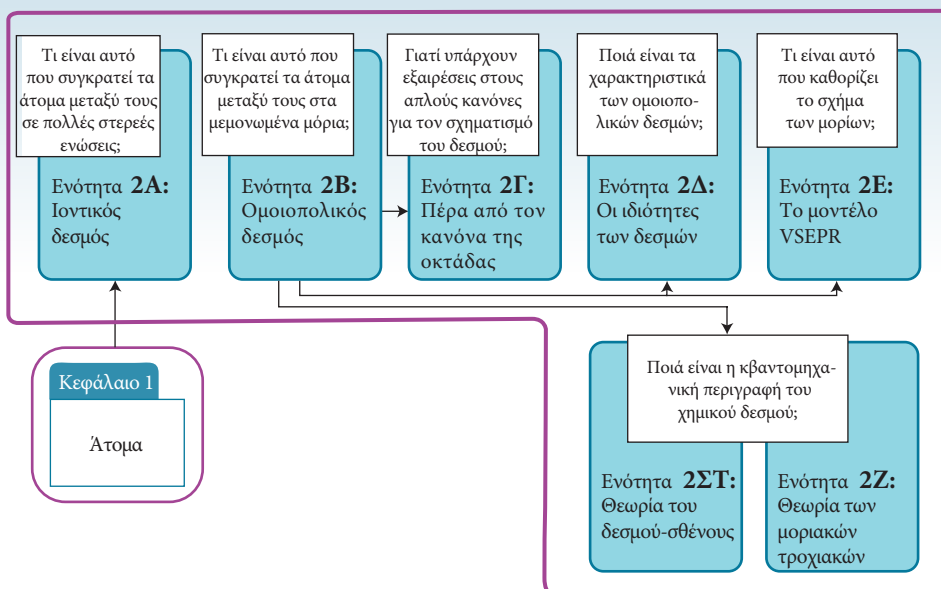


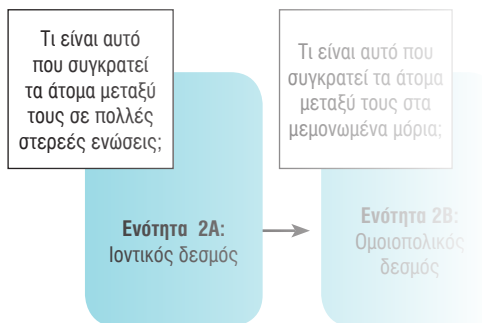


Ο **χημικός δεσμός** είναι ο κρίκος που δημιουργείται μεταξύ των ατόμων, όταν τα **ηλεκτρόνια σθένους** τους, τα ηλεκτρόνια της εξωτερικής τους στιβάδας, μετακινηθούν σε νέες θέσεις και αποκτήσουν χαμηλότερες ενεργειακά απεικονίσεις. Όταν η χαμηλότερη ενέργεια μπορεί να αποκτηθεί με την **πλήρη μεταφορά** ενός ή περισσότερων ηλεκτρονίων από κάθε άτομο του ενός στοιχείου σε αυτά του άλλου, τότε σχηματίζονται ιόντα και η ένωση είναι το αποτέλεσμα της ηλεκτροστατικής έλξης μεταξύ των ιόντων. Η έλξη αυτή, που περιγράφεται στην **ΕΝΟΤΗΤΑ 2Α**, ονομάζεται **ιοντικός δεσμός**. Εξηγούμε τα ιόντα που σχηματίζονται από τα στοιχεία χρησιμοποιώντας έναν απλό κανόνα που βασίζεται στα **σύμβολα Lewis**. Όταν η χαμηλότερη ενέργεια μπορεί να αποκτηθεί με **μοίρασμα των ηλεκτρονίων**, τότε τα άτομα συνδέονται μέσω **ομοιοπολικού δεσμού** και σχηματίζουν διακριτά μόρια, όπως περιγράφεται στην **ΕΝΟΤΗΤΑ 2Β**. Το είδος των δεσμών στα μόρια συνήθως βρίσκεται χρησιμοποιώντας μερικούς απλούς κανόνες για τον σχεδιασμό της **δομής Lewis**.

Όλες οι περιγραφές για τον σχηματισμό του δεσμού στηρίζονται σε μοντέλα. Στην **ΕΝΟΤΗΤΑ 2Γ** εξετάζεται ο τρόπος με τον οποίο οι περιγραφές των δύο βασικών ειδών δεσμού βελτιώνονται και αντιμετωπίζονται οι εξαιρέσεις των απλών κανόνων. Στην **ΕΝΟΤΗΤΑ 2Δ** παρουσιάζεται ο τρόπος που οι ιδιότητες των δεσμών, όπως η ισχύς και το μήκος τους, μπορούν να εξηγηθούν και οι τιμές τους να μεταφερθούν μεταξύ των μορίων και στην **ΕΝΟΤΗΤΑ 2Ε** παρουσιάζεται ο τρόπος που μπορεί να προβλεφθεί το τρισδιάστατο σχήμα ενός μορίου από ένα απλό μοντέλο βασισμένο στην ηλεκτροστατική αλληλεπίδραση (αλληλεπίδραση coulomb) που αναπτύσσεται μεταξύ των ζευγών ηλεκτρονίων.

Καμία από αυτές τις περιγραφές δεν στηρίζεται άμεσα στην κβαντική θεωρία. Οι σύγχρονες θεωρίες της μοριακής δομής βασίζονται στην κυματική φύση των ηλεκτρονίων και οι **ΕΝΟΤΗΤΕΣ 2ΣΤ** και **2Ζ** εισαγάγουν δύο αντίπαλες θεωρίες που περιγράφουν την κατανομή των ηλεκτρονίων με όρους κατάληψης τροχιακών. Αυτά τα μοντέλα εισαγάγουν μία γλώσσα που χρησιμοποιείται σε όλη την έκταση της χημείας και βοηθούν στην επεξήγηση των απλούστερων μοντέλων.

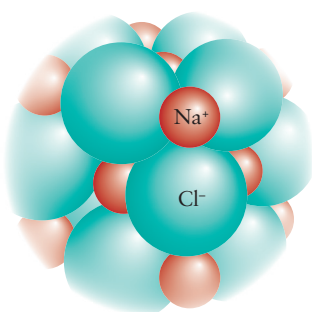
Ενότητα 2Α Ιοντικός Δεσμός



- 2Α.1** Τα ιόντα που σχηματίζουν τα στοιχεία
- 2Α.2** Τα σύμβολα Lewis
- 2Α.3** Η ενέργεια σχηματισμού του ιοντικού δεσμού
- 2Α.4** Οι αλληλεπιδράσεις μεταξύ των ιόντων

Γιατί χρειάζονται οι συγκεκριμένες γνώσεις; Ο ιοντικός δεσμός είναι ένα από τα κύρια είδη δεσμού που σχηματίζεται μεταξύ των ατόμων. Η κατανόηση του τρόπου που σχηματίζονται οι δεσμοί μεταξύ των ιόντων θα σας επιτρέψει να προβλέπετε τους τύπους των ιοντικών ενώσεων και να εκτιμάτε πόσο ισχυρά τα ιόντα συγκρατούνται μεταξύ τους.

Ποιές γνώσεις προαπαιτούνται; Πρέπει να γνωρίζετε για τις ηλεκτρονιακές απεικονίσεις των πολυηλεκτρονιακών ατόμων (Ενότητα 1Ε), την έννοια της δυναμικής ενέργειας και τη φύση των αλληλεπιδράσεων Coulomb μεταξύ των φορτίων (Θεμελιώδεις Αρχές Α). Πρέπει να είστε εξοικειωμένοι με τις ιοντικές ακτίνες, την ενέργεια ιοντισμού και την ηλεκτρονιακή συγγένεια των στοιχείων (Ενότητα 1ΣΤ).



Εικόνα 2Α.1 Αυτό το μικροσκοπικό κομμάτι του χλωριδίου του νατρίου αποτελεί ένα παράδειγμα ιοντικού στερεού. Τα ιόντα του νατρίου αναπαρίστανται με κόκκινες σφαίρες και τα ιόντα του χλωριδίου με πράσινες σφαίρες. Ένα ιοντικό στερεό αποτελείται από μία συστοιχία ενός τεράστιου αριθμού κατιόντων και ανιόντων που στοιβάζονται για να αποκτήσουν τη διάταξη με τη χαμηλότερη ενέργεια. Το μοτίβο που φαίνεται εδώ επαναλαμβάνεται σε ολόκληρο τον κρύσταλλο.



ΚΙΝΟΥΜΕΝΗ ΕΙΚΟΝΑ 2Α.1

Το **ιοντικό μοντέλο** περιγράφει τον χημικό δεσμό με όρους ιόντων. Είναι ιδιαίτερα κατάλληλο για την περιγραφή των δυαδικών ενώσεων που σχηματίζονται μεταξύ των μεταλλικών στοιχείων και των αμετάλλων. Το **ιοντικό στερεό** είναι ένα συγκρότημα κατιόντων και ανιόντων που στοιβάζονται σε μία κανονική συστοιχία. Στο χλωρίδιο του νατρίου, για παράδειγμα, τα ιόντα του νατρίου εναλλάσσονται με τα ιόντα του χλωριδίου και στις τρεις διαστάσεις (**Εικόνα 2Α.1**). Τα ιοντικά στερεά είναι παραδείγματα **κρυσταλλικών στερεών** ή στερεών που αποτελούνται από άτομα, μόρια ή ιόντα στοιβαγμένα μεταξύ τους σε ένα κανονικό μοτίβο.

2Α.1 Τα ιόντα που σχηματίζουν τα στοιχεία

Όταν το άτομο ενός μεταλλικού στοιχείου του s-τομέα σχηματίζει ένα κατιόν, χάνει ηλεκτρόνια μέχρι να αποκτήσει τον πυρήνα του πλησιέστερου ευγενούς αερίου (**Εικόνα 2Α.2**). Αυτός ο πυρήνας έχει τυπικά οκτώ ηλεκτρόνια ns^2np^6 στην εξωτερική ηλεκτρονιακή απεικόνιση, που ονομάζουμε **οκτάδα** ηλεκτρονίων. Για παράδειγμα, το άτομο του νατρίου ($[\text{Ne}]3s^1$) χάνει το 3s-ηλεκτρόνιο για να σχηματιστεί το Na^+ , που έχει την ίδια ηλεκτρονιακή απεικόνιση με το άτομο του νέου, $[\text{Ne}]$ ή $1s^12s^22p^6$. Τα ιόντα Na^+ δεν μπορούν να χάσουν περισσότερα ηλεκτρόνια σε μία χημική αντίδραση, επειδή οι ενέργειες ιοντισμού των ηλεκτρονίων του πυρήνα είναι πολύ υψηλές. Στην αρχή του περιοδικού πίνακα, υπάρχουν τρεις εξαιρέσεις που αφορούν τον σχηματισμό της οκτάδας. Το υδρογόνο χάνει το μοναδικό του ηλεκτρόνιο για να σχηματίσει ένα γυμνό πρωτόνιο. Τα άτομα του λιθίου ($[\text{He}]2s^1$) και του βηρυλλίου ($[\text{He}]2s^2$) χάνουν τα 2s-ηλεκτρόνια, αφήνοντας μία **δυάδα** ηλεκτρονίων όπως αυτή που υπάρχει στο ήλιο, δηλ ένα ζευγάρι ηλεκτρονίων που έχει την απεικόνιση $1s^2$, όταν σχηματίζονται τα ιόντα Li^+ και Be^{2+} . Στον **Πίνακα 2Α.1** παρουσιάζονται ορισμένες τυπικές ηλεκτρονικές απεικονίσεις για κάποια άτομα και για τα ιόντα που σχηματίζουν.

Όταν τα άτομα των μεταλλικών στοιχείων, που βρίσκονται στα αριστερά του p-τομέα της 2^{ης} και 3^{ης} Περιόδου, χάνουν τα ηλεκτρόνια σθένους τους, σχηματίζουν ιόντα με την ηλεκτρονιακή απεικόνιση του προηγούμενου ευγενούς αερίου. Το αργίλιο, $[\text{Ne}]3s^23p^1$, για παράδειγμα, σχηματίζει το Al^{3+} που έχει την ίδια απεικόνιση με το νέον. Όταν τα μεταλλικά στοιχεία του p-τομέα της 4^{ης} Περιόδου και των επόμενων περιόδων χάνουν τα s- και p-ηλεκτρόνια τους, αφήνουν έναν πυρήνα ευγενούς αερίου που περιβάλλεται από μία επιπλέον, πλήρη υποστιβάδα d-ηλεκτρονίων. Για παράδειγμα, το γάλλιο σχηματίζει το ιόν Ga^{3+} με απεικόνιση $[\text{Ar}]3d^{10}$. Τα d-ηλεκτρόνια

ΠΙΝΑΚΑΣ 2Α.1 Ηλεκτρονιακές απεικονίσεις ορισμένων ατόμων και των ιόντων που σχηματίζουν

Άτομο	Απεικόνιση	Ιόν	Απεικόνιση
Li	[He]2s ¹	Li ⁺	[He] (= 1s ²)
Be	[He]2s ²	Be ²⁺	[He]
Na	[Ne]3s ¹	Na ⁺	[Ne] (= [He]2s ² 2p ⁶)
Mg	[Ne]3s ²	Mg ²⁺	[Ne]
Al	[Ne]3s ² 3p ¹	Al ³⁺	[Ne]
N	[He]2s ² 2p ³	N ³⁻	[Ne]
O	[He]2s ² 2p ⁴	O ²⁻	[Ne]
F	[He]2s ² 2p ⁵	F ⁻	[Ne]
S	[Ne]3s ² 3p ⁴	S ²⁻	[Ar] (= [Ne]3s ² 3p ⁶)
Cl	[Ne]3s ² 3p ⁵	Cl ⁻	[Ar]

των ατόμων του p-τομέα συγκρατούνται σφιχτά από τον πυρήνα και στις περισσότερες περιπτώσεις, δεν χάνονται.

Πολλά μεταλλικά στοιχεία, όπως εκείνα των p- και d-τομέων, έχουν άτομα που μπορούν να χάσουν μεταβλητό αριθμό ηλεκτρονίων και επομένως να παρουσιάζουν **μεταβλητό σθένος** (variable valence). Όπως περιγράφεται στην Ενότητα 1ΣΤ, το φαινόμενο του αδρανούς ζεύγους υποδηλώνει ότι τα στοιχεία που παρατίθενται στην Εικόνα 1ΣΤ.15, που εδώ επαναλαμβάνεται ως **Εικόνα 2Α.3**, μπορούν να χάσουν είτε τα p-ηλεκτρόνια σθένους είτε όλα τα p- και s-ηλεκτρόνια σθένους τους. Αυτά τα στοιχεία και τα μέταλλα του d-τομέα μπορούν να σχηματίσουν ενώσεις με διαφορετικούς αριθμούς οξείδωσης, όπως για παράδειγμα ο κασσίτερος σχηματίζει το οξείδιο του κασσίτερου (II), SnO και το οξείδιο του κασσίτερου (IV), SnO₂. Πολλά στοιχεία του d-τομέα εμφανίζουν επίσης μεταβλητό σθένος χάνοντας διαφορετικούς αριθμούς d-ηλεκτρονίων, μετά την απομάκρυνση των s-ηλεκτρονίων σθένους. Στον d-τομέα, θα χαθούν αρχικά τα ns-ηλεκτρόνια και ακολουθεί ο μεταβλητός αριθμός (n - 1)d-ηλεκτρονίων. Για παράδειγμα, για να ληφθεί το ιόν Fe²⁺, απομακρύνονται τα δύο 4s-ηλεκτρόνια από το άτομο του Fe, το οποίο έχει απεικόνιση [Ar]3d⁶4s², για να δώσει την απεικόνιση [Ar]3d⁶ και στη συνέχεια αφαιρείται ένα τρίτο ηλεκτρόνιο από την 3d-υποστιβάδα για να σχηματιστεί το ιόν Fe³⁺ που έχει απεικόνιση [Ar]3d⁵.

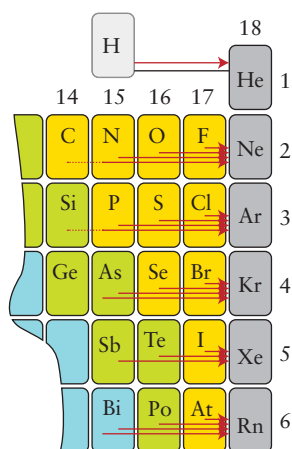
ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑ 2Α.1 Γράφοντας τις ηλεκτρονιακές απεικονίσεις των κατιόντων

Τα άλατα του ινδίου (III) χρησιμοποιούνται σε ορισμένα συμπληρώματα διατροφής, παρά τις γνωστές παρενέργειες, επειδή υποστηρίζεται ότι μπορούν να ενισχύσουν την ταχύτητα της μνήμης, να ισορροπήσουν τις ορμόνες και να μειώσουν την ανάγκη για ύπνο. Εντούτοις, τα άλατα του ινδίου (I) είναι ασταθή στο νερό και επομένως δεν μπορούν να χρησιμοποιηθούν στη διατροφή. Εάν εργάζεστε σε ένα φαρμακευτικό εργαστήριο, θα πρέπει να είστε ικανοί να διακρίνετε τις ιδιότητες αυτών των δύο ιόντων. Γράψτε τις ηλεκτρονιακές απεικονίσεις (α) του In⁺ και (β) του In³⁺.

Εικόνα 2Α.2 Όταν το άτομο ενός μετάλλου που ανήκει σε κύρια ομάδα σχηματίζει ένα κατιόν, χάνει τα s- και p-ηλεκτρόνια σθένους του και αποκτά την ηλεκτρονιακή απεικόνιση του ατόμου του προηγούμενου ευγενούς αερίου. Τα βαρύτερα άτομα της 13^{ης} και 14^{ης} Ομάδας διατηρούν συμπληρωμένη την υποστιβάδα των d-ηλεκτρονίων τους.

Οι τύποι ορισμένων κοινών κατιόντων φαίνονται στις **Θεμελιώδεις Αρχές** Εικόνα Γ.6.

Εικόνα 2Α.3 Τα τυπικά ιόντα που σχηματίζονται από τα βαρέα στοιχεία της 13^{ης} έως και της 15^{ης} Ομάδας παρουσιάζουν την επίδραση του αδρανούς ζεύγους, δηλ. την τάση να σχηματίζουν ενώσεις στις οποίες οι αριθμοί οξείδωσής τους διαφέρουν κατά 2.



Εικόνα 2A.4 Όταν τα άτομα των αμετάλλων αποκτήσουν ηλεκτρόνια και σχηματίζουν ανιόντα, αυτό συμβαίνει μέχρι να αποκτήσουν την ηλεκτρονική απεικόνιση του επόμενου ευγενούς αερίου.

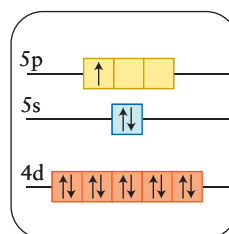
ΠΡΟΒΛΕΨΗ Επειδή το In , βρίσκεται στην 13^η Ομάδα, που έχει γενική ηλεκτρονιακή απεικόνιση $[\text{πυρήνας}]\text{s}^2\text{p}^1$, θα πρέπει να περιμένετε την επιτυχή απομάκρυνση του p-ηλεκτρονίου και στη συνέχεια των δύο s-ηλεκτρονίων για να ληφθούν οι απεικονίσεις $[\text{πυρήνας}]\text{s}^2$ και $[\text{πυρήνας}]$, αντίστοιχα.

ΣΧΕΔΙΟ ΕΡΓΑΣΙΑΣ Προσδιορίστε την απεικόνιση του ουδέτερου ατόμου από τη θέση του στον περιοδικό πίνακα. Αφαιρέστε πρώτα τα ηλεκτρόνια από τα p-τροχιακά της στιβάδας σθένους και μετά από τα s-τροχιακά. Τέλος, εάν είναι απαραίτητο, από τα d-τροχιακά της προηγούμενης στιβάδας, έως ότου αφαιρεθεί ο αριθμός των ηλεκτρονίων που ισούται με το φορτίο του ιόντος.

ΛΥΣΗ

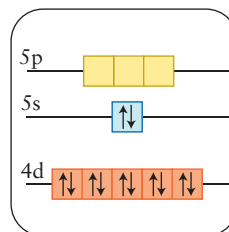
Προσδιορίστε την απεικόνιση του ουδέτερου ατόμου.

Το ίνδιο βρίσκεται στην 13^η Ομάδα, στην 5^η Περίοδο. Επομένως, η απεικόνιση της θεμελιώδους κατάστασης είναι $[\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^1$.



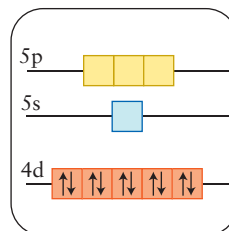
(α) Αφαιρέστε το πιο εξωτερικό ηλεκτρόνιο (από το 5p-τροχιακό).

Για το In^+ είναι $[\text{Kr}]4d^{10}5s^2$



(β) Αφαιρέστε τα επόμενα δύο ηλεκτρόνια (από το 5s-τροχιακό).

Για το In^{3+} είναι $[\text{Kr}]4d^{10}$



ΑΞΙΟΛΟΓΗΣΗ ΑΠΟΤΕΛΕΣΜΑΤΟΣ Όπως προβλέψατε, οι δύο απεικονίσεις έχουν τη μορφή [πυρήνας] s^2 (όπως στο [Kr]4d¹⁰5s²) και [πυρήνας] (όπως στο [Kr]4d¹⁰).

Άσκηση αυτοαξιολόγησης 2Α.1Α Γράψτε τις ηλεκτρονιακές απεικονίσεις (α) του ιόντος χαλκού (I) και (β) του ιόντος χαλκού (II).

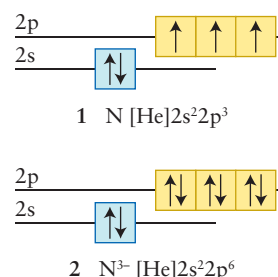
[Απάντηση: (α) $[\text{Ar}]3d^{10}, [\text{Ar}]3d^9]$

Άσκηση αυτοαξιολόγησης 2Α.1Β Γράψτε τις ηλεκτρονιακές απεικονίσεις (α) του ιόντος μαγγανίου (II) και (β) του ιόντος μόλυβδου (IV).

Σχετικές ασκήσεις 2Α.3-2Α.6

Τα αμέταλλα σπάνια χάνουν ηλεκτρόνια σε χημικές αντιδράσεις, επειδή οι ενέργειες ιοντισμού τους είναι πολύ υψηλές. Ωστόσο, ένα άτομο από ένα αμέταλλο στοιχείο μπορεί να αποκτήσει αρκετά ηλεκτρόνια ώστε να συμπληρώσει τη στιβάδα σθένους του και να σχηματίσει ένα ανιόν με οκτάδα ηλεκτρονίων που αντιστοιχεί στην απεικόνιση του επόμενου ευγενούς αερίου ($1s^2$ στην περίπτωση του ιόντος υδριδίου, H^-), **Εικόνα 2Α.4**. Όταν η ηλεκτρονιακή συγγένεια του ατόμου είναι θετική, σε αυτό το βήμα απε-

λευθερώνεται ενέργεια, όμως σε κάποιες περιπτώσεις η ηλεκτρονιακή συγγένεια είναι αρνητική και αυτή η διαδικασία απαιτεί ενέργεια (όπως στον σχηματισμό του O^{2-} από O). Ένα άτομο O δεν κερδίζει περισσότερα από δύο ηλεκτρόνια, επειδή κάθε πρόσθετο ηλεκτρόνιο θα έπρεπε να φιλοξενηθεί σε μία στιβάδα υψηλότερης ενέργειας και η ενέργεια που θα χρειαζόταν θα ήταν υπερβολικά μεγάλη. Για να γράψετε τον τύπο ενός μονοατομικού ανιόντος, πρέπει να προσθέσετε αρκετά ηλεκτρόνια ώστε να συμπληρώσετε τη στιβάδα σθένους. Για παράδειγμα, το άζωτο έχει πέντε ηλεκτρόνια σθένους (1). Επομένως, προσθέτοντας τρία επιπλέον ηλεκτρόνια οδηγείστε στην απεικόνιση ενός ευγενούς αερίου, αυτή του νέου. Επομένως, το ιόν νιτρίδιου θα είναι το N^{3-} (2), που έχει την ηλεκτρονιακή απεικόνιση του νέου, του επόμενου ευγενούς αερίου.



Οι τύποι μερικών κοινών ανιόντων φαίνονται στις Θεμελιώδεις Αρχές Γ.7.

Άσκηση αυτοαξιολόγησης 2A.2A Προβλέψτε τον χημικό τύπο και την ηλεκτρονιακή απεικόνιση του ιόντος φωσφιδίου.

[Απάντηση: P^{3-} , $[Ne]3s^2 3p^6$]

Άσκηση αυτοαξιολόγησης 2A.2B Προβλέψτε τον χημικό τύπο και την ηλεκτρονιακή απεικόνιση του ιόντος ιωδιδίου.

Για να προβλέψετε την ηλεκτρονιακή απεικόνιση ενός μονοατομικού κατιόντος, αφαιρέστε τα εξωτερικά ηλεκτρόνια με τη σειρά np , ns και $(n-1)d$. Για ένα μονοατομικό ανιόν, προσθέστε ηλεκτρόνια μέχρι να φθάσετε στην απεικόνιση του επόμενου ευγενούς αερίου. Η μεταφορά των ηλεκτρονίων έχει ως αποτέλεσμα τον σχηματισμό μίας οκτάδας (ή δυάδας) ηλεκτρονίων στη στιβάδα σθένους κάθε ατόμου: τα άτομα των μετάλλων επιτυγχάνουν μία οκτάδα (ή δυάδα) με απώλεια ηλεκτρονίων και τα άτομα των αμετάλλων με κέρδος ηλεκτρονίων.

2A.2 Σύμβολα Lewis

Πολλές από τις βασικές ιδέες για τον χημικό δεσμό προτάθηκαν από τον G. N. Lewis τα πρώτα χρόνια του εικοστού αιώνα. Ο Lewis επινόησε έναν απλό τρόπο να παρακολουθεί τα ηλεκτρόνια σθένους, όταν τα άτομα σχηματίζουν ιοντικούς δεσμούς. Κάθε ηλεκτρόνιο σθένους αντιπροσωπεύτηκε από μία κουκίδα και οι κουκίδες τοποθετήθηκαν γύρω από το σύμβολο του στοιχείου. Μία μοναδική κουκίδα αντιπροσωπεύει ένα ηλεκτρόνιο μόνο του σε ένα τροχιακό. Ένα ζεύγος κουκίδων αντιπροσωπεύει δύο συζευγμένα ηλεκτρόνια που μοιράζονται το ίδιο τροχιακό. Παραδείγματα των **συμβόλων Lewis** για τα άτομα είναι:

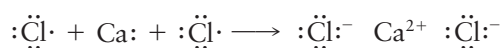


Το σύμβολο Lewis για το άζωτο, για παράδειγμα, αντιπροσωπεύει την απεικόνιση των ηλεκτρονίων σθένους $2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ (βλέπε δομή 1), με δύο ηλεκτρόνια ζευγαρωμένα στο $2s$ -τροχιακό και τρία ασύζευκτα ηλεκτρόνια στα διαφορετικά $2p$ -τροχιακά. Το σύμβολο Lewis είναι μια οπτική περίληψη της ηλεκτρονιακής απεικόνισης της στιβάδας σθένους ενός ατόμου ή ενός ιόντος.

Για να σχεδιάσετε τον τύπο μιας ιοντικής ένωσης χρησιμοποιώντας τα σύμβολα Lewis:

- Αναπαραστήστε το κατιόν αφαιρώντας τον κατάλληλο αριθμό κουκίδων από το σύμβολο του ατόμου του μεταλλικού στοιχείου.
- Αναπαραστήστε το ανιόν μεταφέροντας αυτές τις κουκίδες στο σύμβολο Lewis του ατόμου του στοιχείου του αμετάλλου ώστε να συμπληρωθεί η στιβάδα σθένους του.
- Εάν είναι απαραίτητο, προσαρμόστε τους αριθμούς των ατόμων κάθε είδους, έτσι ώστε όλες οι κουκίδες που αφαιρούνται από το άτομο του μεταλλικού στοιχείου να φιλοξενούνται από το άτομο του στοιχείου του αμετάλλου.
- Γράψτε το φορτίο κάθε ιόντος ως εκθέτη με τον κανονικό τρόπο.

Ένα απλό παράδειγμα αποτελεί ο τύπος του χλωριδίου του ασβεστίου. Το άτομο του ασβεστίου χάνει τα δύο ηλεκτρόνια σθένους του, όταν σχηματίζει το ιόν Ca^{2+} . Επειδή κάθε άτομο χλωρίου έχει μία κενή θέση, απαιτούνται δύο άτομα για να δεχθούν τα δύο ηλεκτρόνια από το άτομο του ασβεστίου:



Η αναλογία των δύο ιόντων χλωριδίου για κάθε ιόν ασβεστίου οδηγεί στον τύπο CaCl_2 . Ωστόσο, σημειώστε ότι αυτός ο τύπος είναι απλώς μία δομική μονάδα (Θεμελιώδεις αρχές Ε). Δεν υπάρχουν μεμονωμένα μόρια CaCl_2 : ένας κρύσταλλος CaCl_2 αποτελείται από τεράστιους αριθμούς από αυτά τα ιόντα σε τρισδιάστατες συστοιχίες.

Άσκηση αυτοαξιολόγησης 2Α.3Α Σχεδιάστε τη δομική μονάδα του νιτρίδιου του λιθίου χρησιμοποιώντας τα σύμβολα Lewis.

[Απάντηση: $\text{Li}^+ \text{Li}^+ :\ddot{\text{N}}:^{3-} \text{Li}^+$]

Άσκηση αυτοαξιολόγησης 2Α.3Β Σχεδιάστε τη δομική μονάδα του βρωμιδίου του μαγνησίου χρησιμοποιώντας τα σύμβολα Lewis.

Οι τύποι των ενώσεων που αποτελούνται από μονοατομικά ιόντα των στοιχείων των κύριων ομάδων μπορούν να προβλεφθούν με την προϋπόθεση ότι τα κατιόντα έχουν χάσει όλα τα ηλεκτρόνια σθένους τους και τα ανιόντα έχουν αποκτήσει ηλεκτρόνια στις στιβάδες σθένους τους, μέχρις ότου κάθε ιόν έχει μία οκτάδα ηλεκτρονίων, ή μία δυάδα στην περίπτωση των H, Li, και Be.

2Α.3 Η ενέργεια σχηματισμού του ιοντικού δεσμού

Για να κατανοήσετε τον λόγο που ένας κρύσταλλος χλωριδίου του νατρίου, μία ιοντική ένωση, έχει χαμηλότερη ενέργεια από τα πλήρως διαχωρισμένα άτομα του νατρίου και του χλωρίου, μπορείτε να χρησιμοποιήσετε τη στρατηγική που οι χημικοί συχνά θεωρούν χρήσιμη: αναλύουν μία πολύπλοκη διαδικασία, τεμαχίζοντάς την σε απλούστερα, συχνά υποθετικά βήματα. Σε αυτή την περίπτωση, ο σχηματισμός του στερεού φανταστείτε ότι πραγματοποιείται σε τρία υποθετικά βήματα:

1. Αέρια άτομα του νατρίου απελευθερώνουν ηλεκτρόνια.
2. Αυτά τα ηλεκτρόνια συνδέονται με αέρια άτομα του χλωρίου.
3. Τα αέρια κατιόντα και ανιόντα που προκύπτουν συσσωρεύονται σε έναν στερεό κρύσταλλο.

Το νάτριο ανήκει στην 1^η Ομάδα του περιοδικού πίνακα και αναμένεται να σχηματίσει ένα ιόν +1. Ωστόσο, το ηλεκτρόνιο σθένους συγκρατείται σφικτά από το δραστικό πυρηνικό φορτίο. Δεν απομακρύνεται έτσι απλά. Στην πραγματικότητα, η ενέργεια ιοντισμού του νατρίου είναι $494 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ (βλέπε Εικόνα 1ΣΤ.8) και αυτή η μεγάλη ενέργεια πρέπει να δοθεί για να σχηματιστούν τα κατιόντα:



Η ηλεκτρονιακή συγγένεια των ατόμων του χλωρίου είναι $+349 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ (βλέπε Εικόνα 1ΣΤ.12) και επομένως $349 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ενέργειας απελευθερώνονται όταν τα ηλεκτρόνια συνδέονται με τα άτομα του χλωρίου για να σχηματιστούν τα ανιόντα:



Σε αυτό το στάδιο, η καθαρή μεταβολή της ενέργειας (ενέργεια που απαιτείται – ενέργεια που απελευθερώνεται) είναι $494 - 349 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} = +145 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$, δηλ. έχουμε μία *αύξηση* της ενέργειας. Ένα αέριο με πλήρως διαχωρισμένα τα ιόντα Na^+ και Cl^- έχει υψηλότερη ενέργεια από ένα αέριο που περιέχει ουδέτερα άτομα Na και Cl.

Τώρα εξετάστε αυτό που συμβαίνει όταν τα αέρια ιόντα Na^+ και Cl^- πλησιάζουν για να σχηματίσουν το κρυσταλλικό στερεό. Η διαφορά ενέργειας μεταξύ των ιόντων της ένωσης που είναι πλήρως διαχωρισμένα στην αέρια φάση και αυτής που είναι συσσωρευμένα στο στερεό ονομάζεται **ενέργεια πλέγματος** (lattice energy) και είναι συνήθως πολύ μεγάλη. Αυτή η ενέργεια απελευθερώνεται όταν σχηματίζεται το στερεό:



Επομένως, η καθαρή μεταβολή της ενέργειας για τη συνολική διαδικασία $\text{Na(g)} + \text{Cl(g)} \rightarrow \text{NaCl(s)}$ είναι $145 - 787 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1} = -642 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ (Εικόνα 2Α.5), δηλ. μια τεράστια *μείωση* της ενέργειας. Επομένως, το στερεό που αποτελείται από ιόντα Na^+ και Cl^- έχει χαμηλότερη ενέργεια από αυτή που έχουν τα πλήρως διαχωρισμένα άτομα Na και Cl.

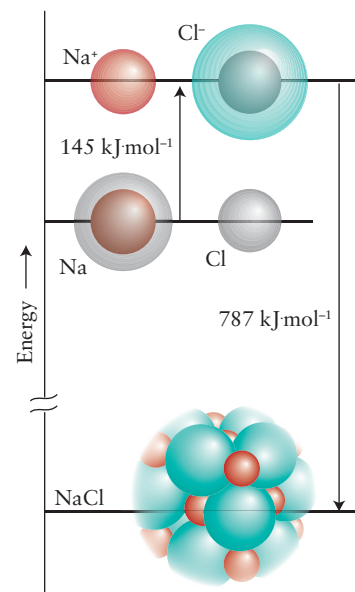
Συμπερασματικά, υπάρχει μία καθαρή μείωση της ενέργειας, χαμηλότερη από αυτή των μεμονωμένων ατόμων, υπό την προϋπόθεση ότι η καθαρή έλξη μεταξύ των ιόντων είναι μεγαλύτερη από την ενέργεια που απαιτείται για τον σχηματισμό τους. Η κύρια συμμετοχή στην ενέργεια που εισαγεται είναι συνήθως η ενέργεια ιοντισμού του στοιχείου που σχηματίζει το κατιόν. Αν και κάποια από αυτή την ενέργεια μπορεί να ανακτηθεί από την ηλεκτρονιακή συγγένεια του αμετάλλου όταν σχηματίζεται το ανιόν, σε ορισμένες περιπτώσεις απαιτείται ενέργεια για τον σχηματισμό του ανιόντος. Αυτή η ενέργεια πρέπει επίσης να ανακτάται από τις αλληλεπιδράσεις μεταξύ των ιόντων. Συνήθως, *μόνο τα μεταλλικά στοιχεία έχουν ενέργειες ιοντισμού που είναι αρκετά χαμηλές* έτσι ώστε ο σχηματισμός των ιοντικών δεσμών να είναι ενεργειακά εφικτός.

Η μείωση της ενεργείας που συνοδεύει τον σχηματισμό των ιοντικών δεσμών οφείλεται κατά μεγάλο μέρος στην έλξη μεταξύ των αντίθετα φορτισμένων ιόντων.

2Α.4 Αλληλεπιδράσεις μεταξύ των ιόντων

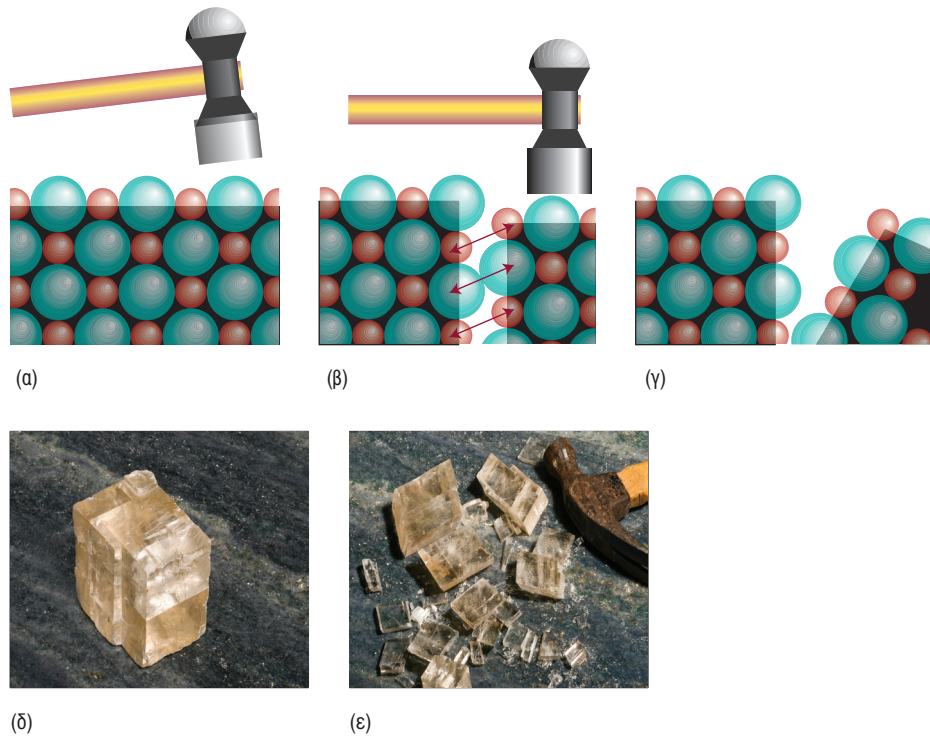
Η προηγούμενη συζήτηση έδειξε ότι το κλειδί για τον σχηματισμό των ιοντικών δεσμών είναι η ισχύς της αλληλεπίδρασης μεταξύ των ιόντων στο

Θετική ηλεκτρονιακή συγγένεια σημαίνει απελευθέρωση ενέργειας, όταν το ηλεκτρόνιο συνδέεται με το άτομο που βρίσκεται στην αέρια φάση ή ιόν (Ενότητα ΣΤ).



Εικόνα 2Α.5 Σημαντική ενέργεια απαιτείται για τη δημιουργία των κατιόντων και των ανιόντων από τα ουδέτερα άτομα. Η ενέργεια ιοντισμού των μεταλλικών ατόμων ανακτάται μόνο εν μέρει από την ηλεκτρονιακή συγγένεια των ατόμων των αμετάλλων. Η συνολική μείωση της ενέργειας που επιτρέπει την ύπαρξη του ιοντικού στερεού προκύπτει από την ισχυρή έλξη μεταξύ των κατιόντων και των ανιόντων που αναπτύσσεται στο στερεό. Αυτό το διάγραμμα δεν δείχνει ακριβώς πώς συμβαίνει η πραγματική χημική αντίδραση μεταξύ Na(s) και $\text{Cl}_2\text{(g)}$. Απλώς απεικονίζει τις ενέργειες των ατόμων Na(g) και Cl(g) σε σχέση με την ενέργεια του NaCl(s) .

Εικόνα 2Α.6 Αυτή η ακολουθία των εικόνων απεικονίζει την ευθραυστότητα των ιοντικών στερεών. (α) Το αρχικό στερεό αποτελείται από μια τακτική συστοιχία κατιόντων και ανιόντων. (β) Ένα χτύπημα με σφυρί μπορεί να ωθήσει τα ιόντα με όμοιο φορτίο σε παρακείμενες θέσεις. Αυτή η προσέγγιση των όμοιων φορτίων δημιουργεί ισχυρές απωστικές δυνάμεις (όπως απεικονίζεται με τα διπλής αιχμής βέλη). (γ) Ως αποτέλεσμα αυτών των απωστικών δυνάμεων, το στερεό σπάει σε θραύσματα. (δ) Η λεία επιφάνεια αυτού του ασβεστούχου κρυστάλλου είναι αποτέλεσμα της τακτικής διεύθεσης των ιόντων ασβεστίου και των ανθρακικών ιόντων. (ε) Το χτύπημα με το σφυρί κατέστρεψε τον κρύσταλλο, αφήνοντας επίπεδες, κανονικές επιφάνειες που αποτελούνται από επίπεδα ιόντων. (Τμήματα (δ) και (ε) © 2009 Paul Silverman- Βασικές φωτογραφίες.)



στερεό: πρέπει να είναι αρκετά ισχυρή ώστε να ξεπεραστεί η επένδυση σε ενέργεια που απαιτείται για τον σχηματισμό των ιόντων. Ωστόσο, ένα πολύ σημαντικό σημείο είναι ότι ένα ιοντικό στερεό δεν συγκρατείται με δεσμούς μεταξύ συγκεκριμένων ζευγών ιόντων: όλα τα κατιόντα αλληλεπιδρούν σε μεγαλύτερο ή μικρότερο βαθμό με όλα τα ανιόντα, όλα τα κατιόντα απωθούν το ένα το άλλο και όλα τα ανιόντα απωθούν το ένα το άλλο. Ο ιοντικός δεσμός είναι μία «παγκόσμια» αλληλεπίδραση, χαρακτηριστική ολόκληρου του κρυστάλλου, μία καθαρή μείωση της ενέργειας ολόκληρου του κρυστάλλου σε σχέση με τα πλήρως διαχωρισμένα ουδέτερα άτομα.

Οι τυπικές ιδιότητες των ιοντικών στερεών, όπως τα υψηλά σημεία τήξης τους και η ευθραυστότητα, οφείλονται στις ισχυρές ηλεκτροστατικές αλληλεπιδράσεις μεταξύ των ιόντων. Απαιτείται υψηλή θερμοκρασία έτσι ώστε τα ιόντα να μπορέσουν να κινηθούν το ένα μετά το άλλο και το στερεό να τακεί για να σχηματιστεί το υγρό. Όταν χτυπήσουμε ένα ιοντικό στερεό, ιόντα με όμοια φορτία έρχονται σε επαφή, απωθούν το ένα το άλλο και το στερεό σπάει σε θραύσματα (Εικόνα 2Α.6).

Το σημείο εκκίνησης για την κατανόηση της αλληλεπίδρασης μεταξύ των ιόντων σε ένα στερεό είναι η έκφραση της αλληλεπίδρασης των δύο μεμονωμένων ιόντων που δίνει η δυναμική ενέργεια Coulomb (Θεμελιώδεις Αρχές Α):

$$E_{p,12} = \frac{\overbrace{(z_1 e)}^{\text{φορτίο ιόντος 1}} \times \overbrace{(z_2 e)}^{\text{φορτίο ιόντος 2}}}{4\pi\epsilon_0 \underbrace{r_{12}}_{\text{απόσταση που τα διαχωρίζει}}} = \frac{z_1 z_2 e^2}{4\pi\epsilon_0 r_{12}} \quad (1)$$

Σε αυτή την έκφραση, το e είναι το θεμελιώδες φορτίο (η απόλυτη τιμή του φορτίου ενός ηλεκτρονίου), z_1 και z_2 είναι οι αριθμοί των φορτίων των δύο ιόντων, r_{12} είναι η απόσταση μεταξύ των κέντρων των ιόντων και ϵ_0 («έψιλον μηδέν») είναι η διαπερατότητα του κενού (βλέπε στο πίσω μέρος του εξώφυλλου για την τιμή αυτής της θεμελιώδους σταθεράς).