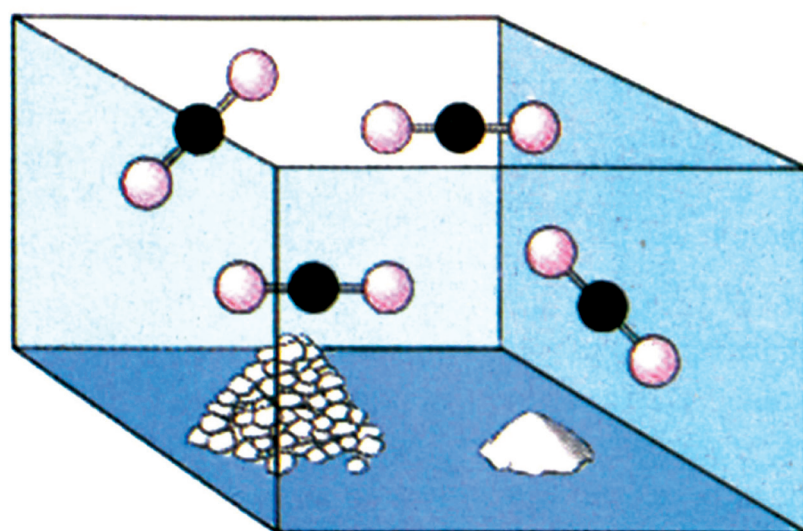
ισορροπία μπορεί να είναι
ομογενής ή ετερογενής.

Ομογενή ισορροπία έχουμε όταν τα
αντιδρώντα και προϊόντα βρίσκο-
νται στην ίδια φάση (αέρια ή υγρά)



Ετερογενή ισορροπία έχουμε όταν
τα σώματα που συμμετέχουν στην
ισορροπία (αντιδρώντα και προϊ-
όντα) βρίσκονται σε περισσότερες
από μία φάσεις π.χ.





CaCO_3

CaO

**ΣΧΗΜΑ 4.4 Ετερογενής ισορροπία
μεταξύ των στερεών CaCO_3 , CaO
και του αέριου CO_2 .**

- Μονόδρομη ή ποσοτική είναι η αντίδραση που γίνεται προς μια μόνο κατεύθυνση.
- Αμφίδρομη είναι η αντίδραση που πραγματοποιείται και προς τις δύο κατευθύνσεις. Υπό κατάλληλες συνθήκες (κλειστό σύστημα, σταθερές συνθήκες) η αμφίδρομη αντίδραση οδηγείται σε κατάσταση χημικής ισορροπίας.

- **Στην κατάσταση χημικής ισορροπίας ισχύουν τα εξής:**

- η σύσταση των αντιδρώντων-προϊόντων παραμένει σταθερή
- οι ταχύτητες των δύο αντίθετων αντιδράσεων (αριστερά προς τα δεξιά και δεξιά προς τα αριστερά) εξισώνονται.

Απόδοση χημικής αντίδρασης

Έστω ότι σε κενό δοχείο όγκου V L προσθέτουμε 4 mol N_2 και 20 mol 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 N_2 με 12 mol H_2 προς σχηματισμό 8 mol NH_3 . Πρακτικά, όμως, λόγω της χημικής ισορροπίας που αποκαθίσταται μεταξύ των αερίων N_2 , H_2 και NH_3 :



παράγονται 6 mol NH_3 , όπως φαίνεται στον παρακάτω πίνακα.

ποσότητες / mol	$\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$		
αρχικά	4	20	
αντιδρούν	3	9	
παράγονται			6
ισορροπία	1	11	6

Ονομάζουμε απόδοση (α) 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:

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

Στο συγκεκριμένο παράδειγμα η απόδοση (α) είναι:

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

ή 75%

Προφανώς, η απόδοση μιας αντίδρασης που γίνεται στη βιομηχανία έχει τεράστιο οικονομικό ενδιαφέρον. Οι χημικοί - χημικοί μηχανικοί επιδιώκουν με κάθε τρόπο να αυξήσουν την απόδοση (με το μικρότερο δυνατό κόστος), μεταβάλλοντας τις συνθήκες αντίδρασης. Για τους παράγοντες αυτούς, που μπορούν να επηρεάσουν την απόδοση μιας αντίδρασης θα μιλήσουμε στην επόμενη ενότητα.

- Η απόδοση μιας αντίδρασης, α , κυμαίνεται από 0 έως 100%. Όσο το α προσεγγίζει τη μονάδα τόσο η αντίδραση πλησιάζει τη μονόδρομη, κυριαρχεί δηλαδή η φορά προς τα δεξιά. Αντίθετα όσο το α προσεγγίζει το 0 τόσο κυριαρχεί η φορά της αντίδρασης προς τ' αριστερά.

Παράδειγμα 4.1

Σε δοχείο όγκου 10 L βάζουμε 4 mol PCl_5 . Θερμαίνουμε στους 1000 K και διασπάται το 50% του PCl_5 , σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:



Να υπολογιστούν:

α. Οι ποσότητες όλων των αερίων στην ισορροπία.

β. Η μερική πίεση του Cl_2 στην ισορροπία.

γ. Η ολική πίεση στην ισορροπία.

ΛΥΣΗ

Έχουμε αρχικά 4 mol PCl_5 και διασπάται το 50%, δηλαδή:

$$4 \cdot \frac{50}{100} \text{ mol} = 2 \text{ mol}$$

α) Υπολογίζουμε τις ποσότητες όλων των αερίων στην ισορροπία:



$$\frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ mol}} = \frac{1 \text{ mol}}{x} = \frac{1 \text{ mol}}{\psi}$$

$$x = 2 \text{ mol}, \psi = 2 \text{ mol}$$

δηλαδή έχουμε 2 mol PCl_3 , 2 mol Cl_2 και $(4 - 2) \text{ mol} = 2 \text{ mol } \text{PCl}_5$.

β) Η μερική πίεση του Cl_2 στην ισορροπία δίνεται από τη σχέση:

$$p_{\text{Cl}_2} \cdot V_{\delta} = n_{\text{Cl}_2} R \cdot T$$

$$p_{\text{Cl}_2} = \frac{2 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{grad}} \cdot 1000 \text{ grad}}{10 \text{ L}} =$$

$$= 16,4 \text{ atm}$$

γ) Η ολική πίεση στην ισορροπία δίνεται από τη σχέση:

$$P V_{\delta} = n_{\text{ολ}} R T$$

ΟΠΟΤΕ:

$$P = \frac{(6 \cdot 0,082 \cdot 1000)}{10 \text{ atm}} = 49,2 \text{ atm}$$

Εφαρμογή

Σε δοχείο όγκου 2 L βάζουμε 5 mol COCl_2 . Θερμαίνουμε στους 227°C και διασπάται το 80% του COCl_2 , όπως δείχνει η χημική εξίσωση:



Να υπολογίσετε:

- α. τις ποσότητες όλων των αερίων στην ισορροπία
- β. τη μερική πίεση του CO στην ισορροπία
- γ. την ολική πίεση των αερίων στη θέση ισορροπίας.

γ. 184,5 atm

34 / 107

Παράδειγμα 4.2

Σε κενό δοχείο εισάγουμε 2 mol N_2 και 8 mol H_2 . Αν στην ισορροπία έχουμε 3 mol NH_3 , ποια είναι η απόδοση της αντίδρασης;



ΛΥΣΗ

Ονομάζουμε x mol την ποσότητα του N_2 που αντιδρά, οπότε με βάση τα δεδομένα του προβλήματος, προκύπτει ο πίνακας:

Ποσότητα / mol	$\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$		
αρχικά	2	8	
αντιδρούν	x	3x	
παράγονται			2x
ισορροπία	2 - x	8 - 3x	2x

36 / 108

Δίνεται ότι έχουμε στην ισορροπία 3 mol NH_3 , δηλαδή $2x = 3$, άρα $x = 1,5$.

$$\alpha = \frac{\text{ποσότητα NH}_3 \text{ που σχηματίζεται πρακτικά}}{\text{ποσότητα NH}_3 \text{ που θα σχηματιζόταν θεωρητικά (αντίδραση μονόδρομη)}}$$

$$\alpha = \frac{3 \text{ mol NH}_3 \text{ που σχηματίζονται}}{4 \text{ mol NH}_3 \text{ θα σχηματιζόταν θεωρητικά}} = \frac{3}{4} = \frac{75}{100} = 0,75 \text{ ή } 75\%$$

Εφαρμογή

Σε κενό δοχείο εισάγουμε 4 mol SO₂ και 10 mol O₂. Αν στην ισορροπία έχουμε 3 mol SO₃, ποια είναι η απόδοση της αντίδρασης:



($\alpha = 0,75$)

[4.2]

Παράγοντες που επηρεάζουν τη θέση χημικής ισορροπίας - Αρχή Le Chatelier

Γενικά

Όπως ήδη αναφέραμε, μια αντίδραση εξελίσσεται με τέτοιο τρόπο, ώστε να φτάσει τελικά σε κατάσταση χημικής ισορροπίας. Η κατάσταση αυτή τείνει να διατηρηθεί, εφόσον το χημικό σύστημα δε διαταράσσεται. 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: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$, τότε πιθανόν η αντίδραση να εξελίσσεται ταχύτερα προς τα δεξιά απ' ό,τι προς τα αριστερά, με αποτέλεσμα να αυξηθεί η ποσότητα του HI. Σ' αυτή την περίπτωση λέμε ότι η θέση ισορροπίας μετατοπίστηκε προς τα δεξιά.

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 καταλύτες δεν επηρεάζουν τη θέση της χημικής ισορροπίας. Οι καταλύτες επιταχύνουν και τις δύο αντίθετες αντιδράσεις με τον ίδιο ρυθμό, με αποτέλεσμα να μειώνουν το χρόνο που χρειάζεται για την αποκατάσταση της ισορροπίας.

Αρχή Le Chatelier

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 προς της βίας». Σύμφωνα με την αρχή αυτή:

- Όταν μεταβάλλουμε έναν 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 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 την ενδόθερμη αντίδραση, ενώ η μείωση ευνοεί την εξώθερμη αντίδραση.

Ας πάρουμε για παράδειγμα την ισορροπία:

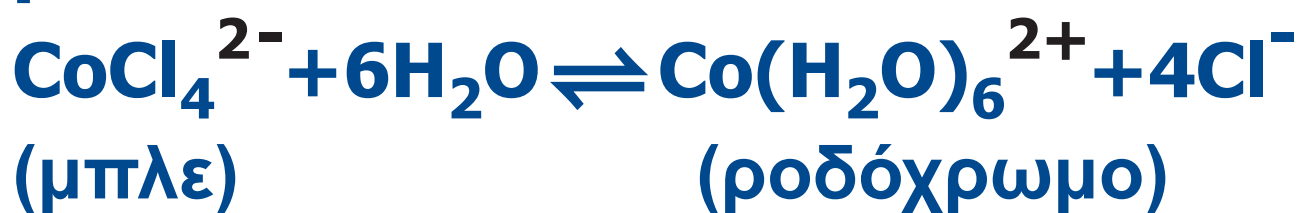


$$\Delta H = - 198 \text{ kJ (εξώθερμη)}$$

Αν σ' ένα δοχείο σταθερού όγκου που περιέχει σε ισορροπία τα αέρια SO_2 , O_2 και SO_3 αυξήσουμε τη θερμοκρασία, τότε η ισορροπία μετατοπίζεται προς τα αριστερά, δηλαδή προς τη διάσπαση του SO_3 , ώστε να ελαχιστοποιηθεί η μεταβολή που προκαλέσαμε.

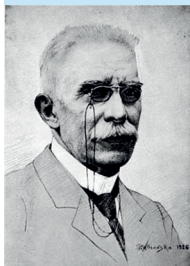


ΣΧΗΜΑ 4.5 Η εξώθερμη ισορροπία, που γίνεται σε υδατικό διάλυμα:



$\Delta H < 0$

με ψύξη μετατοπίζεται προς τα δεξιά, σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier, γι' αυτό και το χρώμα του διαλύματος αλλάζει από μπλε σε ροδόχρωμο.



Henry-Louis Le Chatelier (1850-1936).

Γάλλος ανόργανος χημικός, καθηγητής στο πανεπιστήμιο της Σορβόνης. Ο Le Chatelier έδωσε εκπληκτικό έργο ως επιστήμονας, ως δάσκαλος και ως συγγραφέας. Εθεωρείτο αυθεντία σε θέματα εφαρμοσμένης ανόργανης χημείας, όπως η μεταλλουργία, τα τσιμέντα, το γυαλί και τα εκρηκτικά. Έδειξε ότι τα προβλήματα της χημικής βιομηχανίας μπορούν να επιλυθούν με στενότερη συνεργασία των θεωρητικών με τους μηχανικούς παραγωγής.

- Οι εξώθερμες αντιδράσεις έχουν μεγάλη απόδοση σε χαμηλές θερμοκρασίες, ενώ οι ενδόθερμες σε

υψηλές θερμοκρασίες.

- Η αρχή Le Chatelier μπορεί να εφαρμοστεί ακόμα και σε ισορροπίες φυσικών μεταβολών π.χ. μεταβολές φυσικών καταστάσεων.

Έτσι, αν στην ισορροπία:



που είναι ενδόθερμη, αυξήσουμε τη θερμοκρασία, η ισορροπία μετατοπίζεται προς τα δεξιά.

Μεταβολή της συγκέντρωσης μιας ουσίας

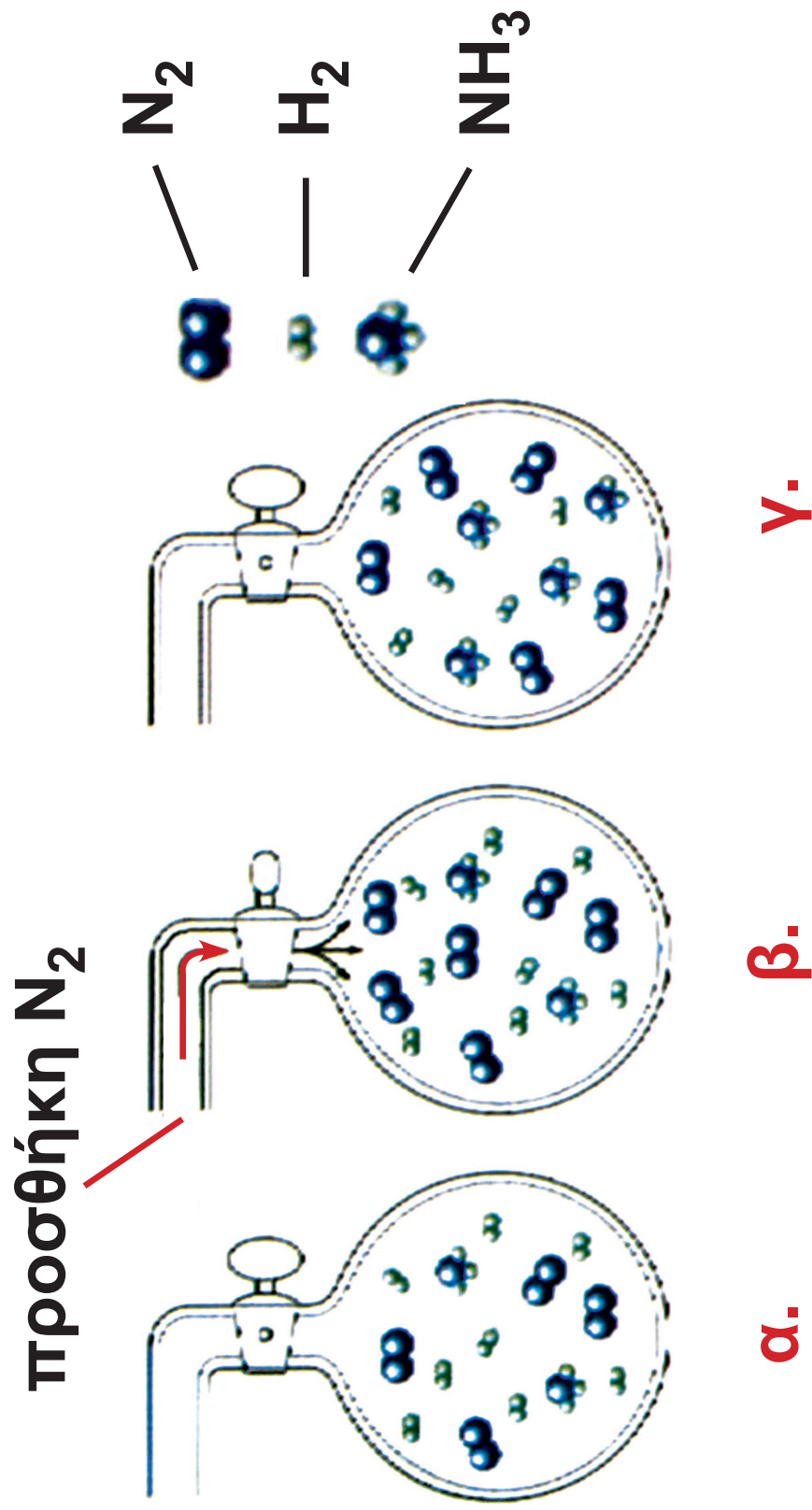
Σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier η μεταβολή της συγκέντρωσης σε ένα ή περισσότερα από τα σώματα που συμμετέχουν στην ισορροπία, μετατοπίζει την ισορροπία προς την κατεύθυνση εκείνη που ελαττώνεται η ποσότητα των σωμάτων των οποίων αυξάνεται η συγκέντρωση ή προς την κατεύθυνση προς την οποία σχηματίζονται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

Για παράδειγμα σε δοχείο έχουμε την ισορροπία:

$$\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$$
 όπως φαίνεται στο σχήμα 4.6 α.

Αν σε σταθερή θερμοκρασία και σε

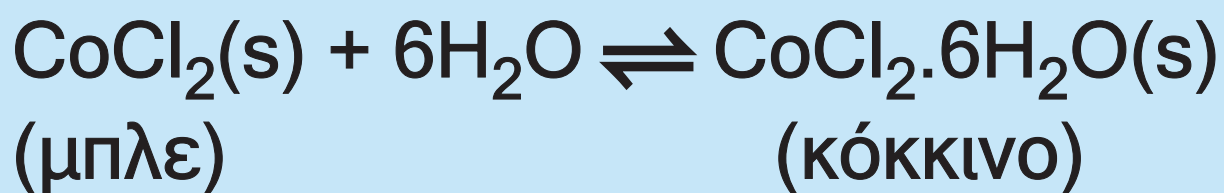
σταθερό όγκο αυξήσουμε τη συγκέντρωση μιας ουσίας π.χ. προσθέτοντας N_2 , η αντίδραση θα μετατοπιστεί προς τα δεξιά, οπότε ελαττώνεται η συγκέντρωση των N_2 και H_2 , ενώ αυξάνεται η συγκέντρωση της NH_3 .



ΣΧΗΜΑ 4.6 Με προσθήκη N_2 η ισορροπία $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ μετατοπίζεται προς τα δεξιά.



Η παρουσία υδρατμών μετατοπίζει την ισορροπία



προς τα δεξιά, οπότε το χρώμα αλλάζει από μπλε που είναι του $\text{CoCl}_2(\text{s})$ σε ροδόχρουν που είναι του $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}(\text{s})$ Μ' αυτό τον τρόπο μπορεί να γίνει ανίχνευση της υγρασίας.

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 λιγότερα mol αερίων (τα λιγότερα mol ασκούν μικρότερη πίεση). Αντίθετα, η μείωση της πίεσης υπό σταθερή θερμοκρασία μετατοπίζει την ισορροπία προς την κατεύθυνση όπου έχουμε περισσότερα mol των αερίων (ασκούν μεγαλύτερη πίεση).

Για παράδειγμα αν σε δοχείο που επικρατεί η ισορροπία (βλέπε σχήμα 4.7):



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).



ΣΧΗΜΑ 4.7 Διαγραμματική απεικόνιση της επίδρασης που έχει η ελάττωση του όγκου του δοχείου (αύξηση της πίεσης) στη θέση της ισορροπίας: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$. Στην περίπτωση αυτή έχουμε μετατόπιση της ισορροπίας προς τα δεξιά, σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier.

• Μεταβολή της πίεσης επίσης προκαλείται με εισαγωγή ευγενούς αερίου στο μίγμα ισορροπίας, υπό σταθερό όγκο και θερμοκρασία. Στην περίπτωση αυτή η χημική ισορροπία δεν επηρεάζεται.

Παράδειγμα 4.3

Σε κλειστό δοχείο έχουμε σε ισορροπία α mol N_2 , β mol H_2 και γ mol NH_3 σε θερμοκρασία θ :



α. Αυξάνουμε τον όγκο του δοχείου, οπότε η ποσότητα της NH_3 ελαττώνεται.

β. Αυξάνουμε τη θερμοκρασία, οπότε η ποσότητα της NH_3 αυξάνεται.

γ. Προσθέτουμε ποσότητα H_2 , οπότε η ποσότητα της NH_3 ελαττώνεται.

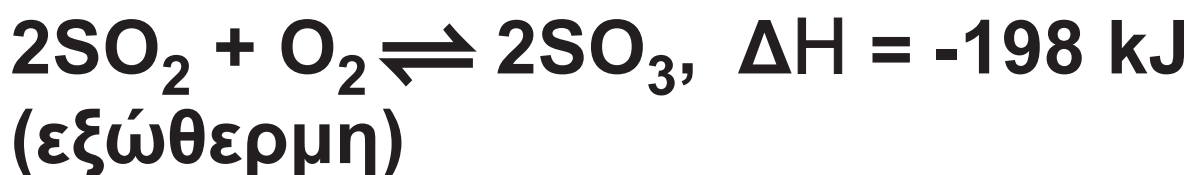
Ποια από τις παραπάνω τρεις προτάσεις είναι σωστή;

ΑΠΑΝΤΗΣΗ

Η α. είναι σωστή, γιατί αυξάνοντας τον όγκο του δοχείου, ελαττώνεται η πίεση. Συνεπώς η πίεση πρέπει να αυξηθεί, σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier. Για να αυξηθεί όμως η πίεση θα πρέπει να αυξηθεί ο αριθμός των mol αερίων γι' αυτό και η αντίδραση «πάει» προς τα αριστερά. Δηλαδή, ευνοείται η διάσπαση της NH_3 , με αποτέλεσμα η ποσότητά της να ελαττώνεται. Η β. είναι λάθος, γιατί η αύξηση θερμοκρασίας ευνοεί τις ενδόθερμες αντιδράσεις. Η γ. είναι λάθος, γιατί όταν προσθέτουμε H_2 , η ισορροπία μετατοπίζεται δεξιά προς σχηματισμό NH_3 .

Εφαρμογή

Σε κλειστό δοχείο έχουμε σε ισορροπία α mol SO_2 , β mol O_2 και γ mol SO_3 σε θερμοκρασία θ :



α. Προσθέτουμε ποσότητα O_2 ,
οπότε η ποσότητα του SO_3 ελαττώνεται.

β. Αυξάνουμε τη θερμοκρασία,
οπότε η ποσότητα του SO_3 ελαττώνεται.

γ. Αυξάνουμε τον όγκο του δοχείου,
οπότε η ποσότητα του SO_3 ελαττώνεται.

Ποιες από τις τρεις παραπάνω προτάσεις είναι σωστές;

[4.3]

Σταθερά χημικής ισορροπίας

$K_c - K_p$

Γενικά

Δύο βασικά ερωτήματα που αφορούν τη χημική αντίδραση είναι:

α. Πόσο γρήγορα ή αργά φτάνει μια χημική αντίδραση στην κατάσταση χημικής ισορροπίας;

β. Αν γνωρίζουμε την αρχική σύσταση του αντιδρώντος συστήματος, τις αρχικές δηλαδή ποσότητες των ουσιών που συμμετέχουν στην αντίδραση, προς τα πού θα οδηγηθεί η αντίδραση και ποια θα είναι η τελική της σύσταση; Ποιες θα είναι δηλαδή οι συγκεντρώσεις

αντιδρώντων και προϊόντων στη θέση χημικής ισορροπίας;
Την απάντηση στο πρώτο ερώτημα δίνει η χημική κινητική, ενώ το κλειδί για την απάντηση στο δεύτερο ερώτημα αποτελεί μία σταθερά, που ονομάζεται σταθερά χημικής ισορροπίας.

Σταθερά χημικής ισορροπίας - K_c

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



αποδεικνύεται ότι στην κατάσταση χημικής ισορροπίας η παράσταση

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

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.

νόμος χημικής ισορροπίας

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

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.

Κινητική απόδειξη του νόμου χημικής ισορροπίας

Έστω η αμφίδρομη αντίδραση:



η οποία λαμβάνει χώρα σε ένα στάδιο και προς τις δύο κατευθύνσεις, είναι δηλαδή απλή αντίδραση και προς τις δύο κατευθύνσεις.

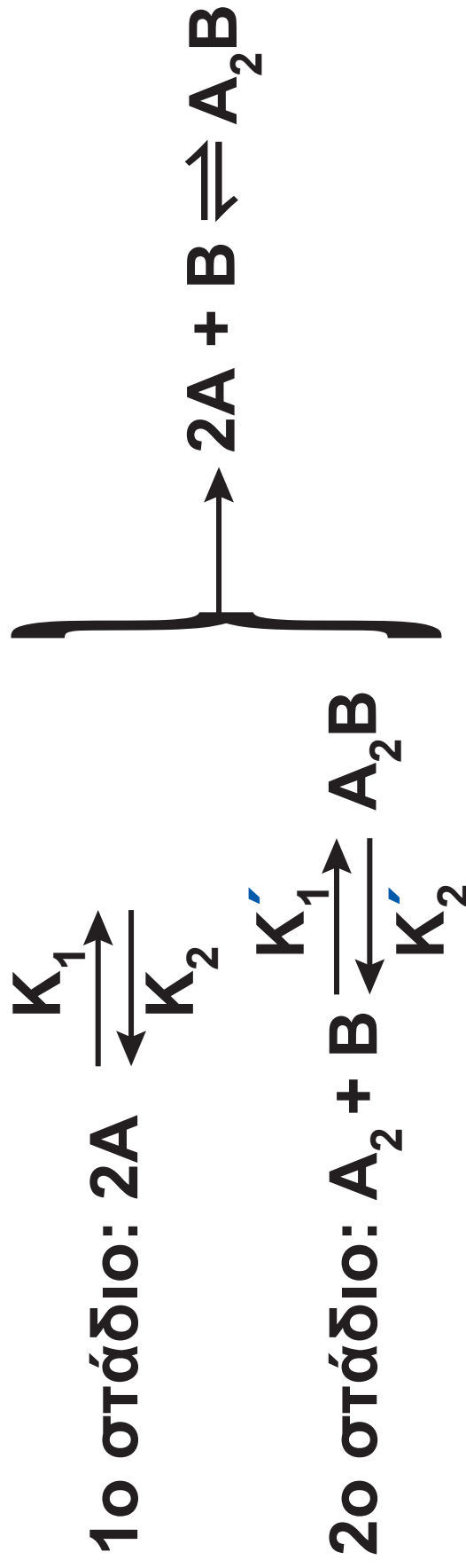
Με βάση το νόμο της ταχύτητας, η ταχύτητα της αντίδρασης προς τα δεξιά είναι: $v_1 = k_1[A]^2[B]$, και αντίστοιχα προς τα αριστερά είναι: $v_2 = k_2[A_2B]$.



Στην ισορροπία όμως έχουμε: $U_1 = U_2$ οπότε,

$$k_1[A]^2[B] = k_2[A_2B] \quad \text{ή} \quad \frac{[A_2B]}{[A]^2[B]} = \frac{k_1}{k_2} = K_c$$

Αν πάρουμε μια αντίδραση της ίδιας μορφής, που είναι όμως πολύπλοκη, δηλαδή γίνεται σε περισσότερα ενδιάμεσα στάδια:



Τότε η σταθερά χημικής ισορροπίας για κάθε στάδιο είναι:

$$K_{c1} = \frac{[A_2]}{[A^2]} = \frac{k_1}{k_2} \text{ και } K_{c2} = \frac{[A_2B]}{[A_2][B]} = \frac{k_1'}{k_2'}$$

Αν πολλαπλασιάσουμε κατά μέλη τις δύο σχέσεις έχουμε:

$$K_{c1} \cdot K_{c2} = \frac{[A_2][A_2B]}{[A^2][A_2][B]} = \frac{[A_2B]}{[A^2][B]} = \frac{k_1 \cdot k_1'}{k_2 \cdot k_2'} = K_c$$

- Η συγκέντρωση του στερεού παραλείπεται από την έκφραση της K_c , καθώς αυτή είναι ανεξάρτητη από την ποσότητά του.

Δηλαδή για την ισορροπία:

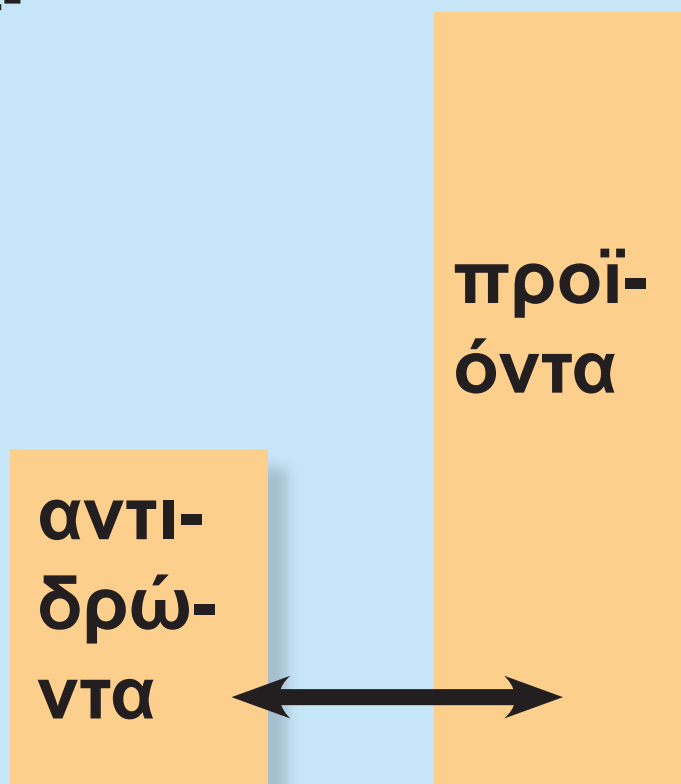


έχουμε $K_c = [\text{CO}_2]$

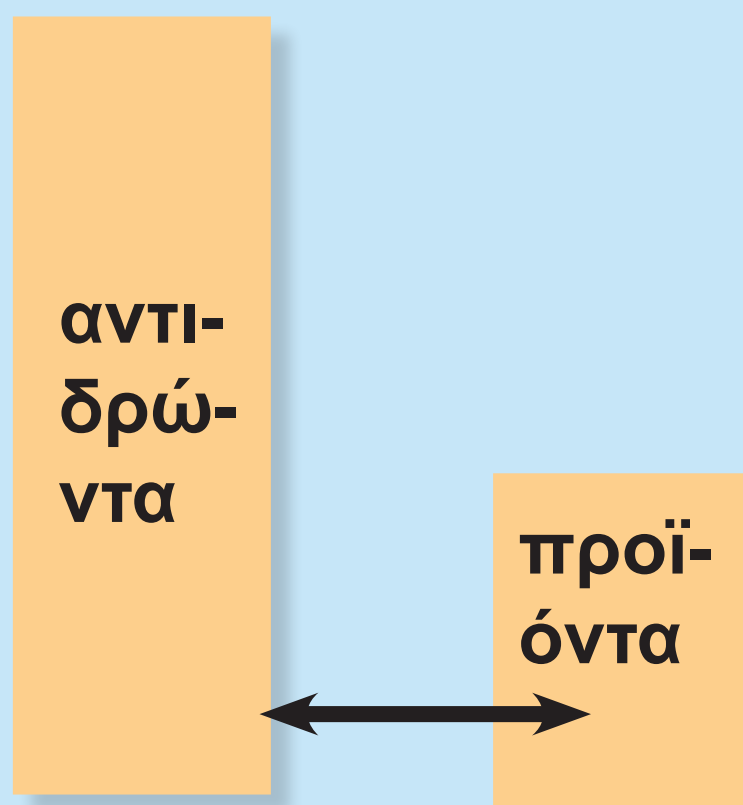
Επίσης για την ισορροπία:



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



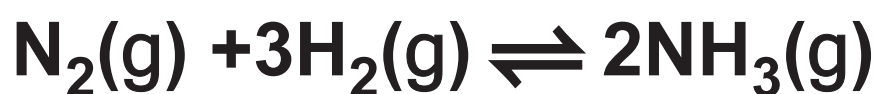
Αν η τιμή της σταθεράς χημικής ισορροπίας έχει μεγάλη τιμή, τότε η απόδοση της αντίδρασης είναι μεγάλη.



Αν η τιμή της σταθεράς χημικής ισορροπίας έχει μικρή τιμή, τότε η απόδοση της αντίδρασης είναι μικρή.

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 εξαρτάται μόνο από τη θερμοκρασία. Δηλαδή για τη χημική εξίσωση:



έχουμε:

$$K_p = \frac{p_{\text{NH}_3}^2}{p_{\text{N}_2} \cdot p_{\text{H}_2}^3}$$

Σχέση που συνδέει την K_p με την K_c

Δίνεται η 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, $K_p = K_c (RT)^{\Delta_n}$

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:



Στη θέση χημικής ισορροπίας η τιμή

του κλάσματος

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

ισούται με K_c . Το παραπάνω κλάσμα, που ονομάζεται **πηλίκιο αντίδρασης** και συμβολίζεται με Q_c , έχει τιμή διάφορη 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

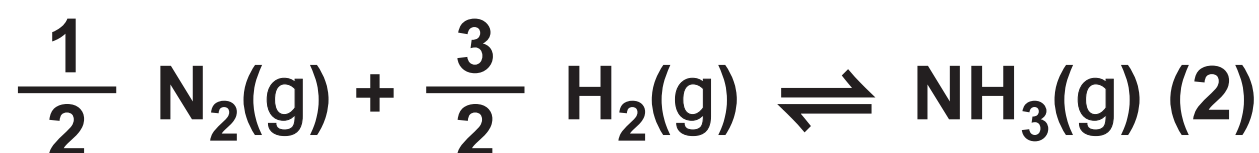
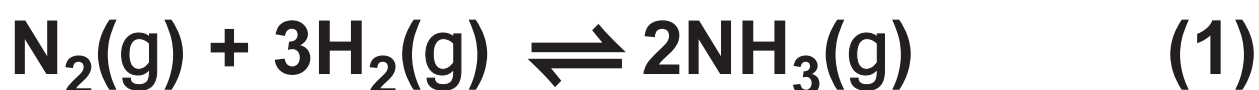
η τιμή του Q_c να μεγαλώσει (μικραίνει ο παρανομαστής του κλάσματος και μεγαλώνει ο αριθμητής). Κατ' αυτό τον τρόπο το σύστημα προσεγγίζει τη θέση ισορροπίας, όπου $Q_c = K_c$.

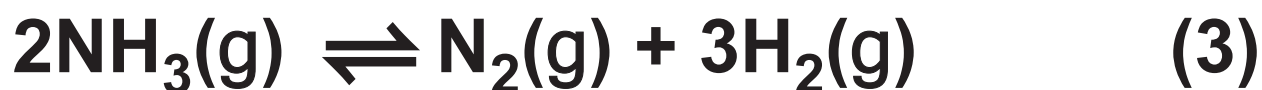
iii) Αν $Q_c > K_c$, τότε η αντίδραση οδεύει προς τα αριστερά, ώστε το σύστημα να φτάσει σε ισορροπία.

- $Q = \text{Quotient}$ (λόγος)
- Κατ' αντιστοιχία το Q_p είναι το πηλίκο των μερικών πιέσεων. Η σύγκρισή του με το K_p αποτελεί τη βάση για τον καθορισμό της κατεύθυνσης μιας αντίδρασης.

Παράδειγμα 4.4

Σε δοχείο όγκου 10 L έχουμε σε ισορροπία 40 mol NH_3 , 20 mol H_2 και 60 mol N_2 . Ποια η τιμή της K_c των παρακάτω εξισώσεων που περιγράφουν το φαινόμενο:





ΛΥΣΗ

Στην κατάσταση χημικής ισορροπίας οι συγκεντρώσεις των τριών σωμάτων είναι:

$$[\text{NH}_3] = \frac{40\text{mol}}{10\text{L}} = 4 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{20\text{mol}}{10\text{L}} = 2 \text{ M}$$

$$[\text{N}_2] = \frac{60\text{mol}}{10\text{L}} = 6 \text{ M}$$

- Οι μονάδες της K_c εξαρτώνται από τη μορφή της χημικής εξίσωσης. Συνήθως όμως αυτές παραλείπονται.

Για την (1) η τιμή του κλάσματος
 $\frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$ στην ισορροπία ισούται
με την K_c αυτής της εξίσωσης, άρα:

$$K_c = \frac{4^2}{6 \cdot 2^3} \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^{-2} = \frac{1}{3} \text{ M}^{-2}$$

Ανάλογα, για τη (2) η τιμή του
κλάσματος

$$[\text{NH}_3] = \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{N}_2]^{1/2} [\text{H}_2]^{3/2}}$$

στην ισορροπία ισούται με τη
σταθερά ισορροπίας της εξίσωσης
αυτής, K'_c , οπότε:

$$K'_c = \frac{4}{6^{1/2} \cdot 2^{3/2}} \text{ M}^{-1} \quad \text{ή} \quad K'_c = \frac{1}{\sqrt{3}} \text{ M}^{-1}$$

Δηλαδή $K_c' = \sqrt{K_c}$

Ανάλογα υπολογίζεται η σταθερά K_c'' της (3):

$$K_c'' = 3M^2 \text{ δηλαδή } K_c'' = \frac{1}{K_c}$$

- Η τιμή της K_c δεν αναφέρεται στη χημική ισορροπία (δηλ. στο χημικό φαινόμενο) που πραγματοποιείται, αλλά στη χημική εξίσωση που περιγράφει την ισορροπία. Γι' αυτό και η τιμή της αλλάζει, όταν αλλάξει ο τρόπος που γράφεται η χημική εξίσωση, ανεξάρτητα αν περιγράφεται πάντα η ίδια ισορροπία. Η K_c μιας ορισμένης χημικής εξίσωσης (με συγκεκριμένη φορά και συντελεστές) αλλάζει τιμή, μόνο αν αλλάξει η θερμοκρασία.

Εφαρμογή

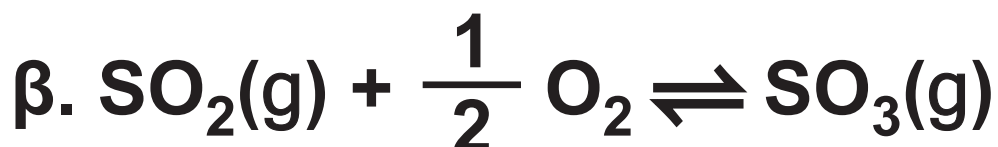
Σε δοχείο όγκου V έχουμε σε ισορροπία ποσότητες SO_2 , O_2 και SO_3 .

Η K_c της αντίδρασης:



είναι 4 L mol^{-1} .

Ποια είναι η τιμή της K_c για κάθε αντίδραση:

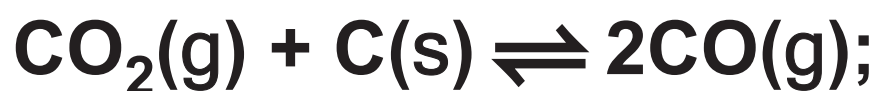


α. 0,25

β. 2

Παράδειγμα 4.5

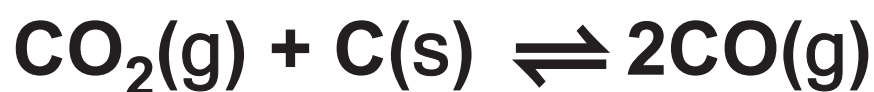
Σε δοχείο όγκου 1 L υπάρχει ποσότητα στερεού C σε ισορροπία με 4 mol CO₂ και 8 mol CO. Ποια είναι η τιμή της K_c της χημικής εξίσωσης



ΛΥΣΗ

Τα καθαρά στερεά σώματα παραλείπονται από την έκφραση της σταθεράς χημικής ισορροπίας.

Η συγκέντρωση των στερεών θεωρείται σταθερή και η τιμή της είναι ενσωματωμένη στην τιμή της σταθεράς ισορροπίας. Έτσι, η σταθερά K_c της χημικής εξίσωσης



είναι:

75 / 115

$$K_c = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]} = \frac{\left(\frac{8}{1}\right)^2}{\frac{4}{1}} = 16$$

Εφαρμογή

Σε δοχείο όγκου 1 L υπάρχει ποσότητα στερεού C σε ισορροπία με 2 mol CO₂ και 6 mol CO σε θερμοκρασία θ₁. Ποια είναι η τιμή του K_c για καθεμιά από τις παρακάτω χημικές εξισώσεις:



α. 18

β. $\frac{1}{18}$

Παράδειγμα 4.6

Σε δοχείο όγκου 1 L και σε θερμοκρασία 500 °C εισάγονται 3 mol H₂ και 3 mol I₂. Να υπολογίσετε τον αριθμό mol HI στη θέση ισορροπίας, καθώς και την απόδοση της αντίδρασης, αν η K_c της χημικής εξίσωσης $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$ στους 500 °C ισούται με 49.

ΛΥΣΗ

Ονομάζουμε x mol την ποσότητα του H₂ που αντιδρά και σχηματίζουμε τον παρακάτω πίνακα. Για το x υπάρχει ο περιορισμός: $0 < x < 3$, δηλαδή ως ποσότητα θα έχει θετική τιμή και μικρότερη από τα συνολικά mol H₂ που διαθέτουμε.

ποσότητες / mol	$\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$		
αρχικά	3	3	-
αντιδρούν	x	x	-
παράγονται	-	-	2x
ισορροπία	3 - x	3 - x	2x

78 / 115 - 116

Στην κατάσταση χημικής ισορροπίας ισχύει ο τύπος:

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} \quad \text{ή} \quad 49 = \frac{\left(\frac{2x}{1}\right)^2}{\frac{1}{(3-x)} \frac{1}{(3-x)}} \quad \text{ή} \quad 7 = \frac{2x}{3-x} \quad \text{ή} \quad x = \frac{7}{3}$$

λύση, η οποία ικανοποιεί τον περιορισμό που θέσαμε και είναι δεκτή.
Αρα στην ισορροπία θα έχουμε

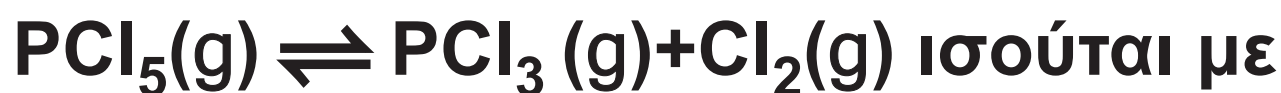
$$2 \cdot \frac{7}{3} \text{ mol HI} = \frac{14}{3} \text{ mol HI και η}$$

απόδοση της αντίδρασης θα είναι

$$\frac{\frac{7}{3}}{\frac{7}{3}} = \frac{7}{9} = 0,77.$$

Εφαρμογή

Σε δοχείο όγκου 1 L και σε θερμοκρασία θ_1 εισάγονται 4 mol PCl_5 που διασπώνται μερικώς, σύμφωνα με τη χημική εξίσωση. Πόσα mol Cl_2 θα έχουμε στην ισορροπία αν η K_c της αντίδρασης:



9 σε θερμοκρασία θ_1 .

3 mol

Παράδειγμα 4.7

Σε δοχείο όγκου 41 L εισάγονται 2 mol N_2O_4 . Θερμαίνουμε στους 27°C οπότε το N_2O_4 διασπάται μερικώς, σύμφωνα με την αντίδραση:



Το αέριο μίγμα ισορροπίας έχει ολική πίεση $P = 1,8 \text{ atm}$. Ζητούνται:

- α. Η συνολική ποσότητα σε mol ($n_{\text{ολ}}$) των ουσιών στη θέση ισορροπίας
- β. Οι μερικές πιέσεις των αερίων στην ισορροπία
- γ. Η τιμή της K_p της αντίδρασης.

ΛΥΣΗ

Ονομάζουμε x mol την ποσότητα του N_2O_4 που αντιδρά και σχηματίζουμε τον ακόλουθο πίνακα.

ποσότητες / mol	$N_2O_4(g)$	\rightleftharpoons	$2NO_2(g)$
αρχικά	2		-
αντιδρούν	x		
παράγονται			$2x$
ισορροπία	$2 - x$		$2x$

Στην ισορροπία έχουμε:

$$n_{\text{ολ}} = (2 - x + 2x) \text{ mol} = (2 + x) \text{ mol}$$

$$P = 1,8 \text{ atm}$$

$$V = 41 \text{ L}$$

$$T = \theta + 273 = 300 \text{ K}$$

Γράφουμε την καταστατική εξίσωση για το μίγμα και έχουμε:

$$PV = n_{\text{ολ}} \cdot R \cdot T \text{ ή } 1,8 \text{ atm} \cdot 41 \text{ L} =$$

$$= (2 + x) \text{ mol} \cdot \frac{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} 300 \text{ K}$$

ή $x = 1$ και έχουμε:

$$(\alpha) n_{\text{o}\lambda} = (2 + x) \text{ mol} = 3 \text{ mol}$$

$$(\beta) p_{\text{N}_2\text{O}_4} = P \cdot \frac{n_{\text{N}_2\text{O}_4}}{n_{\text{o}\lambda}} = 1,8 \text{ atm} \cdot \frac{1}{3} =$$
$$= 0,6 \text{ atm}$$

$$p_{\text{NO}_2} = P \cdot \frac{n_{\text{NO}_2}}{n_{\text{o}\lambda}} = 1,8 \text{ atm} \cdot \frac{2}{3} =$$
$$= 1,2 \text{ atm}$$

$$(\gamma) K_p = \frac{p_{\text{NO}_2}^2}{p_{\text{N}_2\text{O}_4}} = \frac{(1,2 \text{ atm})^2}{0,6 \text{ atm}} = 2,4 \text{ atm}$$

Εφαρμογή

Σε κλειστό δοχείο όγκου $V = 8,2 \text{ L}$ εισάγονται 2 mol PCl_5 και θερμαίνουμε στους 227°C , οπότε ο PCl_5 διασπάται μερικώς σύμφωνα με την αντίδραση:



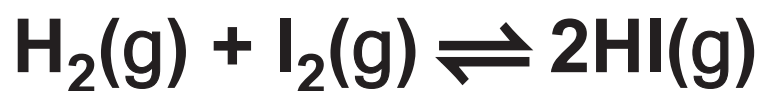
Το αέριο μίγμα ισορροπίας έχει ολική πίεση $P = 12,5 \text{ atm}$.

- (α) Ποιες είναι οι μερικές πιέσεις των τριών αερίων στην ισορροπία;
(β) Ποια είναι η τιμή της K_p της αντίδρασης;

$$p_{\text{Cl}_2} = 2,5 \text{ atm}, K_p = \frac{5}{6}$$

Παράδειγμα 4.8

Σε δοχείο όγκου $V = 20 \text{ L}$ εισάγονται στους $500 \text{ }^\circ\text{C}$ 4 g H_2 , 508 g I_2 και 1024 g HI . Να διερευνήσετε αν το σύστημα είναι σε ισορροπία. Αν όχι, προς ποια κατεύθυνση οδεύει η αντίδραση και ποιες θα είναι οι ποσότητες των αερίων στη θέση ισορροπίας; Δίνεται ότι η K_c της παρακάτω αντίδρασης στους $500 \text{ }^\circ\text{C}$ είναι 9.



ΛΥΣΗ

Υπολογίζουμε τον αριθμό mol των τριών αερίων στην αρχική κατάσταση:

$$n_{\text{H}_2} = \frac{4}{2} \text{ mol} = 2 \text{ mol} \quad (M_{\text{r}_{\text{H}_2}} = 2)$$

$$n_{I_2} = \frac{508}{254} \text{ mol} = 2 \text{ mol}$$

$$(\text{Mr}_{I_2} = 2 \cdot 127 = 254)$$

$$n_{HI} = \frac{1024}{128} \text{ mol} = 8 \text{ mol}$$

$$(\text{Mr}_{HI} = 1 + 127 = 128)$$

Υπολογίζουμε την τιμή του

$$\text{κλάσματος: } Q_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

στην αρχική κατάσταση, ώστε να διερευνήσουμε προς ποια κατεύθυνση οδεύει η αντίδραση:

$$Q_c = \frac{\left(\frac{8}{20}\right)^2}{\frac{2}{20} \cdot \frac{2}{20}} = 16$$

Διαπιστώνουμε ότι $Q_c > K_c$ συνεπώς, συνεπώς το σύστημα δεν είναι σε κατάσταση ισορροπίας και μάλιστα η αντίδραση οδεύει προς τα αριστερά μέχρις ότου το κλάσμα πάρει την τιμή $Q'_c = K_c$. Ονομάζουμε x mol την ποσότητα του HI που αντιδρά και σχηματίζουμε το σχετικό πίνακα.

ποσότητες / mol	$\text{H}_2(\text{g})$	+	$\text{I}_2(\text{g})$	\rightleftharpoons	$2\text{HI}(\text{g})$
Αρχικά	2		2		8
αντιδρούν					x
παράγονται	x/2		x/2		
ισορροπία	$2 + x/2$		$2 + x/2$		$8 - x$

88 / 118

Στην ισορροπία:

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = K_c \quad \text{ή} \quad \frac{\left(\frac{8-x}{20}\right)^2}{2 + \frac{x}{2} \quad 2 + \frac{x}{2}} = 9 \quad \text{ή} \quad x = 0,8 \text{ mol}$$

$$\frac{\quad}{20} \cdot \frac{\quad}{20}$$

Η σύσταση του μίγματος στην ισορροπία είναι:

7,2 mol HI, 2,4 mol H₂ και 2,4 mol I₂.

Εφαρμογή

Σε δοχείο όγκου 10 L, εισάγουμε 0,6 mol N₂, 0,4 mol H₂ και 0,4 mol NH₃ σε θερμοκρασία 375 °C. Αν η K_c της αντίδρασης:



στους 375 °C είναι ίση με 1,2, να διερευνήσετε αν το σύστημα είναι σε ισορροπία και αν όχι, προς ποια κατεύθυνση οδεύει η αντίδραση.

Παράδειγμα 4.9

Σε δοχείο όγκου 1 L που περιέχει σε ισορροπία 0,8 mol SO_2 , 0,1 mol NO_2 , 0,6 mol SO_3 και 0,4 mol NO προσθέτουμε 0,3 mol NO_2 . Τι θα συμβεί στην ισορροπία και ποια θα είναι η ποσότητα του NO_2 στην τελική ισορροπία;

Δίνεται η ισορροπία:



ΛΥΣΗ

Αφού στην ισορροπία προστέθηκε NO_2 , η αντίδραση σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier θα προχωρήσει προς τα δεξιά, οπότε η ποσότητα του NO_2 ελαττώνεται. Σχηματίζουμε τον παρακάτω πίνακα:

Ποσότητες / mol	$\text{SO}_2(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g}) + \text{NO}(\text{g})$			
αρχική ισορροπία	0,8	0,1	0,6	0,4
προσθέτουμε	–	0,3	–	–
αντιδρούν	x	x	–	–
σχηματίζονται	–	–	x	x
τελική ισορροπία	0,8 - x	0,4 - x	0,6 + x	0,4 + x

Από την αρχική ισορροπία υπολογίζουμε την K_c :

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3] [\text{NO}]}{[\text{SO}_2] [\text{NO}_2]} = \frac{\frac{0,6}{V} \cdot \frac{0,4}{V}}{\frac{0,8}{V} \cdot \frac{0,1}{V}} = 3$$

όπου V ο όγκος του δοχείου σε L.
Αφού η θ παραμένει σταθερή, η K_c δε μεταβάλλεται και στην τελική ισορροπία έχουμε:

$$K_c = \frac{\frac{0,6 + x}{V} \cdot \frac{0,4 + x}{V}}{\frac{0,8 - x}{V} \cdot \frac{0,4 - x}{V}} = 3$$

Η δεκτή λύση είναι $x = 0,17$, οπότε στην τελική ισορροπία έχουμε $(0,4 - 0,17) \text{ mol} = 0,23 \text{ mol NO}_2$.

Εφαρμογή

Σε δοχείο 2 L έχουμε σε ισορροπία 4 mol PCl_5 , 2 mol PCl_3 και 8 mol Cl_2 .

Προσθέτουμε 4 mol PCl_5 . Ποιες οι ποσότητες όλων των αερίων στη νέα ισορροπία;

Δίνεται η ισορροπία



6,94 mol, 3,06 mol,
9,06 mol

Παράδειγμα 4.10

Σε δοχείο όγκου 2 L έχουμε σε ισορροπία 8 mol PCl_5 , 4 mol PCl_3 και 8 mol Cl_2 . Διπλασιάζουμε τον όγκο του δοχείου και διατηρούμε τη θερμοκρασία σταθερή. Πόσα mol Cl_2 θα έχουμε στη νέα ισορροπία; Δίνεται εξίσωση ισορροπίας:



ΛΥΣΗ

Η αύξηση του όγκου του δοχείου ελαττώνει την πίεση του μίγματος. Σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier, η χημική ισορροπία μετατοπίζεται προς τα δεξιά, όπου υπάρχουν περισσότερα mol αερίων σωμάτων. Ονομάζουμε x mol την ποσότητα PCl_5 που αντιδρά και συμπληρώνουμε τον ακόλουθο πίνακα:

ποσότητες / mol	$\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons$ $\rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$		
αρχική ισορροπία	8	4	8
αντιδρούν	x	-	-
σχηματίζο- νται	-	x	x
τελική ισορροπία	$8 - x$	$4 + x$	$8 + x$

Από την αρχική ισορροπία υπολογίζουμε την τιμή της K_c :

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{\frac{4}{2} \cdot \frac{8}{2}}{\frac{8}{2}} = 2$$

Η θερμοκρασία μένει σταθερή, άρα και η K_c . Στην τελική ισορροπία από την τιμή της K_c υπολογίζουμε:

$$K_c = 2 = \frac{\frac{4+x}{4} \cdot \frac{8+x}{4}}{\frac{8-x}{4}}$$

ή $x = 1,49$ η μόνη δεκτή λύση που ικανοποιεί τον περιορισμό $0 < x < 8$. Επομένως το Cl_2 στην τελική ισορροπία θα είναι: $(8 + 1,49) \text{ mol} = 9,49 \text{ mol}$.

Εφαρμογή

Σε ένα δοχείο που έχει όγκο $V_1 = 3 \text{ L}$ βρίσκονται σε ισορροπία $2 \text{ mol N}_2\text{O}_4$ και 1 mol NO_2 , σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:

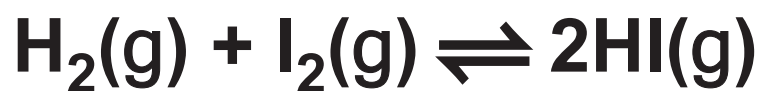


- α. Να βρείτε την τιμή της K_c .
- β. Διατηρώντας σταθερή τη θερμοκρασία, αυξάνουμε τον όγκο του δοχείου σε $V_2 = 16 \text{ L}$. Τι θα συμβεί; Πόσα mol από κάθε αέριο θα υπάρχουν στο δοχείο, όταν αποκατασταθεί και πάλι η χημική ισορροπία;

1,5 mol N_2O_4 , 2 mol NO_2

Παράδειγμα 4.11

Σε δοχείο όγκου 10L εισάγονται 1 mol H_2 και 1 mol I_2 στους $450\text{ }^\circ\text{C}$. Μετά την αποκατάσταση της χημικής ισορροπίας στους $450\text{ }^\circ\text{C}$, σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:



η ποσότητα του H_2 γίνεται 0,4 mol.

- Ποια είναι η τιμή της K_c στους $450\text{ }^\circ\text{C}$;
- Στη συνέχεια το μίγμα ισορροπίας θερμαίνεται στους $600\text{ }^\circ\text{C}$, στη νέα κατάσταση χημικής ισορροπίας, η ποσότητα του H_2 γίνεται 0,2 mol. Να βρεθεί η τιμή της K_c στη νέα ισορροπία, στους $600\text{ }^\circ\text{C}$.
- Να βρεθεί αν η αντίδραση σχηματισμού του HI είναι ενδόθερμη ή εξώθερμη.

ΛΥΣΗ

α. Η ποσότητα του H_2 που αντιδρά στους 450°C είναι προφανώς $(1 - 0,4) \text{ mol} = 0,6 \text{ mol}$. Σχηματίζουμε το γνωστό πίνακα:

ποσότητα / mol	$\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$		
αρχικά	1	1	–
αντιδρούν	0,6	0,6	–
σχηματίζονται	–	–	1,2
ισορροπία	0,4	0,4	1,2

Στην κατάσταση χημικής ισορροπίας στους 450 °C:

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = \frac{\left(\frac{12}{10}\right)^2}{\left(\frac{0,4}{10}\right)\left(\frac{0,4}{10}\right)} = 9$$

β. Με την αύξηση της θερμοκρασίας η ισορροπία μετατοπίζεται προς τα δεξιά, όπως φαίνεται από την εκφώνηση, και αντιδρούν (0,4-0,2) mol H₂. Μετά από αυτή την παρατήρηση σχηματίζουμε πάλι τον αντίστοιχο πίνακα:

ποσότητες / mol	$\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$		
αρχικά	0,4	0,4	1,2
αντιδρούν	0,2	0,2	–
σχηματίζονται	–	–	0,4
ισορροπία	0,2	0,2	1,6

Στην κατάσταση χημικής ισορροπίας στους 600 °C:

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = \frac{\left(\frac{16}{10}\right)^2}{\left(\frac{0,2}{10}\right)\left(\frac{0,2}{10}\right)} = 64$$

γ. Παρατηρούμε ότι με αύξηση της θερμοκρασίας η αντίδραση σχηματισμού του HI μετατοπίζεται προς τα δεξιά, άρα σύμφωνα με την αρχή Le Chatelier η αντίδραση σχηματισμού του HI είναι ενδόθερμη.

Εφαρμογή

Σε δοχείο όγκου 3 L στους θ °C, ισορροπούν 5 mol N_2 , 4 mol H_2 και 12 mol NH_3 , σύμφωνα με την αντίδραση:



Αν αυξηθεί η θερμοκρασία, το N_2 στη νέα ισορροπία βρίσκεται 5,5 mol.

α. Ποια είναι η σύσταση του μίγματος στη νέα ισορροπία;

- β. Ποια η νέα τιμή της K_c ;
- γ. Η σύνθεση της NH_3 είναι εξώθερμη ή ενδόθερμη;

Γνωρίζεις ότι...

Το φαινόμενο του «θερμοκηπίου» και οι ωκεανοί

Κατά τη διάρκεια των επερχόμενων δεκαετιών και αιώνων, το κλίμα της γης αναμένεται να αντιμετωπίσει μία μάλλον απρόσμενη αλλαγή που θα οφείλεται στις ανθρώπινες δραστηριότητες. Με κύρια αιτία την καύση των απολιθωμένων καυσίμων (πετρέλαιο, κάρβουνο), η συγκέντρωση του διοξειδίου του άνθρακα στην ατμόσφαιρα αυξάνεται σταθερά. Το διοξείδιο του άνθρακα, ως γνωστό, απορροφά μέρος από τη θερμότητα που ανακλάται από την επιφάνεια της γης, προς το διάστημα.

Έτσι, η αύξηση της συγκέντρωσης του CO₂ στην ατμόσφαιρα ενισχύει το φαινόμενο του θερμοκηπίου, το οποίο ανυψώνει τη μέση θερμοκρασία της επιφάνειας της γης. Αυτό θα επιφέρει απρόσμενες αλλαγές στις κλιματολογικές ισορροπίες του πλανήτη μας.

Ένας αριθμός ερευνητών προσπάθησε να προβλέψει το επίπεδο της αύξησης του CO₂ για τον επόμενο αιώνα. Οι προβλέψεις τους καλύπτουν ένα μεγάλο φάσμα πιθανοτήτων και υποθέσεων. Αυτό συμβαίνει γιατί αφενός μεν δεν μπορεί να γίνει ασφαλής πρόβλεψη της ποσότητας των καυσίμων που θα καταναλωθούν τα επόμενα 100

χρόνια, αφετέρου δεν μπορούμε με ακρίβεια να υπολογίσουμε τις ποσότητες του CO_2 που μπορούν να απορροφηθούν από τους ωκεανούς την ίδια περίοδο.

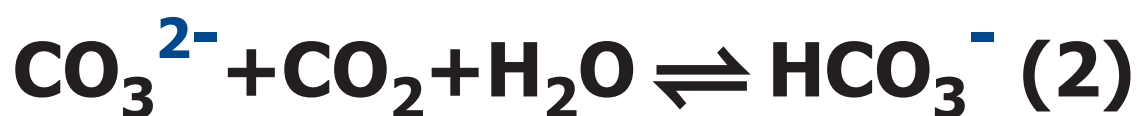
Το τελευταίο αυτό θέμα, της απορρόφησης δηλαδή CO_2 από τη θάλασσα, δεν είναι τίποτα άλλο παρά μία εφαρμογή της αρχής του **Le Chatelier** σε επίπεδο όμως υδρογείου σφαίρας. Το συμπέρασμα δε στο οποίο καταλήγουν οι επιστήμονες είναι ότι το CO_2 θα έχει την ίδια δυσμενή επίδραση τόσο στην ατμόσφαιρα όσο και στους ωκεανούς.

Ανάμεσα στις άλλες ισορροπίες που επικρατούν στους ωκεανούς, ιδιαίτερη σημασία έχουν εκείνες που καθορίζουν την καταβύθιση ή αναδιάλυση του CaCO_3 το οποίο μεταξύ των άλλων αποτελεί βασικό συστατικό του κελύφους πολλών θαλασσίων οργανισμών όπως κοράλλια, στρείδια, κλπ. Αυτό βέβαια πέρα από το γεγονός ότι το CaCO_3 συνιστά βασικό συστατικό των ασβεστολιθικών αποθέσεων και βράχων πολλών θαλασσίων και υποθαλάσσιων περιοχών.

Οι ισορροπίες αυτές είναι:



και



Έτσι, καθώς αυξάνεται η συγκέντρωση του CO_2 η ισορροπία μετατοπίζεται προς τα δεξιά (αρχή του Le Chatelier), οπότε μειώνεται η συγκέντρωση των CO_3^{2-} . Τα τελευταία μετατοπίζουν την (1) προς τα δεξιά προκαλώντας αναδιάλυση των ασβεστολιθικών αποθέσεων. Αυτό θα έχει σοβαρότατες συνέπειες στα θαλάσσια οικοσυστήματα. Οι σχετικοί υπολογισμοί δείχνουν ότι αν ο θαλάσσιος βυθός αποτελείται μόνο από CaCO_3 και διαλυθεί από αυτόν ένα ύψος 3 cm, τότε στα επόμενα 1500 χρόνια θα μειωθεί η συγκέντρωση του CO_2 στην ατμόσφαιρα κατά 30%

χωρίς μάλιστα να αλλάξει το pH της θάλασσας (~ 8.5).
Βλέπει δηλαδή κανείς ότι η απορρόφηση του διοξειδίου του άνθρακα από τους ωκεανούς μπορεί να «λύνει» από την μία πλευρά το θέμα του θερμοκηπίου, από την άλλη όμως δημιουργεί ένα εξίσου μεγάλο πρόβλημα, όπως είναι η αναδιάλυση των ασβεστολιθικών αποθέσεων και των κελυφών των θαλασσίων οργανισμών. Μία τέτοια μαζική εξαφάνιση τέτοιων οργανισμών από τις ακτές και τους υποθαλάσσιους χώρους έχει ίσως μεγαλύτερη σημασία από την τυχόν αύξηση του CO₂ στην ατμόσφαιρα και πρέπει με ιδιαίτερη προσοχή να μελετηθεί

και ν' αντιμετωπιστεί.



Ανακεφαλαίωση

- 1.** Η κατάσταση χημικής ισορροπίας είναι μια δυναμική ισορροπία κατά την οποία οι ταχύτητες των δύο αντιθέτων αντιδράσεων εξισώνονται.
- 2.** Αντιδράσεις που καταλήγουν σε κατάσταση χημικής ισορροπίας ονομάζονται αμφίδρομες αντιδράσεις.
- 3.** Όταν τα αντιδρώντα και προϊόντα σε μια χημική ισορροπία είναι στην ίδια φάση η ισορροπία ονομάζεται ομογενής, σε αντίθετη περίπτωση ονομάζεται ετερογενής.
- 4.** Απόδοση μιας αντίδρασης είναι ο λόγος της ποσότητας ενός

προϊόντος που σχηματίζεται πρακτικά, προς την ποσότητα που θα σχηματιζόταν αν η αντίδραση ήταν μονόδρομη.

5. Οι παράγοντες που επηρεάζουν τη θέση χημικής ισορροπίας είναι: α. η συγκέντρωση των αντιδρώντων ή προϊόντων, β. η πίεση και γ. η θερμοκρασία.

6. Αρχή Le Chatelier: Όταν μεταβάλλουμε έναν από τους συντελεστές ισορροπίας η θέση της ισορροπίας μετατοπίζεται προς την κατεύθυνση που τείνει να αναιρέσει τη μεταβολή που επιφέραμε.

7. Αύξηση της θερμοκρασίας ευνοεί την ενδόθερμη αντίδραση. Αύξηση της πίεσης, η οποία

συντελείται με ελάττωση όγκου, μετατοπίζει την ισορροπία προς την κατεύθυνση που ελαττώνεται ο αριθμός των mol των αερίων. Αύξηση της συγκέντρωσης μιας ουσίας που μετέχει στην ισορροπία μετατοπίζει την ισορροπία προς την κατεύθυνση που καταναλίσκεται η ουσία αυτή.

8. Κριτήριο για την κατεύθυνση προς την οποία θα γίνει η αντίδραση είναι η σχέση Q_c με K_c . Αν $Q_c = K_c$ τότε η αντίδραση είναι σε κατάσταση χημικής ισορροπίας.

Αν $Q_c < K_c$ τότε η αντίδραση οδεύει προς τα δεξιά.

Αν $Q_c > K_c$ τότε η αντίδραση οδεύει προς τα αριστερά.

9. Η σχέση που συνδέει το K_c με το K_p είναι: $K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}$.

Λέξεις - κλειδιά

Χημική Ισορροπία

Αμφίδρομη αντίδραση

Ομογενής ισορροπία

Ετερογενής ισορροπία

Απόδοση αντίδρασης

Αρχή Le Chatelier

Σταθερά χημικής ισορροπίας

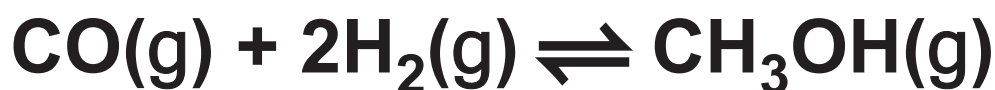


Ερωτήσεις - Ασκήσεις - Προβλήματα

Ερωτήσεις επανάληψης

- 1.** Τι σημαίνει ότι η χημική ισορροπία είναι δυναμική ισορροπία;
- 2.** Ποιες αντιδράσεις ονομάζονται αμφίδρομες;
- 3.** Τι ονομάζεται ομογενής ισορροπία και τι ετερογενής; Δώστε ένα παράδειγμα για κάθε περίπτωση.
- 4.** Τι είναι απόδοση αμφίδρομης αντίδρασης;
- 5.** Ποιοι παράγοντες επηρεάζουν τη θέση χημικής ισορροπίας;
- 6.** Τι λέει η αρχή Le Chatelier;

7. Προς τα πού θα μετατοπιστεί η ισορροπία στην αμφίδρομη αντίδραση



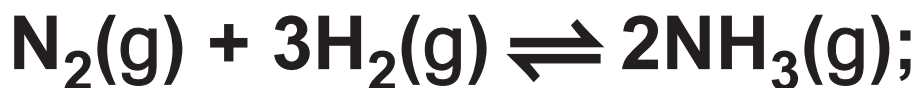
$$\Delta H < 0$$

α. αν αυξήσουμε τη θερμοκρασία;

β. αν ελαττώσουμε τον όγκο του δοχείου που περιέχει τα αέρια ισορροπίας σε σταθερή θερμοκρασία;

γ. Αν προσθέσουμε στο μίγμα ισορροπίας H_2 ;

8. Με τι μονάδες μετράμε την K_c και την K_p της χημικής εξίσωσης:

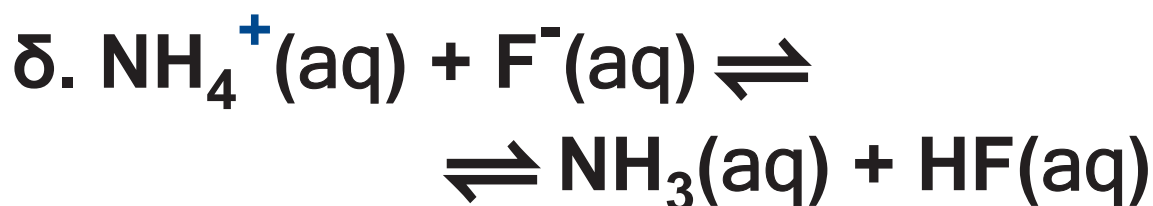


9. Ποια σχέση συνδέει την K_c , την K_p και την απόλυτη θερμοκρασία T στην προηγούμενη χημική εξίσωση;

Ασκήσεις - Προβλήματα

α. Χημική Ισορροπία - Απόδοση

10. Ποιες από τις παρακάτω ισορροπίες είναι ομογενείς και ποιες ετερογενείς;



11. Να συμπληρώσετε τα κενά στις επόμενες προτάσεις:

α. Στην κατάσταση χημικής ισορροπίας συνυπάρχουν ποσότητες από όλα τακαι, χωρίς οι ποσότητές τους ναμε την πάροδο

- του χρόνου, εφόσον οι συνθήκες παραμένουν σταθερές.
- β. Η χημική ισορροπία είναι και όχι στατική. Αυτό σημαίνει ότι οι αντιδράσεις πραγματοποιούνται ταυτόχρονα και με την ταχύτητα.
- γ. Αντιδράσεις που πραγματοποιούνται και προς τις δύο κατευθύνσεις ταυτόχρονα και καταλήγουν σε κατάσταση ονομάζονται αντιδράσεις.
- δ. Ομογενή ισορροπία έχουμε όταν τα αντιδρώντα και βρίσκονται σε φάση. Ετερογενή ισορροπία έχουμε όταν τα και τα προϊόντα βρίσκονται από μία φάσεις.

12. Ποια από τις παρακάτω προτάσεις που αφορούν τη χημική ισορροπία είναι λάθος;

α. Στην κατάσταση ισορροπίας οι ταχύτητες των δύο αντιδράσεων που εκφράζουν τις δύο αντίθετες φορές είναι ίσες.

β. Στην κατάσταση ισορροπίας οι ποσότητες όλων των σωμάτων που είναι παρόντα είναι ίσες.

γ. Η κατάσταση χημικής ισορροπίας είναι μια δυναμική ισορροπία.

13. Δίνεται η ισορροπία:



Προσθέτουμε σε κενό δοχείο ίσο αριθμό mol B και Γ και καθόλου A. Στην ισορροπία θα έχουμε οπωσδήποτε:

α. $[A] = [B]$ β. $[B] = [\Gamma]$

γ. $[A] < [\Gamma]$ δ. $[B] > [\Gamma]$

14. Δίνεται η ισορροπία:



Σε δοχείο προσθέτουμε ίσο αριθμό mol N_2 και H_2 . Στην ισορροπία, ποια από τις παρακάτω σχέσεις είναι οπωσδήποτε σωστή;

α. $[H_2] > [NH_3]$ β. $[N_2] > [H_2]$

γ. $[H_2] > [N_2]$ δ. $[NH_3] > [N_2]$

- 15.** Να συμπληρώσετε με ένα Σ ή Λ όσες από τις επόμενες προτάσεις είναι σωστές και με Λ όσες είναι λανθασμένες.
- α. Οι μονόδρομες αντιδράσεις έχουν πάντοτε μεγάλη ταχύτητα και οι αμφίδρομες έχουν πάντοτε μικρή ταχύτητα.
 - β. Η απόδοση μιας αμφίδρομης αντίδρασης είναι πάντοτε μικρότερη του 1.
 - γ. Στην κατάσταση χημικής ισορροπίας οι συγκεντρώσεις όλων των αντιδρώντων είναι πάντοτε ίσες μεταξύ τους.
 - δ. Στην κατάσταση χημικής ισορροπίας εφόσον οι συνθήκες παραμένουν σταθερές, οι συγκεντρώσεις όλων των αντιδρώντων και προϊόντων παραμένουν σταθερές.

16. Σε κλειστό δοχείο σταθερού όγκου 2 L εισάγουμε 4 mol PCl_5 και θερμαίνουμε στους 200°C οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία



Αν η απόδοση είναι $\alpha = 60\%$, να βρείτε:

- α. τις ποσότητες των τριών αερίων στην ισορροπία
- β. τις συγκεντρώσεις των τριών αερίων στην ισορροπία

α. 2,4 mol Cl_2

β. $c_{\text{Cl}_2} = 1,2 \text{ M}$

* **17.** Σε κλειστό δοχείο σταθερού όγκου $V = 41 \text{ L}$ εισάγουμε 29,7 g φωσγενίου COCl_2 και

122 / 125 - 126

θερμαίνουμε στους 227 °C,
οπότε αποκαθίσταται η ισορρο-
πία:



στην κατάσταση χημικής ισορρο-
ροπίας έχουμε 4,2 g CO.

Ζητούνται:

- α. οι ποσότητες των τριών αε-
ρίων στην ισορροπία
- β. η απόδοση της αντίδρασης
- γ. η πίεση κάθε αερίου στην
ισορροπία
- δ. η ολική πίεση του μίγμα-
τος των τριών αερίων στην
ισορροπία.

α. 0,15 mol COCl_2

β. 50%

γ. $P_{\text{Cl}_2} = 0,15 \text{ atm}$

δ. $P = 0,045 \text{ atm}$

- * 18.** Σε κλειστό δοχείο σταθερού όγκου $V = 0,82 \text{ L}$ εισάγουμε $0,04 \text{ mol N}_2\text{O}_4$ και θερμαίνουμε στους 127°C , οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία:



Σε σταθερή θερμοκρασία ($\theta = 127^\circ\text{C}$) και στην ισορροπία η ολική πίεση είναι 2 atm .

- α. Πόσα mol από κάθε αέριο υπάρχουν στην ισορροπία;
- β. Ποια η μερική πίεση κάθε αερίου στην ισορροπία;
- γ. Ποιος είναι ο βαθμός διάσπασης του N_2O_4 , ποια είναι δηλαδή η απόδοση της αντίδρασης;

α. 0,02 mol NO₂

β. p_{NO₂} = 0,8 atm

γ. 25%

* **19.** Σε κλειστό δοχείο εισάγουμε ποσότητα CO₂ και θερμαίνουμε στους 1127 °C, οπότε διασπάται το CO₂ κατά 50% σύμφωνα με την αντίδραση:
$$2\text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{CO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$$

Στην ισορροπία, ποια από τις ακόλουθες σχέσεις ισχύει;

α. p_{CO₂} = p_{CO} = p_{O₂}

β. p_{O₂} = 2p_{CO} = p_{CO₂}

γ. p_{CO₂} = p_{CO} = 2p_{O₂}

δ. p_{CO₂} = 2p_{CO} = 2p_{O₂}

β. Παράγοντες που επηρεάζουν τη θέση χημικής ισορροπίας- Αρχή Le Chatelier

20. Να συμπληρώσετε τα κενά στις προτάσεις:

- α. Όταν μεταβάλλουμε έναν από τουςισορροπίας (συγκέντρωση, πίεση, θερμοκρασία) η θέση της ισορροπίας μετατοπίζεται προς εκείνη την κατεύθυνση που τείνει νατη μεταβολή που επιφέραμε.
- β. Μείωση της θερμοκρασίας μετατοπίζει την ισορροπία προς την κατεύθυνση εκείνη πουθερμότητα, δηλαδή ΔH είναι του μηδενός.
- γ. Μεταβολή της πίεσης που γίνεται με μεταβολή του

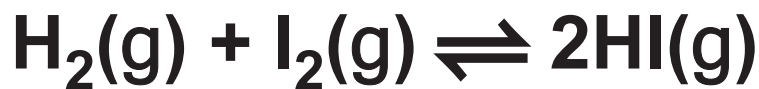
.....του δοχείου
επηρεάζει τη θέση ισορρο-
πίας υπό την προϋπόθεση
α. να μετέχουν στην ισορρο-
ροπίασώματα
και β. να παρατηρείται
.....του αριθμού των
mol τωνΑύξηση
της πίεσης (σε σταθερή
θερμοκρασία) μετατοπίζει
την ισορροπία προς την
κατεύθυνση που προκαλεί
.....του αριθμού των
mol των αερίων.

- 21.** Δίνεται η ισορροπία
 $\text{COCl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$
 $\Delta H < 0$. Προς τα πού θα μετατο-
πιστεί η ισορροπία αν:
α. Αυξήσουμε τη θερμοκρασία.

- β. Αυξήσουμε την πίεση ελαττώνοντας τον όγκο του δοχείου.
γ. Προσθέσουμε στο δοχείο CO.

22. Να σημειώσετε με Σ τις σωστές από τις επόμενες προτάσεις και με Λ τις λανθασμένες.

α. Η ισορροπία



δεν επηρεάζεται αν αυξήσουμε τον όγκο του δοχείου σε σταθερή θερμοκρασία.

β. Όταν αυξάνουμε τη θερμοκρασία αυξάνει η απόδοση μιας εξώθερμης αντίδρασης.

γ. Προσθήκη καταλύτη αυξάνεται την απόδοση της εξώθερμης αντίδρασης.

23. Δίνονται οι ισορροπίες που περιγράφονται από τις αντιδράσεις:



Σε ποιες από αυτές τις ισορροπίες όταν αυξάνουμε τον όγκο του δοχείου διαταράσσεται η ισορροπία και προς ποια κατεύθυνση οδεύει η αντίδραση ώστε να αναιρεθεί η μεταβολή;

24. Δίνεται η ισορροπία

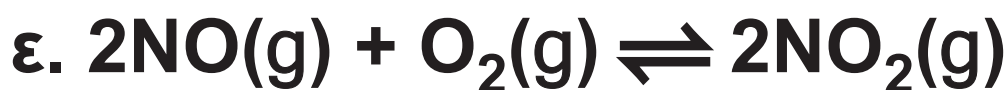


$$\Delta H = - 45 \text{ kcal.}$$

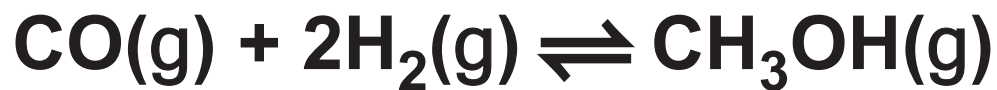
Ποια από τις επόμενες μεταβολές σε ένα μίγμα ισορροπίας SO_2 , O_2 και SO_3 θα προκαλέσει

- αύξηση της ποσότητας του SO_3 ;
- α. Αύξηση της θερμοκρασίας.
 - β. Ελάττωση του όγκου του δοχείου σε $T = \text{σταθερή}$.
 - γ. Αφαίρεση ποσότητας O_2 από το δοχείο (V και T σταθερά).
 - δ. Προσθήκη αδρανούς αερίου, π.χ. He (με V και T σταθερά).

25. Ποιες από τις ακόλουθες ισοροπίες δε θα διαταραχθούν αν αυξήσουμε τον όγκο του δοχείου σε σταθερή θερμοκρασία;



26. Για την εξώθερμη αντίδραση:



$$\Delta H < 0$$

α. πώς η αύξηση της θερμοκρασίας επηρεάζει την ταχύτητα και πώς την απόδοση της αντίδρασης;

β. πώς η αύξηση της πίεσης επηρεάζει την ταχύτητα και πώς την απόδοση της αντίδρασης;

γ. K_c - K_p

27. Δίνεται η ισορροπία:

$2A(g) + B(g) \rightleftharpoons 2\Gamma(g)$. Η σωστή έκφραση για την K_c είναι:

α. $\frac{[\Gamma]}{[A][B]}$ β. $\frac{[\Gamma]^2}{[A]^2[B]}$

γ. $\frac{[\Gamma]^2}{[A]^2 + [B]}$ δ. $\frac{[2\Gamma]}{[2A]^2[B]}$

28. Δίνεται η ισορροπία:

$A(g) + 2B(g) \rightleftharpoons 2\Gamma(s) + \Delta(g)$.

Η σωστή έκφραση για την K_c είναι:

α. $\frac{[2\Gamma]^2[\Delta]}{[A][2B]^2}$ β. $\frac{[2\Gamma] + [\Delta]}{[A] + [2B]}$

$$\gamma. \frac{[\Delta]}{[A][B]^2} \quad \delta. \frac{[\Gamma^2][\Delta]}{[A][B]^2}$$

29. Σε δοχείο όγκου 2 L βρίσκονται σε ισορροπία 0,8 mol SO₂, 0,2 mol O₂ και 1,4 mol SO₃. Να βρεθεί η τιμή της K_c της χημικής εξίσωσης:



30,625

30. Σε δοχείο όγκου 0,5 L βρίσκονται σε ισορροπία 1 mol A, 2 mol B και 3 mol Γ. Ποια είναι η τιμή της K_c της χημικής εξίσωσης A(g) + B(g) ⇌ 2Γ(g);

4,5

133 / 128

31. Η K_c της αντίδρασης



στους 360°C είναι $K_c = 1,25$.

Ποια είναι η K_c της

$2\text{NH}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g})$ στους 360°C .

0,8

32. Σε δοχείο βρίσκονται σε ισορροπία 5 mol NO_2 , 2 mol NO και 5 mol O_2 . Αν η K_c της αντίδρασης:



είναι $0,2 \text{ mol/L}$, να βρεθεί ο όγκος του δοχείου.

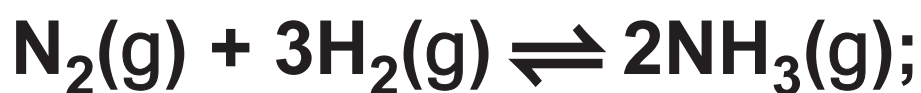
4L

33. Δίνεται η ισορροπία:

$\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g}) \quad \Delta H > 0$ (εν-
δόθερμη). Ποιες από τις παρα-
κάτω μεταβολές θα ελαττώσουν
την τιμή της K_c :

- α. Προσθήκη ποσότητας N_2O_4
- β. Ελάττωση της θερμοκρασίας
- γ. Προσθήκη καταλύτη
- δ. Διπλασιασμός του όγκου του
δοχείου.

34. Σε δοχείο όγκου 2 L βάζουμε 4 mol N_2 και 10 mol H_2 . Στην ισορροπία έχουμε 6 mol NH_3 . Ποια είναι η απόδοση και ποια είναι η τιμή της σταθεράς χημικής ισορροπίας της χημικής εξίσωσης:



90%, $K_c = 144$

35. Σε δοχείο όγκου 1 L βάζουμε 1 mol H_2 και 1 mol I_2 και θερμαίνουμε σε θερμοκρασία θ . Πόσα mol HI θα σχηματιστούν, αν στη θερμοκρασία αυτή η K_c της χημικής εξίσωσης $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$ ισούται με 49;

136 / 128

$$\frac{14}{9}$$

* **36.** Στους 200 °C η K_c της αντίδρασης:



$$\Delta H^\circ = + 124 \text{ kJ}$$

έχει την αριθμητική τιμή $8 \cdot 10^{-3}$.

- α. Να γράψετε την έκφραση της K_c για την αντίδραση.
- β. Ποιες είναι οι μονάδες της K_c ;
- γ. Ποια είναι η αριθμητική τιμή και οι μονάδες της K_c της αντίστροφης αντίδρασης:
 $\text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_5(\text{g})$
στοις 200° C;

- δ. Πώς θα μεταβληθούν οι ποσότητες των τριών αερίων στην ισορροπία:**
- i. Αν προσθέσουμε νέα ποσότητα PCl_5 ;**
 - ii. Αν αυξηθεί η πίεση με ελάττωση του όγκου σε σταθερή θερμοκρασία;**
 - iii. Αν αυξηθεί η θερμοκρασία;**
 - iv. Πώς μεταβάλλεται η K_c σε κάθε μία από τις προηγούμενες μεταβολές;**

37. Όταν διαλύουμε φρουκτόζη (οπωροσάκχαρο) ή γλυκόζη (σταφυλοσάκχαρο) στο νερό αποκαθίσταται η ισορροπία:

$$\text{φρουκτόζη (aq)} \rightleftharpoons \text{γλυκόζη (aq)} \quad (1)$$

Ένας χημικός παρασκεύασε στους 25 °C ένα διάλυμα φρουκτόζης 0,25 M. Στην ισορροπία βρέθηκε ότι η συγκέντρωση της φρουκτόζης ελαττώθηκε σε 0,15 M.

α. Να βρείτε την K_c της (1).

β. Πόσο % της φρουκτόζης μετατράπηκε σε γλυκόζη;

α. 0,67, β. 40%

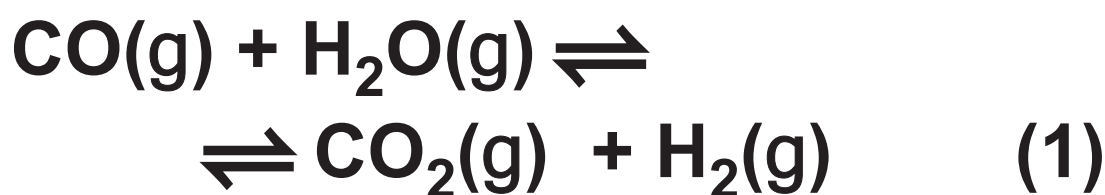
*** 38.** Η K_c της χημικής εξίσωσης
 $\text{CO(g)} + \text{H}_2\text{O(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_2\text{(g)} +$
 $+ \text{H}_2\text{(g)}$ στους 300°C ισούται με
4.

α. Σε κενό δοχείο βάζουμε 1 mol
CO και 1 mol H_2O , στους
 300°C . Πόσα mol H_2 θα σχη-
ματιστούν και ποια είναι η
απόδοση της αντίδρασης;

β. Αν βάζαμε 1 mol CO και 1,6
mol H_2O στους 300°C , πόσα
mol H_2 θα σχηματίζονταν και
ποια είναι η απόδοση;

α. $\frac{2}{3}$, 66,67%, β. 0,8, 80%

- * **39.** Σε κλειστό δοχείο και σε ορισμένη θερμοκρασία εισάγουμε 1 mol CO και 1 mol H₂O. Μετά την αποκατάσταση της ισοροπίας



παραμένει χωρίς να αντιδράσει

$\frac{1}{3}$ mol CO.

- α. Να υπολογίσετε τη σταθερά ισοροπίας, K_c , της (1).
- β. Πόσα επιπλέον mol υδρατμών πρέπει να προστεθούν στο αρχικό μίγμα και στην ίδια θερμοκρασία, ώστε η απόδοση της αντίδρασης να γίνει 80%;

α. $K_c = 4$, β. 0,6 mol

40. Η K_c της $A(g) + B(g) \rightleftharpoons \Gamma(g) + \Delta(g)$ ισούται με 4. Σε κενό δοχείο βάζουμε 2 mol A. Πόσα mol από το B πρέπει να βάλουμε για να αντιδράσουν τα σώματα με απόδοση 80%;

Δύο λύσεις: 3,2 mol
ή 1,25 mol

*** 41.** Σε κενό δοχείο όγκου V και σε θερμοκρασία θ εισάγουμε 1 mol αερίου A και 1 mol αερίου B , οπότε γίνεται η αντίδραση: $A(g) + B(g) \rightleftharpoons \Gamma(g)$ με απόδοση 60%. Σε άλλο κενό δοχείο όγκου V και σε θερμοκρασία θ εισάγουμε 1 mol του A και 2 mol του B .

Η νέα απόδοση της αντίδρασης θα είναι:

α. 60%

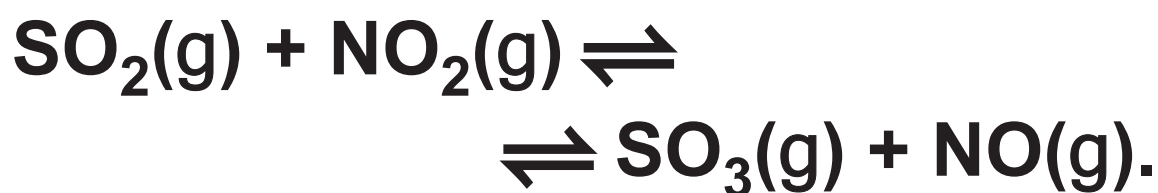
β. μεγαλύτερη από 60%

γ. μικρότερη από 60%

δ. εξαρτάται.

42. Σε δοχείο όγκου 1 L που περιέχει σε ισορροπία 0,8 mol SO₂, 0,1 mol NO₂, 0,6 mol SO₃ και 0,4 mol NO προσθέτουμε 0,3 mol NO₂. Τι θα συμβεί και ποια θα είναι η ποσότητα του NO₂ στην τελική ισορροπία;

Δίνεται η ισορροπία:



0,23 mol NO₂

43. Σε δοχείο 2 L έχουμε σε ισορροπία 4 mol PCl_5 , 2 mol PCl_3 και 8 mol Cl_2 . Προσθέτουμε 4 mol PCl_5 . Ποιες οι ποσότητες όλων των αερίων στη νέα ισορροπία; Δίνεται η ισορροπία:



6,94 mol PCl_5

44. Σε δοχείο έχουμε σε ισορροπία 2 mol SO_2 , 4 mol NO_2 , 8 mol SO_3 και 3 mol NO .

α. Ποια είναι η K_c της χημικής εξίσωσης $\text{SO}_2(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SO}_3(\text{g}) + \text{NO}(\text{g})$

στην παραπάνω θερμοκρασία;

β. Πόσα mol SO_2 πρέπει να προσθέσουμε στην αρχική ισορροπία και σε σταθερή θερμοκρασία, ώστε η ποσότητα του NO να αυξηθεί κατά 1 mol;

β. 3 mol

45. Σε κενό δοχείο σταθερού όγκου 4,1 L βάζουμε 46 g N_2O_4 και θερμαίνουμε στους 27°C , οπότε το N_2O_4 διασπάται μερικώς σύμφωνα με την αντίδραση:
 $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$.

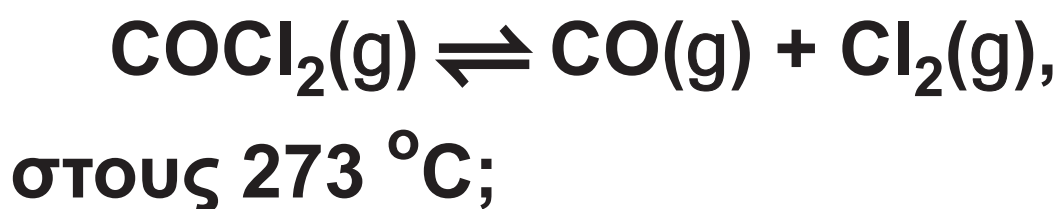
Πόσα mol NO_2 θα σχηματιστούν αν η θερμοκρασία είναι σταθερή και η K_p της αντίδρασης είναι ίση με 2 atm;

Δίνεται η παγκόσμια σταθερά των αερίων

$R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm/mol} \cdot \text{K}$.

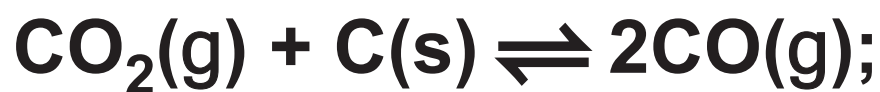
$$\frac{1}{3} \text{ mol NO}_2$$

46. Σε κλειστό δοχείο που έχει όγκο 0,224 L βάζουμε 0,01 mol COCl_2 και θερμαίνουμε στους 273°C , οπότε το COCl_2 διασπάται μερικώς σε CO και Cl_2 , και η τελική πίεση γίνεται 3,5 atm. Ποια είναι η απόδοση της αντίδρασης και ποια η τιμή της K_p της χημικής εξίσωσης:



$$75\%, K_p = 4,5$$

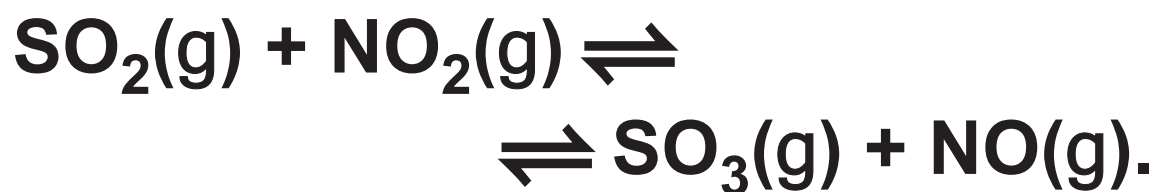
47. Στους 817 °C η αντίδραση CO₂ με περίσσεια στερεού C γίνεται με απόδοση 62%. Η ολική πίεση στην κατάσταση ισορροπίας είναι 3,24 atm. Ποια είναι η μερική πίεση κάθε αερίου στην κατάσταση χημικής ισορροπίας και ποια είναι η K_p της χημικής εξίσωσης



$$P_{\text{CO}} = 2,48 \text{ atm}$$

$$K_p = 8,09 \text{ atm}$$

48. Δοχείο περιέχει 0,8 mol SO_2 ,
0,1 mol NO_2 , 0,6 mol SO_3 και 0,4
mol NO σε ισορροπία:

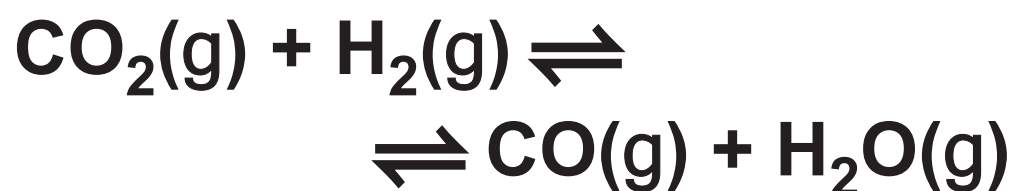


Πόσα mol NO πρέπει να εισα-
χθούν στο δοχείο στην ίδια θερ-
μοκρασία, ώστε να μπορεί να
αυξηθεί η ποσότητα του NO_2
κατά 0,2 mol;

2,05 mol

* **49.** Σε δοχείο όγκου 2 L στους 1800 °C περιέχονται σε χημική ισορροπία 0,3 mol CO₂, 0,3 mol H₂, 0,6 mol CO και 0,6 mol H₂O.

α. Να βρεθεί η K_c της εξίσωσης



στους 1800 °C.

β. Πόσα mol CO₂ πρέπει να προσθέσουμε στην αρχική ισορροπία, ώστε η συγκέντρωση του CO να γίνει 0,35 M;

α. 4, β. 0,4125 mol

- * **50.** Σε δοχείο όγκου 2 L περιέχονται σε ισορροπία 4 mol SO_3 , 4 mol SO_2 και 0,5 mol O_2 στους 227 °C σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:



Θερμαίνουμε το μίγμα στους 427 °C, οπότε μετά την αποκατάσταση της νέας ισορροπίας διαπιστώσαμε ότι περιέχονται στο δοχείο συνολικά 9 mol αερίων.

α. Να υπολογίσετε τη σταθερά K_c στους 227 °C.

β. Να υπολογίσετε τη σταθερά K_c στους 427 °C.

γ. Να εξηγήσετε αν η αντίδραση $2\text{SO}_3(\text{g}) \rightleftharpoons$

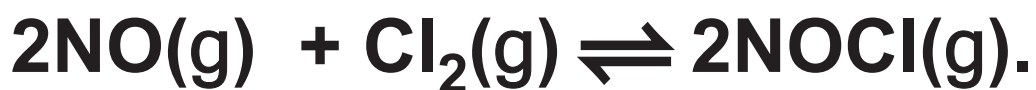


είναι εξώθερμη ή ενδόθερμη.

α. $\frac{1}{4}$, β. $\frac{25}{18}$, γ. ενδόθερμη

Γενικά Προβλήματα

* **51.** Δίνεται η ισορροπία:



Σε δοχείο όγκου 25 L προσθέτουμε 0,3 mol NO, 0,2 mol Cl₂ και 0,5 mol NOCl. Στην ισορροπία έχουμε τελικά 0,6 mol NOCl.

i. Ο αριθμός των mol του Cl₂ στην ισορροπία είναι:

α. 0,2, β. 0,1, γ. 0,15, δ. 0,25.

ii. Αν αυξηθεί ο όγκος του δοχείου στα 50 L:

α. Θα αυξηθεί ο αριθμός των mol του NOCl;

β. Θα αυξηθεί ο αριθμός των mol του Cl₂;

γ. Δε θα μεταβληθεί η ποσότητα του NOCl;

iii. Η τιμή της K_c είναι:

154 / 131

- α. $1,5 \cdot 10^3$, ή
β. $2,5 \cdot 10^3$, ή
γ. $2 \cdot 10^{-1}$ δ. $9 \cdot 10^2$

**** 52.** Σε κενό δοχείο όγκου 10 L εισάγονται 0,5 mol H_2 και 0,5 mol I_2 , τα οποία θερμαίνονται στους 448 °C. Στη θερμοκρασία αυτή, για τη χημική αντίδραση $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$ η σταθερά της χημικής ισοροπίας K_c είναι 64. Να υπολογίσετε:

- α. τη σταθερά της χημικής ισοροπίας της αντίδρασης τη σχετική με τις μερικές πιέσεις (K_p) στην ίδια θερμοκρασία (448 °C).

β. τη σύσταση του μίγματος στους 448 °C μετά την αποκατάσταση της χημικής ισοροπίας.

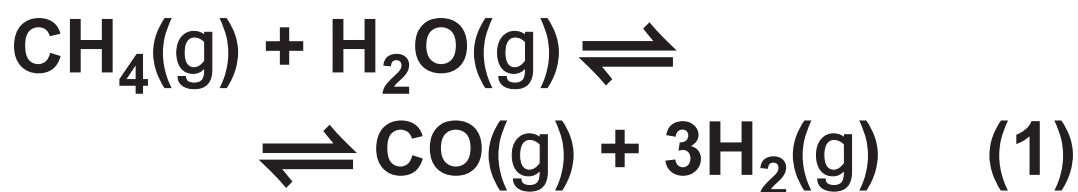
γ. την ολική πίεση που ασκείται στο δοχείο, όταν η θερμοκρασία ανέλθει στους 727 °C.

Δίνεται η παγκόσμια σταθερά των αερίων

$$R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm/mol} \cdot \text{K}.$$

$$K_p = 64, \beta. 0,8 \text{ mol HI}, \gamma. 8,2 \text{ atm}$$

**** 53.** Σήμερα το υδρογόνο παρασκευάζεται από το φυσικό αέριο με την ακόλουθη ενδόθερμη αντίδραση:



$\Delta H > 0$.

i. Να γράψετε την έκφραση της K_p για την αντίδραση (1).

ii. Πώς μεταβάλλεται η K_p της (1);

α. Με αύξηση της πίεσης.

β. Με αύξηση της θερμοκρασίας.

γ. Με χρήση καταλύτη.

iii. Αν σε μίγμα ισορροπίας των τεσσάρων αερίων κάνουμε τις εξής επεμβάσεις τι θα συμβεί;

α. Αυξάνουμε την πίεση με ελάττωση όγκου.

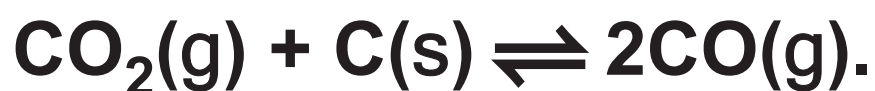
β. Αυξάνουμε τη θερμοκρασία.

γ. Χρησιμοποιούμε καταλύτη.

**** 54.** Στους 817 °C η αναγωγή του CO₂ σε CO με περίσσεια γραφίτη έχει $K_p = 10 \text{ atm}$.

α. Αν βάλουμε αρχικά $x \text{ mol CO}_2$ και η ολική πίεση στην ισοροπία είναι 4 atm, ποια είναι η περιεκτικότητα σε mol του τελικού αερίου μίγματος;

β. Ποια πρέπει να είναι η τιμή της ολικής πίεσης για να περιέχει το τελικό μίγμα 6% σε mol CO₂; Δίνεται:



α. 23,46% CO₂,

β. 0,68 atm

**** 55.** Σε κενό δοχείο όγκου 41 L εισάγουμε 6 mol CaCO_3 και θερμαίνουμε στους 1227°C , οπότε το CaCO_3 διασπάται όπως δείχνει η αντίδραση:
$$\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$$
Η K_p αυτής της αντίδρασης στους 1227°C είναι ίση με 9 atm.

α. Πόσα mol CaCO_3 θα διασπαστούν;

β. Αν σε άλλο δοχείο όγκου 123 L εισάγουμε

6 mol CaCO_3 και θερμάνουμε στους 1227°C τι θα συμβεί;

γ. Ποιος είναι ο ελάχιστος όγκος για το δοχείο, ώστε όταν θερμάνουμε 6 mol CaCO_3 στους 1227°C να διασπαστούν όλα;
(Θεωρούμε ότι ο όγκος των στερεών είναι αμελητέος σε σχέση με τον όγκο του δοχείου,
 $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/mol} \cdot \text{K}$)

- α. 3 mol
- β. Θα διασπαστούν όλα
- γ. 82 L

**** 56.** Για την αντίδραση
$$\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$$
 στους 450°C η σταθερά χημικής ισορροπίας έχει τιμή 49. Στη θερμοκρασία αυτή ένα δοχείο περιέχει 0,2 mol H_2 , 0,2 mol I_2 και 0,5 mol HI.

- α. Να δείξετε ότι το σύστημα δε βρίσκεται σε ισορροπία.
- β. Εάν το σύστημα αφεθεί να ισορροπήσει, πόσα mol HI θα υπάρχουν στην ισορροπία;
- γ. Πόσα επιπλέον mol HI πρέπει να εισαχθούν στο δοχείο στην ισορροπία, έτσι ώστε η ποσότητα του H_2 να ξαναγίνει 0,2 mol; .

β. 0,7 mol, γ. 0,9 mol

161 / 132

**** 57.** Ένα μίγμα σε ισορροπία περιέχει 0,52 mol N_2O_4 και 0,96 mol NO_2 στους 100°C . Το μίγμα των δύο αερίων μεταφέρεται σε ένα άλλο δοχείο με διπλάσιο όγκο αλλά στην ίδια θερμοκρασία. Πόσα mol κάθε ουσίας θα περιέχονται στο νέο δοχείο στην ισορροπία;

0,4 mol N_2O_4 , 1,2 mol NO_2

**** 58.** Δίνεται η απλή αντίδραση (χωρίς ενδιάμεσα στάδια):
$$2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$$
όπου $k_1 = 2,6 \cdot 10^3 \text{ L}^2 \text{ mol}^{-2} \text{ s}^{-1}$ (σταθερά ταχύτητας της προς τα δεξιά αντίδρασης)

162 / 132

και $k_2 = 4 \text{ L}^2 \text{ mol}^{-2} \text{ s}^{-1}$ (αντίστοιχα προς τα αριστερά) στους $\lambda \text{ }^\circ\text{C}$.

α. Ποια η K_c στους $\lambda \text{ }^\circ\text{C}$;

β. Ποια η αρχική ταχύτητα παρασκευής NO_2 , αν οι αρχικές συγκεντρώσεις των NO και O_2 είναι $6 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ και $0,3 \text{ mol/L}$ αντίστοιχα;

Σε θερμοκρασία $\mu \text{ }^\circ\text{C}$ ($\mu < \lambda$) σε δοχείο όγκου 5 L βάζουμε $0,2 \text{ mol NO}_2$. Όταν αποκατασταθεί η χημική ισορροπία, έχει διασπαστεί το 15% της αρχικής ποσότητας του NO_2 .

γ. Ποια η K'_c στους $\mu \text{ }^\circ\text{C}$ της $2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$;

δ. Η αντίδραση διάσπασης είναι ενδόθερμη ή εξώθερμη;

α. $6,5 \cdot 10^2 \text{ M}^{-1}$

β. $28,08 \cdot 10^{-3} \text{ M s}^{-1}$

γ. $1,1 \cdot 10^4 \text{ M}^{-1}$, δ. ενδόθερμη

**** 59.** Σε κλειστό δοχείο όγκου 1 L έχουμε σε ισορροπία 4 mol N_2O_4 και 2 mol NO_2 . Προσθέτουμε 10 mol αερίου He. Θα διαταραχθεί η ισορροπία $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$, αν η θερμοκρασία παραμείνει σταθερή;

όχι

Απαντήσεις στις ασκήσεις πολλαπλής επιλογής και σωστού-λάθους

12. α. Σ, β. Λ, γ. Σ

13. δ

14. β

15. α. Λ, β. Σ, γ. Λ, δ. Σ

19. γ

21. α. αριστερά, β. αριστερά,
γ. αριστερά

22. α. Σ, β. Λ, γ. Λ

23. β. δεξιά, γ. δεξιά, δ. δεξιά

24. β

25. β, δ

27. β

28. γ

33. β

36. δ: η ισορροπία μετατοπίζεται:
i. δεξιά, ii. αριστερά, iii. δεξιά

41. β

51. i. γ, ii. β, iii. α

53. iii: α. αριστερά, β. δεξιά,
γ. τίποτα

Δραστηριότητα

Η Αρχή Le Chatelier Και «Καθημερινή» Ζωή

Η ζωή μέσα μας και γύρω μας προχωρά ακολουθώντας κανόνες και αρχές. Αυτούς άλλωστε μελετούν συγγενείς επιστήμες όπως η Φυσική, η Χημεία, η Βιολογία. Βέβαια, μπορεί κανείς να ζει «ασυνείδητα» χωρίς να μπορεί να ερμηνεύει το γύρω του κόσμο. Είναι όμως πολύ σημαντικό να μπορεί να παρατηρεί και να ερμηνεύει φαινόμενα που εξελίσσονται γύρω του βασισμένος σε μερικές βασικές αρχές. Μια τέτοια είναι και η Αρχή του Le Chatelier.

Εκείνο το οποίο ζητείται στο προκείμενο είναι να ερμηνευθούν με βάση αυτήν την αρχή μερικά γεγονότα όπως:

167 / 134

1. Όταν ένας άνθρωπος «της πόλης» κάνει διακοπές στο «βουνό» αποκτά μετά από κάποιες μέρες παραμονής ένα κόκκινο χρώμα, δηλωτικό κατά τα κλασικά καλής υγείας. Μπορείτε να εξηγήσετε το πού οφείλεται αυτό;

Για την ερμηνεία χρησιμοποιήστε σαν βάση το μηχανισμό της αναπνοής μέσω της δέσμευσης του O_2 της ατμόσφαιρας από την αιμοσφαιρίνη του αίματος, Hb. Αυτό είναι μια πολύπλοκη διαδικασία η οποία μπορεί να αποδοθεί από την ισοροπία: $Hb(aq) + O_2(aq) \rightleftharpoons HbO_2(aq)$.

2. Η χημεία της δημιουργίας υπογείων σπηλαίων, σταλακτιτών και σταλαγμιτών είναι άλλη μια περίπτωση που ερμηνεύεται με την παραπάνω αρχή. Βρείτε τον μηχανισμό της δημιουργίας αυτών και γράψτε τις

**αντίστοιχες χημικές αντιδράσεις.
Όπου μπορείτε, από τη βιβλιογραφία, βρείτε και τις τιμές των σταθερών ισορροπίας των αντιδράσεων αυτών.**

Υπάρχει στην περιοχή της Αττικής τέτοιο σπήλαιο; Τι είδους πετρώματα ευνοούν τη δημιουργία τέτοιων σπηλαίων;

Σε ποια περίπτωση τέτοιες αποθέσεις όχι μόνο δεν έχουν τέτοιο αισθητικό αποτέλεσμα, αλλά προκαλούν ζημιές;





ΠΕΡΙΕΧΟΜΕΝΑ 4ου ΤΟΜΟΥ

4 ΧΗΜΙΚΗ ΙΣΟΡΡΟΠΙΑ

4.1 Έννοια χημικής ισορροπίας - Απόδοση αντίδρασης	15
4.2 Παράγοντες που επηρεάζουν τη θέση χημικής ισορροπίας - Αρχή Le Chatelier	38
4.3 Σταθερά χημικής ισορροπίας: K_c - K_p	57
Γνωρίζεις ότι: «Το φαινόμενο του θερμοκηπίου και οι ωκεανοί»	104
Ανακεφαλαίωση - Λέξεις κλειδιά	111
Ερωτήσεις - Ασκήσεις - Προβλήματα	115

Βάσει του ν. 3966/2011 τα διδακτικά βιβλία του Δημοτικού, του Γυμνασίου, του Λυκείου, των ΕΠΑ.Λ. και των ΕΠΑ.Σ. τυπώνονται από το ΙΤΥΕ - ΔΙΟΦΑΝΤΟΣ και διανέμονται δωρεάν στα Δημόσια Σχολεία. Τα βιβλία μπορεί να διατίθενται προς πώληση, όταν φέρουν στη δεξιά κάτω γωνία του εμπροσθόφυλλου ένδειξη «ΔΙΑΤΙΘΕΤΑΙ ΜΕ ΤΙΜΗ ΠΩΛΗΣΗΣ». Κάθε αντίτυπο που διατίθεται προς πώληση και δεν φέρει την παραπάνω ένδειξη θεωρείται κλεψίτυπο και ο παραβάτης διώκεται σύμφωνα με τις διατάξεις του άρθρου 7 του νόμου 1129 της 15/21 Μαρτίου 1946 (ΦΕΚ 1946,108, Α').

Απαγορεύεται η αναπαραγωγή οποιουδήποτε τμήματος αυτού του βιβλίου, που καλύπτεται από δικαιώματα (copyright), ή η χρήση του σε οποιαδήποτε μορφή, χωρίς τη γραπτή άδεια του Υπουργείου Παιδείας, Έρευνας και Θρησκευμάτων / ΙΤΥΕ - ΔΙΟΦΑΝΤΟΣ.