



ΕΡΓΑΣΤΗΡΙΑΚΕΣ ΑΣΚΗΣΕΙΣ ΓΕΝΙΚΗΣ – ΑΝΟΡΓΑΝΗΣ ΧΗΜΕΙΑΣ

Αγγελική Απ. Γαλάνη
Χημικός PhD
Ε.ΔΙ.Π.

8^η ΕΡΓΑΣΤΗΡΙΑΚΗ ΑΣΚΗΣΗ
Χημική ισορροπία



ΕΙΣΑΓΩΓΗ

Αμφίδρομες αντιδράσεις

- Αμφίδρομες, ονομάζονται οι αντιδράσεις που σε ορισμένες συνθήκες γίνονται και προς τις δύο κατευθύνσεις και καταλήγουν σε χημική ισορροπία μεταξύ των αντιδρώντων και των προϊόντων:



Όλες οι αντιδράσεις είναι αμφίδρομες, όμως σε κάποιες περιπτώσεις η ισορροπία είναι κατά πολύ μετατοπισμένη προς τη μια κατεύθυνση και πρακτικά η αντίδραση θεωρείται μονόδρομη.

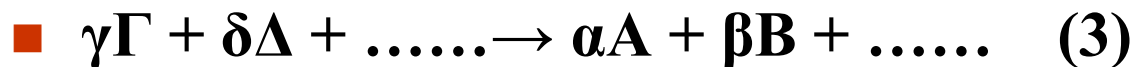
Χημική ισορροπία

- Ορίζεται η κατάσταση στην οποία καταλήγει μια αμφίδρομη αντίδραση.
- Στη χημική ισορροπία συνυπάρχουν ποσότητες προϊόντων μα και αντιδρώντων, οι οποίες με την προϋπόθεση ότι οι συνθήκες του πειράματος παραμένουν σταθερές, δεν μεταβάλλονται με την πάροδο του χρόνου.
- Η κάθε χημική ισορροπία είναι δυναμική και όχι στατική, γιατί οι δύο αντίθετες αντιδράσεις συνεχίζουν να γίνονται με την ίδια ταχύτητα.

Νόμος χημικής ισορροπίας

Έστω η γενική αντίδραση $\alpha\text{A} + \beta\text{B} + \dots \rightleftharpoons \gamma\text{Γ} + \delta\text{Δ} + \dots$ (1)

Αυτή πραγματοποιείται προς δύο κατευθύνσεις



Όταν οι ταχύτητες των αντιδράσεων (2) και (3) εξισωθούν, τότε επέρχεται χημική ισορροπία η οποία παρίσταται από την (1)

$$K = \frac{[\text{Γ}]^\gamma [\text{Δ}]^\delta}{[\text{A}]^\alpha [\text{B}]^\beta}$$

Σταθερά
χημικής
ισορροπίας K

Η σταθερά χημικής ισορροπίας εξαρτάται μόνο από την θερμοκρασία, ενώ η θέση της χημικής ισορροπίας εξαρτάται από τους εξής παράγοντες:

- Τις συγκεντρώσεις των αντιδρώντων και προϊόντων.
- Την πίεση εφόσον συμμετέχει στην ισορροπία, τουλάχιστον ένα αέριο και η αντίδραση συνοδεύεται από μεταβολή του συνολικού όγκου των αερίων.
- Τη θερμοκρασία:
 - Αύξηση της θερμοκρασίας, μετατοπίζει την ισορροπία προς την κατεύθυνση που απορροφάται θερμότητα ($\Delta H > 0$).
 - Ελάττωση της θερμοκρασίας, μετατοπίζει την ισορροπία προς την κατεύθυνση που εκλύεται θερμότητα, ($\Delta H < 0$).

Αρχή του Le Châtelier

« Όταν μεταβάλλεται ένας από τους παράγοντες που καθορίζουν την ισορροπία ενός συστήματος, η ισορροπία μετατοπίζεται προς την κατεύθυνση εκείνη, που τείνει να εξουδετερώσει τη μεταβολή αυτή. »

- $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}$ η αύξηση της συγκέντρωσης του I_2 , μετατοπίζει την ισορροπία δεξιά.
- $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$, η αύξηση της ολικής πίεσης τείνει να εξουδετερωθεί με μετατόπιση της ισορροπίας προς τα δεξιά και σχηματισμό περισσότερης αμμωνίας, η οποία κατέχει λιγότερο όγκο από τα αέρια αντιδρώντα.
- Αύξηση της θερμοκρασίας ευνοεί τις ενδόθερμες αντιδράσεις, $\Delta\text{H}>0$ και μείωση της θερμοκρασίας, ευνοεί τις εξώθερμες αντιδράσεις, $\Delta\text{H}<0$.



ΠΕΙΡΑΜΑΤΙΚΟ ΜΕΡΟΣ

1. Αντιδραστήρια-Σκεύη - Όργανα

- Διάλυμα $K_2Cr_2O_7$ 1 N
- Διάλυμα CH_3COOH 1 M
- Στερεό CH_3COONa
- Διάλυμα H_2SO_4 6 M
- Διάλυμα $NaOH$ 6 M
- Δοκιμαστικοί σωλήνες
- Σπάτουλα
- Πεχαμετρικό χαρτί

2. Πειραματική Πορεία

- Σε δοκιμαστικό σωλήνα ο οποίος περιέχει διάλυμα $K_2Cr_2O_7$ 1 N, προσθέστε υπό συνεχή ανάδευση σταγόνες διαλύματος $NaOH$ 6 M.
- Σημειώστε τις παρατηρήσεις σας.
- Στη συνέχεια προσθέστε υπό ανάδευση σταγόνες διαλύματος H_2SO_4 6 M, και σημειώστε ξανά τις παρατηρήσεις σας.
- Μετρήστε με πεχαμετρικό χαρτί το pH του δεύτερου δοκιμαστικού σωλήνα ο οποίος περιέχει διάλυμα CH_3COOH , και σημειώστε τη μέτρηση.
- Προσθέστε στο δοκιμαστικό σωλήνα ελάχιστη ποσότητα, (στην άκρη μιας σπάτουλας) στερεού CH_3COONa και αναδεύστε.
- Μετρήστε με πεχαμετρικό χαρτί το pH πάλι, και σημειώστε τη νέα μέτρηση.

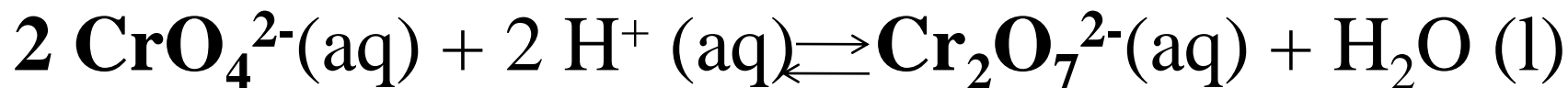


ΑΝΑΛΥΣΗ ΔΕΔΟΜΕΝΩΝ

1. Να γράψετε και να εξηγήσετε τις όποιες παρατηρήσεις σας κατά τη διάρκεια της πειραματικής διαδικασίας με τον πρώτο δοκιμαστικό σωλήνα, (διάλυμα $K_2Cr_2O_7$ 1 N)
2. Να δώσετε τα αποτελέσματα των μετρήσεων pH που πραγματοποιήσατε στο δεύτερο δοκιμαστικό σωλήνα (διάλυμα CH_3COOH), πριν και μετά την προσθήκη στερεού CH_3COONa . Εξηγήστε τις διαφορές στις δύο τιμές του pH

Για τις απαντήσεις σας (στην 1^η και στη 2^η ερώτηση) να βασιστείτε στην αρχή του Le Châtelier και επιπρόσθετα στην επίδραση κοινού ιόντος (για την απάντησή σας στη 2^η ερώτηση),

Η εξίσωση που περιγράφει την αντίδραση της χημικής ισορροπίας μεταξύ χρωμικών ανιόντων και διχρωμικών ανιόντων



<http://digipac.ca/chemical/equilibrium/dichromate/dichromate1.htm>

ΒΙΒΛΙΟΓΡΑΦΙΑ

- ΧΑΤΖΗΩΑΝΝΟΥ, Θ.Π., «Ποιοτική Ανάλυση και Χημική Ισορροπία », 7^η έκδοση, 1983.
- Γαλάνη Α. Αγγελική, Καλαβρουζιώτης Κ. Ιωάννης, “ Σημειώσεις Εργαστηριακών Ασκήσεων Περιβαλλοντικής Χημείας-Γεωχημείας ”, Τμήμα Διαχείρισης Περιβάλλοντος & Φυσικών Πόρων, Πολυτεχνική Σχολή, Πανεπιστήμιο Πατρών, Ιούνιος 2017