

Αρχές ισοσταθμίσεως της μάζας και ηλεκτρικής ουδετερότητας

Κατά τη λύση προβλημάτων χημικής ισορροπίας, χρησιμοποιούμε, συνήθως, εκτός από τις εκφράσεις των σταθερών ισορροπίας, (δηλαδή τις εξισώσεις που παρέχουν τις σταθερές ισορροπίας ως συνάρτηση των συγκεντρώσεων των αντιδρώντων και των προϊόντων), και τις εξισώσεις που προκύπτουν με την εφαρμογή της αρχής ηλεκτρικής ουδετερότητας και της αρχής ισοσταθμίσεως της μάζας.

Αρχή ηλεκτρικής ουδετερότητας

Σύμφωνα με την αρχή ηλεκτρικής ουδετερότητας όλα τα διαλύματα είναι ηλεκτρικά ουδέτερα, δηλαδή δεν υπάρχει διάλυμα που να περιέχει ανιχνεύσιμη περίσσεια θετικού ή αρνητικού φορτίου, γιατί το άθροισμα των θετικών φορτίων μέσα σε αυτό είναι ίσο με το άθροισμα των αρνητικών φορτίων.

Η αρχή αυτή εκφράζεται μαθηματικά με μία εξίσωση που περιλαμβάνει τις μοριακές συγκεντρώσεις όλων των ιόντων του διαλύματος και η οποία λέγεται εξίσωση ηλεκτρικής ουδετερότητας. Η εξίσωση αυτή χρησιμοποιείται για τη λύση προβλημάτων χημικής ισορροπίας.

Τονίζεται ότι, αναγκαία συνθήκη για την ηλεκτρική ουδετερότητα είναι η ισότητα θετικών και αρνητικών φορτίων και όχι η ισότητα θετικών και αρνητικών ιόντων. Για παράδειγμα, σε διάλυμα K_2SO_4 , ο αριθμός θετικών ιόντων είναι διαφορετικός από τον αριθμό αρνητικών ιόντων, όμως ο αριθμός θετικών φορτίων είναι ίσος με τον αριθμό αρνητικών φορτίων.

Για να γράψουμε την εξίσωση ηλεκτρικής ουδετερότητας πρέπει προφανώς:

- να γνωρίζουμε όλα τα ιόντα που υπάρχουν στο διάλυμα στην κατάσταση χημικής ισορροπίας,
- να λάβουμε υπόψη το ηλεκτρικό φορτίο κάθε ιόντος και
- να εξισώσουμε την ολική συγκέντρωση θετικών φορτίων με την ολική συγκέντρωση αρνητικών φορτίων.

Γενικά, 1 mole κατιόντος K^{n+} έχει και επομένως συνεισφέρει στο διάλυμα n moles στοιχειωδών θετικών φορτίων, επομένως, αν η μοριακή συγκέντρωση των κατιόντων αυτών δηλώνεται με τις αγκύλες, $[K^{n+}]$, η συγκέντρωση θετικών φορτίων λόγω αυτών των κατιόντων θα είναι $n[K^{n+}]$. Αντίστοιχα, 1 mole ανιόντων A^{m-} έχει και επομένως συνεισφέρει στο διάλυμα m moles στοιχειωδών αρνητικών φορτίων, επομένως αν η μοριακή συγκέντρωση των ανιόντων αυτών δηλώνεται με τις αγκύλες, $[A^{m-}]$, η συγκέντρωση αρνητικών φορτίων λόγω αυτών των ανιόντων, θα είναι $m[A^{m-}]$.

Επομένως, η γενική μορφή της εξίσωσης ηλεκτρικής ουδετερότητας για οποιοδήποτε διάλυμα είναι

$$n_1[K_1^{n_1+}] + n_2[K_2^{n_2+}] + n_3[K_3^{n_3+}] + \dots = m_1[A_1^{m_1-}] + m_2[A_2^{m_2-}] + m_3[A_3^{m_3-}] + \dots$$

όπου

$[K_i^{n_i+}]$ = μοριακή συγκέντρωση του κατιόντος i

n_i = φορτίο του κατιόντος i

$[A_i^{m_i-}]$ = μοριακή συγκέντρωση του ανιόντος i

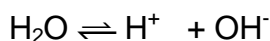
m_i = μέγεθος του φορτίου του ανιόντος i .

Παραδείγματα

1. Να γραφεί η εξίσωση ηλεκτρικής ουδετερότητας (H.O.) για υδατικό διάλυμα HCl.

Λύση

Γράφουμε την εξίσωση που περιγράφει τον πλήρη ιοντισμό του HCl και την εξίσωση που περιγράφει τον ασθενή ιοντισμό του H₂O:



Το ολικό θετικό φορτίο του διαλύματος οφείλεται στα ιόντα H⁺ που προέρχονται αφενός από τον πλήρη ιοντισμό του HCl, αφετέρου από τον ασθενή ιοντισμό του H₂O. Επομένως,

$$\text{ολική συγκέντρωση θετικών φορτίων} = [\text{H}^+]$$

Το ολικό αρνητικό φορτίο του διαλύματος οφείλεται στα ιόντα Cl⁻, που προέρχονται από τον πλήρη ιοντισμό του HCl και στα ιόντα OH⁻ που προέρχονται από τον ιοντισμό του H₂O. Επομένως,

$$\text{ολική συγκέντρωση αρνητικών φορτίων} = [\text{Cl}^-] + [\text{OH}^-]$$

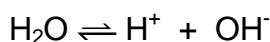
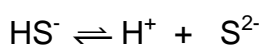
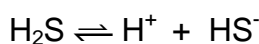
Σύμφωνα με την αρχή ηλεκτρικής ουδετερότητας, η ολική συγκέντρωση θετικών φορτίων είναι ίση με την ολική συγκέντρωση αρνητικών φορτίων. Επομένως, η εξίσωση H.O. είναι:

$$[\text{H}^+] = [\text{Cl}^-] + [\text{OH}^-]$$

2. Να γραφεί η εξίσωση H.O. για υδατικό διάλυμα H₂S.

Λύση.

Γράφουμε τις εξισώσεις που περιγράφουν όλες τις ισορροπίες που αποκαθίστανται στο διάλυμα

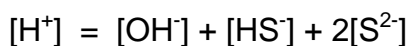


$$\text{ολική συγκέντρωση θετικών φορτίων} = [\text{H}^+]$$

$$\text{ολική συγκέντρωση αρνητικών φορτίων} = [\text{OH}^-] + [\text{HS}^-] + 2[\text{S}^{2-}]$$

(Κάθε mole ιόντων S²⁻ έχει και επομένως συνεισφέρει στο διάλυμα 2 moles στοιχειωδών αρνητικών φορτίων, επομένως η συγκέντρωση αρνητικών φορτίων λόγω των ιόντων S²⁻, είναι διπλάσια από τη συγκέντρωση αυτών των ιόντων.)

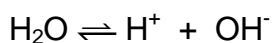
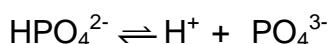
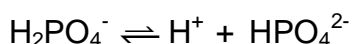
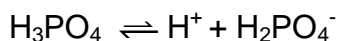
Επομένως, η εξίσωση Η.Ο. είναι:



3. Να γραφεί η εξίσωση Η.Ο. για υδατικό διάλυμα H_3PO_4

Λύση.

Γράφουμε τις εξισώσεις που περιγράφουν όλες τις ισορροπίες που αποκαθίστανται στο διάλυμα

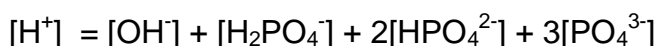


ολική συγκέντρωση θετικών φορτίων = $[\text{H}^+]$

ολική συγκέντρωση αρνητικών φορτίων = $[\text{OH}^-] + [\text{H}_2\text{PO}_4^-] + 2[\text{HPO}_4^{2-}] + 3[\text{PO}_4^{3-}]$

(Κάθε mole ιόντων PO_4^{3-} έχει και επομένως συνεισφέρει στο διάλυμα 3 moles στοιχειωδών αρνητικών φορτίων, επομένως η συγκέντρωση αρνητικών φορτίων λόγω των ιόντων PO_4^{3-} είναι τριπλάσια από τη συγκέντρωση αυτών των ιόντων.)

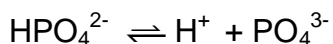
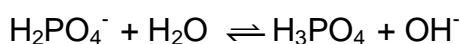
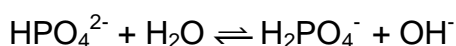
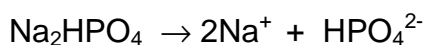
Επομένως, η εξίσωση Η.Ο. είναι:



4. Να γραφεί η εξίσωση Η.Ο. για υδατικό διάλυμα Na_2HPO_4

Λύση

Γράφουμε την εξίσωση που περιγράφει την πλήρη διάσταση του άλατος, καθώς και τις εξισώσεις που περιγράφουν όλες τις ισορροπίες που αποκαθίστανται στο διάλυμα





ολική συγκέντρωση θετικών φορτίων = $[\text{H}^+] + [\text{Na}^+]$

ολική συγκέντρωση αρνητικών φορτίων = $[\text{OH}^-] + [\text{H}_2\text{PO}_4^-] + 2[\text{HPO}_4^{2-}] + 3[\text{PO}_4^{3-}]$

Επομένως, η εξίσωση Η.Ο. είναι:



Αρχή ισοσταθμίσεως της μάζας

Η αρχή ισοσταθμίσεως της μάζας δηλώνει ότι ο αριθμός των ατόμων ενός στοιχείου παραμένει σταθερός στις συνήθεις χημικές αντιδράσεις (μεταξύ σταθερών ισοτόπων) γιατί σε αυτές ούτε δημιουργούνται ούτε καταστρέφονται άτομα.

Η αρχή αυτή εκφράζεται μαθηματικά με μία εξίσωση που περιλαμβάνει τις μοριακές συγκεντρώσεις όλων των σωματιδίων του διαλύματος που περιέχουν ένα συγκεκριμένο στοιχείο. Δηλαδή, η ολική συγκέντρωση ενός στοιχείου είναι ίση με το άθροισμα των μοριακών συγκεντρώσεων όλων των σωματιδίων του διαλύματος που περιέχουν το συγκεκριμένο στοιχείο, όπου η συγκέντρωση κάθε σωματιδίου πολλαπλασιάζεται με ένα συντελεστή που είναι ίσος με τον αριθμό των ατόμων του στοιχείου ανά σωματίδιο.

Η εξίσωση που προκύπτει ονομάζεται εξίσωση ισοσταθμίσεως της μάζας και χρησιμοποιείται για τη λύση προβλημάτων χημικής ισορροπίας.

Παραδείγματα

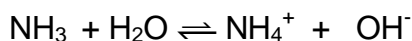
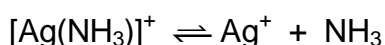
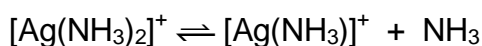
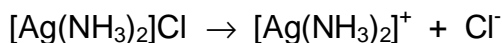
1. Να γραφούν οι εξισώσεις ισοσταθμίσεως της μάζας (I.M.) για υδατικό διάλυμα $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ ολικής συγκέντρωσης $C = 1,0 \times 10^{-5} \text{ M}$.

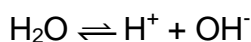
Λύση

Η ολική συγκέντρωση μιας ουσίας σε ένα διάλυμα, η οποία μάλιστα συνήθως συμβολίζεται με C , εκφράζει τον ολικό αριθμό των moles της ουσίας που διαλύσαμε ανά λίτρο διαλύματος για να παρασκευάσουμε το διάλυμα, χωρίς να μας ενδιαφέρει με ποια μορφή ή με ποιες μορφές θα βρίσκεται η ουσία στο διάλυμα μετά τη διάλυσή της και την αποκατάσταση χημικής ισορροπίας.

Για να γράψουμε τις εξισώσεις ισοσταθμίσεως της μάζας πρέπει να γνωρίζουμε με ποιες μορφές θα βρίσκεται η ουσία στο διάλυμα στην κατάσταση χημικής ισορροπίας.

Επομένως, στη συγκεκριμένη περίπτωση, πρέπει να γράψουμε την εξίσωση που περιγράφει την πλήρη διάσταση του άλατος, καθώς και τις εξισώσεις που περιγράφουν όλες τις ισορροπίες που αποκαθίστανται στο διάλυμα:





Το άλας δίσταται ποσοτικά, επομένως η συγκέντρωση των ιόντων Cl^- είναι ίση με την ολική συγκέντρωση του άλατος, δηλαδή

$$\text{I.M. Cl : } [\text{Cl}^-] = C = 1,0 \times 10^{-5} \text{ M}$$

Η ολική συγκέντρωση του αργύρου είναι ίση με το άθροισμα των συγκεντρώσεων όλων των σωματιδίων που περιέχουν άργυρο.

Ο Ag βρίσκεται στο διάλυμα με τις μορφές Ag^+ , $[\text{Ag}(\text{NH}_3)]^+$ και $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ και η ολική συγκέντρωση αργύρου είναι ίση με την ολική συγκέντρωση του άλατος γιατί κάθε mole άλατος περιέχει 1 mole αργύρου.

Επομένως,

$$\text{I.M. Ag : } [\text{Ag}^+] + [\text{Ag}(\text{NH}_3)^+] + [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+] = C = 1,0 \times 10^{-5} \text{ M}$$

Τα αζωτούχα σωματίδια που υπάρχουν στο διάλυμα είναι: NH_3 , NH_4^+ , $[\text{Ag}(\text{NH}_3)]^+$ και $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$. Η συγκέντρωση αζώτου από τα σωματίδια $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ είναι διπλάσια από τη συγκέντρωση αυτών των σωματιδίων γιατί κάθε σωματίδιο περιέχει δύο άτομα αζώτου. Η ολική συγκέντρωση του αζώτου είναι διπλάσια από την ολική συγκέντρωση του άλατος γιατί κάθε mole άλατος περιέχει δύο moles αζώτου.

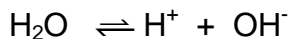
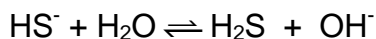
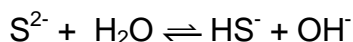
Επομένως,

$$\text{I.M. N : } [\text{NH}_3] + [\text{NH}_4^+] + [\text{Ag}(\text{NH}_3)^+] + 2 [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+] = 2C = 2,0 \times 10^{-5} \text{ M}$$

Τονίζεται, ότι οι αγκύλες δηλώνουν μοριακές συγκεντρώσεις, δηλαδή τις μοριακές συγκεντρώσεις των σωματιδίων στην κατάσταση χημικής ισορροπίας*.

2. Να γραφούν οι εξισώσεις ισοσταθμίσεως της μάζας για υδατικό διάλυμα Na_2S , ολικής συγκέντρωσης $C = 0,10 \text{ M}$.

Λύση.



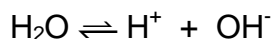
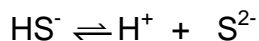
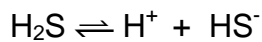
$$\text{I.M. Na : } [\text{Na}^+] = 2C = 0,20 \text{ M}$$

$$\text{I.M. S : } [\text{H}_2\text{S}] + [\text{HS}^-] + [\text{S}^{2-}] = C = 0,10 \text{ M}$$

* Στην περίπτωση συμπλόκων ιόντων, όταν το φορτίο του ιόντος είναι μέσα στην αγκύλη, τότε δηλώνεται μοριακή συγκέντρωση, ενώ όταν το φορτίο είναι εκτός αγκύλης, τότε δηλώνεται η ταυτότητα του σωματιδίου.

3. Να γραφεί η εξίσωση ισοσταθμίσεως της μάζας για υδατικό διάλυμα H_2S , ολικής συγκέντρωσης $C = 0,10 \text{ M}$.

Λύση



$$\text{I.M. S : } [\text{H}_2\text{S}] + [\text{HS}^-] + [\text{S}^{2-}] = C = 0,10 \text{ M}$$

Τονίζεται η διαφορά μεταξύ της ολικής συγκέντρωσης υδροθείου, που συνήθως συμβολίζεται με C και εκφράζει τον ολικό αριθμό των moles υδροθείου που διαλύσαμε ανά λίτρο διαλύματος για να παρασκευάσουμε το διάλυμα, και της συγκέντρωσης $[\text{H}_2\text{S}]$ που δηλώνεται με τις αγκύλες και είναι η συγκέντρωση των αδιάστατων μορίων υδροθείου στην κατάσταση ισορροπίας.