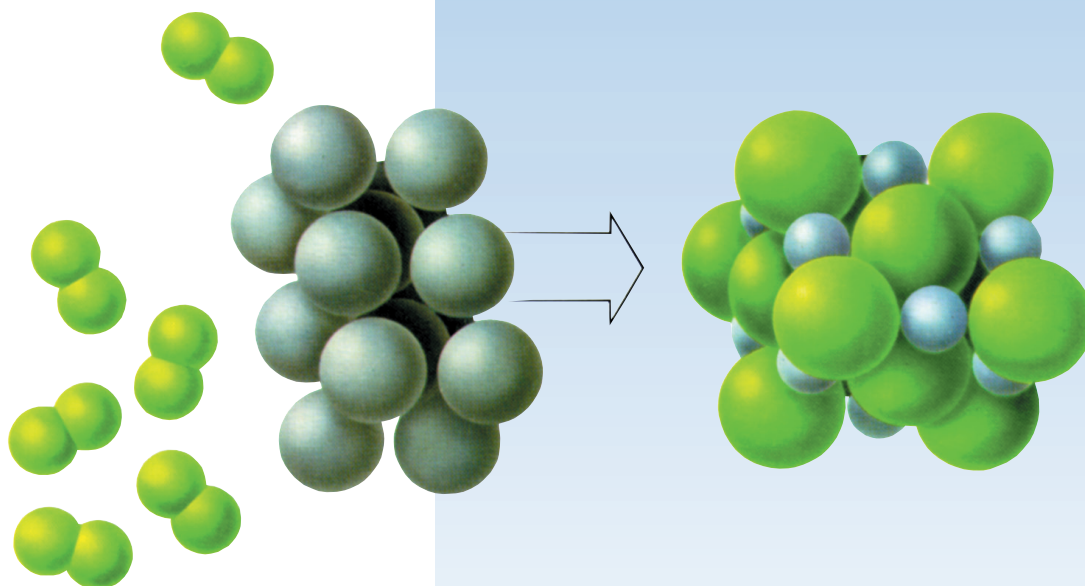


## ΚΕΦΑΛΑΙΟ 2

### ΣΧΗΜΑΤΙΣΜΟΣ ΧΗΜΙΚΩΝ ΕΝΩΣΕΩΝ ΧΗΜΙΚΟΙ ΔΕΣΜΟΙ

- 2.1 Οκτάδα ηλεκτρονίων, η πιο σταθερή δομή
  - 2.2 Ιοντικός (ετεροπολικός) δεσμός
  - 2.3 Ομοιοπολικός δεσμός
  - 2.4 Σθένος
- Ασκήσεις



## ΚΕΦΑΛΑΙΟ 2 ΣΧΗΜΑΤΙΣΜΟΣ ΧΗΜΙΚΩΝ ΕΝΩΣΕΩΝ. ΧΗΜΙΚΟΙ ΔΕΣΜΟΙ

### 2.1 Οκτάδα ηλεκτρονίων, η πιο σταθερή δομή

Η σταθερότερη κατάσταση για ένα σώμα είναι η κατάσταση της ελάχιστης ενέργειας. Όπως είναι γνωστό, όλα τα σώματα στη φύση τείνουν προς την κατάσταση αυτή.

Για τα άτομα των στοιχείων, η οκτάδα ηλεκτρονίων στην εξωτερική τους στιβάδα αποτελεί την κατάσταση ελάχιστης ενέργειας.

Εξαιρεση αποτελεί η στιβάδα K, που συμπληρώνεται με δυο ηλεκτρόνια.

Τα άτομα, που ήδη έχουν συμπληρωμένη την εξωτερική τους στιβάδα, είναι χημικώς αδρανή και ονομάζονται ευγενή αέρια.

Όλα τα υπόλοιπα στοιχεία έχουν την τάση να συμπληρώσουν την τελευταία τους στιβάδα, δηλαδή να την ευγενοποιήσουν.

Τα άτομα μπορούν να αποκτήσουν οκτάδα ηλεκτρονίων με δύο τρόπους:

- α) Με **μεταφορά ηλεκτρονίων** από ένα άτομο σε άλλο.
- β) Με **αμοιβαία εισφορά ηλεκτρονίων**.

Η μεταβίβαση ή η συνεισφορά ηλεκτρονίων από τις εξωτερικές στιβάδες των ατόμων, με σκοπό την απόκτηση οκτάδας ηλεκτρονίων, έχει ως αποτέλεσμα την ανάπτυξη δυνάμεων έλξης μεταξύ τους.

Οι δυνάμεις αυτές λέγονται χημικοί δεσμοί.

Υπάρχουν δύο βασικά είδη δεσμών:

- α) Ο **ιοντικός ή ετεροπολικός δεσμός**, που είναι αποτέλεσμα μεταφοράς ηλεκτρονίων.
- β) Ο **ομοιοπολικός δεσμός**, που είναι αποτέλεσμα αμοιβαίας εισφοράς ηλεκτρονίων.

Τα μόρια των στοιχείων και οι χημικές ενώσεις είναι αποτέλεσμα της δημιουργίας των χημικών δεσμών.

Κατά το σχηματισμό των χημικών δεσμών, συμμετέχουν μόνο ηλεκτρόνια της εξωτερικής στιβάδας, τα οποία ονομάζονται **ηλεκτρόνια σθένους**.

**Βασικά είδη δεσμών:**  
Ετεροπολικός  
Ομοιοπολικός

**Ηλεκτρόνια σθένους:**  
Τα ηλεκτρόνια της εξωτερικής  
στιβάδας ενός ατόμου

## 2.2 Ιοντικός (ετεροπολικός) δεσμός

Ο αριθμός των ηλεκτρονίων, που μπορεί να αποβάλει ή να προσλάβει ή να συνεισφέρει ένα άτομο κατά το σχηματισμό των χημικών δεσμών, λέγεται σθένος.

### 2.2 Ιοντικός (ετεροπολικός) δεσμός

Ένας από τους τρόπους, με τους οποίους τα άτομα μπορούν να ευγενοποιήσουν την εξωτερική τους στιβάδα, είναι η μεταφορά ηλεκτρονίων μεταξύ τους.

Τα μέταλλα έχουν 1-3 ηλεκτρόνια σθένους και παρουσιάζουν την τάση να αποβάλλουν ηλεκτρόνια.

Από τα αμέταλλα, εκείνα που έχουν 6 ή 7 ηλεκτρόνια σθένους, έχουν την τάση να προσλαμβάνουν ηλεκτρόνια.

Όταν το άτομο ενός μετάλλου αποβάλλει ηλεκτρόνια, μετατρέπεται σε θετικά φορτισμένο σωματίδιο, που ονομάζεται **κατίον**. Αντίθετα, όταν το άτομο ενός αμετάλλου προσλαμβάνει ηλεκτρόνια, μετατρέπεται σε αρνητικά φορτισμένο σωματίδιο, που ονομάζεται **ανιόν**.

Μεταξύ των ανιόντων και των κατιόντων αναπτύσσονται ελκτικές δυνάμεις ηλεκτροστατικής φύσεως.

**Ιοντικός ή ετεροπολικός δεσμός είναι οι ηλεκτροστατικές δυνάμεις έλξης μεταξύ αντιθέτως φορτισμένων ιόντων.**

Αποτέλεσμα της δημιουργίας ιοντικού δεσμού μεταξύ μετάλλων και αμετάλλων είναι ο σχηματισμός χημικών ενώσεων, που χαρακτηρίζονται ως ιοντικές ή ετεροπολικές.

### ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ

#### (α) Σχηματισμός της ένωσης χλωριούχο νάτριο, NaCl

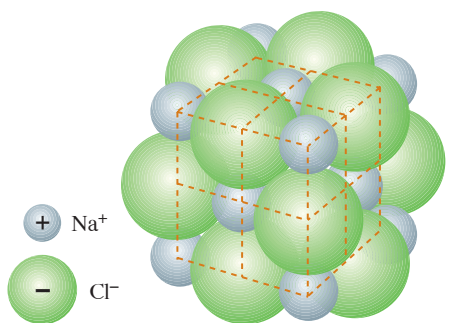
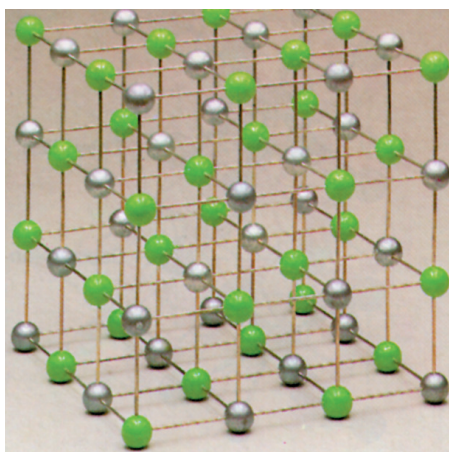
Το άτομο του νατρίου,  ${}_{11}\text{Na}$ , έχει ηλεκτρονική δομή 2.8.1. Διαθέτει ένα ηλεκτρόνιο σθένους, άρα έχει την τάση να το αποβάλλει, προκειμένου να ευγενοποιήσει την εξωτερική του στιβάδα.

Το άτομο του χλωρίου,  ${}_{17}\text{Cl}$ , έχει ηλεκτρονική δομή 2.8.7

**κατίοντα: θετικά φορτισμένα  
σωματίδια**

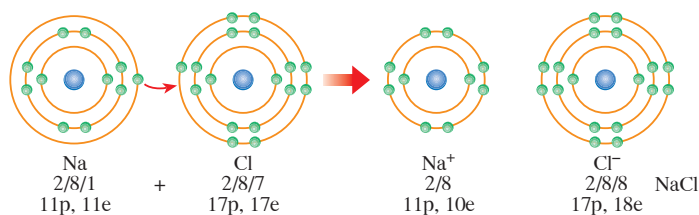
**ανιόντα: αρνητικά φορτισμένα  
σωματίδια**

## ΚΕΦΑΛΑΙΟ 2 ΣΧΗΜΑΤΙΣΜΟΣ ΧΗΜΙΚΩΝ ΕΝΩΣΕΩΝ. ΧΗΜΙΚΟΙ ΔΕΣΜΟΙ

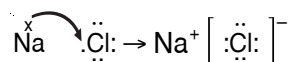


Το κρυσταλλικό πλέγμα του χλωριούχου νατρίου

και έχει την τάση να προσλαμβάνει ένα ηλεκτρόνιο.



Για την απεικόνιση των ιοντικών ενώσεων μπορούν να χρησιμοποιηθούν μόνο τα ηλεκτρόνια σθένους (σύμβολα Lewis)



Τα ανιόντα και τα κατιόντα είναι τοποθετημένα στο χώρο σε καθορισμένες θέσεις και έτσι προκύπτει μια τρισδιάστατη δομή, που χαρακτηρίζεται ως ιοντικό κρυσταλλικό πλέγμα.

Ο χημικός τύπος της ένωσης είναι NaCl, και δείχνει την αναλογία κατιόντων - ανιόντων στο κρυσταλλικό πλέγμα.

### (θ) Σχηματισμός της ένωσης φθοριούχο κάλιο, KF



Η ένωση φθοριούχο κάλιο προκύπτει από τη μεταφορά του ενός ηλεκτρονίου σθένους του καλίου, στο άτομο του φθορίου.

Αναλογία ιόντων: 1 : 1 (1K<sup>+</sup> : 1F<sup>-</sup>)

Χημικός τύπος της ένωσης: KF

### (γ) Σχηματισμός της ένωσης οξειδίου του νατρίου, Na<sub>2</sub>O



Δύο άτομα νατρίου αποβάλλουν συνολικά τα δύο ηλεκτρόνια, που πρέπει να προσληφθούν από το άτομο του οξυγόνου.

Αναλογία ιόντων: 2 : 1 (2Na<sup>+</sup> : O<sup>2-</sup>)

Χημικός τύπος ένωσης: Na<sub>2</sub>O

## 2.2 Ιοντικός (ετεροπολικός) δεσμός

### (δ) Σχηματισμός της ένωσης χλωριούχο ασβέστιο, $\text{CaCl}_2$



Τα δύο ηλεκτρόνια σθένους του ασβεστίου μεταφέρονται σε δύο άτομα χλωρίου.

Αναλογία ιόντων: 1 : 2 ( $1\text{Ca}^{2+} : 2\text{Cl}^-$ )

Χημικός τύπος ένωσης:  $\text{CaCl}_2$

Παρ' όλο που στην 3η ηλεκτρονική στιβάδα μπορούν να κινούνται μέχρι και 18 ηλεκτρόνια, είναι γνωστό ότι η εξωτερική στιβάδα δεν μπορεί να έχει περισσότερα από 8 ηλεκτρόνια (βλ.  ${}_{19}\text{K}$  και  ${}_{20}\text{Ca}$ ).

### Γνωρίσματα των ιοντικών ενώσεων

Οι ιοντικές ενώσεις είναι σταθερές, δηλαδή πολύ δύσκολα διασπώνται στα στοιχεία από τα οποία προέκυψαν.

Τα κυριότερα φυσικά γνωρίσματα των ιοντικών ενώσεων είναι τα πιο κάτω:

- Είναι στερεά κρυσταλλικά σώματα σε συνθήκες δωματίου.
- Έχουν υψηλά σημεία τήξεως και ζέσεως.
- Μεγάλος αριθμός των ενώσεων αυτών διαλύεται στο νερό.
- Τα υδατικά διαλύματα και τα τήγματά τους είναι αγωγοί του ηλεκτρικού ρεύματος.

Οι ιδιότητες αυτές είναι αποτέλεσμα της παρουσίας του ιοντικού δεσμού. Οι ηλεκτροστατικές δυνάμεις έλξης μεταξύ των ιόντων είναι ισχυρές, επομένως τα ιόντα συγκρατούνται σε καθορισμένες θέσεις στο κρυσταλλικό πλέγμα και έτσι οι ενώσεις αυτές είναι στερεές.

Επειδή απαιτείται μεγάλη ενέργεια για να υπερνικηθούν οι ελκτικές δυνάμεις μεταξύ των ιόντων, τα σημεία τήξεως και ζέσεως των ιοντικών ενώσεων είναι υψηλά.

Τόσο κατά τη διάλυση των ιοντικών ενώσεων στο νερό, όσο και κατά την τήξη τους, το κρυσταλλικό πλέγμα σπάζει και τα ιόντα ελευθερώνονται (ηλεκτρολυτική διάσταση, βλ. σελ. 59).

**Οι ιοντικές ενώσεις είναι στερεά κρυσταλλικά σώματα με υψηλά σημεία τήξεως και ζέσεως**

## ΚΕΦΑΛΑΙΟ 2 ΣΧΗΜΑΤΙΣΜΟΣ ΧΗΜΙΚΩΝ ΕΝΩΣΕΩΝ. ΧΗΜΙΚΟΙ ΔΕΣΜΟΙ

Έτσι, τα υδατικά διαλύματα και τα τήγματα των ιοντικών ενώσεων είναι αγωγοί του ηλεκτρικού ρεύματος, αφού περιέχουν φορτισμένα σωματίδια, τα ιόντα, που έχουν ελευθερία κινήσεως.

### 2.3 Ομοιοπολικός δεσμός

Στις περιπτώσεις που τα άτομα είναι ενεργειακώς αδύνατο να ευγενοποιηθούν με μεταφορά ηλεκτρονίων, σχηματίζουν μεταξύ τους κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων με αμοιβαία εισφορά.

Τα κοινά ζεύγη των ηλεκτρονίων έλκονται αμοιβαία από τους θετικά φορτισμένους πυρήνες των ατόμων και συγκρατούν τα άτομα μεταξύ τους.

**Ομοιοπολικός δεσμός είναι οι δυνάμεις έλξης μεταξύ των πυρήνων και των κοινών ζευγών ηλεκτρονίων, τα οποία σχηματίζονται με αμοιβαία εισφορά ηλεκτρονίων από τα δύο άτομα.**

Αποτέλεσμα της δημιουργίας ομοιοπολικού δεσμού μεταξύ των ατόμων, είναι ο σχηματισμός των μορίων των στοιχείων, καθώς και των μορίων των χημικών ενώσεων μεταξύ αμετάλλων.

#### ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ

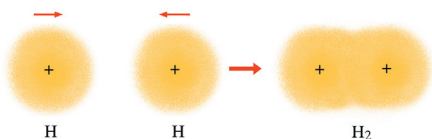
(α) Σχηματισμός του μορίου του υδρογόνου,  $H_2$



Κάθε άτομο υδρογόνου εισφέρει ένα ηλεκτρόνιο. Αποτέλεσμα είναι η δημιουργία ενός ζεύγους ηλεκτρονίων, που έλκεται ταυτόχρονα από τους πυρήνες και των δύο ατόμων.

Με τον τρόπο αυτό κάθε άτομο υδρογόνου έχει ευγενοποιηθεί.

Το κοινό ζεύγος ηλεκτρονίων μπορεί επίσης να παρασταθεί με μια γραμμή μεταξύ των δύο ατόμων, που συμμετέχουν στον ομοιοπολικό δεσμό.

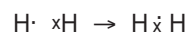


Ο σχηματισμός του ομοιοπολικού δεσμού στο μόριο του υδρογόνου

## 2.3 Ομοιοπολικός δεσμός

H – H, απλός ομοιοπολικός δεσμός

Με τη χρήση των συμβόλων Lewis, ο σχηματισμός του μορίου του υδρογόνου παριστάνεται ως εξής:



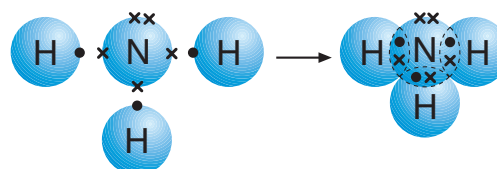
(β) Το μόριο του χλωρίου, Cl<sub>2</sub>



(γ) Το μόριο του υδροχλωρίου, HCl



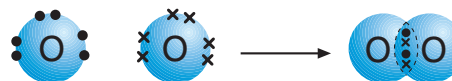
(δ) Το μόριο της αμμωνίας, NH<sub>3</sub>



(ε) Το μόριο του νερού, H<sub>2</sub>O



(στ) Σχηματισμός διπλού και τριπλού ομοιοπολικού δεσμού - τα μόρια του οξυγόνου, O<sub>2</sub> και του αζώτου, N<sub>2</sub>.



Τα δύο άτομα του οξυγόνου, προκειμένου να ευγενοποιηθούν, σχηματίζουν δύο κοινά ζεύγη ηλεκτρονίων, με αποτέλεσμα να δημιουργούνται δύο ομοιοπολικοί δεσμοί, μεταξύ των δύο ατόμων. Δηλαδή ένας **διπλός δεσμός**.

## ΚΕΦΑΛΑΙΟ 2 ΣΧΗΜΑΤΙΣΜΟΣ ΧΗΜΙΚΩΝ ΕΝΩΣΕΩΝ. ΧΗΜΙΚΟΙ ΔΕΣΜΟΙ

**N = N**  
Ο τριπλός δεσμός στο μόριο του αζώτου



Με τον ίδιο τρόπο σχηματίζεται και ο **τριπλός δεσμός** μεταξύ δύο ατόμων, όπως συμβαίνει στο μόριο του αζώτου.



### Ηλεκτραρνητικότητα

Οι πυρήνες των διαφόρων ατόμων έχουν διαφορετική ικανότητα να έλκουν τα κοινά ζεύγη των ηλεκτρονίων μέσα στα μόρια.

Αυτή η ικανότητα ονομάζεται **ηλεκτραρνητικότητα**.

Γενικά, ηλεκτραρνητικό χαρακτήρα παρουσιάζουν τα αμέταλλα (βλ. σελ.34)

### Πολωμένοι και μη πολωμένοι ομοιοπολικοί δεσμοί

Στα μόρια του υδρογόνου,  $H_2$ , και των άλλων στοιχείων,  $F_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$  κτλ., τα άτομα που συνδέονται με ομοιοπολικό δεσμό είναι τα ίδια και επομένως έχουν την ίδια ηλεκτραρνητικότητα.

Τα ηλεκτρόνια των δεσμών ανήκουν εξίσου και στα δύο άτομα.

Ο δεσμός σ' αυτή την περίπτωση ονομάζεται **μη πολωμένος (απολικός)** ομοιοπολικός δεσμός.

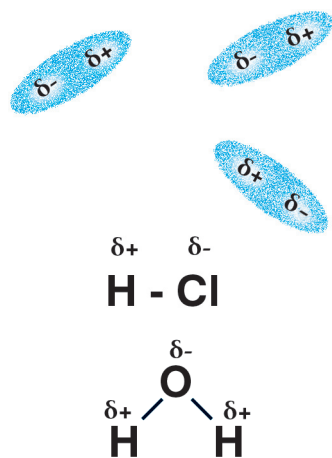
Όμως, στην περίπτωση που τα άτομα, τα οποία σχηματίζουν τον ομοιοπολικό δεσμό, έχουν διαφορετική ηλεκτραρνητικότητα, το κοινό ζεύγος δεν έλκεται εξίσου από τους δύο πυρήνες, αλλά είναι εκλεκτικά μετατοπισμένο προς το πιο ηλεκτραρνητικό άτομο.

Ο διαχωρισμός του φορτίου που προκύπτει χαρακτηρίζεται ως **πόλωση** του δεσμού, και τα μόρια **πολωμένα (πολικά)**. Για παράδειγμα, στο μόριο του υδροφθορίου, HF, το κοινό ζεύγος είναι πιο κοντά στον πυρήνα του φθορίου από ό,τι στον υδρογόνου.

Το άτομο του φθορίου παρουσιάζει περίσσειμα αρνητικού φορτίου ( $\delta^-$ ) ενώ του υδρογόνου έλλειμμα αρνητικού φορτίου ( $\delta^+$ ).



## 2.3 Ομοιοπολικός δεσμός



Τα πολωμένα μόρια αποτελούν **δίπολα**.

Γενικά, πολωμένοι ομοιοπολικοί δεσμοί σχηματίζονται μεταξύ ατόμων με μεγάλη διαφορά ηλεκτραρνητικότητας. Έτσι, μόρια στα οποία το κέντρο του θετικού φορτίου δε συμπίπτει με το κέντρο του αρνητικού φορτίου, είναι δίπολα. Τέτοια μόρια είναι το HCl και το H<sub>2</sub>O.

### Διαμοριακές δυνάμεις έλξης

Στις ομοιοπολικές ενώσεις, οι δυνάμεις που ασκούνται μεταξύ των ατόμων μέσα σε ένα μόριο (ενδομοριακές δυνάμεις), δηλαδή οι δυνάμεις που αποτελούν τους ομοιοπολικούς δεσμούς, είναι ισχυρές.

Όμως, οι δυνάμεις έλξης των μορίων μεταξύ τους (διαμοριακές δυνάμεις), είναι ασθενείς.

Οι ελκτικές αυτές δυνάμεις επηρεάζουν τα φυσικά γνωρίσματα των μοριακών ουσιών, δηλαδή των ουσιών με ομοιοπολικούς δεσμούς.

### Φυσικές ιδιότητες των μοριακών ουσιών

- Οι μοριακές ουσίες μπορεί να είναι στερεές, υγρές ή αέριες σε συνθήκες δωματίου.  
Για παράδειγμα, το ιώδιο, I<sub>2</sub>, είναι στερεό, το νερό, H<sub>2</sub>O, είναι υγρό και το διοξείδιο του άνθρακα, CO<sub>2</sub>, είναι αέριο.
- Τα σημεία τήξεως και τα σημεία ζέσεώς τους είναι χαμηλά, σε σύγκριση με αυτά των ιοντικών ενώσεων, επειδή γενικά οι διαμοριακές δυνάμεις έλξης είναι ασθενείς.
- Οι μοριακές ουσίες με πολικότητα, διαλύονται στο νερό, το οποίο είναι πολικός διαλύτης. Οι απολικές ουσίες διαλύονται σε απολικούς διαλύτες (π.χ. οργανικά υγρά, όπως το εξάνιο, ο τετραχλωράνθρακας, το βενζόλιο).
- Τα τήγματα των μοριακών ουσιών δεν είναι αγωγοί του ηλεκτρικού ρεύματος.

Από τα υδατικά διαλύματα, ηλεκτρική αγωγιμότητα παρουσιάζουν, μόνο όσα προέρχονται από ισχυρά πο-

**Οι μοριακές ουσίες έχουν συνήθως χαμηλά σημεία τήξεως και ζέσεως**

λωμένες ενώσεις, όπως είναι το υδροχλώριο, HCl.

## 2.4 Σθένος

Οι ενωτικές δυνατότητες ενός στοιχείου αποδίδονται με την έννοια του σθένους.

Σθένος είναι ο αριθμός των ηλεκτρονίων, που ένα άτομο μπορεί να αποβάλει ή να προσλάβει ή να συνεισφέρει, κατά το σχηματισμό των χημικών δεσμών.

Για παράδειγμα, κατά το σχηματισμό του χλωριούχου νατρίου, NaCl, το άτομο του νατρίου αποβάλλει ένα ηλεκτρόνιο, το οποίο προσλαμβάνει το άτομο του χλωρίου.

Και τα δύο στοιχεία εκδηλώνουν σθένος ένα (μονοσθενή στοιχεία).

Το χλώριο εμφανίζεται επίσης ως μονοσθενές στοιχείο, κατά το σχηματισμό του μορίου του υδροχλωρίου, HCl, οπότε συνεισφέρει ένα ηλεκτρόνιο, για το σχηματισμό του κοινού ζεύγους ηλεκτρονίων, με το άτομο του υδρογόνου.

Πολλά μέταλλα εκδηλώνουν ένα μόνο σθένος, που είναι ίσο με τον αριθμό των ηλεκτρονίων της εξωτερικής στιβάδας (ηλεκτρόνια σθένους).

Τα αμέταλλα, αντίθετα, μπορούν να παρουσιάζουν περισσότερα από ένα σθένη, λόγω της δυνατότητας που έχουν να συμμετέχουν στο σχηματισμό τόσο ιοντικών δεσμών, με την πρόσληψη ηλεκτρονίων, όσο και ομοιοπολικών δεσμών, με τη συνεισφορά διαφορετικού αριθμού ηλεκτρονίων κάθε φορά.

Πίνακας 2.1: Σθένη μερικών στοιχείων

Στοιχείο	Σθένος	Στοιχείο	Σθένος
Na	1	H	1
K	1	Cl	1, 3, 5, 7
Ca	2	Br	1, 3, 5, 7
Mg	2	O	2
Zn	2	N	1, 2, 3, 4, 5
Al	3	C	4