

ΛΥΣΕΙΣ ΕΡΩΤΗΣΕΩΝ ΚΑΙ ΑΣΚΗΣΕΩΝ ΤΟΥ 2^{ΟΥ} ΚΕΦΑΛΑΙΟΥ

Ερωτήσεις επανάληψης (σελ. 70)

- 1. Τι ονομάζεται ηλεκτρονιακή στιβάδα; Πώς μεταβάλλεται η ενέργεια των ηλεκτρονιακών στιβάδων;**

Ηλεκτρονιακή στιβάδα ονομάζεται το σύνολο των ηλεκτρονίων ενός ατόμου τα οποία έχουν την ίδια τιμή για τον κύριο κβαντικό αριθμό n , κινούνται στην ίδια απόσταση από τον πυρήνα και έχουν την ίδια ενέργεια.

Η ενέργεια μιας ηλεκτρονιακής στιβάδας εξαρτάται μόνο από την τιμή του κύριου κβαντικού αριθμού n . Όσο αυξάνεται ο n , άρα όσο απομακρυνόμαστε από τον πυρήνα, τόσο αυξάνεται και η ενέργεια της στιβάδας, η οποία παίρνει ορισμένες τιμές, δηλαδή είναι κβαντισμένη.

$$\text{Άρα } E_K < E_L < E_M < E_N < \dots$$

- 2. Πώς συμβολίζονται οι ηλεκτρονιακές στιβάδες και σε ποια τιμή του κύριου κβαντικού αριθμού (n) αντιστοιχεί η καθεμία από αυτές;**

Οι στιβάδες συμβολίζονται με γράμματα του λατινικού αλφαβήτου (K, L, M, N, ...) ξεκινώντας από τη στιβάδα που βρίσκεται πλησιέστερα στον πυρήνα, την K. Σε κάθε στιβάδα αντιστοιχεί από ένας κύριος κβαντικός αριθμός (n):

Κύριος κβαντικός αριθμός	1	2	3	4	5	6	7
Στιβάδα	K	L	M	N	O	P	Q

- 3. Ποιος είναι ο μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων σε κάθε ηλεκτρονιακή στιβάδα; Ποιος τύπος προσδιορίζει τον αριθμό αυτό;**

Ο μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων που μπορούν να τοποθετηθούν σε καθεμία από τις τέσσερις πρώτες στιβάδες (K, L, M, N) δίνεται από τον τύπο $2n^2$, όπου n ο κύριος κβαντικός αριθμός. Άρα:

Η Γνώση με τρόπο απλό και κατανοητό!

Στιβάδα	K	L	M	N
Κύριος κβαντικός αριθμός	1	2	3	4
Μέγιστος αριθμός ηλεκτρονίων	2	8	18	32

- 4. Τι ισχύει για τον αριθμό των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας και τι για τον αριθμό των ηλεκτρονίων της πλησιέστερης προς την εξωτερική στιβάδα;**

Η εξωτερική στιβάδα δεν μπορεί να έχει περισσότερα από 8 ηλεκτρόνια, εκτός εάν πρόκειται για την K στιβάδα, η οποία συμπληρώνεται με 2 ηλεκτρόνια.

Όσον αφορά την πλησιέστερη προς την εξωτερική στιβάδα, δηλαδή την πρότελευταία στιβάδα, αυτή δεν μπορεί να έχει περισσότερα από 18 ηλεκτρόνια, αλλά ούτε λιγότερα από 8. Κι εδώ εξαίρεση αποτελεί η K στιβάδα, η οποία συμπληρώνεται με 2 ηλεκτρόνια.

- 5. Να διατυπώσετε το σύγχρονο περιοδικό νόμο.**

Ο σύγχρονος περιοδικός νόμος διατυπώνει πως οι ιδιότητες των χημικών στοιχείων είναι περιοδική συνάρτηση του ατομικού τους αριθμού (Z).

- 6. Τι είναι περίοδος στον περιοδικό πίνακα; Πόσες περιόδους έχουμε στο σύγχρονο περιοδικό πίνακα;**

Περίοδος στον περιοδικό πίνακα είναι η οριζόντια σειρά (γραμμή) η οποία περιέχει χημικά στοιχεία, των οποίων τα άτομα έχουν χρησιμοποιήσει για την κατανομή των ηλεκτρονίων τους σε στιβάδες, τον ίδιο αριθμό στιβάδων, ο οποίος μάλιστα συμπίπτει με τον αριθμό της αντίστοιχης περιόδου.

Στο σύγχρονο περιοδικό πίνακα έχουμε 7 περιόδους.

- 7. Για το στοιχείο κάλιο (K), που βρίσκεται στην 4^η περίοδο του περιοδικού πίνακα, τι πληροφορία έχουμε;**

Επειδή το K βρίσκεται στην 4^η περίοδο του περιοδικού πίνακα, έχει χρησιμοποιήσει 4 στιβάδες για την κατανομή των ηλεκτρονίων του, άρα η εξωτερική του στιβάδα είναι η N με $n=4$.

Η Γνώση με τρόπο απλό και κατανοητό!

8. Τι είναι ομάδα στον περιοδικό πίνακα; Πόσες ομάδες έχουμε στο σύγχρονο περιοδικό πίνακα;

Ομάδα στον περιοδικό πίνακα είναι ο κατακόρυφη στήλη, η οποία περιέχει στοιχεία με παρόμοιες χημικές ιδιότητες.

9. Για ποιο λόγο τα στοιχεία ενώνονται μεταξύ τους;

Ο λόγος που τα χημικά στοιχεία ενώνονται μεταξύ τους είναι για να βρεθούν σε μια κατάσταση περισσότερο σταθερή ενεργειακά, με χαμηλότερη ενέργεια (αρχή ελάχιστης ενέργειας). Τα άτομα των ευγενών αερίων, τα οποία έχουν συμπληρωμένη την εξωτερική τους στιβάδα, βρίσκονται σε μια σταθερή ενεργειακή κατάσταση. Γι' αυτό και τα άτομα των υπολοίπων χημικών στοιχείων, όταν σχηματίζουν χημικούς δεσμούς, έχουν την τάση να αποκτούν σταθερή ηλεκτρονιακή δομή ευγενούς αερίου. Έτσι, με τη δημιουργία δεσμού, το σύστημα οδηγείται σε χαμηλότερη ενέργεια, άρα είναι και σταθερότερο.

10. Πότε ένα στοιχείο μπορεί να σχηματίσει ιοντικό δεσμό;

Για να δημιουργηθεί ιοντικός δεσμός μεταξύ δύο στοιχείων, θα πρέπει να υπάρχει:

α) ένα άτομο που να έχει την τάση να αποβάλλει ηλεκτρόνια και να μετατρέπεται σε κατιόν, όπως είναι τα ηλεκτροθετικά στοιχεία των ομάδων ΙΑ, ΙΙΑ και ΙΙΙΑ, τα οποία έχουν την τάση να αποβάλλουν 1, 2 και 3 ηλεκτρόνια, αντίστοιχα, ούτως ώστε να αποκτήσουν δομή ευγενούς αερίου.

β) ένα άτομο που να έχει την τάση να προσλαμβάνει ηλεκτρόνια και να μετατρέπεται σε ανιόν, όπως είναι τα ηλεκτραρνητικά στοιχεία των ομάδων VΑ, VΙΑ και VΙΙΑ, τα οποία έχουν την τάση να προσλαμβάνουν 3, 2 και 1 ηλεκτρόνια, αντίστοιχα, ούτως ώστε να αποκτήσουν δομή ευγενούς αερίου.

Έτσι, λοιπόν, ο ιοντικός δεσμός αναπτύσσεται μόνο μεταξύ ετεροατόμων και ποτέ μεταξύ ατόμων του ίδιου χημικού στοιχείου.

Η Γνώση με τρόπο απλό και κατανοητό!

11. Να περιγράψετε τρία διαφορετικά χαρακτηριστικά μεταξύ των ιοντικών και των ομοιοπολικών ενώσεων.

Ιοντικές ενώσεις

1. Δεν αποτελούνται από μόρια. Οι δομικές τους μονάδες είναι τα ιόντα.
2. Είναι στερεά κρυσταλλικά σώματα με υψηλά σημεία τήξης,
3. Σαν στερεά σώματα είναι κακοί αγωγοί του ηλεκτρισμού, τα τήγματά τους, όμως, καθώς και τα υδατικά τους διαλύματα, είναι καλοί αγωγοί του ηλεκτρισμού.

Ομοιοπολικές ενώσεις

1. Οι δομικές μονάδες είναι τα μόρια.
2. Είναι αέρια, υγρά με χαμηλά σημεία βρασμού ή στερεά με χαμηλά σημεία τήξης.
3. Σε καθαρή μορφή είναι κακοί αγωγοί του ηλεκτρισμού. Τα υδατικά διαλύματα μόνο ορισμένων ομοιοπολικών ενώσεων είναι καλοί αγωγοί του ηλεκτρισμού (π.χ. οξέα)

12. Τι ονομάζεται ηλεκτραρνητικότητα ενός στοιχείου;

Ηλεκτραρνητικότητα ονομάζεται η τάση ενός ατόμου ενός χημικού στοιχείου, όταν βρίσκεται ενωμένο σ' ένα μόριο, να έλκει προς το μέρος του, τα ηλεκτρόνια των ομοιοπολικών δεσμών στους οποίους συμμετέχει.

13. Να δώσετε μερικούς κανόνες με τους οποίους μπορούμε να υπολογίσουμε τον αριθμό οξείδωσης ενός στοιχείου σε μία χημική ένωση.

1. Κάθε χημικό στοιχείο σε ελεύθερη κατάσταση έχει αριθμό οξείδωσης μηδέν.
2. Σε ένα μονοατομικό ιόν ο αριθμός οξείδωσης είναι ίσος με το φορτίο του ιόντος.
3. Όλα τα μέταλλα στις ενώσεις τους έχουν θετικό αριθμό οξείδωσης. Τα αλκάλια έχουν α.ο.=+1, ενώ οι αλκαλικές γαίες α.ο.=+2.
4. Το φθόριο (F) στις ενώσεις του έχει πάντα α.ο.= -1
5. Το υδρογόνο (H) στις ενώσεις του έχει α.ο.=+1, με εξαίρεση την παρουσία του στις ενώσεις των υδριδίων μετάλλων στα οποία έχει α.ο.= -1.

Η Γνώση με τρόπο απλό και κατανοητό!

6. Το οξυγόνο (O) έχει α.ο.=-2, με εξαίρεση την ένωση OF₂ (α.ο.=+2) και τα υπεροξείδια (α.ο.=-1)
7. Το αλγεβρικό άθροισμα των αριθμών οξείδωσης όλων των ατόμων σε μια χημική ένωση είναι μηδέν.
8. Το αλγεβρικό άθροισμα των αριθμών οξείδωσης όλων των ατόμων σ' ένα πολυατομικό ιόν είναι ίσο με το φορτίο του ιόντος.