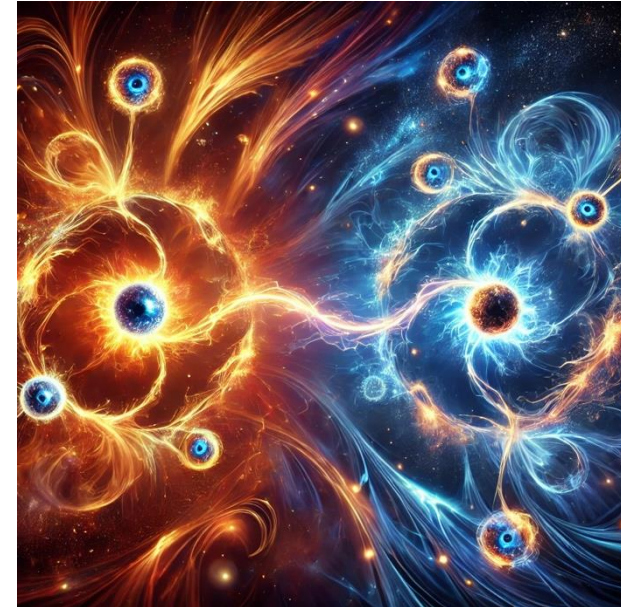


9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

ΣΚΟΠΟΣ

- Σύμβολα Lewis
- Ο ιοντικός δεσμός
- Ενέργεια πλέγματος ιοντικών ενώσεων
- Ο ομοιοπολικός δεσμός
- Κανόνας της οκτάδας
- Συντονισμός και τυπικά φορτία



9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

ΠΡΟΣΔΟΚΩΜΕΝΑ ΑΠΟΤΕΛΕΣΜΑΤΑ

- Ορισμός: ιοντικός δεσμός
- Σχηματισμός ιοντικών δεσμών με σύμβολα Lewis
- Υπολογισμός ενέργειας πλέγματος μέσω των κύκλων Born - Haber
- Φυσικές ιδιότητες ιοντικών ενώσεων
- Αναγραφή ηλεκτρονικών δομών και συμβόλων Lewis για ιόντα κύριων ομάδων και μεταβατικών μετάλλων

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

ΠΡΟΣΔΟΚΩΜΕΝΑ ΑΠΟΤΕΛΕΣΜΑΤΑ

- Ορισμός: ομοιοπολικός δεσμός
- Τύποι Lewis, δεσμικά και μονήρη ζεύγη ηλεκτρονίων
- Ηλεκτραρνητικότητα, πολωμένος και μη πολωμένος ομοιοπολικός δεσμός
- Κανόνας της οκτάδας, δομές συντονισμού και τυπικά φορτία
- Χαρακτηριστικά δεσμών: μήκος δεσμού, τάξη δεσμού και ενθαλπία δεσμού

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

ΕΝΝΟΙΕΣ ΚΛΕΙΔΙΑ

- ✓ Ενέργεια πλέγματος
- ✓ Ιοντική ακτίνα
- ✓ Ιοντικός δεσμός
- ✓ Ισοηλεκτρονικά χημικά είδη
- ✓ Νόμος του Coulomb
- ✓ Σύμβολα Lewis
- ✓ Απεντοπισμένος δεσμός
- ✓ Απλός δεσμός
- ✓ Δεσμικό ζεύγος ηλεκτρονίων
- ✓ Διπλός δεσμός
- ✓ Ενθαλπία δεσμού
- ✓ Ηλεκτραρνητικότητα
- ✓ Κανόνας οκτάδας
- ✓ Μήκος δεσμού
- ✓ Μονήρες (μη δεσμικό) ζεύγος ηλεκτρονίων
- ✓ Ομοιοπολική ακτίνα
- ✓ Ομοιοπολικός δεσμός
- ✓ Ομοιοπολικός δεσμός σύνταξης
- ✓ Πολωμένος ομοιοπολικός δεσμός
- ✓ Συντονισμός
- ✓ Τάξη δεσμού
- ✓ Τριπλός δεσμός
- ✓ Τυπικό φορτίο
- ✓ Τύπος Lewis

Κεφάλαια προς μελέτη

Εβδομάδα 8:

➤ Κεφάλαιο 9: Χημικός δεσμός I: Βασικές έννοιες

➤ Υποκεφάλαια :

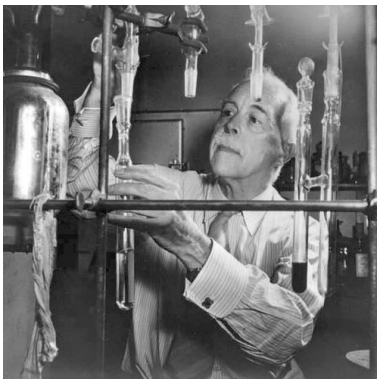
- 9.1. Σύμβολα Lewis
- 9.2. Ο ιοντικός δεσμός
- 9.3. Ενέργεια πλέγματος ιοντικών ενώσεων
- 9.4. Ο ομοιοπολικός δεσμός
- 9.5. Ηλεκτραρνητικότητα
- 9.6. Γραφή των δομών Lewis
- 9.7. Τυπικό φορτίο και δομή Lewis
- 9.8. Η έννοια του συντονισμού
- 9.9. Εξαιρέσεις του κανόνα της οκτάδας
- 9.10. Ενθαλπία δεσμού

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Δομές Lewis

Gilbert N. Lewis

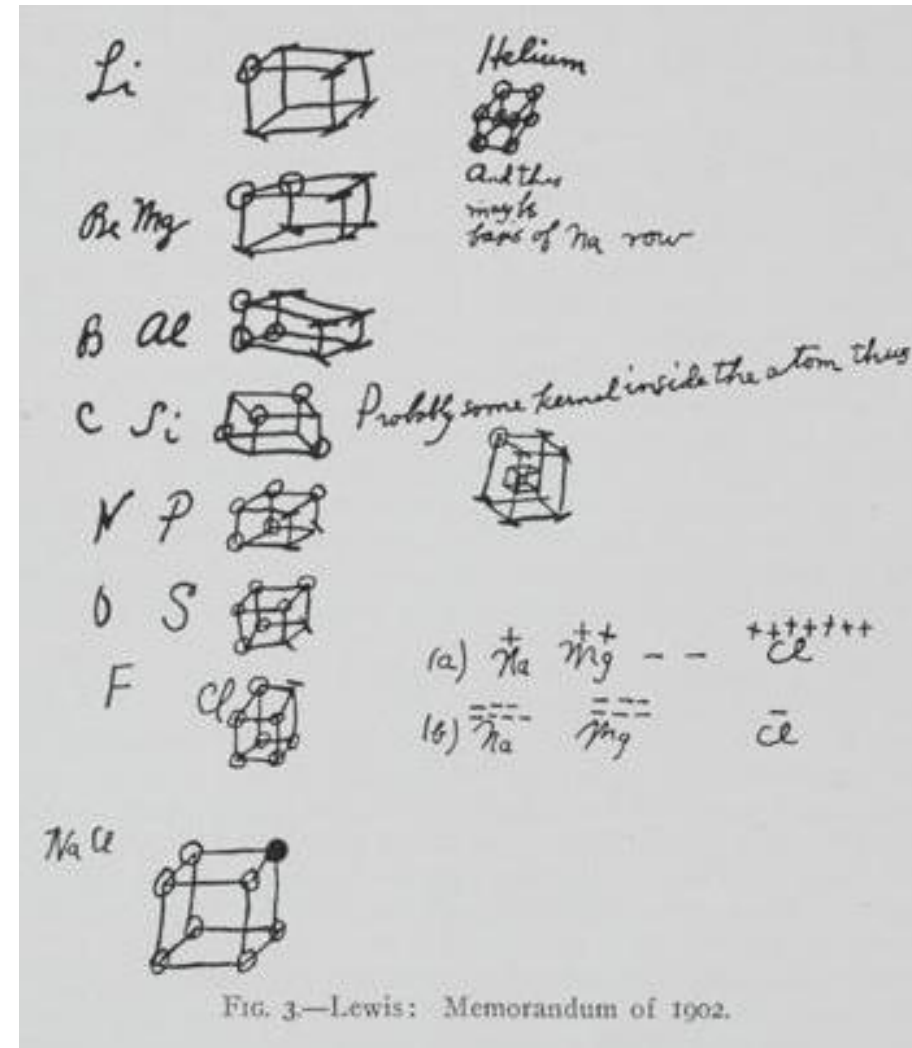
(1875-1946)



- τα άτομα συνδυάζονται για να επιτύχουν μια πιο σταθερή διαμόρφωση ηλεκτρονίων
- Μέγιστη σταθερότητα: ένα άτομο είναι ισοηλεκτρονικό με ένα ευγενές αέριο

Χημικός δεσμός: μια ισχυρή ελκτική δύναμη που ασκείται ανάμεσα σε ορισμένα άτομα μιας ουσίας

- ιοντικός δεσμός
- ομοιοπολικός δεσμός
- μεταλλικός δεσμός



9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Δομές Lewis

Ηλεκτρόνια σθένους είναι τα ηλεκτρόνια που βρίσκονται στην εξωτερική στιβάδα ενός ατόμου

Είναι υπεύθυνα για τις χημικές ιδιότητες και τη δραστικότητα ενός στοιχείου

	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
1	1 H $1s^1$	2	13	14	15	16	17	2 He $1s^2$
2	3 Li $2s^1$	4 Be $2s^2$	5 B $2s^2 2p^1$	6 C $2s^2 2p^2$	7 N $2s^2 2p^3$	8 O $2s^2 2p^4$	9 F $2s^2 2p^5$	10 Ne $2s^2 2p^6$
3	11 Na $3s^1$	12 Mg $3s^2$	13 Al $3s^2 3p^1$	14 Si $3s^2 3p^2$	15 P $3s^2 3p^3$	16 S $3s^2 3p^4$	17 Cl $3s^2 3p^5$	18 Ar $3s^2 3p^6$
4	19 K $4s^1$	20 Ca $4s^2$	31 Ga $4s^2 4p^1$	32 Ge $4s^2 4p^2$	33 As $4s^2 4p^3$	34 Se $4s^2 4p^4$	35 Br $4s^2 4p^5$	36 Kr $4s^2 4p^6$
5	37 Rb $5s^1$	38 Sr $5s^2$	49 In $5s^2 5p^1$	50 Sn $5s^2 5p^2$	51 Sb $5s^2 5p^3$	52 Te $5s^2 5p^4$	53 I $5s^2 5p^5$	54 Xe $5s^2 5p^6$
6	55 Cs $6s^1$	56 Ba $6s^2$	81 Tl $6s^2 6p^1$	82 Pb $6s^2 6p^2$	83 Bi $6s^2 6p^3$	84 Po $6s^2 6p^4$	85 At $6s^2 6p^5$	86 Rn $6s^2 6p^6$
7	87 Fr $7s^1$	88 Ra $7s^2$	113 Nh $7s^2 7p^1$	114 Fl $7s^2 7p^2$	115 Mc $7s^2 7p^3$	116 Lv $7s^2 7p^4$	117 Ts $7s^2 7p^5$	118 Og $7s^2 7p^6$

Ομάδα	Ηλεκτρονική διαμόρφωση	e^- σθένους
1A	ns^1	1
2A	ns^2	2
3A	$ns^2 np^1$	3
4A	$ns^2 np^2$	4
5A	$ns^2 np^3$	5
6A	$ns^2 np^4$	6
7A	$ns^2 np^5$	7
8A	$ns^2 np^6$	8

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

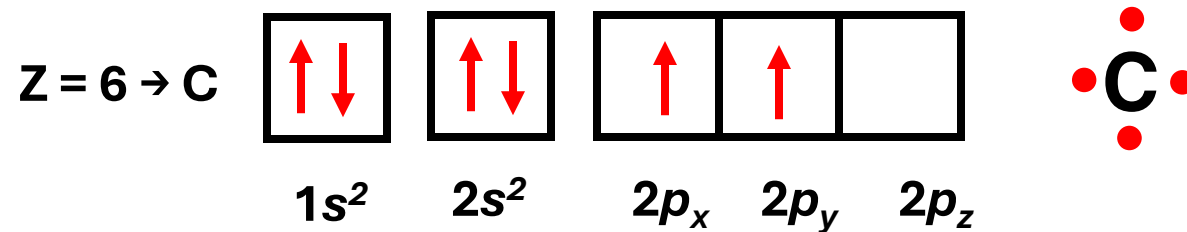
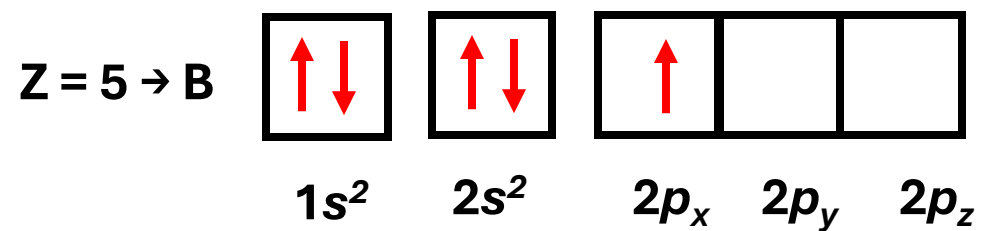
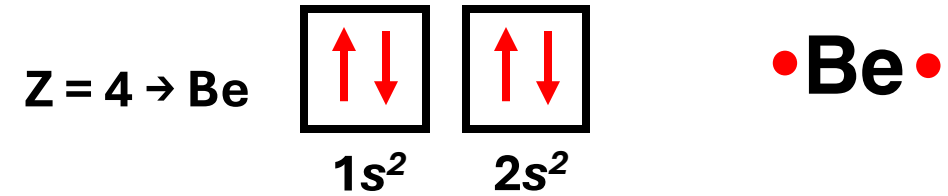
Δομές Lewis

Μια δομή Lewis αποτελείται από το σύμβολο ενός στοιχείου και μια κουκκίδα για κάθε ηλεκτρόνιο σθένους σε ένα άτομο του στοιχείου

1 1A	2 2A	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
•H							He:
•Li	•Be•	•B•	•C•	•N•	•O•	•F•	•Ne•
•Na	•Mg•	•Al•	•Si•	•P•	•S•	•Cl•	•Ar•
•K	•Ca•	•Ga•	•Ge•	•As•	•Se•	•Br•	•Kr•
•Rb	•Sr•	•In•	•Sn•	•Sb•	•Te•	•I•	•Xe•
•Cs	•Ba•	•Tl•	•Pb•	•Bi•	•Po•	•At•	•Rn•
•Fr	•Ra•	•Nh•	•Fl•	•Mc•	•Lv•	•Ts•	•Og•

Μη συζευγμένες κουκκίδες δεν συμβολίζουν

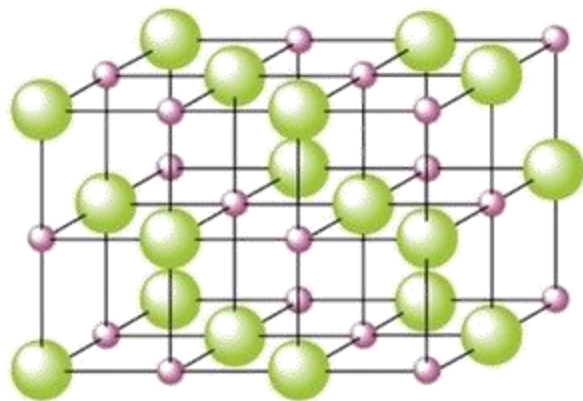
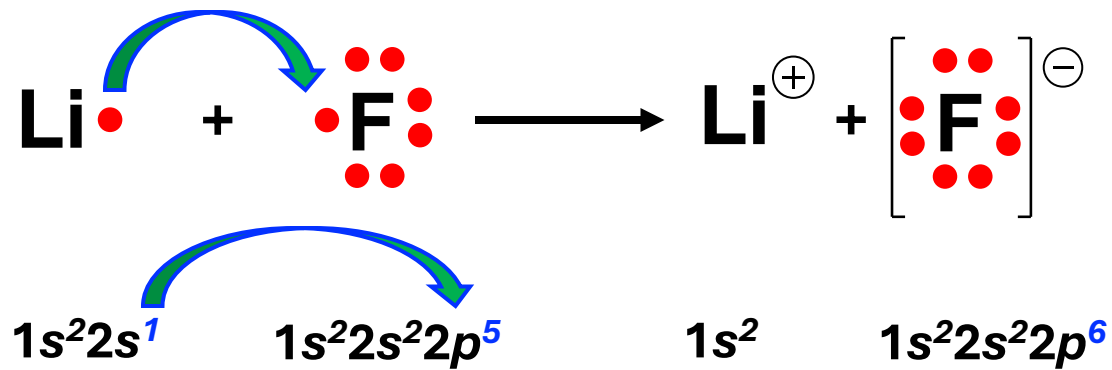
υποχρεωτικά ασύζευκτα e



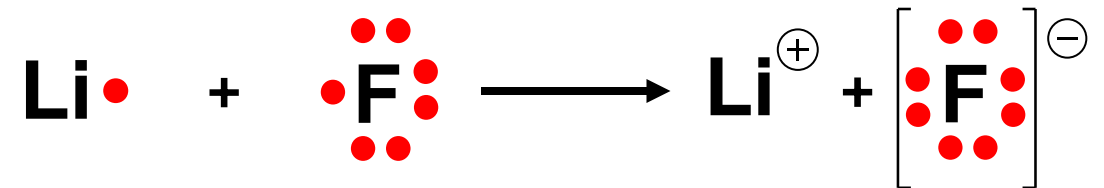
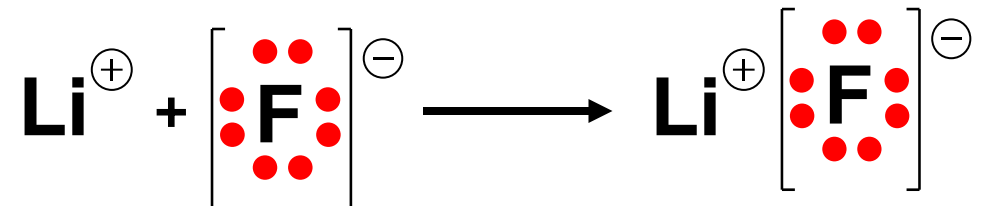
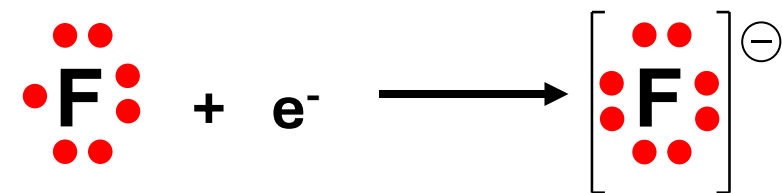
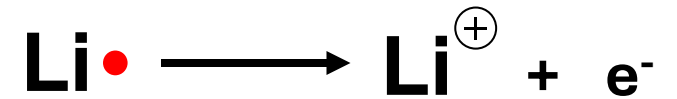
9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ο ιοντικός δεσμός

Φθορίδιο του λιθίου



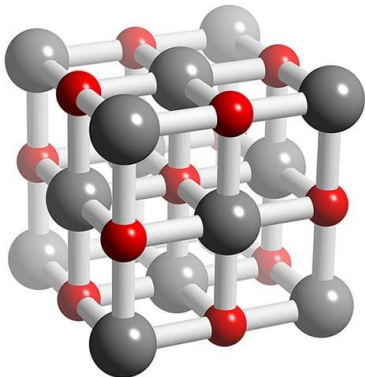
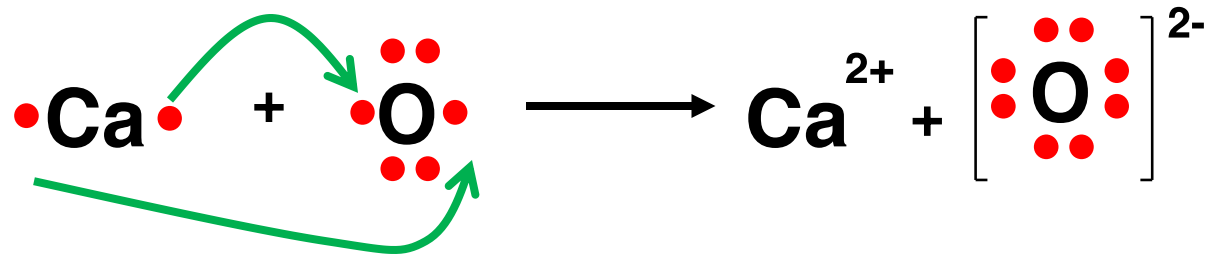
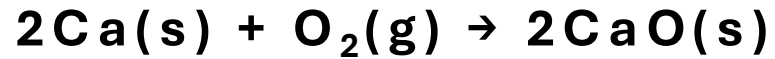
Ο ιοντικός δεσμός: χημικός δεσμός που σχηματίζεται από την ηλεκτροστατική έλξη μεταξύ θετικών και αρνητικών ιόντων



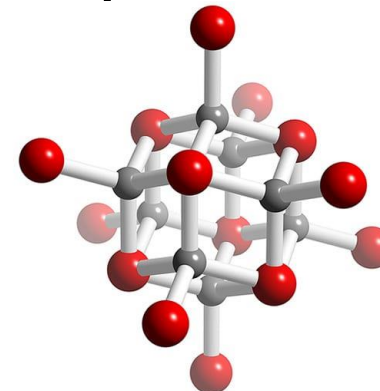
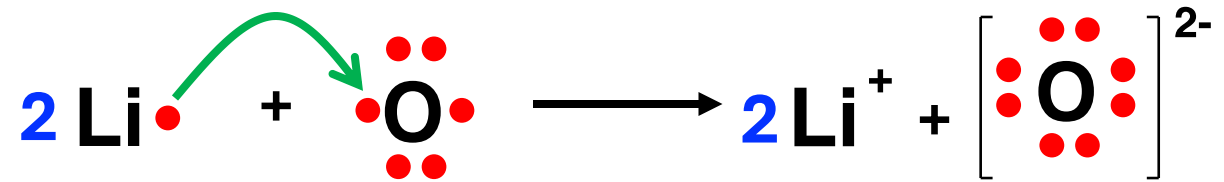
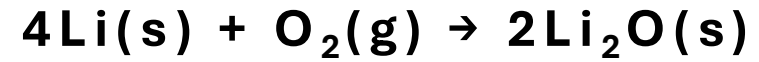
9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ο ιοντικός δεσμός

Οξείδιο του ασβεστίου



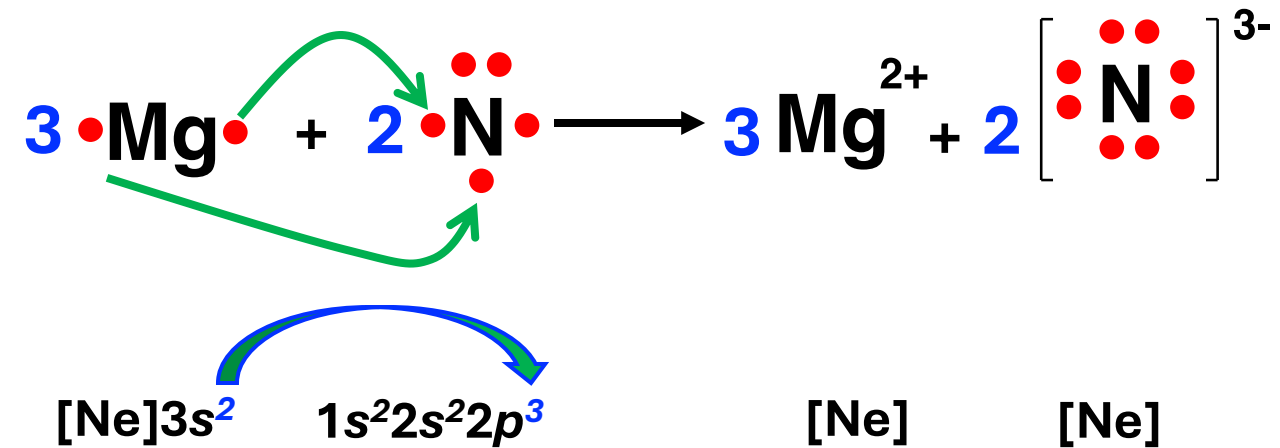
Οξείδιο του λιθίου



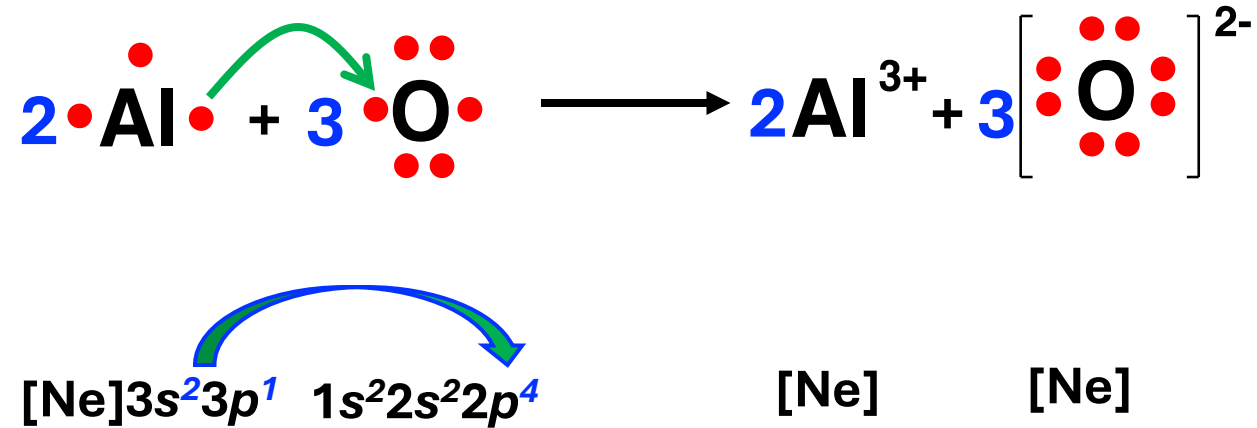
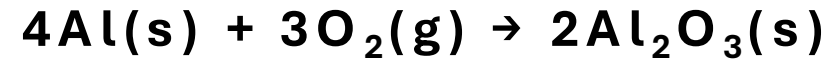
9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ο ιοντικός δεσμός

Νιτρίδιο του μαγνησίου



Οξείδιο του αργιλίου



9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ο ιοντικός δεσμός

Παράδειγμα:

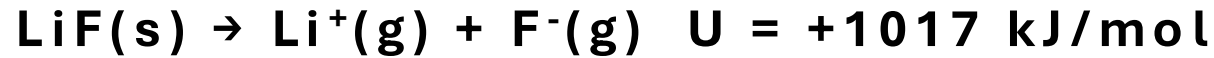
Χρησιμοποιήστε σύμβολα Lewis για να παραστήσετε τη μεταφορά ηλεκτρονίων μεταξύ των παρακάτω ατόμων προς σχηματισμό ιόντων με δομές ευγενών αερίων:

(α) Na και N, (β) Mg και Br, (γ) Al και Cl

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ενέργεια πλέγματος των ιοντικών ενώσεων

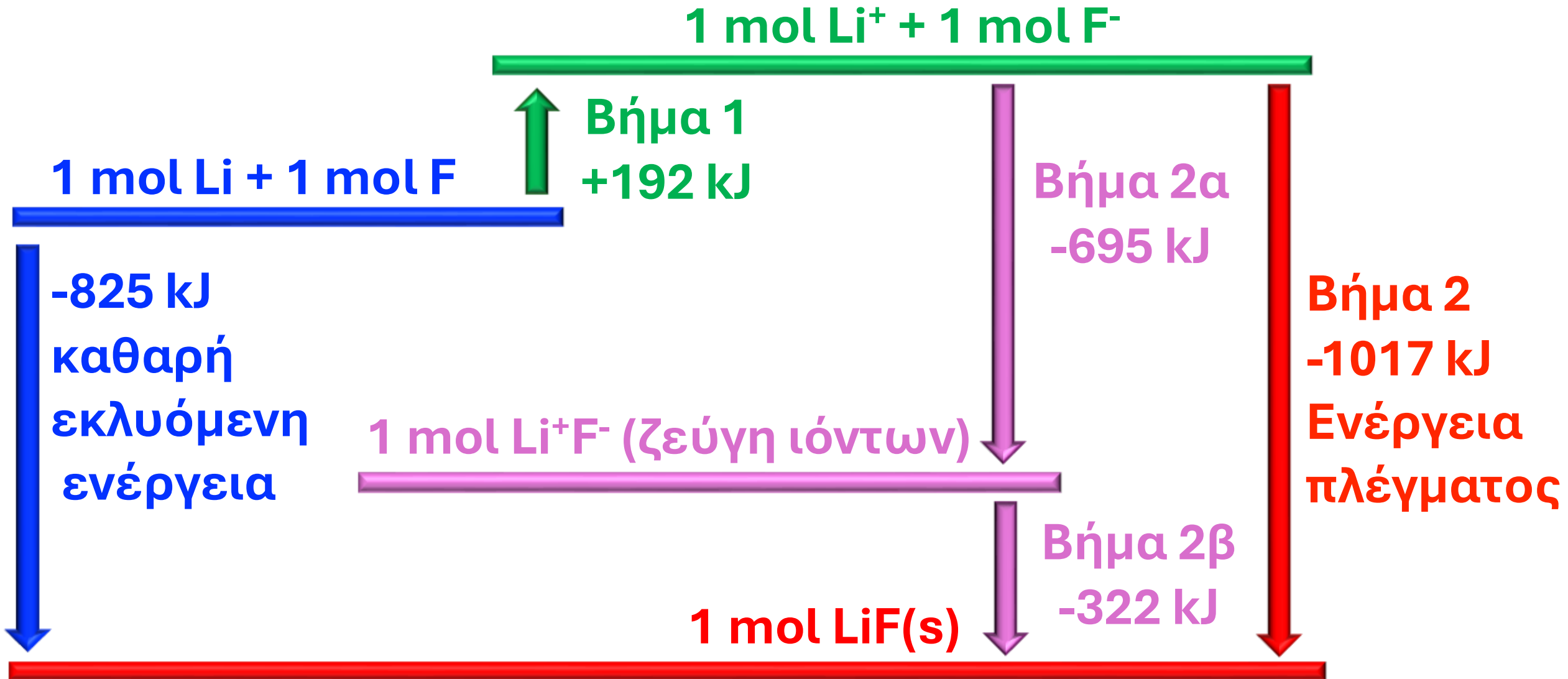
ενέργεια που απαιτείται για να διαχωριστεί πλήρως ένα mole μιας στερεής ιοντικής ένωσης
σε αέρια ιόντα



Με βάση την ενέργεια ιονισμού (EI) και την ηλεκτροσυγγένεια (EA) μπορούμε να προβλέψουμε το σχηματισμό και τη σταθερότητα μιας ιοντικής ένωσης

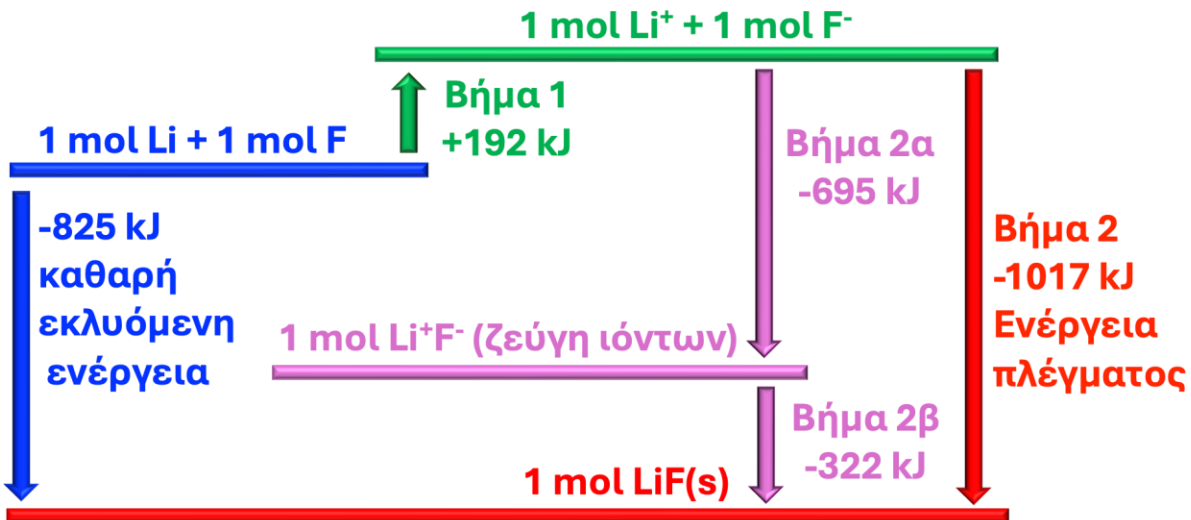
9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ενέργεια πλέγματος των ιοντικών ενώσεων

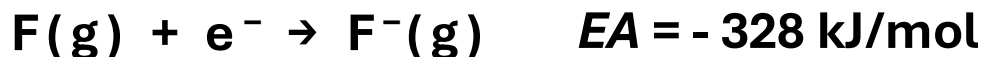


9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ενέργεια πλέγματος των ιοντικών ενώσεων



Βήμα 1:



$$E_1 = EI_1(\text{Li}) + EA(\text{F})$$

$$= 520 \text{ kJ/mol} - 328 \text{ kJ/mol} = +192 \text{ kJ/mol}$$

Βήμα 2α:

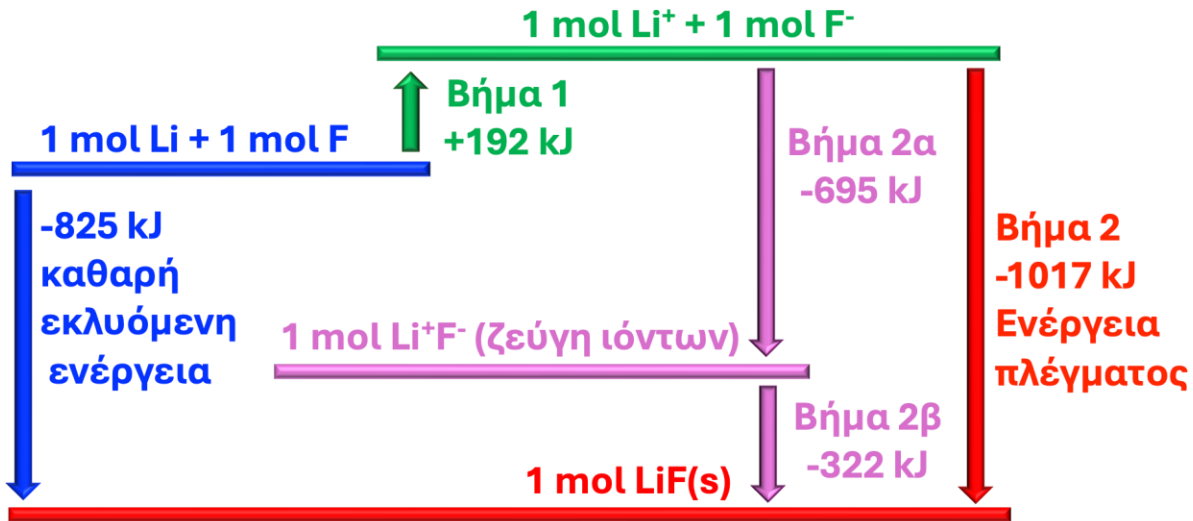
Νόμος Coulomb: η δυναμική ενέργεια (E) μεταξύ δύο ιόντων είναι ανάλογη προς το γινόμενο των φορτίων τους και αντιστρόφως ανάλογη προς την μεταξύ τους απόσταση

$$E_{2\alpha} = \frac{k Q_{\text{Li}^+} Q_{\text{F}^-}}{r}$$
$$= - \frac{(8,99 \times 10^9 \text{ J m/C}^2) \times (1,602 \times 10^{-19} \text{ C})^2}{2,00 \times 10^{-10} \text{ m}}$$
$$= -1,154 \times 10^{-18} \text{ J}$$

$$E_{2\alpha} = -1,154 \times 10^{-18} \text{ J} \times (6,023 \times 10^{23}) = -695 \text{ kJ/mol}$$

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ενέργεια πλέγματος των ιοντικών ενώσεων



Καθαρή εκλυόμενη ενέργεια:

$$E_{2\beta} = E_2 - E_1$$

$$= -1017 \text{ kJ/mol} - (+192 \text{ kJ/mol}) = -825 \text{ kJ/mol}$$

Βήμα 2β:

$$E_{2\beta} = E_2 - E_{2\alpha}$$

$$= -1017 \text{ kJ/mol} - (-695 \text{ kJ/mol}) = -322 \text{ kJ/mol}$$

Συμπεράσματα:

- Καθαρή ελάττωση ενέργειας → σχηματισμός σταθερού δεσμού
- Γενικά για 2 στοιχεία που ενώνονται με ιοντικό δεσμό: E_I μικρή ενώ η EA μεγάλη
- Δραστικά μέταλλα και δραστικά αμέταλλα

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ενέργεια πλέγματος των ιοντικών ενώσεων

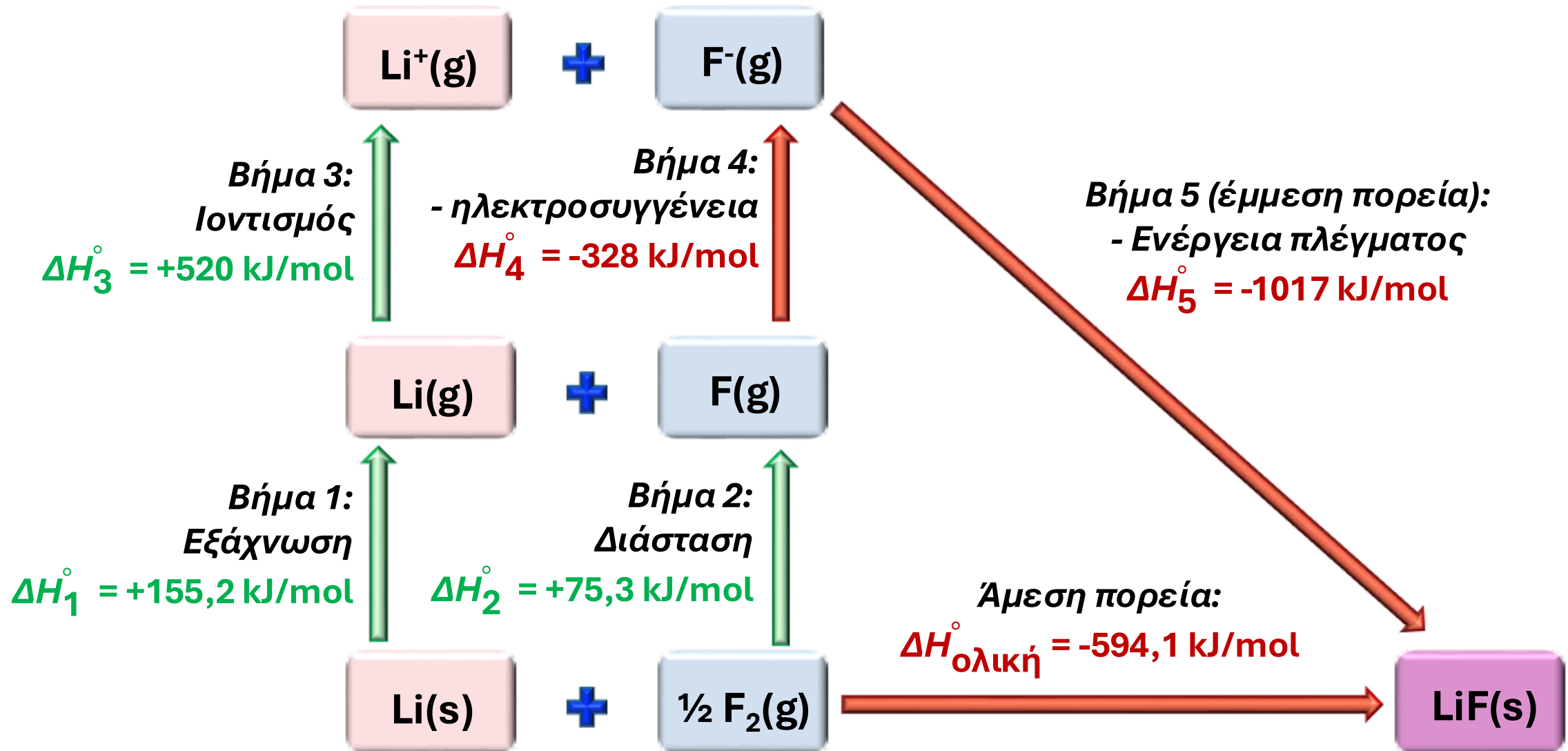
Ο κύκλος Born - Haber

- Έμμεσος προσδιορισμός της ενέργειας πλέγματος
- Συσχετίζει τις ενέργειες πλέγματος των ιοντικών ενώσεων με τις ενέργειες ιοντισμού, τις ηλεκτρονιακές συγγένειες και άλλες ατομικές και μοριακές ιδιότητες.
- Βασίζεται στον νόμο του Hess

Νόμος του Hess: Όταν τα αντιδρώντα μετατρέπονται σε προϊόντα, η μεταβολή ενθαλπίας είναι η ίδια είτε η αντίδραση λαμβάνει χώρα σε ένα βήμα είτε σε μια σειρά βημάτων.

$$\Delta H_{\text{ολική}}^{\circ} = \Delta H_1^{\circ} + \Delta H_2^{\circ} + \dots + \Delta H_n^{\circ}$$

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ



9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ενέργεια πλέγματος των ιοντικών ενώσεων

Ο κύκλος Born – Haber: $\text{Li(s)} + 1/2 \text{F}_2(\text{g}) \rightarrow \text{LiF(s)}$ $\Delta H_{\text{ολική}}^{\circ} = -594,1 \text{ kJ/mol}$

1. Εξάχνωση Li



2. Διάσπαση 1/2 mole αερίου F₂ σε απλά άτομα F:



3. Ιοντισμός 1 mole αερίων ατόμων Li



4. Προσθήκη 1 mole ηλεκτρονίων σε 1 mole αερίων ατόμων F



5. Ένωση 1 mol αερίου Li⁺ και 1 mol F⁻ προς σχηματισμό 1 mol στερεού LiF



9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ενέργεια πλέγματος των ιοντικών ενώσεων

Ο κύκλος Born – Haber: $\text{Li(s)} + 1/2 \text{F}_2(\text{g}) \rightarrow \text{LiF(s)}$ $\Delta H_{\text{ολική}}^{\circ} = -594,1 \text{ kJ/mol}$

1. $\text{Li(s)} \rightarrow \text{Li(g)}$ $\Delta H_1^{\circ} = +155,2 \text{ kJ/mol}$
2. $1/2 \text{F}_2(\text{g}) \rightarrow \text{F(g)}$ $\Delta H_2^{\circ} = 1/2 \times (+150,6 \text{ kJ/mol}) = +75,3 \text{ kJ/mol}$
3. $\text{Li(g)} \rightarrow \text{Li}^+(\text{g}) + \text{e}^-$ $\Delta H_3^{\circ} = +520 \text{ kJ/mol}$
4. $\text{F(g)} + \text{e}^- \rightarrow \text{F}^-(\text{g})$ $\Delta H_4^{\circ} = -\text{EA} = -328 \text{ kJ/mol}$
5. $\text{Li}^+(\text{g}) + \text{F}^-(\text{g}) \rightarrow \text{LiF(s)}$ $\Delta H_5^{\circ} = -U$



Νόμος Hess: $\Delta H_{\text{ολική}}^{\circ} = \Delta H_1^{\circ} + \Delta H_2^{\circ} + \Delta H_3^{\circ} + \Delta H_4^{\circ} + \Delta H_5^{\circ} \Rightarrow$

$$-594,1 \text{ kJ/mol} = +155,2 \text{ kJ/mol} + (+75,3 \text{ kJ/mol}) + (+520 \text{ kJ/mol}) + (-328 \text{ kJ/mol}) + (-U) \Rightarrow U = 1017 \text{ kJ/mol}$$

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ενέργεια πλέγματος των ιοντικών ενώσεων

Παράδειγμα:

Με βάση τα ακόλουθα δεδομένα υπολογίστε την ενέργεια πλέγματος του NaI(s) :

(α) Η ενθαλπία σχηματισμού NaI(s) είναι -271 kJ/mol

(β) Η ενέργεια εξαχνωσης του Na είναι 108 kJ/mol

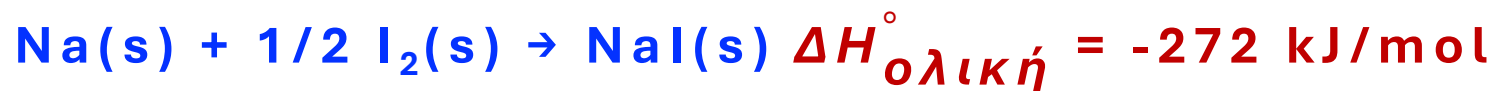
(γ) Η ενέργεια πρώτου ιοντισμού του Na είναι 496 kJ/mol

(δ) Η ενέργεια εξαχνωσης του $\text{I}_2(\text{s})$ είναι 62 kJ/mol

(ε) Η ενέργεια διάσπασης του δεσμού I-I είναι 150 kJ/mol

(στ) Η πρώτη ηλεκτρονική συγγένεια του ιωδίου είναι 295 kJ/mol

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ I: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ



Εξάχνωση Na	$\text{Na(s)} \rightarrow \text{Na(g)}$	$\Delta H_1^{\circ} = +108 \text{ kJ/mol}$
Εξάχνωση I ₂	$\text{I}_2(\text{s}) \rightarrow \text{I}_2(\text{g})$	$\Delta H_2^{\circ} = 1/2 \times (+62 \text{ kJ/mol}) = +31 \text{ kJ/mol}$
Διάσταση I ₂	$1/2 \text{I}_2(\text{g}) \rightarrow \text{I(g)}$	$\Delta H_3^{\circ} = 1/2 \times (+150 \text{ kJ/mol}) = +75 \text{ kJ/mol}$
Ιοντισμός Na	$\text{Na(g)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{g}) + \text{e}^-$	$\Delta H_4^{\circ} = \text{EI}_1 = +496 \text{ kJ/mol}$
Πρόσληψη e ⁻ από I	$\text{I(g)} + \text{e}^- \rightarrow \text{I}^-(\text{g})$	$\Delta H_5^{\circ} = -\text{EA} = -295 \text{ kJ/mol}$
Σχηματισμός NaI από ιόντα	$\text{Na}^+(\text{g}) + \text{I}^-(\text{g}) \rightarrow \text{NaI(s)}$	$\Delta H_6^{\circ} = -U$
Ενθαλπία σχηματισμού	$\text{Na(s)} + 1/2 \text{I}_2(\text{s}) \rightarrow \text{NaI(s)}$	$\Delta H_{\text{ολικη}}^{\circ} = -271 \text{ kJ/mol}$

Νόμος Hess: $\Delta H_{\text{ολικη}}^{\circ} = \Delta H_1^{\circ} + \Delta H_2^{\circ} + \Delta H_3^{\circ} + \Delta H_4^{\circ} + \Delta H_5^{\circ} + \Delta H_6^{\circ}$ →

$-271 \text{ kJ/mol} = +108 \text{ kJ/mol} + (+31 \text{ kJ/mol}) + (+75 \text{ kJ/mol}) + (+496 \text{ kJ/mol}) + (-295 \text{ kJ/mol}) + (-U)$ →

U = 686 kJ/mol

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ενέργεια πλέγματος των ιοντικών ενώσεων

Γενικά, όσο μεγαλύτερη η τιμή της U τόσο σταθερότερο το στερεό, τόσο υψηλότερο το σ.τ. και τόσο μικρότερη η διαλυτότητα της ένωσης

Ένωση	Ενέργεια πλέγματος (kJ/mol)	Σημείο τήξεως (°C)
LiF	1017	845
LiCl	828	610
LiBr	787	550
LiI	732	450
NaCl	788	801
NaBr	736	750
NaI	686	662
KCl	699	772
KBr	689	735
KI	632	680
MgCl ₂	2527	714
Na ₂ O	2570	Εξαχ.*
MgO	3890	2800

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ενέργεια πλέγματος και οι τύποι των ιοντικών ενώσεων

1. Γιατί όσο μεγαλύτερη είναι η τιμή της U τόσο σταθερότερο είναι το στερεό?

- Νόμος Coulomb: ενέργεια πλέγματος είναι πάντα ενδόθερμη διαδικασία
- Μεγαλύτερη έλξη μεταξύ των ιόντων \rightarrow μεγαλύτερη σταθερότητα

$$E_{2a} = \frac{k Q_1 Q_2}{r}$$

2. Γιατί το σημείο τήξεως (σ.τ.) του MgO είναι μεγαλύτερο από σ.τ. του Na_2O ?

- Θέρμανση: δονήσεις ιόντων, απομάκρυνση από τις αρχικές τους θέσεις στο κρυσταλλικό πλέγμα \rightarrow τήξη
- Νόμος Coulomb: μεγαλύτερα φορτία \rightarrow μεγαλύτερη έλξη μεταξύ των ιόντων

3. Γιατί σχηματίζεται η ένωση $NaCl$ και όχι η ένωση $NaCl_2$?

- Ενέργεια ιοντισμού Na : $EI_1 + EI_2 = 496 \text{ kJ/mol} + 4560 \text{ kJ/mol} = 5056 \text{ kJ/mol}$
- Ενέργεια πλέγματος $NaCl$: $788 \text{ kJ/mol} < EI_1$ ενώ $NaCl_2$ ($\sim MgCl_2$): $\sim 2527 \text{ kJ/mol} \lll EI_1 + EI_2$

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ενέργεια πλέγματος των ιοντικών ενώσεων

ΚΥΡΙΕΣ ΟΜΑΔΕΣ: Σχηματισμός ιόντων μεταλλικών στοιχείων (κατιόντων)

➤ Πλήρης απομάκρυνση των s σθένους

• Φορτίο κατιόντος = Αριθμός Ομάδας

✓ Ιόντα με δομή ευγενούς αερίου

• π.χ. Ca: Ομάδα **2A** $\text{Ca} ([\text{Ar}]4s^2) \rightarrow \text{Ca}^{2+}([\text{Ar}]) + 2e^-$

✓ Ιόντα με δομή ψευδοευγενούς αερίου

• π.χ. Ga: Ομάδα **3A** $\text{Ga} ([\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^1) \rightarrow \text{Ga}^{3+}([\text{Ar}]3d^{10}) + 3e^-$

➤ Απομάκρυνση μόνο των p ηλεκτρονίων σθένους

• Φορτίο κατιόντος = Αριθμός Ομάδας - 2

• π.χ. In: Ομάδα **3A** $\text{In} ([\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^1) \rightarrow \text{In}^+([\text{Kr}]4d^{10}5s^2) + e^-$

• In^+ , Tl^+ , Sn^{2+} , Pb^{2+} , Sb^{3+} , Bi^{3+}

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ενέργεια πλέγματος των ιοντικών ενώσεων

Z	Στοιχείο	Πρώτη	Δεύτερη	Τρίτη	Τέταρτη
1	H	1312			
2	He	2373	5251		
3	Li	520	7300	11815	
4	Be	899	1757	14850	21005
5	B	801	2430	3660	25000
6	C	1086	2350	4620	6220
7	N	1400	2860	4580	7500
8	O	1314	3390	5300	7470
9	F	1680	3370	6050	8400
10	Ne	2080	3950	6120	9370
11	Na	495,9	4560	6900	9540
12	Mg	738,1	1450	7730	10500
13	Al	577,9	1820	2750	11600
14	Si	786,3	1580	3230	4360
15	P	1012	1904	2910	4960
16	S	999,5	2250	3360	4660
17	Cl	1251	2297	3820	5160
18	Ar	1521	2666	3900	5770
19	K	418,7	3052	4410	5900
20	Ca	589,5	1145	4900	6500

Επίδραση της EI στο σχηματισμό κατιόντων

1. Γιατί τα στοιχεία της Ομάδας 3A δείχνουν μικρότερη τάση σχηματισμού ιοντικών ενώσεων?
2. Γιατί δεν υπάρχουν ιοντικές ενώσεις του B^{3+} (BF_3 ομοιοπολική ένωση!)?
3. Γιατί δεν υπάρχουν ενώσεις ιόντων με φορτίο +4 ή, αν υπάρχουν, είναι ελάχιστες;
4. Τι χαρακτήρα (ιοντικό ή ομοιοπολικό) έχουν οι ενώσεις $SnCl_2$ και $SnCl_4$;

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ενέργεια πλέγματος των ιοντικών ενώσεων

ΚΥΡΙΕΣ ΟΜΑΔΕΣ: Σχηματισμός ιόντων αμετάλλων στοιχείων (ανιόντων)

- Αμέταλλα (τομέας p) + ne^- → ανιόντα με δομή ευγενούς αερίου ns^2np^6
- Ιοντικό φορτίο = Αριθμός Ομάδας - 8
- π.χ. S Ομάδα 6A ιοντικό φορτίο: 6 - 8 = -2
- S ($[\text{Ne}]3s^23p^4$) + $2e^-$ → S^{2-} ($[\text{Ar}]$) (ión σουλφιδίου)
- π.χ. P Ομάδα 5A ιοντικό φορτίο: 5 - 8 = -3
- P ($[\text{Ne}]3s^23p^3$) + $3e^-$ → P^{3-} ($[\text{Ar}]$) (ión φωσφιδίου)

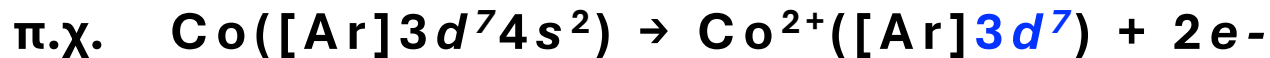
Πολυατομικά ανιόντα ???

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ενέργεια πλέγματος των ιοντικών ενώσεων

ΜΕΤΑΒΑΤΙΚΑ ΜΕΤΑΛΛΑ: Σχηματισμός κατιόντων

- Περισσότερα από ένα κατιόντα με διαφορετικά φορτία (π.χ. Co^{2+} , Co^{3+})
- Κανένα από αυτά δεν έχει δομή ευγενούς αερίου (εξαίρεση Sc^{3+})
- Τα e αποχωρούν πρώτα από τα s τροχιακά και στη συνέχεια από τα d τροχιακά
- Τα κατιόντα των μεταβατικών μετάλλων συνήθως φέρουν φορτίο +2 και +3



- Οι ενώσεις των μεταβατικών μετάλλων είναι εγχρωμές ενώ οι ενώσεις των κύριων ομάδων είναι κυρίως άχρωμες

Ιόν	Όνομα
Cr^{3+}	Χρώμιο(III)
Mn^{2+}	Μαγγάνιο(II)
Mn^{3+}	Μαγγάνιο(III)
Fe^{2+}	Σίδηρος(II)
Co^{2+}	Κοβάλτιο(II)
Ni^{2+}	Νικέλιο(II)
Cu^{2+}	Χαλκός(II)
Zn^{2+}	Ψευδάργυρος
Ag^+	Άργυρος
Cd^{2+}	Κάδμιο
Hg^{2+}	Υδράργυρος(II)

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ενέργεια πλέγματος των ιοντικών ενώσεων: ιοντική ακτίνα

Ιοντική ακτίνα: σφαιρική περιοχή γύρω από τον πυρήνα όπου η πιθανότητα εύρεσης των ηλεκτρονίων είναι μέγιστη

Πειραματικός προσδιορισμός (d = απόσταση μεταξύ δύο ιόντων):
κρυσταλλογραφία ακτίνων Χ

Πώς θα διαμοιρασθεί σωστά η απόσταση d ;

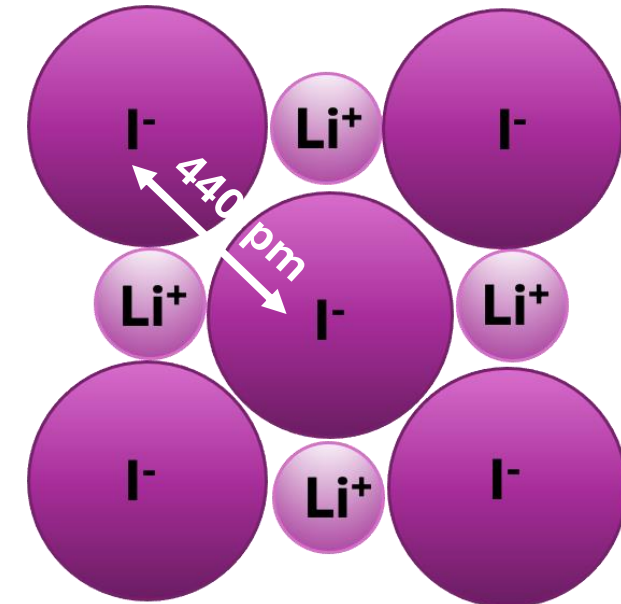
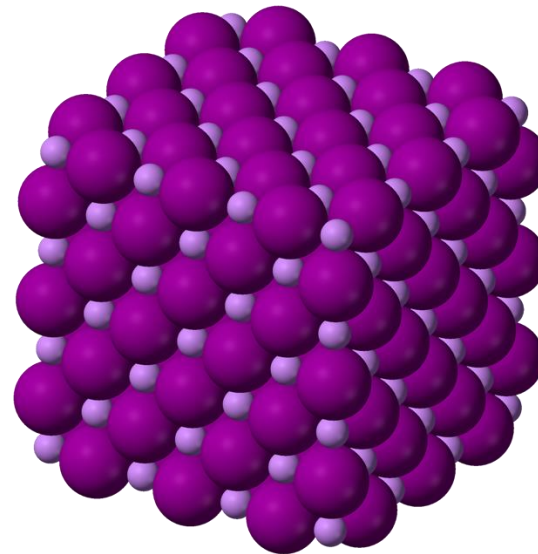
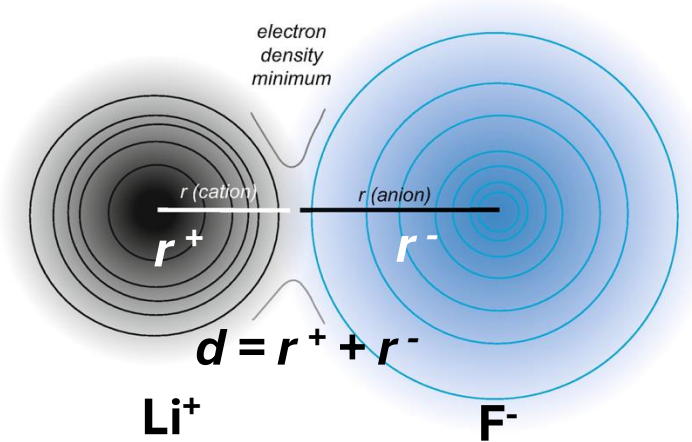
LiI: Απόσταση μεταξύ των πυρήνων I⁻

$$d(\text{I}^- - \text{I}^-) = 440 \text{ pm} = 2 \times r(\text{I}^-) \rightarrow r(\text{I}^-) = 220 \text{ pm}$$

$$d(\text{Li}^+ - \text{I}^-) = 298 \text{ pm} = r(\text{Li}^+) + r(\text{I}^-) \rightarrow r(\text{Li}^+) = 78 \text{ pm}$$

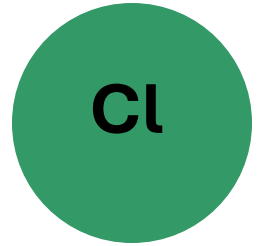
Πόση είναι η ακτίνα των ιόντων F⁻;

$$\text{LiF: } d(\text{Li}^+ - \text{F}^-) = 205 \text{ pm} = r(\text{Li}^+) + r(\text{F}^-) \rightarrow r(\text{F}^-) = 127 \text{ pm}$$



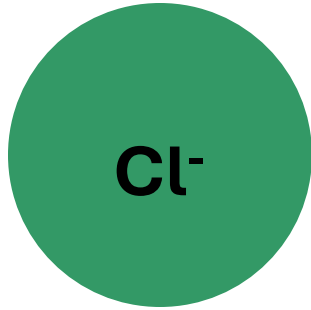
8. ΟΙ ΠΕΡΙΟΔΙΚΕΣ ΣΧΕΣΕΙΣ ΜΕΤΑΞΥ ΤΩΝ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ

Η ιοντική ακτίνα



17 πρωτόνια

17 ηλεκτρόνια



17 πρωτόνια

18 ηλεκτρόνια

Z σταθερό

Αύξηση απώσεων e



Αύξηση ακτίνας



11 πρωτόνια

11 ηλεκτρόνια



11 πρωτόνια

10 ηλεκτρόνια

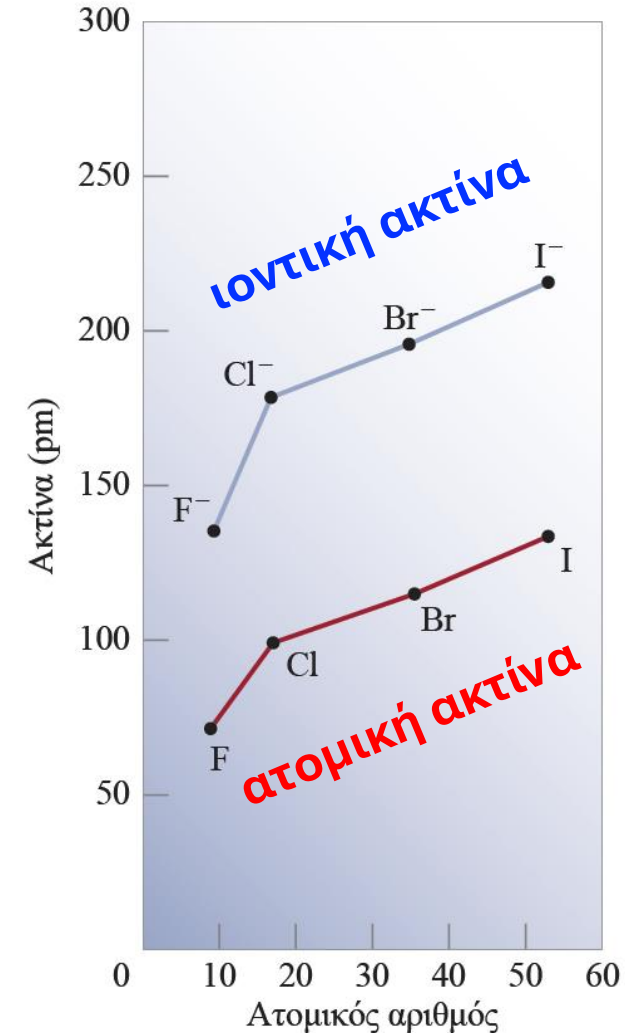
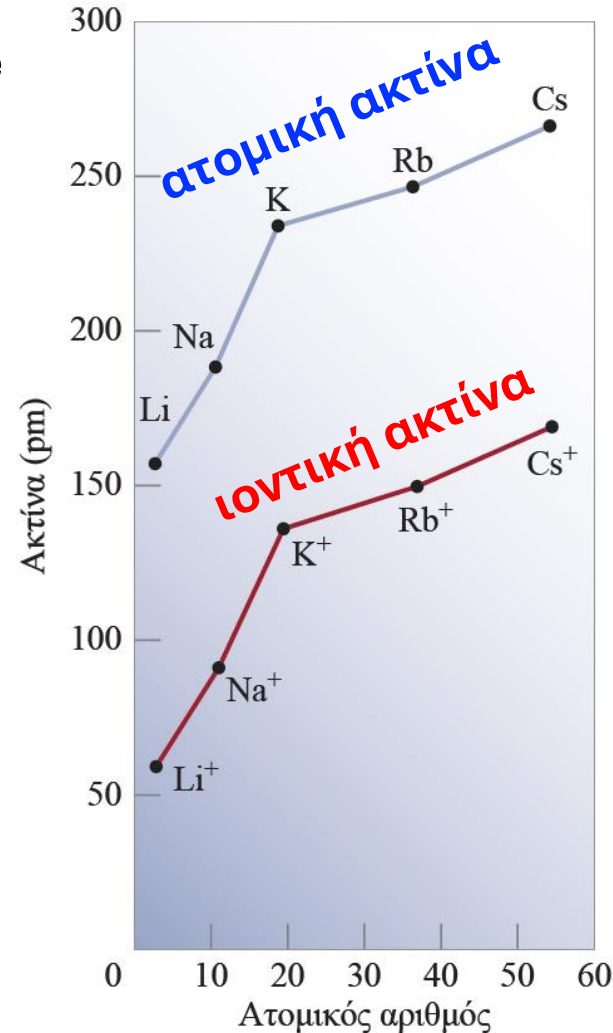
Z σταθερό

Μείωση απώσεων e



Μείωση ακτίνας

Παράλληλες τάσεις

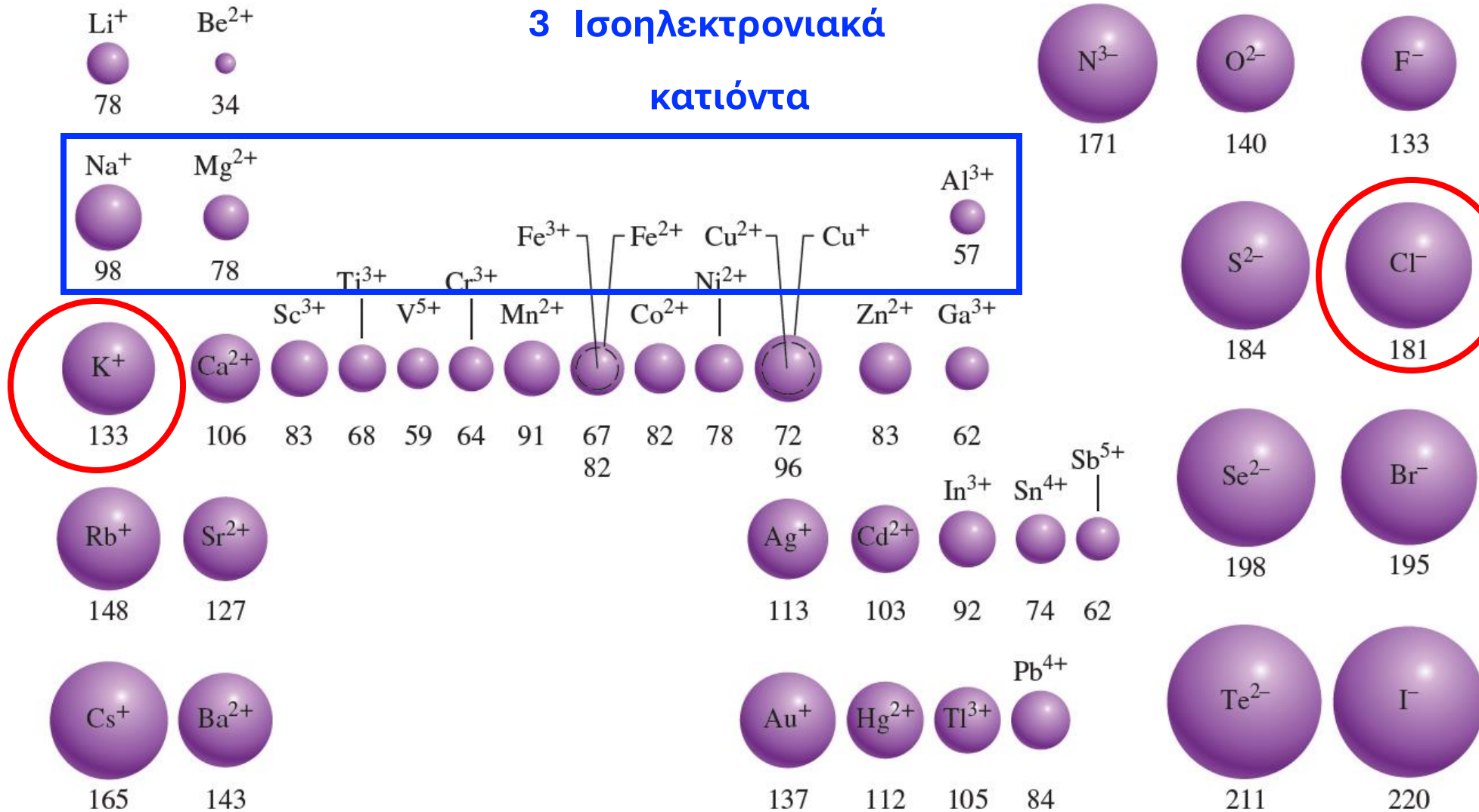


8. ΟΙ ΠΕΡΙΟΔΙΚΕΣ ΣΧΕΣΕΙΣ ΜΕΤΑΞΥ ΤΩΝ ΣΤΟΙΧΕΙΩΝ

Η ιοντική ακτίνα

3 Ισοηλεκτρονιακά
κατιόντα

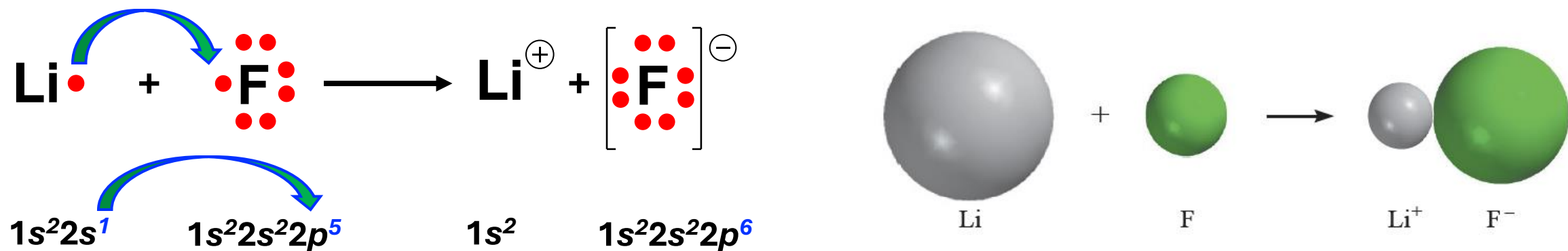
1
↓
Ιοντική ακτίνα



2
Ισοηλεκτρονιακά
ιόντα
Κατιόν < Ανιόν

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ενέργεια πλέγματος των ιοντικών ενώσεων: ιοντική ακτίνα



Το άτομο του Li χάνει ολόκληρο τον εξωτερικό του φλοιό, σχηματίζοντας το ιόν Li⁺

$$r(\text{Li}^+) < r(\text{Li})$$

Το άτομο του F προσλαμβάνει 1 e⁻, σχηματίζοντας το ιόν F⁻

$$r(\text{F}^-) > r(\text{F})$$

το ίδιο πυρηνικό φορτίο συγκρατεί μεγαλύτερο αριθμό ηλεκτρονίων

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ενέργεια πλέγματος των ιοντικών ενώσεων: ιοντική ακτίνα

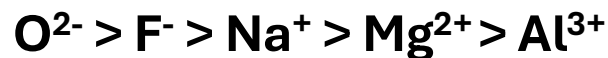
Παράδειγμα:

Συγκρίνετε την ιοντική ακτίνα των: Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} , O^{2-} , F^-

Απάντηση:

Ισοηλεκτρονιακά ιόντα: έχουν όλα 10 ηλεκτρόνια

Το πυρηνικό φορτίο (Z) αυξάνεται από αριστερά προς τα δεξιά, τα ηλεκτρόνια έλκονται όλο και πιο ισχυρά από το αυξανόμενο πυρηνικό φορτίο και η ιοντική ακτίνα διαρκώς ελαττώνεται:



9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ενέργεια πλέγματος των ιοντικών ενώσεων: ιοντική ακτίνα

Παράδειγμα:

Κατατάξτε τα ακόλουθα χημικά είδη κατά σειρά αυξανόμενης ιοντικής ακτίνας:

Rb^+ , Y^{3+} , Br^- , Sr^{2+} , Se^{2-}

Απάντηση:

Ισοηλεκτρονιακά ιόντα: έχουν όλα 36 ηλεκτρόνια και τη δομή [Kr]

Τα χημικά είδη με το μεγαλύτερο πυρηνικό φορτίο (Z) είναι τα μικρότερα σε μέγεθος, ενώ αυτά που έχουν το μικρότερο πυρηνικό φορτίο είναι τα μεγαλύτερα σε μέγεθος.



9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Δομές Lewis

Ηλεκτρόνια σθένους είναι τα ηλεκτρόνια που βρίσκονται στην εξωτερική στιβάδα ενός ατόμου

Είναι υπεύθυνα για τις χημικές ιδιότητες και τη δραστικότητα ενός στοιχείου

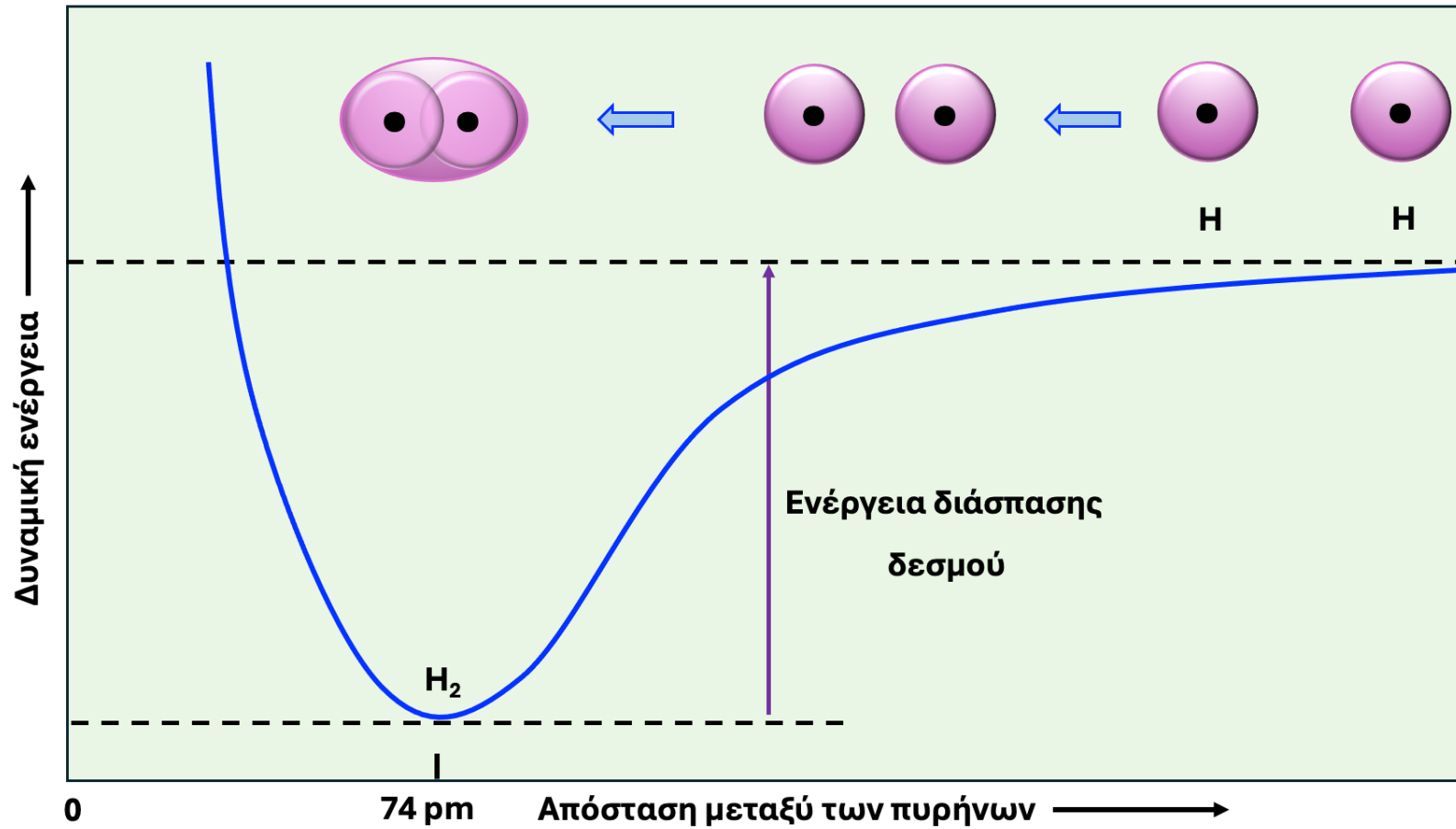
Μη συζευγμένες κουκκίδες δεν συμβολίζουν

1 1A	υποχρεωτικά ασύζευκτα e						18 8A
•H	2 2A	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	He:
•Li	•Be•	•B•	•C•	•N•	•O•	•F•	•Ne•
•Na	•Mg•	•Al•	•Si•	•P•	•S•	•Cl•	•Ar•
•K	•Ca•	•Ga•	•Ge•	•As•	•Se•	•Br•	•Kr•
•Rb	•Sr•	•In•	•Sn•	•Sb•	•Te•	•I•	•Xe•
•Cs	•Ba•	•Tl•	•Pb•	•Bi•	•Po•	•At•	•Rn•
•Fr	•Ra•	•Nh•	•Fl•	•Mc•	•Lv•	•Ts•	•Og•

Ομάδα	Ηλεκτρονική διαμόρφωση	e ⁻ σθένους
1A	ns ¹	1
2A	ns ²	2
3A	ns ² np ¹	3
4A	ns ² np ²	4
5A	ns ² np ³	5
6A	ns ² np ⁴	6
7A	ns ² np ⁵	7
8A	ns ² np ⁶	8

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

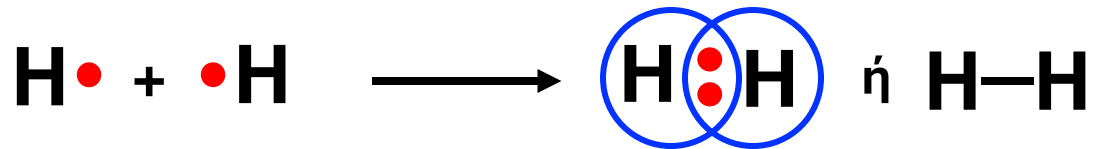
Ομοιοπολικός δεσμός



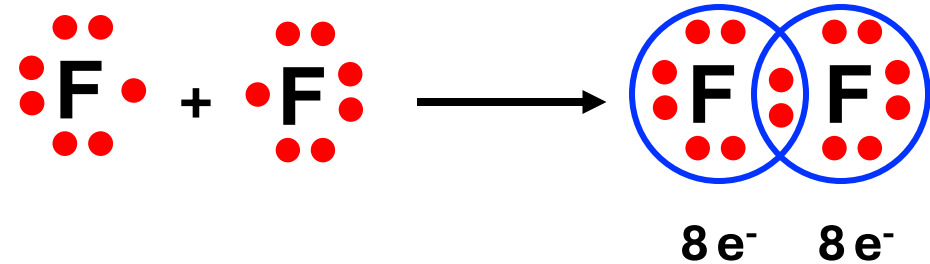
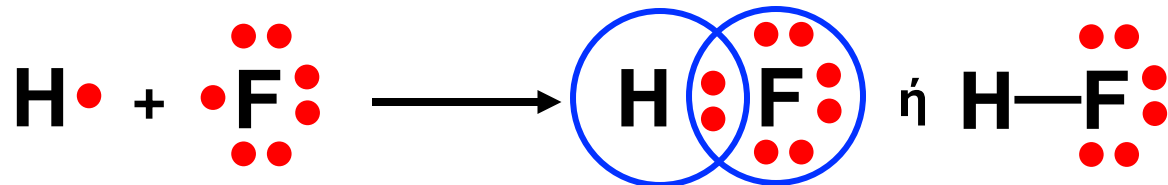
9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ομοιοπολικός δεσμός

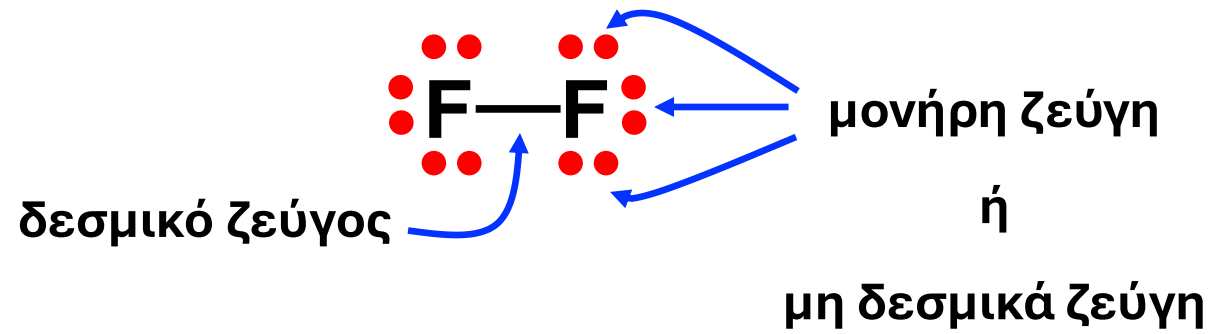
Ομοιοπολικός δεσμός: χημικός δεσμός που σχηματίζεται από την αμοιβαία συνεισφορά ηλεκτρονίων από τα άτομα



Τα δύο e μπορούν να ανήκουν και στα δύο άτομα, ελκόμενα ταυτόχρονα από τα θετικά φορτία των δύο πυρήνων υδρογόνου



Οι ομοιοπολικές ενώσεις περιέχουν μόνο ομοιοπολικούς δεσμούς



9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ομοιοπολικός δεσμός

Μια **δομή Lewis** είναι μια αναπαράσταση της ομοιοπολικής σύνδεσης στην οποία τα δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων εμφανίζονται είτε σαν γραμμές είτε σαν ζεύγη κουκκίδων μεταξύ δύο ατόμων και τα μονήρη ζεύγη εμφανίζονται ως ζεύγη κουκκίδων σε μεμονωμένα άτομα

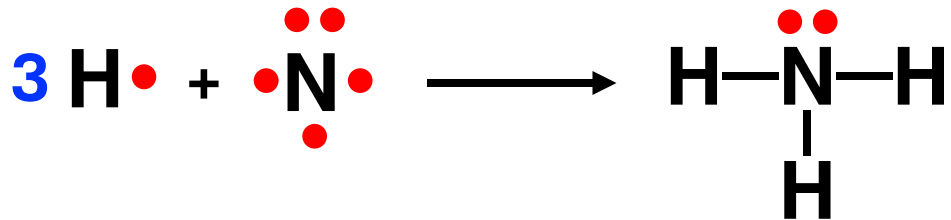
π.χ. H_2O και NH_3

- Ομάδες 4A - 7A, ο αριθμός των ομοιοπολικών δεσμών που σχηματίζει ένα άτομο ισούται συνήθως με τον αριθμό των ασύζευκτων ηλεκτρονίων που εμφανίζει το σύμβολο Lewis του στοιχείου
- Ο αριθμός των ασύζευκτων ηλεκτρονίων (X) στο σύμβολο Lewis ενός στοιχείου = $8 - \text{Αριθμός ομάδας}$

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ομοιοπολικός δεσμός

Μια **δομή Lewis** είναι μια αναπαράσταση της ομοιοπολικής σύνδεσης στην οποία τα δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων εμφανίζονται είτε σαν γραμμές είτε σαν ζεύγη κουκκίδων μεταξύ δύο ατόμων και τα μονήρη ζεύγη εμφανίζονται ως ζεύγη κουκκίδων σε μεμονωμένα άτομα



- Ομάδες 4A - 7A, ο αριθμός των ομοιοπολικών δεσμών που σχηματίζει ένα άτομο ισούται συνήθως με τον αριθμό των ασύζευκτων ηλεκτρονίων που εμφανίζει το σύμβολο Lewis του στοιχείου
- Ο αριθμός των ασύζευκτων ηλεκτρονίων (X) στο σύμβολο Lewis ενός στοιχείου = 8 - Αριθμός ομάδας

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ομοιοπολικός δεσμός

κανόνα της οκτάδας: ένα άτομο διαφορετικό από το υδρογόνο τείνει να σχηματίζει δεσμούς έως ότου περιβληθεί από οκτώ ηλεκτρόνια σθένους

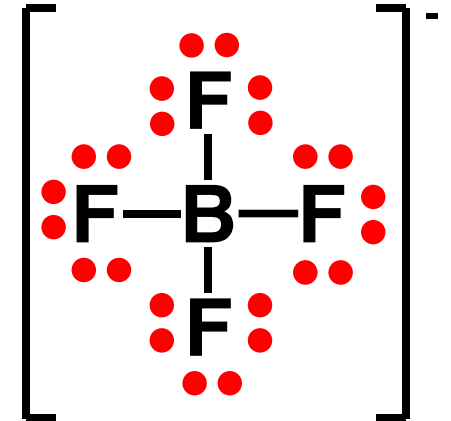
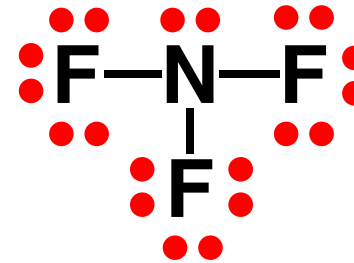
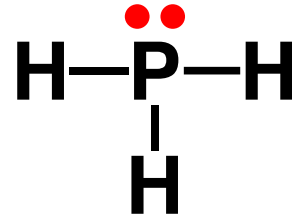
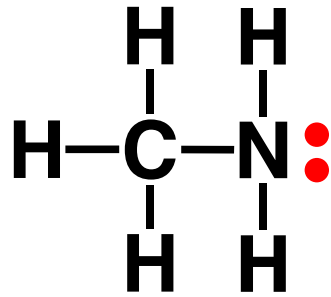
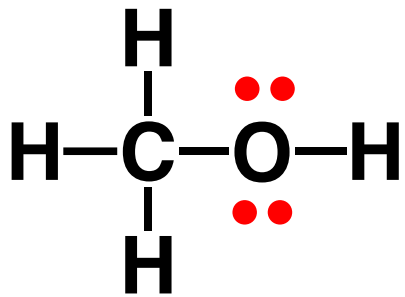
π.χ. CH_3OH , CH_3NH_2 , PH_3 , NF_3 , BF_4^-

- Ισχύει κυρίως για τα στοιχεία της 2^{ης} περιόδου
- Ισχύει **ΠΑΝΤΑ** για τα στοιχεία **C, N, O, F**
- Υπάρχουν αρκετές εξαιρέσεις

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ομοιοπολικός δεσμός

κανόνα της οκτάδας: ένα άτομο διαφορετικό από το υδρογόνο τείνει να σχηματίζει δεσμούς έως ότου περιβληθεί από οκτώ ηλεκτρόνια σθένους



- Ισχύει κυρίως για τα στοιχεία της 2^{ης} περιόδου
- Ισχύει **ΠΑΝΤΑ** για τα στοιχεία **C, N, O, F**
- Υπάρχουν αρκετές εξαιρέσεις

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

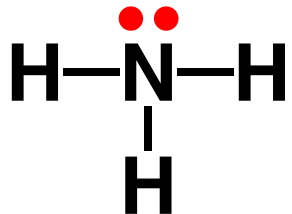
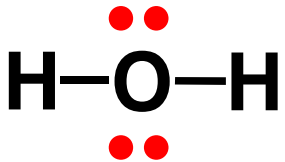
Ομοιοπολικός δεσμός

Πολλαπλοί δεσμοί: χημικοί δεσμοί που σχηματίζονται όταν δύο άτομα μοιράζονται δύο ή περισσότερα ζεύγη ηλεκτρονίων

Διπλός δεσμός: ομοιοπολικός δεσμός, όπου δύο άτομα μοιράζονται ΔΥΟ ζεύγη ηλεκτρονίων

π.χ. CO_2 , C_2H_4

Απλός δεσμός: ομοιοπολικός δεσμός, όπου δύο άτομα μοιράζονται ΜΟΝΟ ΕΝΑ ζεύγος ηλεκτρονίων



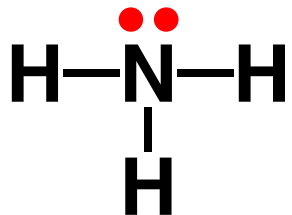
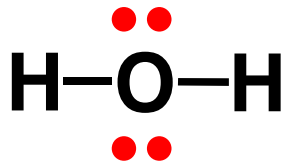
Τα άτομα C, N, O και S σχηματίζουν και διπλούς δεσμούς

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

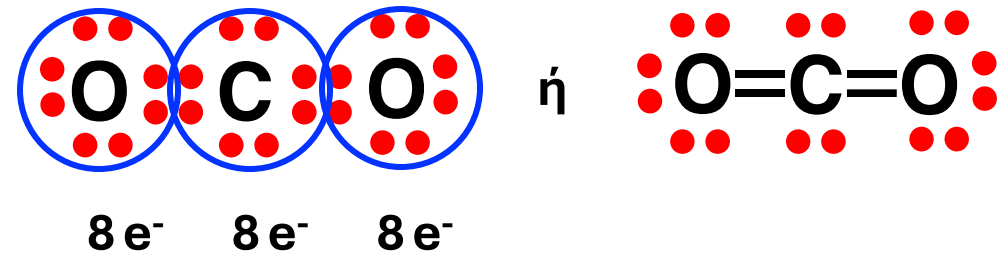
Ομοιοπολικός δεσμός

Πολλαπλοί δεσμοί: χημικοί δεσμοί που σχηματίζονται όταν δύο άτομα μοιράζονται δύο ή περισσότερα ζεύγη ηλεκτρονίων

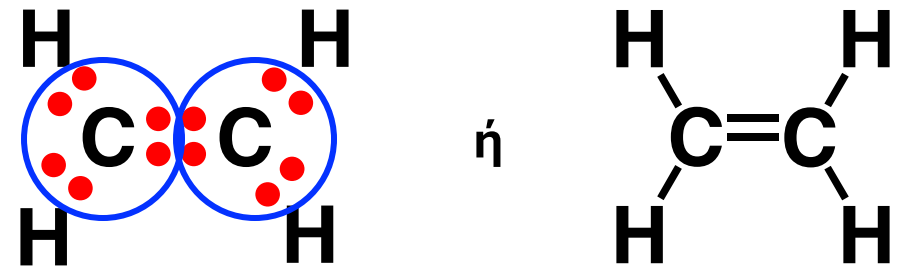
Απλός δεσμός: ομοιοπολικός δεσμός, όπου δύο άτομα μοιράζονται ΜΟΝΟ ΕΝΑ ζεύγος ηλεκτρονίων



Διπλός δεσμός: ομοιοπολικός δεσμός, όπου δύο άτομα μοιράζονται ΔΥΟ ζεύγη ηλεκτρονίων



8 e⁻ 8 e⁻ 8 e⁻



8 e⁻ 8 e⁻

Τα άτομα C, N, O και S σχηματίζουν και διπλούς δεσμούς

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ομοιοπολικός δεσμός

Τριπλός δεσμός: ομοιοπολικός δεσμός, όπου δύο άτομα μοιράζονται ΤΡΙΑ ζεύγη ηλεκτρονίων

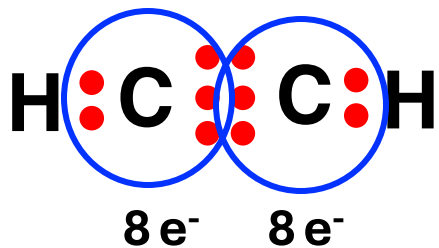
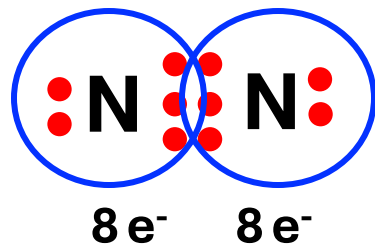
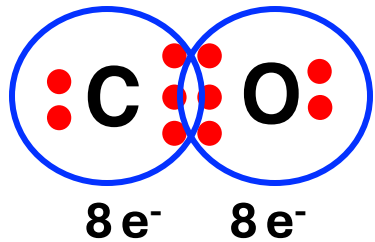
π.χ. CO, N₂, C₂H₂

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

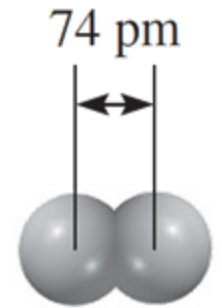
Ομοιοπολικός δεσμός

Τριπλός δεσμός: ομοιοπολικός δεσμός, όπου δύο άτομα μοιράζονται ΤΡΙΑ ζεύγη ηλεκτρονίων

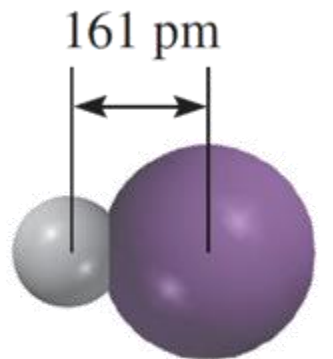
Τα άτομα C, N και O σχηματίζουν και τριπλούς δεσμούς



Τύπος δεσμού	Μήκος δεσμού (pm)
C—H	107
C—O	143
C=O	121
C—C	154
C=C	133
C≡C	120
C—N	143
C=N	138
C≡N	116
N—O	136
N=O	122
O—H	96



H₂



HI

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ομοιοπολικός δεσμός

Τύπος δεσμού	Μήκος δεσμού (pm)
--------------	-------------------

C—H	107
-----	-----

C—O	143
-----	-----

C=O	121
-----	-----

C—C	154
-----	-----

C=C	133
-----	-----

C≡C	120
-----	-----

C—N	143
-----	-----

C=N	138
-----	-----

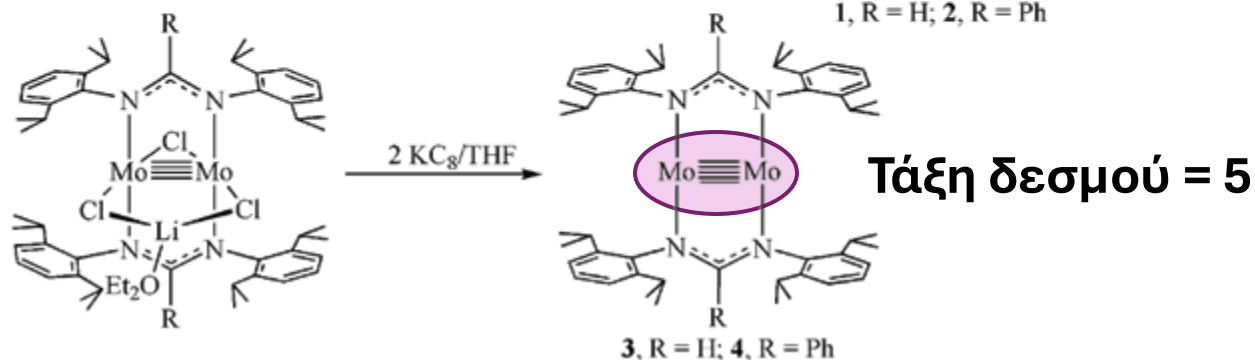
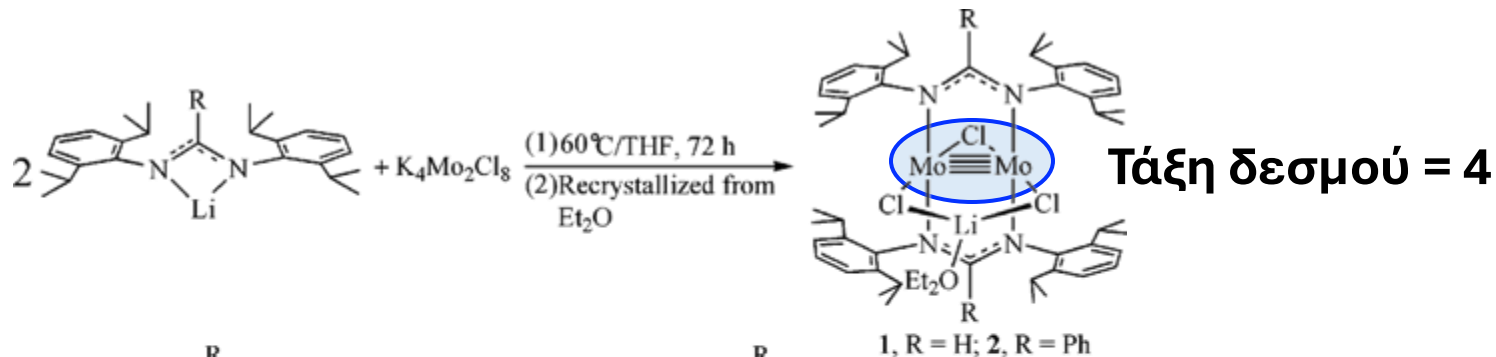
C≡N	116
-----	-----

N—O	136
-----	-----

N=O	122
-----	-----

O—H	96
-----	----

- Μήκος δεσμού: η απόσταση μεταξύ των πυρήνων δύο ομοιοπολικά ενωμένων ατόμων
- Το μήκος δεσμού μεγαλώνει, καθώς μεγαλώνει η ομοιοπολική ακτίνα
- Τάξη δεσμού: ο αριθμός των ζευγών ηλεκτρονίων ενός δεσμού
- Όταν η τάξη δεσμού μεγαλώνει, το μήκος δεσμού ελαττώνεται



9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Σύγκριση ιδιοτήτων ομοιοπολικών και ιοντικών ενώσεων

Ιδιότητα	NaCl	CCl ₄
Εμφάνιση	Λευκό στερεό	Άχρωμο υγρό
Σημείο τήξεως (°C)	801	-23
Γραμμομοριακή θερμότητα τήξεως* (kJ/mol)	30,2	2,5
Σημείο ζέσεως (°C)	1413	76,5
Γραμμομοριακή θερμότητα εξατμίσεως* (kJ/mol)	600	30
Πυκνότητα (g/cm ³)	2,17	1,59
Διαλυτότητα στο ύδωρ	Υψηλή	Πολύ μικρή
Ηλεκτρική αγωγιμότητα		
Στερεό	Πολύ μικρή	Πολύ μικρή
Υγρό	Καλή	Πολύ μικρή

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Σύγκριση ιδιοτήτων ομοιοπολικών και ιοντικών ενώσεων

Ομοιοπολικές ή μοριακές ενώσεις:

- Αποτελούνται από μόρια
- Διαμοριακές δυνάμεις
- Ομοιοπολικοί δεσμοί (ενθαλπία δεσμού)
- Είναι αέρια, υγρά ή εύτηκτα στερεά
- Συνήθως αδιάλυτες στο νερό
- Γενικά τα υδατικά τους διαλύματα ΔΕΝ άγουν τον ηλεκτρισμό

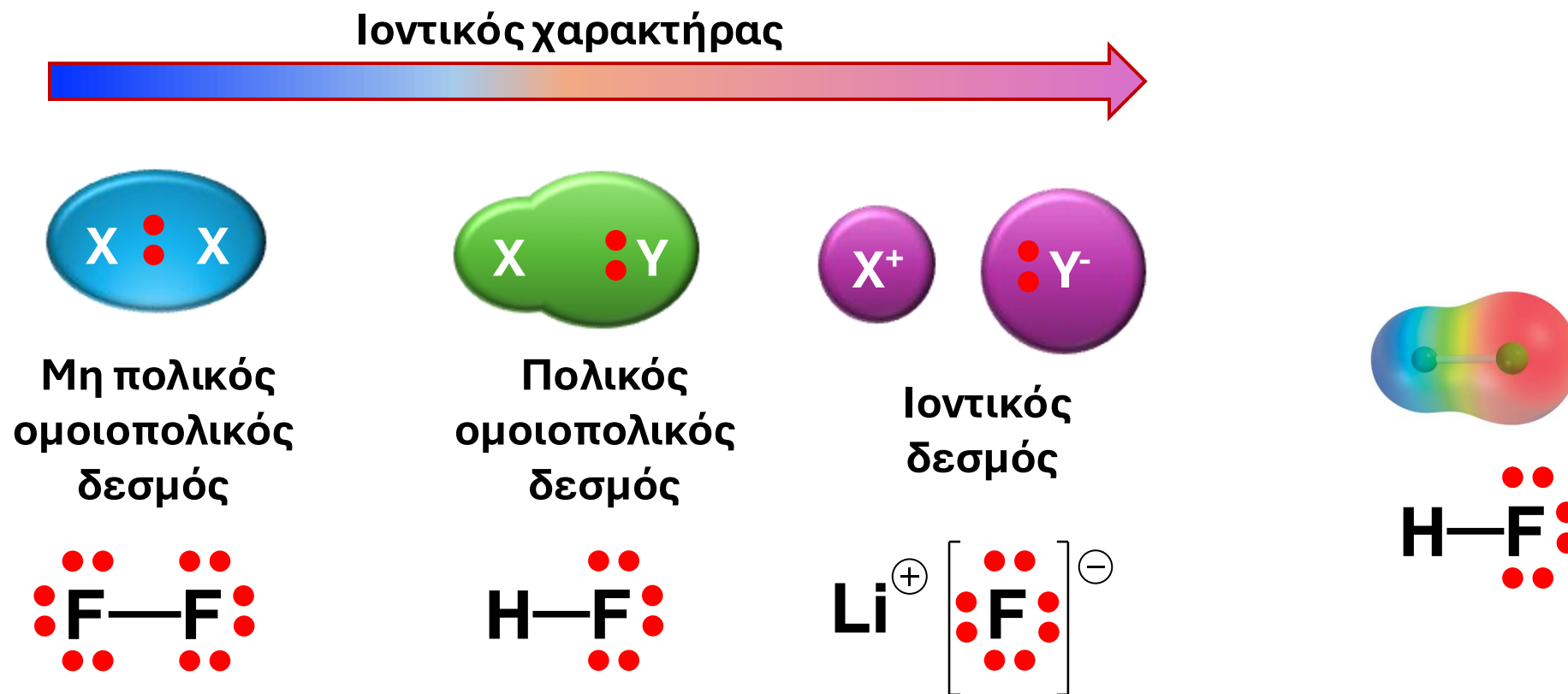
Ιοντικές ενώσεις:

- Αποτελούνται από ιόντα
- Ηλεκτροστατικές δυνάμεις
- Ιοντικοί δεσμοί
- Είναι δύστηκτα στερεά
- Συνήθως διαλυτές στο νερό
- Γενικά τα υδατικά τους διαλύματα ΑΓΟΥΝ τον ηλεκτρισμό

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Πολικός ή πολωμένος ομοιοπολικός δεσμός

Τα δεσμικά ηλεκτρόνια έλκονται ισχυρότερα από το ένα άτομο σε σχέση με το άλλο, με αποτέλεσμα η κατανομή των ηλεκτρονίων μεταξύ των ατόμων να μην είναι συμμετρική



9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ηλεκτραρνητικότητα

η ικανότητα ενός ατόμου που συμμετέχει σε ομοιοπολικό δεσμό να προσελκύει προς το μέρος του τα δεσμικά ηλεκτρόνια

Ηλεκτροαρνητικότητα κατά Mulliken:

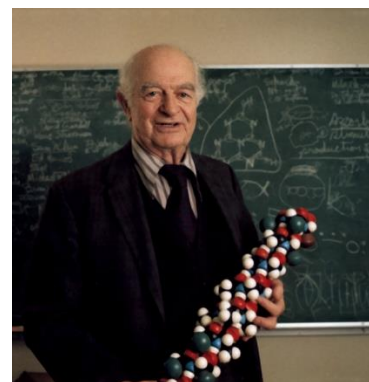
$$X = \frac{EI + EA}{2}$$

Ηλεκτροαρνητικότητα κατά Pauling:

- Μέθοδος υπολογισμού σχετικής ηλεκτραρνητικότητας

Μέγιστη τιμή: F (4.0)

	Ηλεκτραρνητικότητα (X)	Ηλεκτροσυγγένεια (EA)
	Τάση ενός ατόμου να έλκει ηλεκτρόνια	
Διαφορές	Απομονωμένο άτομο Εκτιμώμενος αριθμός	Άτομο χημικού δεσμού Πειραματικός αριθμός
Μονάδα μέτρησης	-	kJ / mol



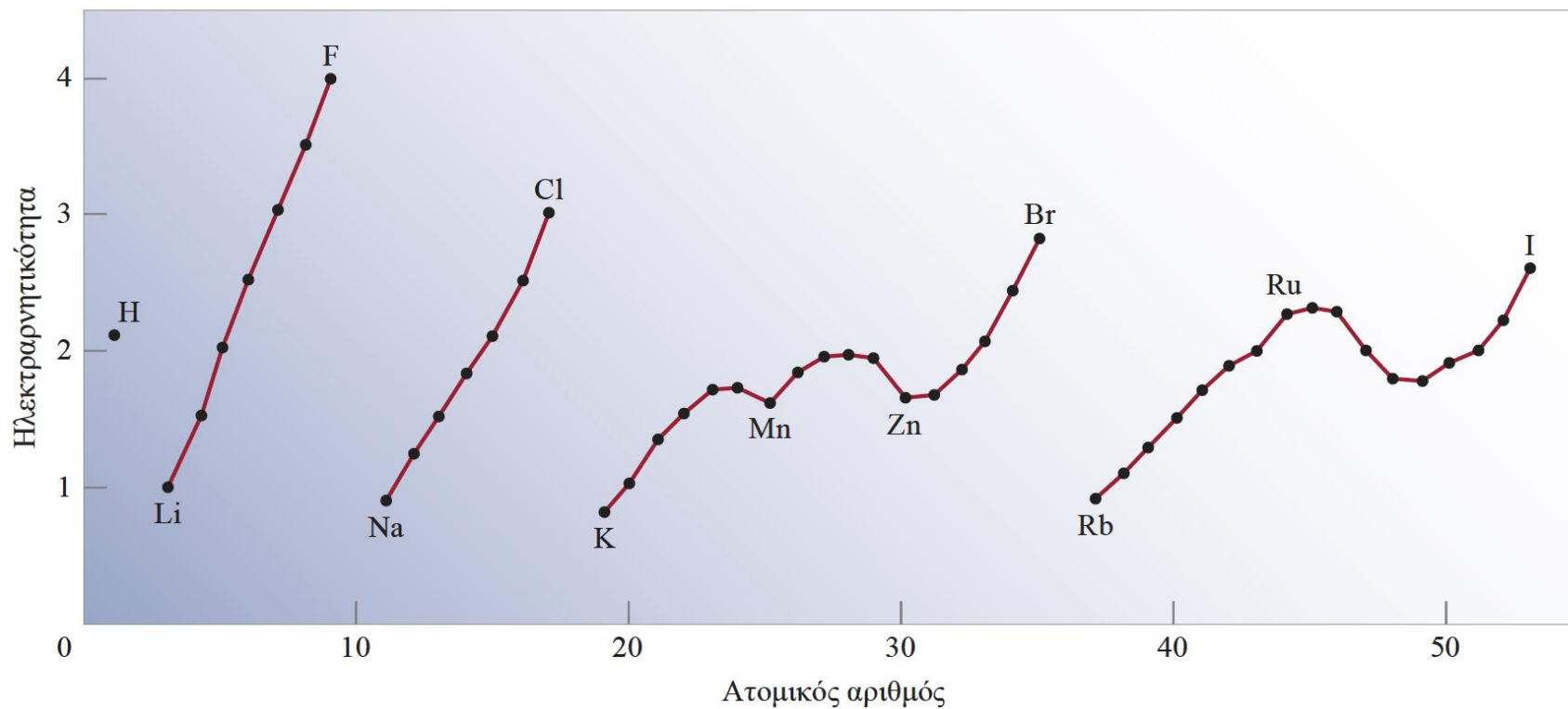
Linus Pauling (1901-1994)

Nobel χημείας 1954

Nobel ειρήνης 1962

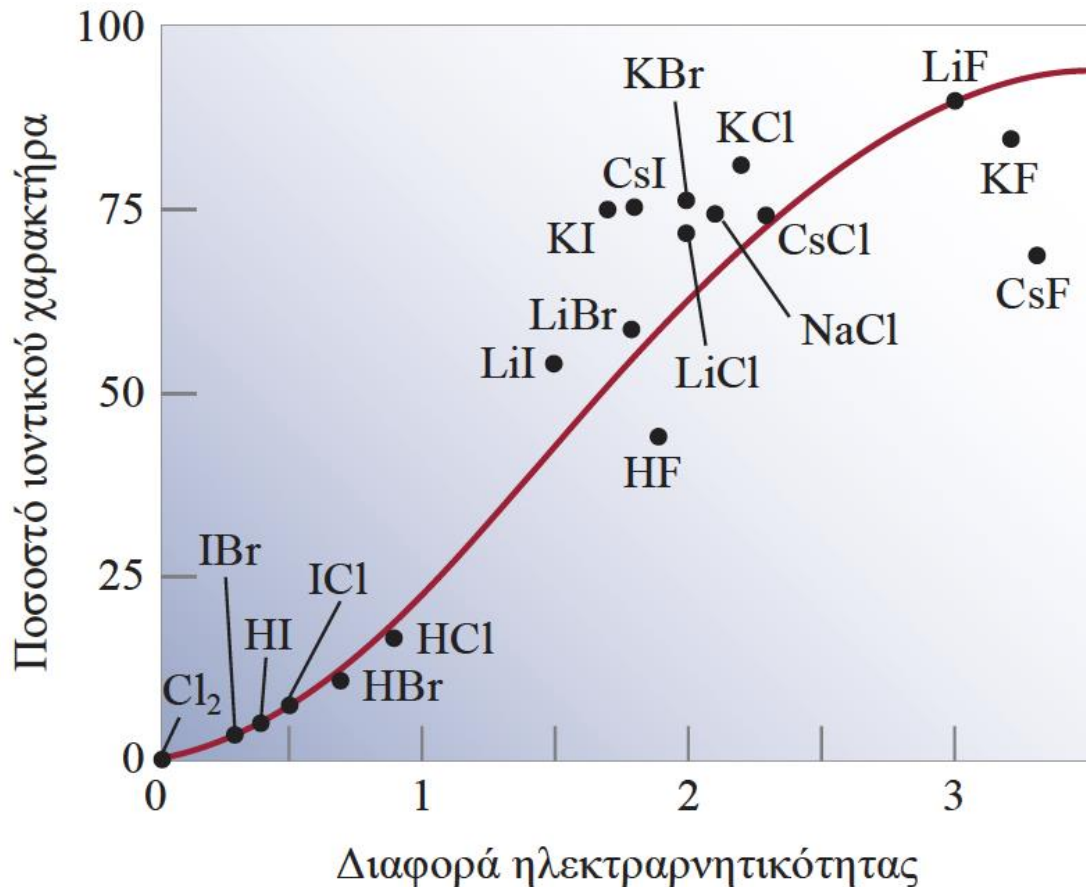
9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ηλεκτραρνητικότητα



9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ομοιοπολικός δεσμός



Ιοντικός ή ομοιοπολικός δεσμός:

$\Delta\chi > 2 \rightarrow$ ιοντικός δεσμός

π.χ. NaCl: $\Delta\chi = \chi_{\text{Cl}} - \chi_{\text{Na}} = 3,0 - 0,9 = 2,1$

$\Delta\chi < 2 \rightarrow$ ομοιοπολικός δεσμός

π.χ. HCl: $\Delta\chi = \chi_{\text{Cl}} - \chi_{\text{H}} = 3,0 - 2,1 = 0,9$

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ομοιοπολικός δεσμός

Παράδειγμα:

Ποιος από τους ακόλουθους δεσμούς είναι ομοιοπολικός, ποιος πολικός ομοιοπολικός και ποιος είναι ιοντικός; (α) ο δεσμός στο CsCl, (β) ο δεσμός στο H₂S, (γ) ο δεσμός NN στην H₂NNH₂ (υδραζίνη).

Απάντηση:

(α) CsCl: $\Delta X = X_{Cl} - X_{Cs} = 3,0 - 0,7 = 2,3 \rightarrow$ ιοντικός

(β) H₂S : $\Delta X = X_S - X_H = 2,5 - 2,1 = 0,4 \rightarrow$ πολικός ομ.

(γ) H₂NNH₂ : $\Delta X = X_N - X_N = 3,0 - 3,0 = 0,0 \rightarrow$ ομ.

Παράδειγμα:

Κατατάξτε τους παρακάτω δεσμούς κατά σειρά αυξανόμενης πολικότητας: C-H, Si-F, O-Cl, H-F.

Απάντηση:

C-H: $\Delta X = X_C - X_H = 2,5 - 2,1 = 0,4$

Si-F : $\Delta X = X_F - X_{Si} = 4,0 - 1,8 = 2,2$

O-Cl : $\Delta X = X_O - X_{Cl} = 3,5 - 3,0 = 0,5$

H-F : $\Delta X = X_F - X_H = 4,0 - 2,1 = 1,9$

C-H < O-Cl < H-F < Si-F

όσο μεγαλύτερη είναι η ΔX

τόσο περισσότερο πολωμένος είναι ένας δεσμός

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Γραφή δομών Lewis

1. Μετρήσατε τον **συνολικό αριθμό των ηλεκτρονίων σθένους**. Για τα πολυατομικά ανιόντα ή κατιόντα, προσθέστε ή αφαιρέστε τον αριθμό των φορτίων σε αυτό το σύνολο.
2. Γράψατε τη **σκελετική δομή** της ενώσεως χρησιμοποιώντας χημικά σύμβολα και τοποθετήστε τα συνδεδεμένα άτομα το ένα δίπλα στο άλλο. Γενικά, το λιγότερο ηλεκτροαρνητικό άτομο καταλαμβάνει την **κεντρική θέση** (γιατί;). Το υδρογόνο και το φθόριο συνήθως καταλαμβάνουν τις θέσεις τερματικού άκρου στη δομή Lewis (γιατί;).
3. Σχεδιάσατε έναν απλό ομοιοπολικό δεσμό μεταξύ του κεντρικού ατόμου και καθενός από τα περιβάλλοντα άτομα. Συμπληρώσατε τις **οκτάδες των ατόμων** που είναι συνδεδεμένα στο κεντρικό άτομο.
4. Προσθέστε **διπλούς ή τριπλούς δεσμούς** μεταξύ των περιβαλλόντων ατόμων και του κεντρικού ατόμου, εάν το κεντρικό άτομο έχει λιγότερα από οκτώ ηλεκτρόνια.

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Γραφή δομών Lewis

Παράδειγμα:

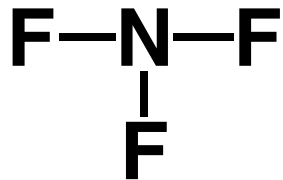
Γράψατε τη δομή Lewis για το τριφθορίδιο του αζώτου.

Απάντηση:

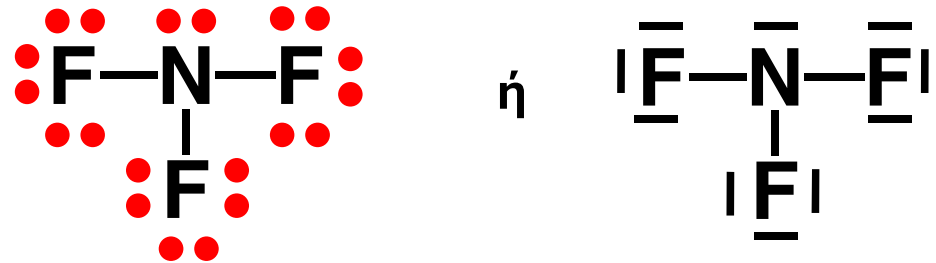
Βήμα 1: υπολογισμός συνολικού αριθμού ηλεκτρονίων σθένους

$\text{NF}_3 \rightarrow 5 + (3 \times 7) = 26$ ηλεκτρόνια σθένους ή 13 ζεύγη e

Βήμα 2: αναγραφή σκελετικής δομής



Βήμα 3: κατανομή ηλεκτρονίων σθένους στα περιφερειακά άτομα



Έλεγχος:

- Συνολικά: 13 ζεύγη e
- N, F στοιχεία 2^{ης} περιόδου **ΠΡΕΠΕΙ** να ισχύει ο κανόνας της οκτάδας

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Γραφή δομών Lewis

Παράδειγμα:

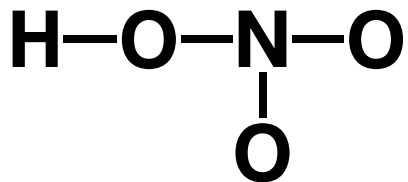
Γράψατε τη δομή Lewis για το νιτρικό οξύ και το μυρμηκικό οξύ.

Απάντηση:

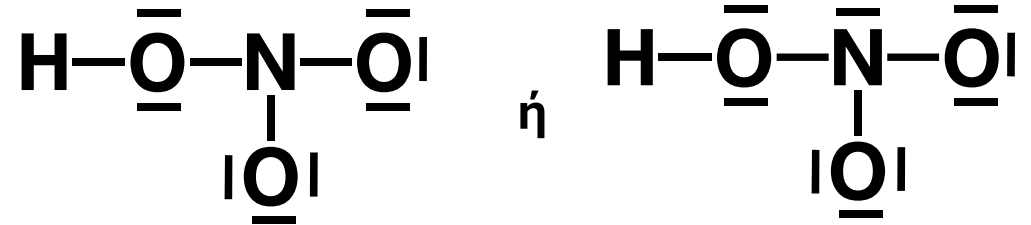
Βήμα 1: υπολογισμός συνολικού αριθμού ηλεκτρονίων σθένους

$\text{HNO}_3 \rightarrow 1 + 5 + (3 \times 6) = 24$ ηλεκτρόνια σθένους ή 12 ζεύγη e

Βήμα 2: αναγραφή σκελετικής δομής



Βήμα 3: κατανομή ηλεκτρονίων σθένους στα περιφερειακά άτομα

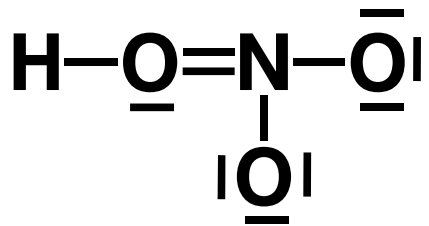


- Συνολικά: 12 ζεύγη e
- N: ΔΕΝ ισχύει ο κανόνας της οκτάδας
- Συνολικά: 13 ζεύγη e
- N: ισχύει ο κανόνας της οκτάδας

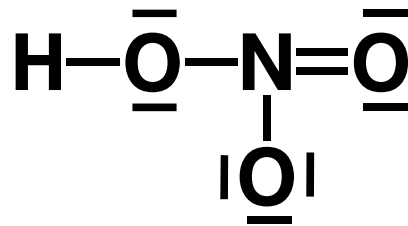
9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Γραφή δομών Lewis

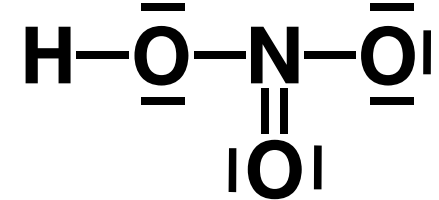
Βήμα 4: προσθήκη πολλαπλών δεσμών



ή



ή



- Συνολικά: 12 ζεύγη e
- N, O: ισχύει ο κανόνας της οκτάδας

- Συνολικά: 12 ζεύγη e
- N, O: ισχύει ο κανόνας της οκτάδας

- Συνολικά: 12 ζεύγη e
- N, O: ισχύει ο κανόνας της οκτάδας

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Τυπικά φορτία και δομές Lewis

Παράδειγμα:

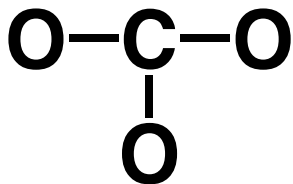
Γράψατε τη δομή Lewis για το ανθρακικό ιόν και το νιτρώδες ιόν.

Απάντηση:

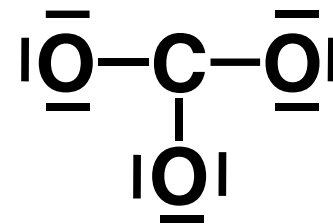
Βήμα 1: υπολογισμός συνολικού αριθμού ηλεκτρονίων σθένους

$\text{CO}_3^{2-} \rightarrow 4 + (3 \times 6) + 2 = 24$ ηλεκτρόνια σθένους ή 12 ζεύγη e

Βήμα 2: αναγραφή σκελετικής δομής

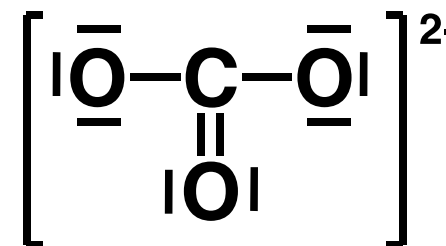


Βήμα 3: κατανομή ηλεκτρονίων σθένους στα περιφερειακά άτομα



- Συνολικά: 12 ζεύγη e
- C: ΔΕΝ ισχύει ο κανόνας της οκτάδας

Βήμα 4: προσθήκη πολλαπλών δεσμών



- Συνολικά: 12 ζεύγη e
- C: ισχύει ο κανόνας της οκτάδας

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Τυπικά φορτία και δομές Lewis

Το τυπικό φορτίο ενός ατόμου είναι η διαφορά ηλεκτρικού φορτίου μεταξύ των ηλεκτρονίων σθένους σε ένα απομονωμένο άτομο και του αριθμού των ηλεκτρονίων που αντιστοιχούν σε αυτό το άτομο σε δομή Lewis

Αριθμός ηλεκτρονίων που αντιστοιχούν σε ένα άτομο σε δομή Lewis:
μη δεσμικά ηλεκτρόνια + $\frac{1}{2} \times$ (δεσμικά ηλεκτρόνια)

- Για τα μόρια, το άθροισμα των τυπικών φορτίων των ατόμων πρέπει να είναι μηδέν
- Για τα ιόντα, το άθροισμα των τυπικών φορτίων των ατόμων πρέπει να ισούται με το φορτίο του ιόντος

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Τυπικά φορτία και δομές Lewis

Παράδειγμα:

Γράψατε τη δομή Lewis για το μόριο του όζοντος.

Απάντηση:

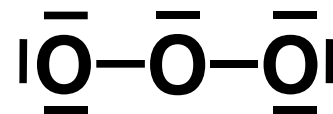
Βήμα 1: υπολογισμός συνολικού αριθμού ηλεκτρονίων σθένους

$O_3 \rightarrow (3 \times 6) = 18$ ηλεκτρόνια σθένους ή 9 ζεύγη e

Βήμα 2: αναγραφή σκελετικής δομής

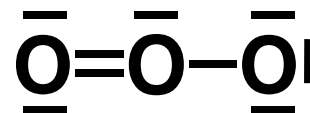


Βήμα 3: κατανομή ηλεκτρονίων σθένους στα περιφερειακά άτομα



- Συνολικά: 9 ζεύγη e
- O: ΔΕΝ ισχύει ο κανόνας της οκτάδας

Βήμα 4: προσθήκη πολλαπλών δεσμών

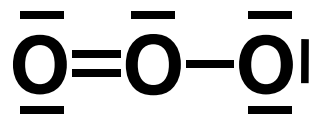


- Συνολικά: 9 ζεύγη e
- O: ισχύει ο κανόνας της οκτάδας

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Τυπικά φορτία και δομές Lewis

Βήμα 5: υπολογισμός τυπικών φορτίων



e^- σθένους

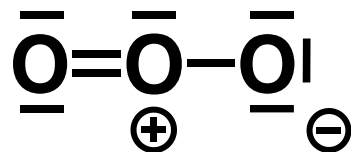
6 6 6

αποδιδόμενα e^-

6 5 7

τυπικό φορτίο

0 +1 -1



9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

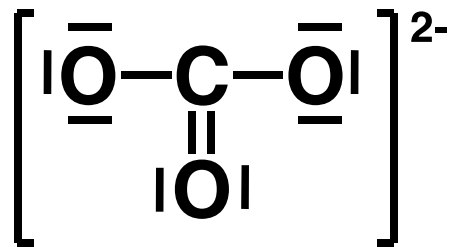
Τυπικά φορτία και δομές Lewis

Παράδειγμα:

Γράψατε τη δομή Lewis για το ανθρακικό ιόν και το νιτρώδες ιόν.

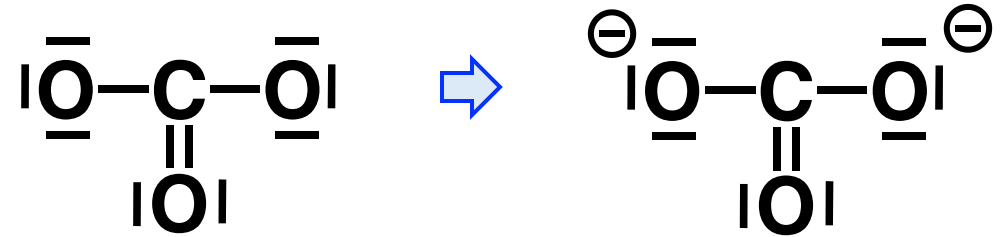
Απάντηση:

Βήμα 4: προσθήκη πολλαπλών δεσμών



- Συνολικά: 12 ζεύγη e
- C: ισχύει ο κανόνας της οκτάδας

Βήμα 5: υπολογισμός τυπικών φορτίων



άτομο	O (C-O)	C	O (C=O)	O (C-O)
e ⁻ σθένους	6	4	6	6
αποδιδόμενα e ⁻	7	4	6	7
τυπικό φορτίο	-1	0	0	-1

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Η έννοια του συντονισμού ή μεσομέρειας

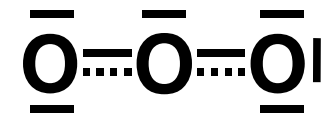
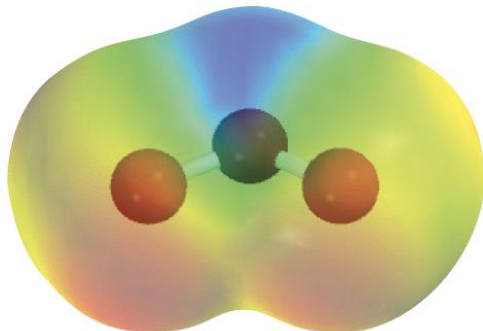
Παράδειγμα:

Γράψατε τη δομή Lewis για το μόριο του όζοντος.



Ένα από τα δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων κατανέμεται στην περιοχή και των τριών ατόμων οξυγόνου, χωρίς να είναι εντοπισμένο ανάμεσα σε δύο συγκεκριμένα άτομα.

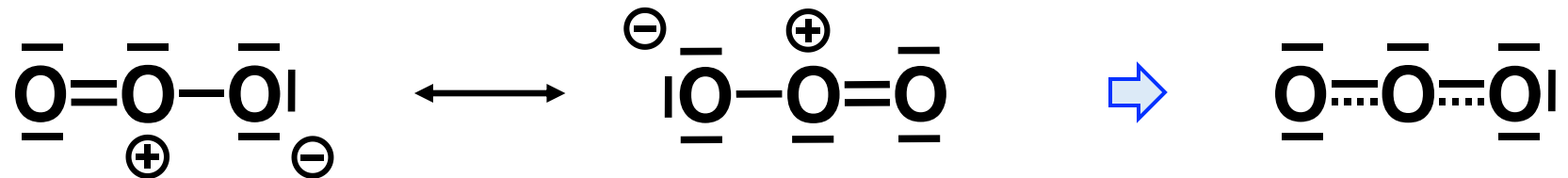
Πειραματικά δεδομένα: Όλοι οι δεσμοί O-O = 128 pm



9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Η έννοια του συντονισμού ή μεσομέρειας

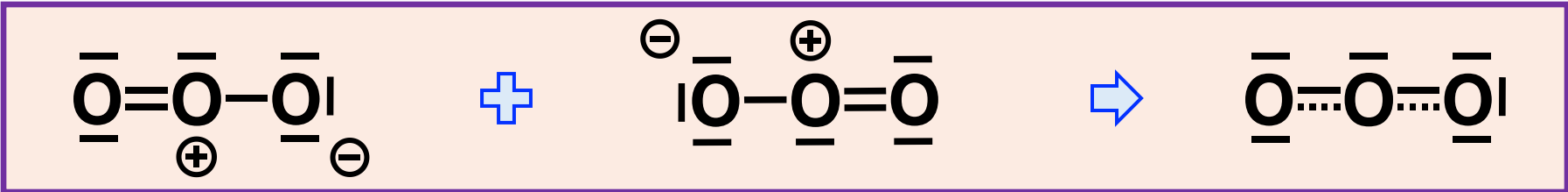
Αυτό υποδεικνύει την ύπαρξη απεντοπισμένων ηλεκτρονίων, τα οποία μοιράζονται εξίσου σε περισσότερα από δύο άτομα, οδηγώντας σε μια υβριδική δομή συντονισμού.



- Οι δομές συντονισμού είναι διαφορετικές αναπαραστάσεις Lewis για το ίδιο μόριο ή ιόν, οι οποίες διαφέρουν μόνο ως προς την κατανομή των ηλεκτρονίων, ενώ η διάταξη των ατόμων παραμένει ίδια.
- Ο πραγματικός χαρακτήρας του μορίου είναι ένα υβρίδιο συντονισμού, που αποτελεί συνδυασμό όλων των δυνατών δομών, με τα ηλεκτρόνια να είναι απεντοπισμένα σε περισσότερα από δύο άτομα.

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Η έννοια του συντονισμού ή μεσομέρειας



Φοράδα 🐎



Γαϊδούρι 🐴



Μουλάρι 🐴



Γρυπαετός 🦅



Μονόκερος 🦄

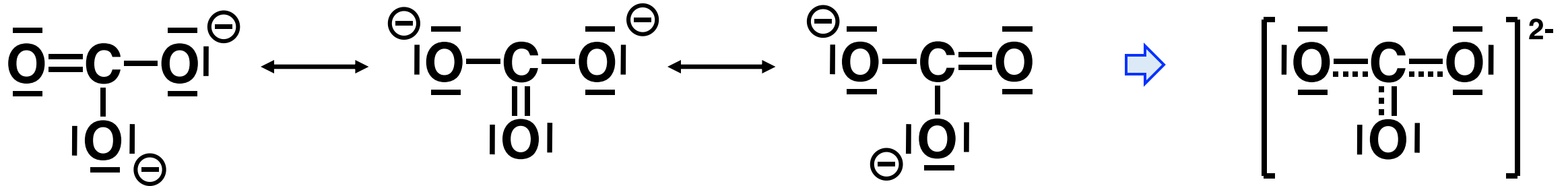


Ρινόκερος 🦏

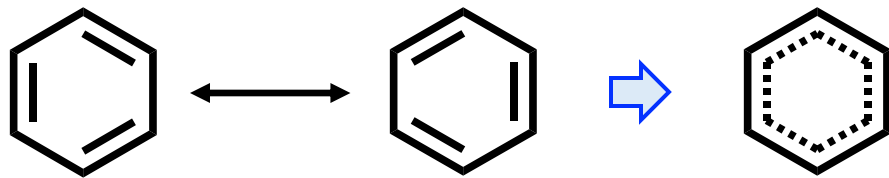
9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Η έννοια του συντονισμού ή μεσομέρειας

Ανθρακικό ιόν



Βενζόλιο



Η απόσταση μεταξύ όλων των γειτονικών ατόμων C στο βενζόλιο είναι 140 pm, η οποία είναι βραχύτερη από τον απλό δεσμό C-C (154 pm) και μεγαλύτερη από το διπλό δεσμό C=C (133 pm).

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Η έννοια του συντονισμού ή μεσομέρειας

Παράδειγμα:

Γράψατε τις δομές συντονισμού για το θειοκυανιούχο ιόν.

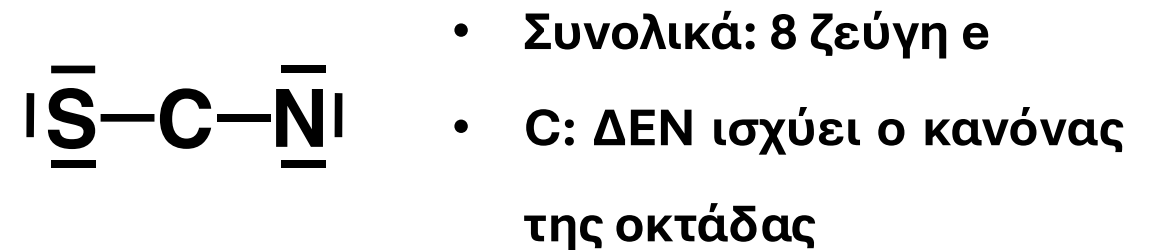
Βήμα 3: κατανομή ηλεκτρονίων σθένους στα περιφερειακά άτομα

Απάντηση:

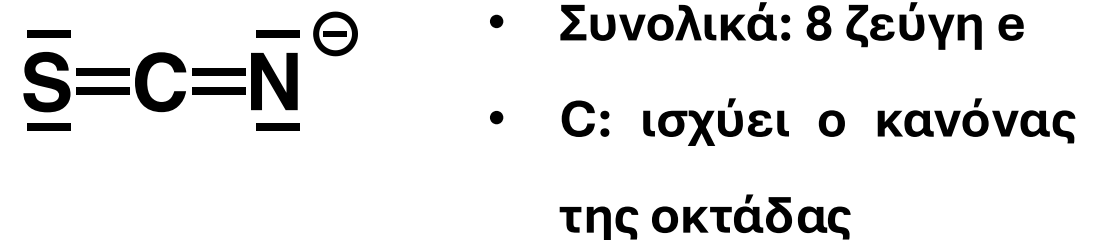
Βήμα 1: υπολογισμός συνολικού αριθμού ηλεκτρονίων σθένους

$\text{SCN}^- \rightarrow 6 + 4 + 5 + 1 = 16$ ηλεκτρόνια σθένους ή 8 ζεύγη e

Βήμα 2: αναγραφή σκελετικής δομής



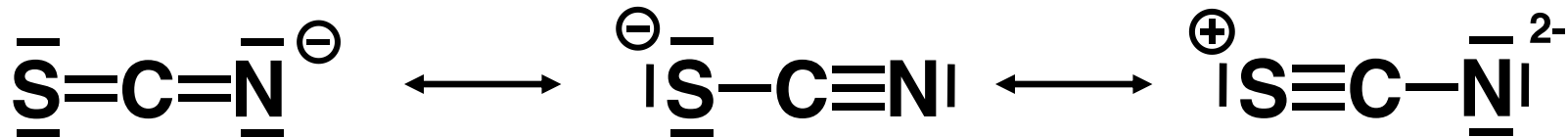
Βήμα 4: προσθήκη πολλαπλών δεσμών



9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Η έννοια του συντονισμού ή μεσομέρειας

Βήμα 5: δομές συντονισμού



- Για τα μόρια, μια δομή Lewis που δεν διαθέτει τυπικά φορτία είναι προτιμότερη από εκείνη που έχει.
- Δομές Lewis με μεγάλα τυπικά φορτία (+2, +3, και/ή -2, -3, και ούτω καθ' εξής) είναι λιγότερο αξιόπιστες από εκείνες με μικρά τυπικά φορτία.
- Μεταξύ των δομών του Lewis που έχουν παρόμοιες κατανομές τυπικών φορτίων, η πιο εύλογη δομή είναι εκείνη στην οποία τα αρνητικά τυπικά φορτία τοποθετούνται στα πιο ηλεκτροαρνητικά άτομα.

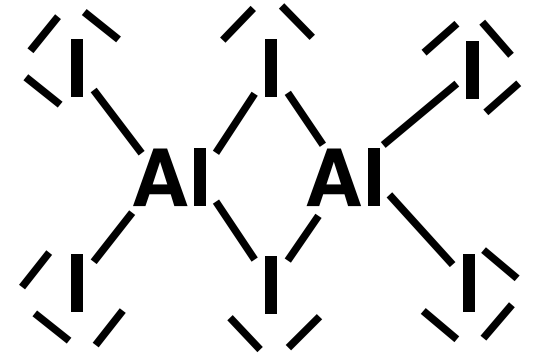
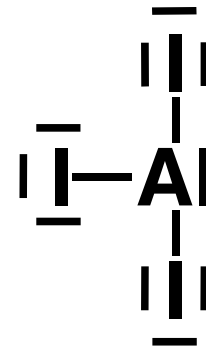
9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Εξαιρέσεις του κανόνα της οκτάδας

Μη συμπληρωμένη οκτάδα

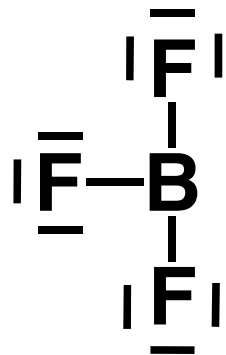
Ομάδα	Στοιχείο	e ⁻ σθένους	X
2A	Be	2s ²	1,5
3A	B	2s ² 2p ¹	2,0
3A	Al	3s ² 3p ¹	1,5
1A	H	1s ¹	2,1

- Δεν έχουν αρκετά ηλεκτρόνια σθένους για να μοιραστούν και να συμπληρώσουν την οκτάδα τους μέσω ομοιοπολικών δεσμών
- Έχουν χαμηλή ηλεκτραρνητικότητα και συχνά δεν έλκουν ηλεκτρόνια αρκετά ισχυρά για να σχηματίσουν περισσότερους δεσμούς



9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Εξαιρέσεις του κανόνα της οκτάδας

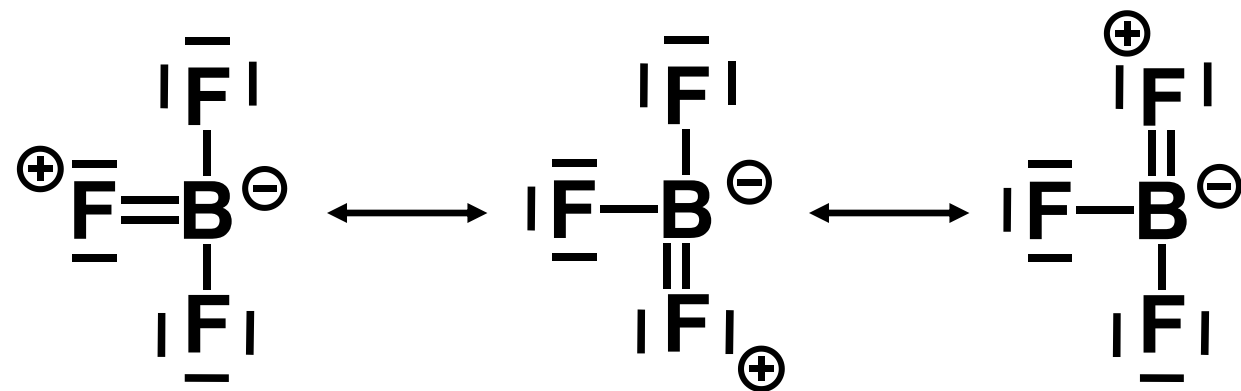
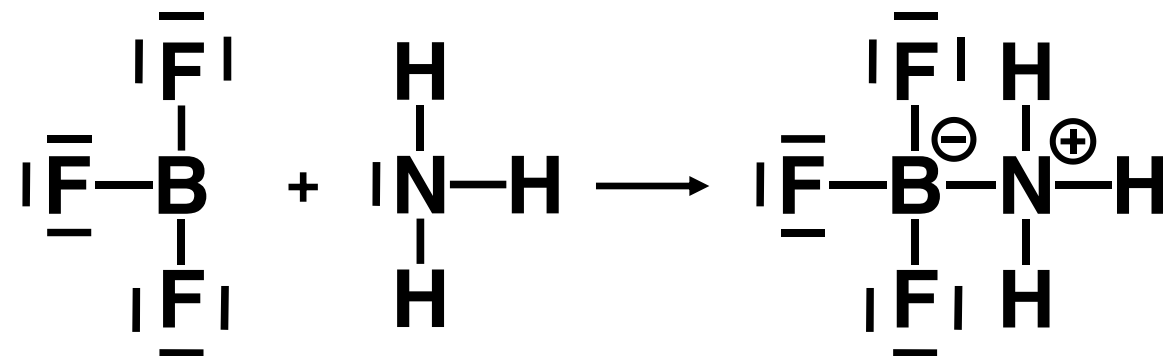


Μήκος δεσμού B – F = 130,9 pm

μικρότερο από έναν απλό δεσμό

B–F = 137,3 pm

Αντιδράσεις οξέων – βάσεων κατά Lewis



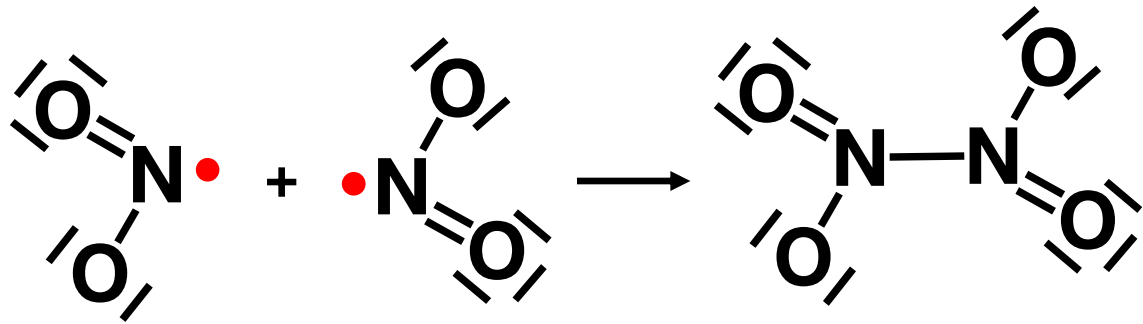
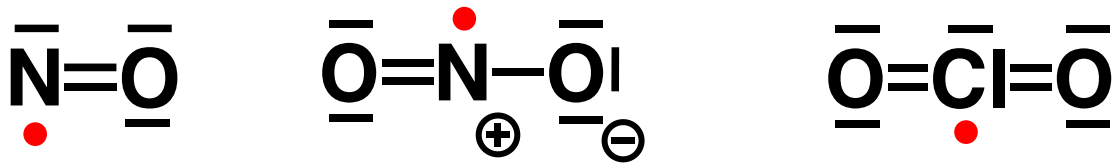
Δεσμός B – N: ομοιοπολικός δεσμός σύνταξης ή ένταξης (δοτικός δεσμός), ομοιοπολικός δεσμός στον οποίο ένα από τα δύο άτομα προσφέρει και τα δύο ηλεκτρόνια

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Εξαιρέσεις του κανόνα της οκτάδας

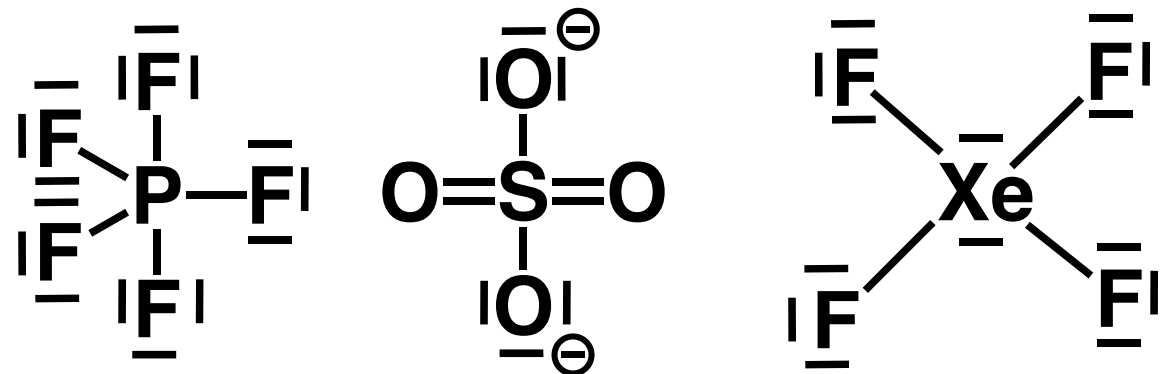
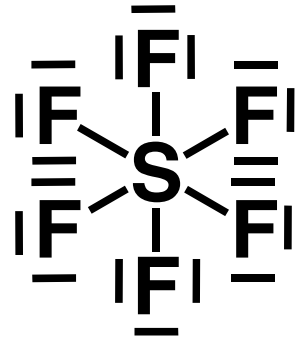
Περιττός αριθμός ηλεκτρονίων

- π.χ. NO, NO₂, ClO₂ →
- Ελεύθερες ρίζες
 - Υψηλή δραστικότητα



Επέκταση οκτάδας (διευρυμένος φλοιός σθένους)

Κεντρικό άτομο: στοιχείο της 3^{ης} περιόδου και κάτω δυνατότητα χρήσης και *d* τροχιακών για σχηματισμό δεσμών



9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Εξαιρέσεις του κανόνα της οκτάδας

Άσκηση:

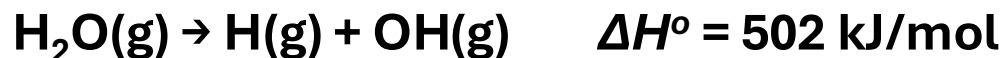
Γράψατε τις δομές Lewis για τις ακόλουθες

ενώσεις: COCl_2 , SOCl_2 , IF_5 , ClO , POCl_3

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ενθαλπία δεσμού

Η απαιτούμενη μέση μεταβολή ενθαλπίας για να σπάσει ένας συγκεκριμένος δεσμός σε 1 mole αερίων μορίων



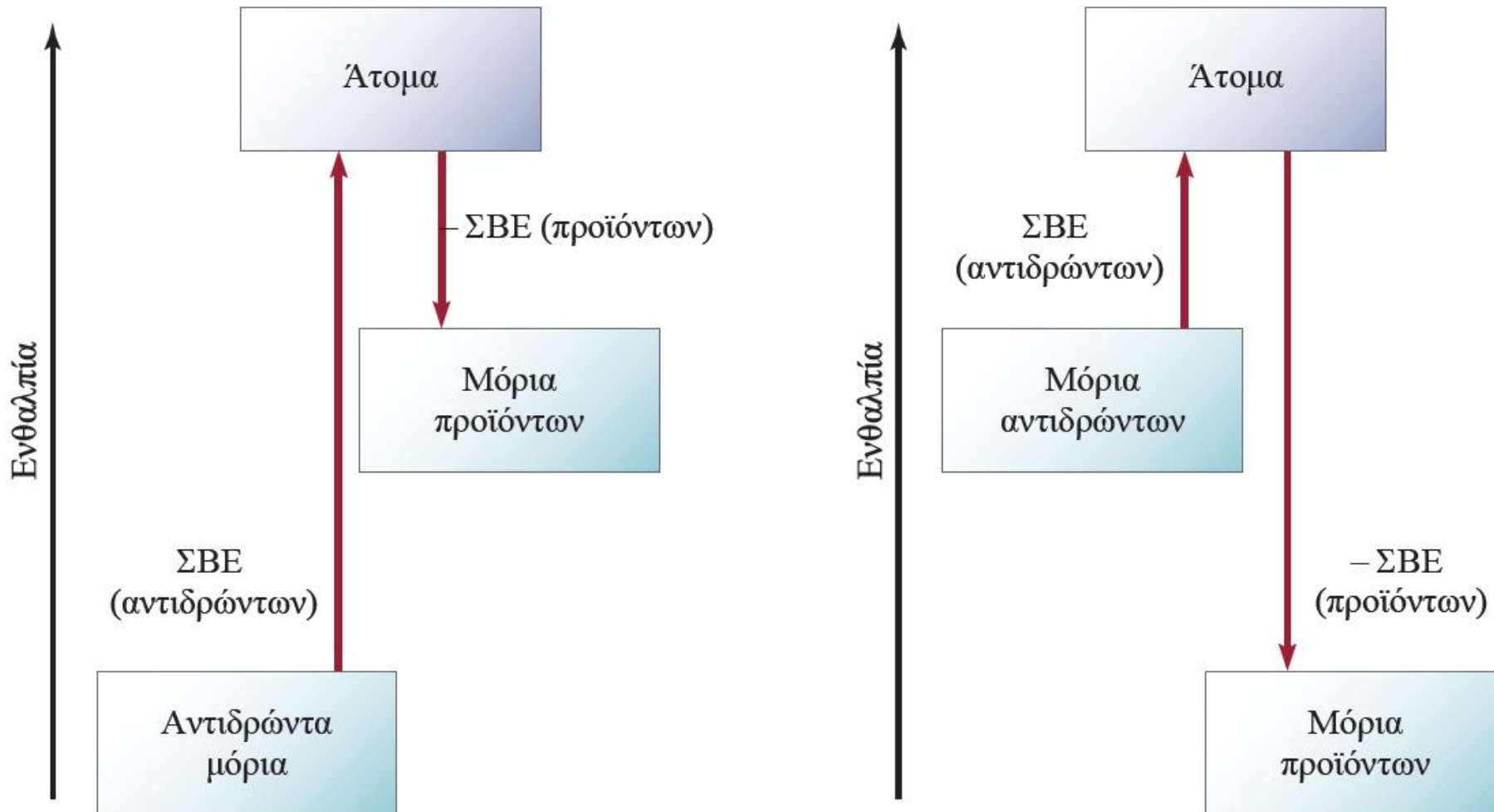
Η ενθαλπία δεσμού είναι μέτρο της ισχύος του δεσμού: όσο μεγαλύτερη η ενθαλπία δεσμού, τόσο ισχυρότερος ο χημικός δεσμός

Δεσμός	Ενθαλπία δεσμού (kJ/mol)	Δεσμός	Ενθαλπία δεσμού (kJ/mol)
H—H	436,4	C—I	240
H—N	393	C—P	263
H—O	460	C—S	255
H—S	368	C=S	477
H—P	326	N—N	193
H—F	568,2	N=N	418
H—Cl	431,9	N≡N	941,4
H—Br	366,1	N—O	176
H—I	298,3	N=O	607
C—H	414	O—O	142
C—C	347	O=O	498,7
C=C	620	O—P	502
C≡C	812	O=S	469
C—N	276	P—P	197
C=N	615	P=P	489
C≡N	891	S—S	268
C—O	351	S=S	352
C=O [†]	745	F—F	156,9
C≡O	1076,5	Cl—Cl	242,7
C—F	450	Cl—F	193
C—Cl	338	Br—Br	192,5
C—Br	276	I—I	151,0

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ I: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ενθαλπία δεσμού

Ενθαλπία αντίδρασης:
$$\Delta H^{\circ} = \sum BE_{\text{αντιδρώντων}} - \sum BE_{\text{προϊόντων}}$$

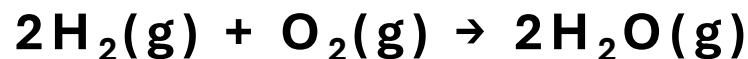


9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ I: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ενθαλπία δεσμού

Παράδειγμα:

Εκτιμήσατε τη μεταβολή ενθαλπίας κατά την καύση αέριου υδρογόνου



Τύπος διασπώμενων δεσμών	Αριθμός διασπώμενων δεσμών	Ενθαλπία δεσμού (kJ/mol)	Μεταβολή ενέργειας (kJ/mol)
H - H (H ₂)	2	436,4	872,8
O = O (O ₂)	1	498,7	498,7
Τύπος σχηματισμένων δεσμών	Αριθμός σχηματισμένων δεσμών	Ενθαλπία δεσμού (kJ/mol)	Μεταβολή ενέργειας (kJ/mol)
O - H (H ₂ O)	4	460	1840

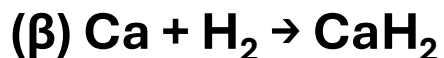
$$\begin{aligned}\Delta H^{\circ} &= \sum BE_{\text{αντιδρώντων}} - \sum BE_{\text{προϊόντων}} = (872,8 \text{ kJ/mol} + 498,7 \text{ kJ/mol}) - 1840 \text{ kJ/mol} \\ &= -469 \text{ kJ/mol}\end{aligned}$$

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ερωτήσεις – Ασκήσεις – Προβλήματα

11.1. Γράψατε τύπους Lewis των αντιδρώντων και των προϊόντων στις ακόλουθες αντιδράσεις.

(Ισοσταθμίσατε πρώτα τις εξισώσεις.)



11.2. Για κάθε ένα από τα ακόλουθα ζεύγη στοιχείων, δηλώστε εάν η δυαδική ένωση που σχηματίζουν είναι πιθανόν να είναι ιοντική ή ομοιοπολική. Γράψατε τον εμπειρικό τύπο και το όνομα της ενώσεως: (α) B και F, (β) K και Br.

11.3. Υπολογίσατε την ενέργεια πλέγματος του CaCl_2 δεδομένου ότι η θερμότητα εξαχνώσεως του Ca είναι 121 kJ/mol και $\Delta H^\circ_f(\text{CaCl}_2) = -795 \text{ kJ/mol}$. (Δείτε τους Πίνακες 8.2 και 8.3 για άλλα δεδομένα.)

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ερωτήσεις – Ασκήσεις – Προβλήματα

11.4. Καταγράψατε τους ακόλουθους δεσμούς με σειρά αυξανόμενου ιοντικού χαρακτήρα: το Cs με το F, το Cl με το Cl, το Br με το Cl, το Si με τον C.

11.5. Ταξινομήσατε τους δεσμούς που ακολουθούν ως ιοντικούς, πολικούς ομοιοπολικούς, ή ομοιοπολικούς και δώσατε τις εξηγήσεις σας: (α) ο δεσμός SiSi στο $\text{Cl}_3\text{SiSiCl}_3$, (β) ο δεσμός SiCl στο $\text{Cl}_3\text{SiSiCl}_3$, (γ) ο δεσμός CaF στο CaF_2 , (δ) ο δεσμός NH στην NH_3 .

11.6. Γράψατε δομές Lewis για τα ακόλουθα μόρια και ιόντα: (α) OF_2 , (β) N_2F_2 , (γ) Si_2H_6 , (δ) OH^- , (ε) $\text{CH}_2\text{ClCOO}^-$, (ζ) CH_3NH_3^+ .

11.7. Γράψατε δομές Lewis για τα ακόλουθα: (α) BrF_3 , (β) H_2Te , (γ) NH_2OH , (δ) POCl_3 (ο P ενώνεται με τα άτομα O και Cl), (ε) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{F}$, (ζ) NF_3 , (η) CH_3NH_2 .

11.8. Γράψατε δομές Lewis για τα ακόλουθα: (α) O_2^{2-} , (β) C_2^{2-} , (γ) NO^+ , (δ) NH_4^+ . Δείξατε τα τυπικά φορτία.

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ερωτήσεις – Ασκήσεις – Προβλήματα

11.9. Από τα ευγενή αέρια, είναι γνωστό ότι μόνο τα Kr, Xe και Rn σχηματίζουν μερικές ενώσεις με O και/ή F. Γράψατε δομές Lewis για τα ακόλουθα μόρια: (α) XeF_2 , (β) XeF_4 , (γ) XeF_6 , (δ) XeOF_4 , (ε) XeO_2F_2 . Σε κάθε περίπτωση το Xe είναι το κεντρικό άτομο.

11.10. Ταξινομήσατε τις ακόλουθες ουσίες ως ιοντικές ή ομοιοπολικές ενώσεις που περιέχουν διακριτά μόρια: CH_4 , KF , CO , SiCl_4 , BaCl_2 , RbCl , PF_5 , BrF_3 , KO_2 , Cl_4 .

11.11. Οι τύποι για τα φθορίδια των στοιχείων της τρίτης περιόδου είναι NaF , MgF_2 , AlF_3 , SiF_4 , PF_5 , SF_6 και ClF_3 . Ταξινομήσατε αυτές τις ενώσεις ως ομοιοπολικές ή ιοντικές.

11.12. Ποιο από τα ακόλουθα μόρια έχει τον μικρότερο δεσμό N–N: N_2H_4 , N_2O , N_2 , N_2O_4 ; Εξηγήσατε.

11.13. Το ιόν αμιδίου, NH_2^- , είναι βάση Brønsted. Απεικονίσατε την αντίδραση μεταξύ του αμιδικού ιόντος και του ύδατος.

9. ΧΗΜΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ Ι: ΒΑΣΙΚΕΣ ΕΝΝΟΙΕΣ

Ερωτήσεις – Ασκήσεις – Προβλήματα

11.14. Το ιόν τριϊωδιδίου (I_3^-) στο οποίο τα άτομα I είναι διατεταγμένα σε ευθεία γραμμή είναι σταθερό, αλλά το αντίστοιχο ιόν F_3^- δεν υπάρχει. Εξηγήσατε.

11.15. Γράψατε δομές Lewis για τα ακόλουθα τέσσερα ισοηλεκτρονιακά είδη: (α) CO, (β) NO^+ , (γ) CN^- , (δ) N_2 . Δείξατε τα τυπικά φορτία.

11.16. Γράψατε τρεις δομές συντονισμού για (α) το κυανικό ιόν (NCO^-) και (β) για το ισοκυανικό ιόν (CNO^-). Σε κάθε περίπτωση, κατατάξατε τις δομές συντονισμού κατά σειρά αυξημένης σημασίας.

11.17. Το μήκος δεσμού N–O στο νιτρικό οξείδιο είναι 115 pm, το οποίο είναι ενδιάμεσο μεταξύ ενός τριπλού δεσμού (106 pm) και ενός διπλού δεσμού (120 pm). (α) Σχεδιάσατε δύο δομές συντονισμού για το NO και σχολιάσατε τη σχετική σημασία τους. (β) Είναι δυνατόν να σχεδιάσετε μια δομή συντονισμού που να έχει έναν τριπλό δεσμό μεταξύ των ατόμων;