

ΑΝΟΡΓΑΝΗ ΧΗΜΕΙΑ

ΔΟΜΗ ΑΤΟΜΟΥ

1. ΕΡ. Τι είναι ατομικός αριθμός (Α.Α.) ή Z;

ΑΠ. Είναι ο αριθμός των πρωτονίων ενός ατόμου. Σε ένα **ουδέτερο** άτομο ισούται με τον αριθμό των ηλεκτρονίων.

ΕΠΕΞΗΓΗΣΕΙΣ - ΣΧΟΛΙΑ:

Το άτομο αποτελείται από τον πυρήνα, γύρω από τον οποίο περιστρέφονται τα ηλεκτρόνια. Ο πυρήνας αποτελείται από σωματίδια που ονομάζονται νουκλεόνια. Τα νουκλεόνια διακρίνονται σε πρωτόνια (που είναι θετικά φορτισμένα) και σε νετρόνια (που είναι ουδέτερα). Το άθροισμα των πρωτονίων και των νετρονίων αποτελεί το μαζικό αριθμό, ενώ το άθροισμα των πρωτονίων μόνο αποτελεί τον ατομικό αριθμό.

Ο ατομικός αριθμός, δηλαδή ο συνολικός αριθμός των πρωτονίων του πυρήνα είναι χαρακτηριστικός για κάθε ένα στοιχείο: π.χ. ο χρυσός (Au) έχει 79 πρωτόνια και επομένως έχει ατομικό αριθμό 79. Αν αφαιρέσω ένα πρωτόνιο, ο ατομικός αριθμός γίνεται 78 και τότε το στοιχείο αλλάζει και από χρυσός γίνεται λευκόχρυσος (Pt). Αν αντίθετα προσθέσω ένα πρωτόνιο στο χρυσό, ο ατομικός αριθμός γίνεται 80, οπότε ο χρυσός μετατρέπεται σε υδράργυρο (Hg). Επομένως, ο ατομικός αριθμός χαρακτηρίζει κάθε συγκεκριμένο στοιχείο και αν αλλάζει ο ατομικός αριθμός αλλάζει και το στοιχείο.

Το πρωτόνιο έχει περίπου ίση μάζα με το νετρόνιο, άρα η μόνη διαφορά μεταξύ τους είναι ως προς το φορτίο: το πρωτόνιο έχει φορτίο +1, ενώ το νετρόνιο έχει φορτίο 0. Αντίθετα, το ηλεκτρόνιο έχει μάζα πολύ μικρότερη σε σχέση με τη μάζα του πρωτονίου και επιπλέον έχει φορτίο -1 (δηλαδή αρνητικό φορτίο) και συνεπώς αντίθετο προς το φορτίο του πρωτονίου.

Από τα παραπάνω γίνεται σαφές ότι ο πυρήνας έχει πάντα θετικό φορτίο, επειδή περιέχει πρωτόνια, ενώ το ηλεκτρόνιο έχει πάντα αρνητικό φορτίο. Όμως από τη Φυσική είναι γνωστό ότι τα ετερόνυμα φορτία έλκονται. Συνεπώς θα έπρεπε ο πυρήνας, που είναι θετικά φορτισμένος, να έλξει το ηλεκτρόνιο που είναι αρνητικά φορτισμένο.

Αποτέλεσμα της παραπάνω έλξης, θα ήταν τελικά να πέσει το ηλεκτρόνιο πάνω στον θετικά φορτισμένο πυρήνα. Για να αποφύγει το ηλεκτρόνιο τη σύλληψή του από τον πυρήνα, διαγράφει γύρω από τον πυρήνα περιστροφική κίνηση, οπότε αναπτύσσεται

φυγόκεντρη δύναμη που αντιστέκεται στην έλξη του πυρήνα. Έτσι το ηλεκτρόνιο, παρά το γεγονός ότι έλκεται από τον πυρήνα, διατηρείται σε κάποια ορισμένη απόσταση (από τον πυρήνα), χωρίς κίνδυνο να συλληφθεί από αυτόν. Επιπλέον το ηλεκτρόνιο κινούμενο γύρω από τον πυρήνα, διαγράφει περιστροφική κίνηση γύρω από τον εαυτό του. Η περιστροφική αυτή κίνηση του ηλεκτρονίου γύρω από τον εαυτό του ονομάζεται Spin και μπορεί να είναι είτε δεξιόστροφη είτε αριστερόστροφη.

Όταν το άτομο είναι ουδέτερο, ο αριθμός των πρωτονίων ισούται με τον αριθμό των ηλεκτρονίων, επειδή τα θετικά φορτία των πρωτονίων του πυρήνα εξουδετερώνονται από τα αρνητικά φορτία των περιστρεφόμενων ηλεκτρονίων. Αν ελαττώσω ή αυξήσω τον αριθμό των ηλεκτρονίων ενός ατόμου, το στοιχείο παραμένει το ίδιο ακριβώς, αλλά αποκτά φορτίο: π.χ. αν από το ουδέτερο χρυσό αφαιρέσω ένα ηλεκτρόνιο, τότε ο χρυσός θα αποκτήσει θετικό φορτίο +1, επειδή το φορτίο ενός πρωτονίου δεν θα εξουδετερώνεται από το αντίστοιχο ηλεκτρόνιο. Δηλαδή ο χρυσός με φορτίο +1, θα διαθέτει 79 πρωτόνια και 78 ηλεκτρόνια. Αντίθετα, αν στον ουδέτερο χρυσό προσθέσω ένα ηλεκτρόνιο, τότε ο χρυσός θα αποκτήσει φορτίο -1, επειδή το φορτίο ενός ηλεκτρονίου δεν θα εξουδετερώνεται από το αντίστοιχο φορτίο ενός πρωτονίου. Δηλαδή ο χρυσός με φορτίο -1, θα διαθέτει 80 ηλεκτρόνια και 79 πρωτόνια.

Επίσης θα πρέπει να τονιστεί, πως αν αλλάξει ο αριθμός των νετρονίων του πυρήνα, ο ατομικός αριθμός (= αριθμός πρωτονίων) παραμένει ίδιος, άρα το στοιχείο δεν αλλάζει. Το μόνο που αλλάζει είναι ο μαζικός αριθμός του στοιχείου (= άθροισμα πρωτονίων και νετρονίων).

2. ΕΡ. Ποιες είναι οι 4 παραδοχές στις οποίες στηρίζεται το ατομικό πρότυπο του Bohr για την περιγραφή του H;

ΑΠ. α) Το e κινείται γύρω από τον πυρήνα **μόνο** σε ορισμένες τροχιές στις οποίες η στροφορμή του (m.v.r) είναι ακέραιο πολ/σιο του $\frac{h}{2\pi}$

h = σταθερά του Plank

m = μάζα e

v = ταχύτητα e

$$m.v.r = n \frac{h}{2\pi}$$

$n = 1, 2, 3 \dots \dots \infty$

$$\pi = 3,14$$

r = ακτίνα τροχιάς e

β) Αυτές οι τροχιές αντιστοιχούν σε συγκεκριμένες **μόνο** στάθμες ενέργειας του

$$E_n = -13,6 \left(\frac{Z}{n}\right)^2 \text{ σε eV.}$$

όπου E_n η συνολική ενέργεια (κινητική + δυναμική) ενός e.

γ) Το άτομο του υδρογόνου μπορεί να απορροφήσει ή να εκπέμψει φως **μόνο** ορισμένων συχνοτήτων που αντιστοιχούν στις διαφορές ενεργείας μεταξύ επιτρεπτών

$$E_{\text{φωτονίου}} = h \cdot \nu = |E_2 - E_1|$$

όπου h = σταθερά του Planck, ν = συχνότητα φωτονίου.

δ) Η πιθανότητα να βρεθεί το e πάνω στον πυρήνα ή σε απόσταση διαφορετική από ορισμένες ακτίνες είναι μηδέν. Το e περιγράφεται με 4 κβαντικούς αριθμούς (n, L, m,

s) που στο πρότυπο αυτό εισάγονται αυθαίρετα.

ΕΠΕΞΗΓΗΣΕΙΣ - ΣΧΟΛΙΑ:

Οι παραδοχές στις οποίες στηρίζεται το ατομικό πρότυπο του Bohr για την περιγραφή του ατόμου του υδρογόνου είναι περιοριστικές, δηλαδή περιέχουν τη λέξη "μόνο".

α) Η στροφορμή του ηλεκτρονίου είναι ίση με το γινόμενο της μάζας του ηλεκτρονίου (m), επί την ταχύτητα της περιστροφικής κίνησης του ηλεκτρονίου (v), επί την απόσταση του ηλεκτρονίου από τον πυρήνα (r). Το h = σταθερά του Planck και το n= ο κύριος κβαντικός αριθμός, ο οποίος μπορεί να πάρει οποιαδήποτε ακέραια τιμή από το 1 μέχρι το άπειρο.

$$m \cdot v \cdot r = n \cdot \frac{h}{2\pi}$$

β) E_n = ενέργεια ηλεκτρονίου σε τροχιά n. Όταν n=1, αυτό σημαίνει ότι το ηλεκτρόνιο βρίσκεται στην 1η τροχιά. Όταν n=2 σημαίνει ότι το ηλεκτρόνιο βρίσκεται στη 2η τροχιά, κ.ο.κ.

Στον τύπο $E_n = -13,6 \left(\frac{Z}{n}\right)^2$ παρατηρούμε ότι η ενέργεια του ηλεκτρονίου έχει

αρνητικό πρόσημο, ακριβώς επειδή βρίσκεται κάτω από την έλξη του πυρήνα. Λόγω της έλξης του πυρήνα, το ηλεκτρόνιο διαθέτει περιορισμένη ενέργεια, δηλαδή πολύ χαμηλή, που "συμβατικά" θεωρείται αρνητική. Επομένως, το αρνητικό πρόσημο στην ενέργεια ενός σωματιδίου υποδηλώνει έλξη.

Επίσης παρατηρούμε ότι στον τύπο που εκφράζει την ενέργεια ενός ηλεκτρονίου, το n, δηλαδή ο κύριος κβαντικός αριθμός, βρίσκεται στον παρονομαστή. Όσο πιο

μεγάλο είναι το n , τόσο μικρότερο θα είναι το αριθμητικό αποτέλεσμα. Επειδή όμως η ενέργεια του ηλεκτρονίου έχει αρνητικό πρόσημο, όσο μικραίνει το αριθμητικό αποτέλεσμα, τόσο μεγαλώνει η ενέργεια του ηλεκτρονίου: π.χ. η ενέργεια -10 είναι μεγαλύτερη από την ενέργεια -20 .

Από τα παραπάνω προκύπτει το συμπέρασμα ότι όσο ανερχόμαστε σε υψηλότερη τροχιά, δηλαδή όσο το n αυξάνει, τόσο αυξάνει και η ενέργεια του ηλεκτρονίου, παρά το γεγονός ότι η απόλυτη τιμή της μειώνεται. Δηλαδή όσο υψηλότερη είναι η τροχιά, τόσο μεγαλύτερη είναι η ενέργεια του ηλεκτρονίου.

γ) Αν το ηλεκτρόνιο βρίσκεται στην 1η τροχιά ($n=1$) και απορροφήσει ενέργεια, τότε θα μεταπηδήσει από την 1η στη 2η τροχιά. Αντίθετα, αν από την 2η τροχιά θελήσει να επανέλθει στην 1η τροχιά, τότε το ηλεκτρόνιο θα πρέπει να εκπέμψει ενέργεια με τη μορφή ακτινοβολίας, ίση με τη διαφορά ενέργειας $|E_2 - E_1|$

E φωτονίου $= h \cdot \nu = |E_2 - E_1|$, όπου ν = συχνότητα της εκπεμπόμενης ακτινοβολίας.

3) ΕΡ. Ποιοι είναι οι κβαντικοί αριθμοί και οι επιτρεπτές τους τιμές;

ΑΠ. α) Κύριος κβαντικός αριθμός (n) παίρνει τιμές $1, 2, , \dots \infty$. Η τιμή μηδέν **δεν** επιτρέπεται.

(i) Ο n δίνει την ενέργεια του e .

(ii) Σε μια στιβάδα με κύριο κβαντικό αριθμό n υπάρχουν n υποστιβάδες.

(iii) Σε ένα τροχιακό με κύριο κβαντικό αριθμό n υπάρχουν συνολικά n κομβικές επιφάνειες.

β) Δευτερεύων ή αζυμουθιακός αριθμός (L): παίρνει τιμές $0, 1, 3, 3, \dots, (n-1)$. Ο L δίνει τον τύπο της υποστιβάδας (το σχήμα του ηλεκτρονικού νέφους) $L=0 \rightarrow s$ υποστιβάδα $L=1 \rightarrow p$ υποστιβάδα, $L=2 \rightarrow d$ υποστιβάδα, $L=3 \rightarrow F$ υποστιβάδα, $L=4 \rightarrow g$ υποστιβάδα, $L=5 \rightarrow h$ υποστιβάδα.

γ) Μαγνητικός κβαντικός αριθμός m παίρνει όλες τις ακέραιες τιμές από $-1, \dots, 0, \dots +1$ δηλ. συνολικά $2L + 1$ επιτρεπτές τιμές.

δ) Ο κβαντικός αριθμός του Spin (S) παίρνει μόνο τις τιμές $\pm \frac{1}{2}$.

ΣΗΜ. (1) Το πλήθος των επιτρεπτών τιμών του L ισούται με τον αριθμό των υποστιβάδων μιας στιβάδας.

ΣΗΜ. (2) Το πλήθος των επιτρεπτών τιμών του m ισούται με τον αριθμό των τροχιακών μιας υποστιβάδας.

ΕΠΕΞΗΓΗΣΕΙΣ - ΣΧΟΛΙΑ:

α) Ο n (δηλαδή ο κύριος κβαντικός αριθμός) δίνει την ενέργεια του ηλεκτρονίου, επειδή υπεισέρχεται στον παρονομαστή του τύπου $E_n = -13,6 \left(\frac{Z}{n}\right)^2$ σε eV (= ηλεκτρονικά Volts).

Ο n καθορίζει τον αριθμό των υποστιβάδων μιας στιβάδας. Π.χ. Η τρίτη στιβάδα έχει $n=3$, άρα έχει 3 υποστιβάδες. Η τέταρτη στιβάδα έχει $n=4$, άρα έχει 4 υποστιβάδες.

Κομβική επιφάνεια είναι εκείνη η επιφάνεια στην οποία απαγορεύεται να βρεθεί το ηλεκτρόνιο. Κάθε στιβάδα αποτελείται από υποστιβάδες και κάθε υποστιβάδα αποτελείται από όμοια τροχιακά.

Τροχιακό είναι η περιοχή εκείνη του χώρου, στην οποία έχει μέγιστη πιθανότητα να βρεθεί το ηλεκτρόνιο.

β) Ο L παίρνει όλες τις ακέραιες τιμές, συμπεριλαμβανομένου και του μηδενός μέχρι και $(n-1)$. Τονίζεται ότι, ενώ ο n δεν μπορεί να πάρει την τιμή 0, ο L μπορεί να πάρει την τιμή 0. Επειδή ο L ξεκινά από το 0, γι' αυτό ακριβώς σταματά κατά μία μονάδα κάτω από το n . Π.χ., αν $n=5$, ο L μπορεί να πάρει τις εξής τιμές: 0, 1, 2, 3, 4. Δηλαδή συνολικά ο L μπορεί να πάρει 5 τιμές, όταν $n=5$. Επομένως, το πλήθος των επιτρεπτών τιμών του L ισούται με το n .

γ) Αν $L=3$, ο μαγνητικός κβαντικός αριθμός m μπορεί να πάρει τις ακέραιες τιμές: -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, δηλαδή συνολικά μπορεί να πάρει 7 τιμές (3 τιμές κάτω του μηδενός, 3 τιμές άνω του μηδενός και την τιμή του μηδενός). Επομένως ο m μπορεί να πάρει συνολικά $2L + 1$ επιτρεπτές τιμές. Δηλαδή $2 \times 3 + 1 = 7$ στο συγκεκριμένο παράδειγμα.

δ) Όταν ο κβαντικός αριθμός του Spin (S) είναι $S = +\frac{1}{2}$, σημαίνει δεξιά στροφή του ηλεκτρονίου γύρω από τον εαυτό του. Αν $S = -\frac{1}{2}$ σημαίνει αριστερή στροφή του ηλεκτρονίου γύρω από τον εαυτό του.

Το τροχιακό χαρακτηρίζεται από το συνδυασμό των τριών πρώτων κβαντικών αριθμών n , L , m . Η συμβατική ενέργεια του τροχιακού ισούται με το άθροισμα των δύο πρώτων κβαντικών αριθμών, δηλαδή ισούται με το άθροισμα $n+L$.

Η τιμή του L που αντιστοιχεί σε κάθε υποστιβάδα δεν είναι τυχαία, αλλά δόθηκε έτσι ώστε το πλήθος των επιτρεπτών τιμών του m , που καθορίζονται με βάση την τιμή του

L, να ισούται με το πλήθος των τροχιακών της συγκεκριμένης υποστιβάδας που εξετάζουμε. Παράδειγμα: Μετρήθηκαν τα d τροχιακά σε μια d υποστιβάδα πειραματικά και βρέθηκαν ότι είναι πέντε σε αριθμό. Για να καθοριστούν αυτά τα πέντε d τροχιακά, θα πρέπει ο τρίτος κβαντικός αριθμός, δηλαδή ο m, να μπορεί να πάρει 5 τιμές. Για να συμβεί αυτό θα πρέπει ο L να ισούται αναγκαστικά με το 2, οπότε ο m θα μπορεί να πάρει τις τιμές -2, -1, 0, +1, +2, δηλαδή συνολικά 5 τιμές που αντιστοιχούν στα πέντε d τροχιακά. Αν για την d υποστιβάδα η τιμή του L δεν ήταν ίση με 2, αλλά με 1, τότε θα είχαμε 3 τιμές για τον τρίτο κβαντικό αριθμό, γεγονός που δεν συμβαδίζει με την παρουσία πέντε d τροχιακών. Αν ο L έπαιρνε την τιμή 3, τότε ο m θα είχε 7 τιμές, γεγονός που επίσης δεν συμβαδίζει με την παρουσία πέντε d τροχιακών. Άρα η μοναδική τιμή που μπορεί να πάρει ο L για την d υποστιβάδα είναι ο αριθμός 2, επειδή μόνο τότε θα προκύψουν οι 5 τιμές του m και άρα τα πέντε d τροχιακά της d υποστιβάδας.

ΘΕΜΑ: Ποια είναι η δομή της 4ης στιβάδας;

ΑΠ. Η 4η στιβάδα χαρακτηρίζεται από κύριο κβαντικό αριθμό n ίσο με 4 (n=4).

Εφ' όσον ο n=4, ο L μπορεί να πάρει τις τιμές 0, 1, 2 και 3 - δηλαδή συνολικά 4 τιμές. Άρα, το πλήθος των επιτρεπτών τιμών του L (που αντιστοιχούν σε n=4) είναι 4 και έτσι έχουμε 4 υποστιβάδες στην 4η στιβάδα. Οι υποστιβάδες αυτές είναι οι εξής:

L	0	1	2	3
↓	↓	↓	↓	↓
ΥΠΟΣΤΙΒΑΔΑ	s	p	d	f

Όταν ο L=0, τότε ο m=0. Άρα ο m έχει μόνο μία τιμή και έτσι η s υποστιβάδα έχει μόνο ΕΝΑ s τροχιακό.

$$n \quad L \quad m$$

$$E \uparrow \boxed{4,0,0} \quad s \text{ ΥΠΟΣΤΙΒΑΔΑ}$$

$$E=n+L=4+0=4$$

Όταν ο L=1, τότε ο m μπορεί να πάρει τρεις τιμές, -1, 0, +1. Άρα η p υποστιβάδα έχει 3 p τροχιακά.

$$E \uparrow \begin{array}{ccc} n & L & m \\ \boxed{4,1,-1} & \boxed{4,1,0} & \boxed{4,1,+1} \end{array} \quad p \text{ ΥΠΟΣΤΙΒΑΔΑ}$$

$$E = n+L = 4+1 = 5$$

Όταν ο $L=2$, τότε ο m μπορεί να πάρει πέντε τιμές, $-2, -1, 0, +1, +2$ ($2 \cdot 2+1=5$). Άρα η d υποστιβάδα έχει $5d$ τροχιακά.

$$E \uparrow \begin{array}{ccccc} n & L & m \\ \boxed{4,2,-2} & \boxed{4,3,-1} & \boxed{4,2,0} & \boxed{4,2,+1} & \boxed{4,2,+2} \end{array} \quad d \text{ ΥΠΟΣΤΙΒΑΔΑ}$$

$$E = n+L = 4+2 = 6$$

Όταν ο $L=3$, τότε ο m μπορεί να πάρει **επτά** τιμές, $-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ ($2L+1=2 \cdot 3+1=6+1=7$). Άρα, η f υποστιβάδα έχει $7f$ τροχιακά.

$$E \uparrow \begin{array}{ccccccc} n & L & m \\ \boxed{4,3,-3} & \boxed{4,3,-2} & \boxed{4,3,-1} & \boxed{4,3,0} & \boxed{4,3,+1} & \boxed{4,3,+2} & \boxed{4,3,+3} \end{array} \quad f \text{ ΥΠΟΣΤ}$$

$$E = n+L = 4+3 = 7$$

4. ΕΡ. Τι είναι υδρογονοειδές;

ΑΠ. Υδρογονοειδές είναι το κατιόν που σχηματίζεται όταν το ουδέτερο άτομο αποβάλει όλα τα e εκτός από ένα. Το φορτίο του υδρογονοειδούς ιόντος είναι ίσο με $z-1$ (ή $A:A-1$)

ΕΠΕΞΗΓΗΣΕΙΣ - ΣΧΟΛΙΑ:

Το υδρογονοειδές κατιόν μοιάζει με το άτομο του υδρογόνου κατά το ότι και τα δύο έχουν μόνο **ένα** ηλεκτρόνιο. Γι' αυτό ακριβώς ονομάζεται υδρογονοειδές. Σε αντίθεση όμως με το άτομο του υδρογόνου που είναι ηλεκτρικά ουδέτερο (εφόσον έχει ένα ηλεκτρόνιο), το υδρογονοειδές έχει θετικό φορτίο επειδή υπερσχύουν τα πρωτόνια του πυρήνα, μετά την αφαίρεση όλων των ηλεκτρονίων από το ουδέτερο άτομο, εκτός από ένα. Έτσι αν θεωρήσουμε το ουδέτερο άτομο του Na με ατομικό αριθμό $z=11$ και από το ουδέτερο αυτό άτομο αφαιρέσουμε 10 ηλεκτρόνια, τότε θα παραμείνουν 10 πρωτόνια, το φορτίο των οποίων δεν θα εξουδετερώνεται από τα αντίστοιχα ηλεκτρόνια. Άρα το υδρογονοειδές του Na που θα προκύψει, θα είναι Na^{10+} .

5. ΕΡ. Εξηγείστε τη φράση "Η ενέργεια ενός e είναι ΚΒΑΝΤΙΣΜΕΝΗ".

ΑΠ. $E_n = -13,6 \left(\frac{z}{n}\right)^2$ σε eV electrobolts (ηλεκτροβόλτζ).

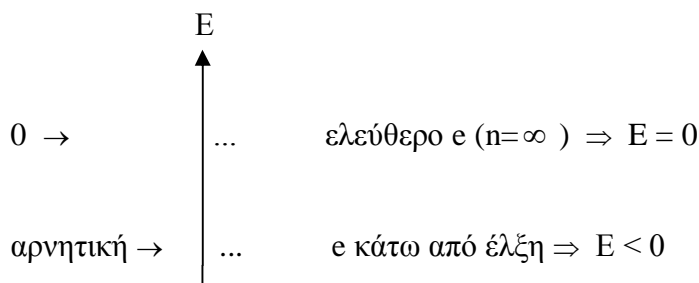
Αυτή η φράση σημαίνει ότι η ενέργεια μπορεί να πάρει μόνο ορισμένες τιμές. Αυτό οφείλεται στο γεγονός ότι το n μπορεί να πάρει μόνο ακέραιες τιμές.

6. ΕΡ. Ποιες παραδοχές γίνονται σχετικά με την ενέργεια ενός e ;

ΑΠ. α) Όταν το e βρίσκεται σε **άπειρη** απόσταση από τον πυρήνα, δηλ. το e **δεν** έλκεται από τον πυρήνα, τότε η ενέργειά του θεωρείται **αυθαίρετα 0** (μηδέν).

$$E_n = -13,6 \left(\frac{z}{\infty}\right)^2 = -13,6 \cdot 0 = 0$$

β) Όταν ένα e βρίσκεται κάτω από την **έλξη** του πυρήνα τότε η ενέργειά του είναι **μειωμένη** και γι' αυτό τον λόγο είναι μικρότερη από το μηδέν, δηλ. αρνητική.



ΕΠΕΞΗΓΗΣΕΙΣ - ΣΧΟΛΙΑ:

Όταν το ηλεκτρόνιο βρίσκεται μακριά από την έλξη του πυρήνα, τότε το n παίρνει την τιμή άπειρο ∞ . Όμως το n υπεισέρχεται στον παρονομαστή του τύπου που καθορίζει την ενέργεια ενός ηλεκτρονίου. Αλλά όταν ο παρονομαστής ενός κλάσματος γίνει ίσος με άπειρο, τότε η τιμή του κλάσματος μηδενίζεται.

7. ΕΡ. Αν η ενέργεια απόσπασης ενός e από το άτομο του υδρογόνου είναι 13,6 eV, ποια είναι η ενέργεια αποσπάσεως του e από το υδρογονοειδές του He (ηλίου); (Α.Α. του He = 2).

ΑΠ. Για το υδρογόνο $E = -\text{σταθ.} \left(\frac{z}{n}\right)^2$ όπου $z=1$ $n=1$ δηλ. $E = \text{σταθ.} \left(\frac{1}{1}\right)^2 = -13,6 \rightarrow$
σταθερά = 13,6.

Όπου η σταθερά είναι 13,6 eV. Για το He+ έχουμε

$$E = -13,6 \left(\frac{z}{n}\right)^2 \text{ όπου } z=2 \text{ και } n=1. \text{ Άρα}$$

$$E = -13,6 \left(\frac{2}{1}\right)^2 \rightarrow E = -4 \times 13,6 \text{ eV}$$

ΕΠΕΞΗΓΗΣΕΙΣ - ΣΧΟΛΙΑ:

Η σταθερά 13,6 στον τύπο υπολογισμού της ενέργειας ενός ηλεκτρονίου, βρέθηκε ως εξής: Μετρήθηκε πειραματικά, η ενέργεια που χρειάζεται για να αποσπαστεί το μοναδικό ηλεκτρόνιο του ατόμου του υδρογόνου. Η ενέργεια αυτή βρέθηκε ίση με 13,6 eV. Επειδή στον τύπο για τον υπολογισμό της ενέργειας ηλεκτρονίου, ο ατομικός αριθμός είναι 1 και $n=1$, γι' αυτό ακριβώς η ενέργεια απόσπασης του μοναδικού ηλεκτρονίου του ατόμου του υδρογόνου ισούται με την αριθμητική τιμή της σταθεράς του τύπου. Το μοναδικό ηλεκτρόνιο, τόσο του υδρογόνου όσο και οποιουδήποτε υδρογονοειδούς, καταλαμβάνει πάντοτε την στιβάδα με την χαμηλότερη ενέργεια, δηλαδή την στιβάδα με $n=1$.