

9.β.

**ΟΜΟΙΟΠΟΛΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ-  
ΔΟΜΕΣ LEWIS**

Τι γίνεται στις ενώσεις όπου δεν έχουμε ιόντα ως δομικές μονάδες πχ.  $H_2$  ;

Lewis (1919): ομοιοπολικός δεσμός: δημιουργείται από άτομα με παραπλήσια ηλεκτραρνητικότητα και σχηματίζονται κοινά ζεύγη e με αμοιβαία συνεισφορά e σθένους.

Τα άτομα του δεσμού τείνουν να αποκτήσουν δομή ευγενούς αερίου (**κανόνας της οκτάδας ή 2άδας για το H**).

### Ο Lewis «ανακάλυψε»:

- Ομοιοπολικό δεσμό
- Αρχή του ηλεκτρονικού ζεύγους
- Ηλεκτρονική δομή κατά Lewis

### Και είχε συνεισφορά σε:

- Θεωρία δεσμού σθένους
- Θερμοδυναμική
- Φωτοχημεία (φωτόνια)
- Ισοτοπικό διαχωρισμό
- Οξεοβασική θεωρία κατά Lewis

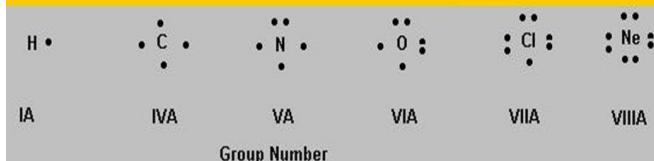
Αμερικανός Φυσικοχημικός (1875-1946)



Gilbert Newton Lewis

Invented “Electron-dot” formulas or “Lewis Structures”

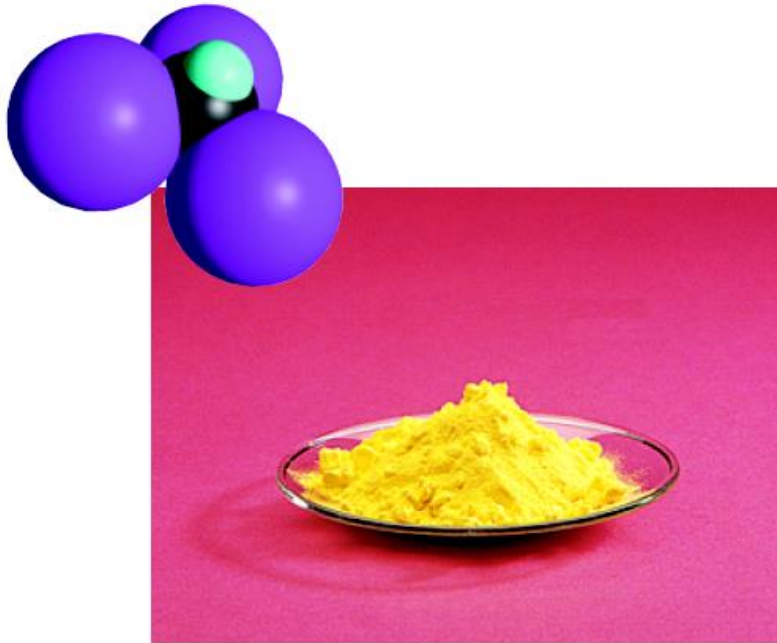
I'm so tired of writing all those useless inner electrons, in the Bohring models!



# Μοριακές ενώσεις

Μοριακές ενώσεις: ενώσεις αποτελούμενες από μόρια (π.χ.  $H_2O$ )

Ο ισχυρός δεσμός μεταξύ δύο **ΑΤΟΜΩΝ** σε ένα **ΜΟΡΙΟ** ονομάζεται ομοιοπολικός δεσμός



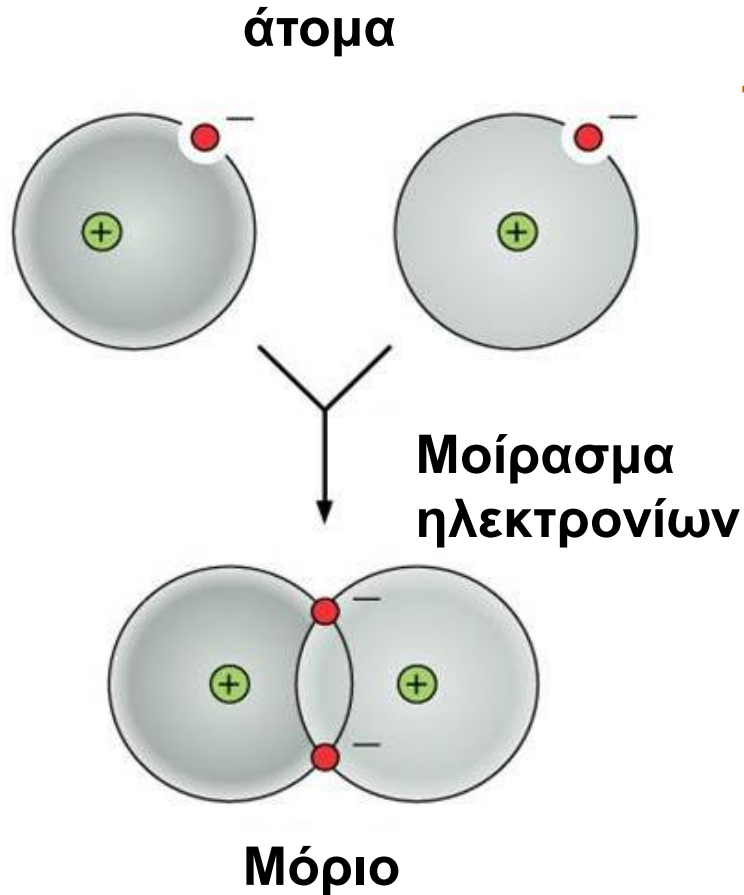
Το ιωδοφόρμιο,  $CHI_3$ , είναι ένα εύτηκτο, κίτρινο στερεό (σημείο τήξεως  $120^\circ C$ ).

μοριακές  
ενώσεις



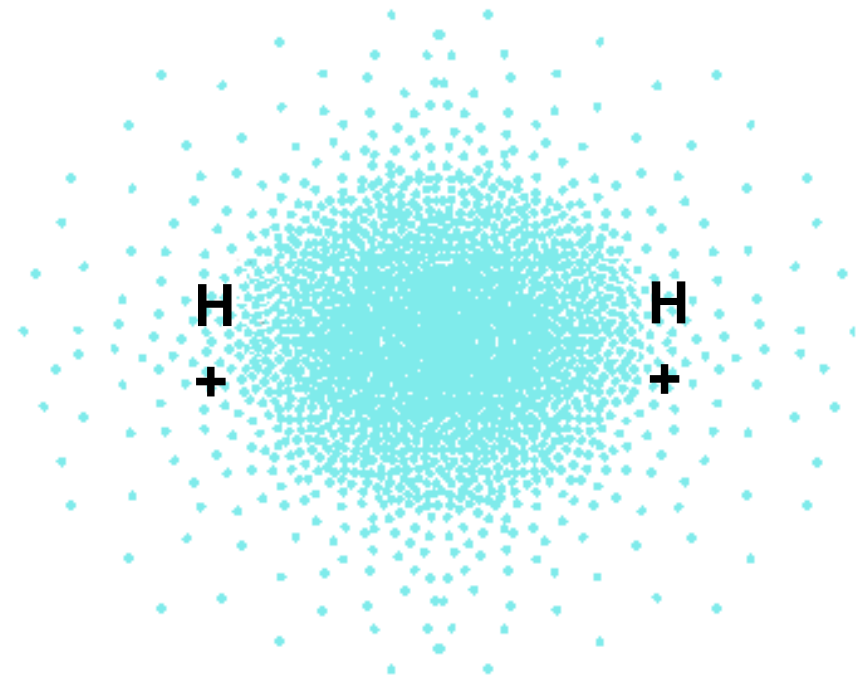
Το χλωροφόρμιο  $CHCl_3$ , είναι ένα άχρωμο υγρό.

# Σχηματισμός και Περιγραφή Ομοιοπολικού δεσμού



Ομοιοπολικός δεσμός

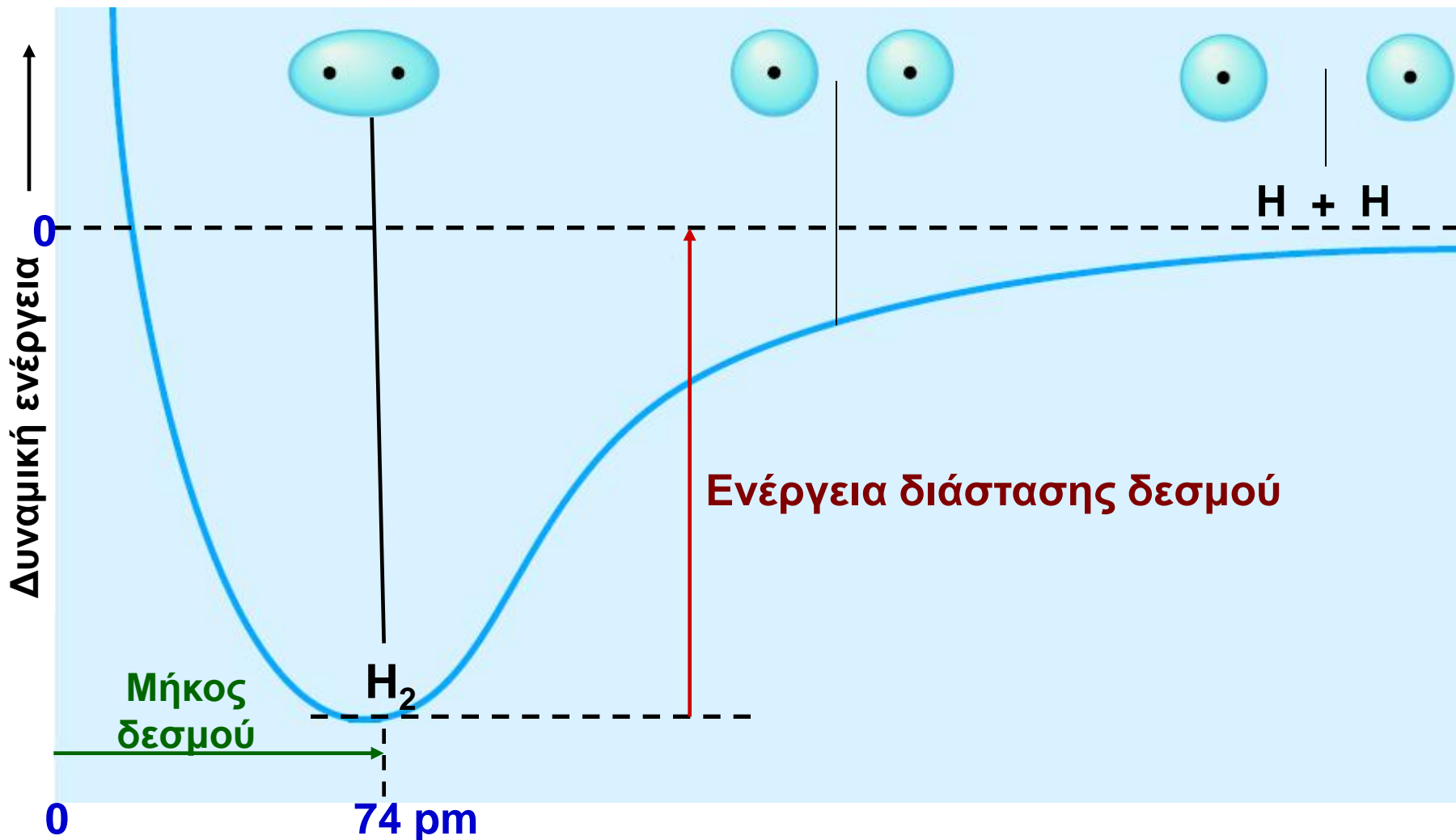
Σχηματισμός ομοιοπολικού δεσμού μεταξύ δύο ατόμων H και η δημιουργία του μορίου  $H_2$



Η κατανομή της ηλεκτρονικής πυκνότητας για το μόριο  $H_2$ .

Τα ηλεκτρόνια καταλαμβάνουν τον χώρο γύρω από τα δύο άτομα.

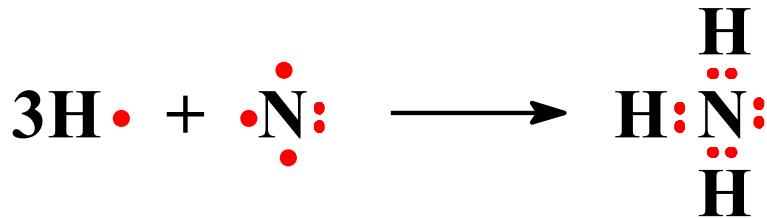
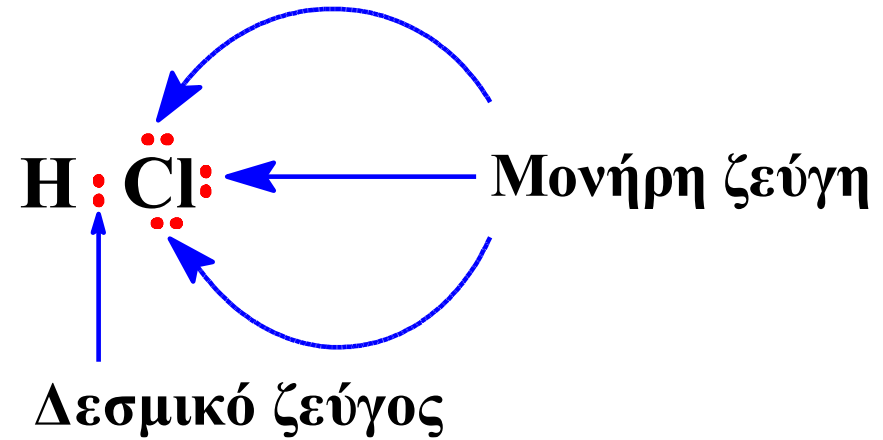
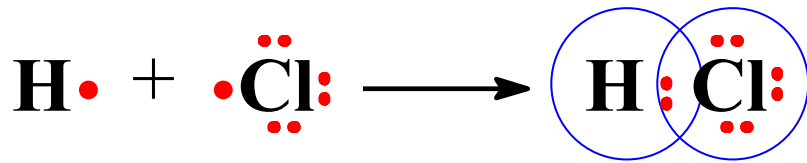
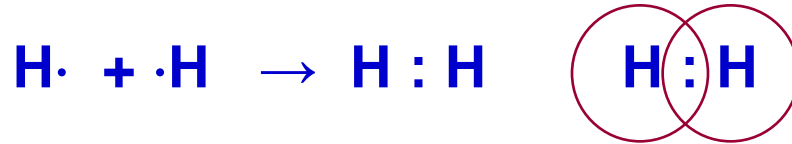
# Μεταβολή της δυναμικής ενέργειας για το $H_2$



Η απόσταση μεταξύ των πυρήνων που αντιστοιχεί στο ελάχιστο της καμπύλης δυναμικής ενέργειας είναι το μήκος του δεσμού. Σε αυτή την απόσταση το μόριο  $H_2$  είναι σταθερό.

# Περιγραφή Ομοιοπολικών Ενώσεων με Τύπους Lewis

Τύπος Lewis: ο τύπος μιας ένωσης στον οποίο τα e σθένους παριστάνονται με κουκίδες



## Πόσα e σθένους έχει κάποιο στοιχείο;

### Σχηματισμός ομοιοπολικών δεσμών

Συμμετέχουν τα e σθένους ώστε κάθε άτομο να αποκτήσει οκτάδα εκτός του H δυάδα

1	2	3	4	5	6	7	8
1 H HYDROGEN 1.008							2 He HELIUM 4.003
3 Li LITHIUM 6.941	4 Be BERYLLIUM 9.012						
11 Na SODIUM 22.990	12 Mg MAGNESIUM 24.305						
19 K POTASSIUM 39.098	20 Ca CALCIUM 40.078						
37 Rb RUBIDIUM 85.468	38 Sr STRONTIUM 87.620						
55 Cs CAESIUM 132.905	56 Ba BARIUM 137.328						
87 Fr FRANCIUM (223.020)	88 Ra RADIUM (226.025)						
		5 B BORON 10.811	6 C CARBON 12.011	7 N NITROGEN 14.007	8 O OXYGEN 15.999	9 F FLUORINE 18.998	10 Ne NEON 20.180
		13 Al ALUMINIUM 26.982	14 Si SILICON 28.086	15 P PHOSPHORUS 30.974	16 S SULFUR 32.065	17 Cl CHLORINE 35.453	18 Ar ARGON 39.948
		31 Ga GALLIUM 69.723	32 Ge GERMANIUM 72.640	33 As ARSENIC 74.922	34 Se SELENIUM 78.971	35 Br BROMINE 79.904	36 Kr KRYPTON 83.798
		49 In INDIUM 114.818	50 Sn TIN 118.711	51 Sb ANTIMONY 121.760	52 Te TELLURIUM 127.603	53 I IODINE 126.904	54 Xe XENON 131.294
		81 Tl THALLIUM 204.383	82 Pb LEAD 207.210	83 Bi BISMUTH 208.980	84 Po POLONIUM (209.982)	85 At ASTATINE (209.987)	86 Rn RADON (222.018)
		113 Nh NIHOBIUM (286.000)	114 Fl FLEBOVIUM (289.000)	115 Mc MOSCOVIUM (289.000)	116 Lv LIVERMORIUM (293.000)	117 Ts TENNESSINE (294.000)	118 Og OGANESSON (294.000)

Πρέπει να γνωρίζουμε τα e σθένους ώστε να υπολογίσουμε πόσα υπολείπονται για να συμπληρωθεί 8άδα

# Ομοιοπολικοί δεσμοί ένταξης ή δοτικοί

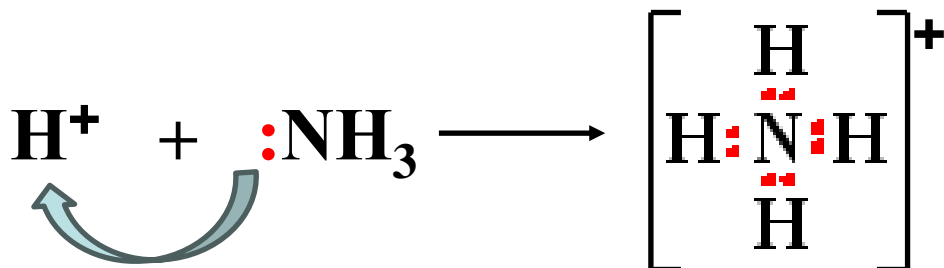
Ομοιοπολικός δεσμός ένταξης ή δοτικός: όταν και τα δύο e του δεσμού προσφέρονται από ένα άτομο. Δηλαδή ένα άτομο είναι δότης ζεύγους e και το άλλο δέκτης του ζεύγους.



Ποια είναι η διαφορά στον τρόπο σχηματισμού των μορίων;

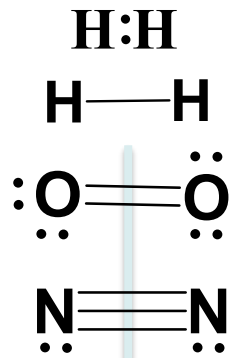
**A-B** ο δεσμός δηλ το κοινό ζεύγος σχηματίζεται με αμοιβαία συνεισφορά  $A\cdot + \cdot B \rightarrow A : B$

**A'-B'** ο δεσμός δηλ το κοινό ζεύγος σχηματίζεται με δοτική προσφορά ζεύγους e από το B'  $A' + :B' \rightarrow A' : B'$





## Ομοιοπολικοί δεσμοί



Γραμμή = απλός δεσμός = 1 ζεύγος e = 2 e  
Διπλή Γραμμή = διπλός δεσμός = 2 ζεύγη e = 4 e  
Τριπλή Γραμμή = τριπλός δεσμός = 3 ζεύγη e = 6 e

Ένας **ομοιοπολικός δεσμός** σχηματίζεται από ένα **κοινό** (δεσμικό) **μονήρες** ζεύγος e

A) με αμοιβαία συνεισφορά

B) δοτικά από το ένα άτομο (το κοινό ζεύγος δεν προκύπτει από αμοιβαία συνεισφορά, αλλά από προσφορά του ενός ατόμου)

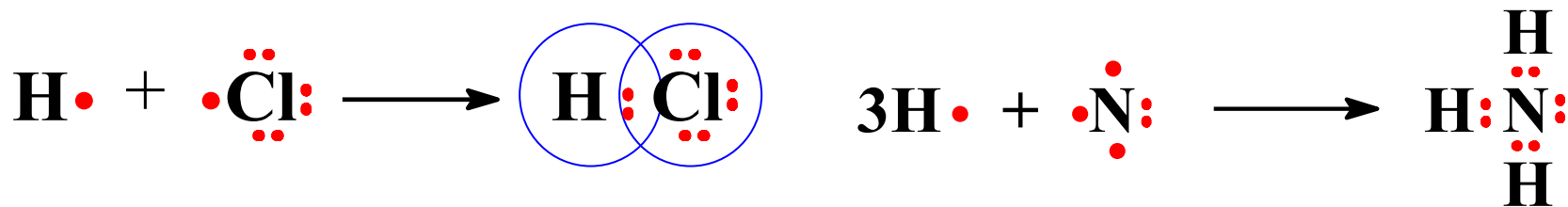
**Το δεσμικό ζεύγος ανήκει και στα 2 άτομα του δεσμού**

ομάδες							
1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	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 ••
$s^1$	$s^2$	$s^2p^1$	$s^2p^2$	$s^2p^3$	$s^2p^4$	$s^2p^5$	$s^2p^6$

• ηλεκτρόνιο σθένους

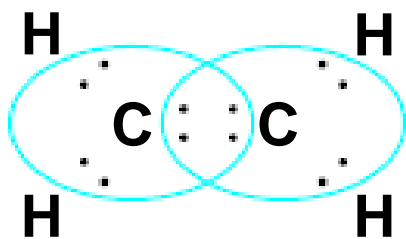
1	2	3	4	5	6	7	8
1 H HYDROGEN 1.008							2 He HELIUM 4.003
3 Li LITHIUM 6.941	4 Be BERYLLIUM 9.012						
11 Na SODIUM 22.990	12 Mg MAGNESIUM 24.305						
19 K POTASSIUM 39.098	20 Ca CALCIUM 40.078						
37 Rb RUBIDIUM 85.468	38 Sr STRONTIUM 87.620						
55 Cs CAESIUM 132.905	56 Ba BARIUM 137.328						
87 Fr FRANCIUM (223.020)	88 Ra RADIUM (226.025)						
		5 B BORON 10.811	6 C CARBON 12.011	7 N NITROGEN 14.007	8 O OXYGEN 15.999	9 F FLUORINE 18.998	10 Ne NEON 20.180
		13 Al ALUMINIUM 26.982	14 Si SILICON 28.086	15 P PHOSPHORUS 30.974	16 S SULFUR 32.065	17 Cl CHLORINE 35.453	18 Ar ARGON 39.948
		31 Ga GALLIUM 69.723	32 Ge GERMANIUM 72.640	33 As ARSENIC 74.922	34 Se SELENIUM 78.971	35 Br BROMINE 79.904	36 Kr KRYPTON 83.798
		49 In INDIUM 114.818	50 Sn TIN 118.710	51 Sb ANTIMONY 121.760	52 Te TELLESIUM 127.603	53 I IODINE 126.904	54 Xe XENON 131.294
		81 Tl THALLIUM 204.383	82 Pb LEAD 207.210	83 Bi BISMUTH 208.980	84 Po POLONIUM (208.982)	85 At ASTATINE (209.987)	86 Rn RADON (222.018)
		113 Nh NIHONIUM (286.000)	114 Fl FLEROVIUM (289.000)	115 Mc MOSCOWIUM (289.000)	116 Lv LIVERMORIUM (293.000)	117 Ts TENNESSINE (294.000)	118 Og OGANESSON (294.000)

# Κανόνας οκτάδας – Πολλαπλοί δεσμοί

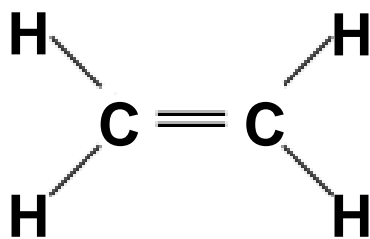


Τα **Cl** και **N** υπακούουν στον κανόνα της 8άδας, και το **H** 2άδας.

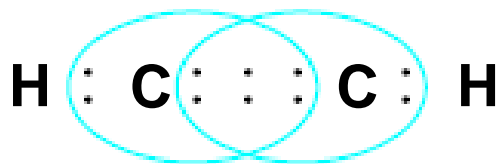
Δύο άτομα μπορεί να μοιράζονται δύο ή περισσότερα ζεύγη e



ή  
αιθέριο



Διπλοί δεσμοί:  
κυρίως τα άτομα **C**,  
**N**, **O** και **S**.



αιθίνιο



Τριπλοί δεσμοί:  
κυρίως τα άτομα  
**C** και **N**.

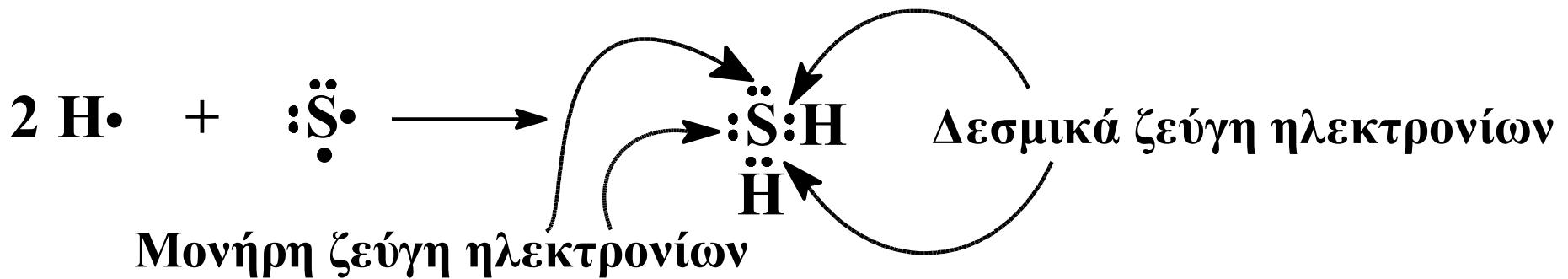
# Άσκηση 1

Χρησιμοποιήστε σύμβολα Lewis για να δείξετε την αντίδραση σχηματισμού σουλφιδίου του υδρογόνου από άτομα.

Σημειώστε τα δεσμικά και μονήρη ζεύγη ηλεκτρονίων στον τύπο Lewis του  $\text{H}_2\text{S}$ .

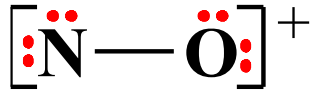
Το κάθε άτομο H διαθέτει ένα ασύζευκτο e.

Το S ανήκει στην Ομάδα 6A και επομένως το άτομο του S διαθέτει 6e και θέλει άλλα 2 e για να συμπληρώσει 8άδα.

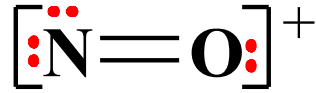


# Άσκηση 2

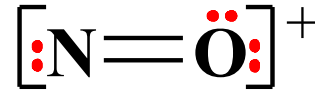
Ποια από τις παρακάτω δομές Lewis του ιόντος νιτροσυλίου,  $\text{NO}^+$ , είναι η σωστή; Αιτιολογείστε την απάντησή σας.



(α)



(β)



(γ)



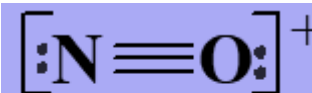
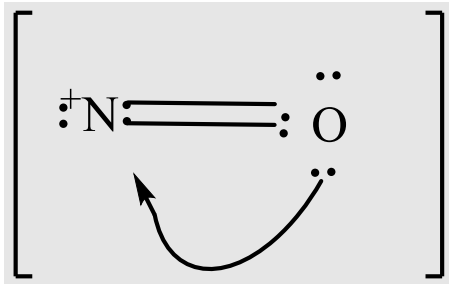
(δ)

Έστω ότι στο κατιόν  $\text{NO}^+$  το e έχει αποβληθεί από το N.

N + 5e (ve) - 1 (ion) = 4 e θέλει 4 για 8άδα  
O 6e (ve) θέλει 2 για 8άδα

Έστω ότι στο κατιόν  $\text{NO}^+$  το e έχει αποβληθεί από το O.

N + 5e (ve) θέλει 3 για 8άδα  
O 6e (ve) - 1 (ion) = 5 e θέλει 3 για 8άδα



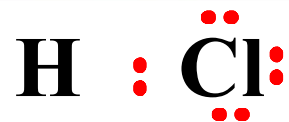
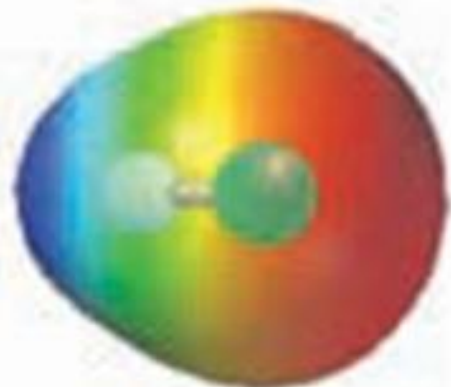
(δ)

# Πολωμένοι ομοιοπολικοί δεσμοί

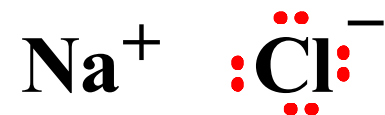
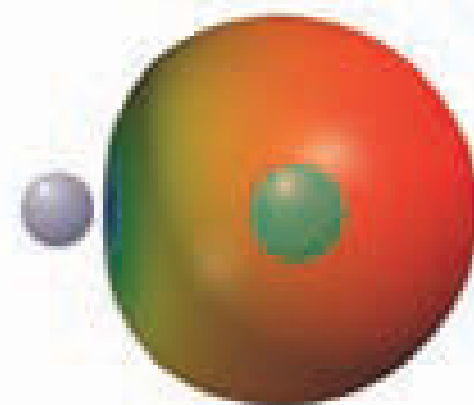
Αν τα άτομα του ομοιοπολικού δεσμού είναι διαφορετικά και έχουν διαφορετική πολικότητα ΤΟΤΕ τα δεσμικά e έλκονται από το πιο ηλεκτραρνητικό!



Μη πολωμένος  
ομοιοπολικός δεσμός



Πολωμένος  
ομοιοπολικός δεσμός



Ιοντικός δεσμός

Μόρια, όπως το HCl, ονομάζονται πολικά μόρια

# Ηλεκτραρνητικότητα

**Ηλεκτραρνητικότητα:** η τάση ενός ατόμου που βρίσκεται ενωμένο σε μόριο να έλκει προς το μέρος του δεσμικά e.

Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
Rb 0,8	Ba 1,0	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5

Ηλεκτραρνητικότητες των στοιχείων (μέσες τιμές)

Το πιο ηλεκτραρνητικό στοιχείο είναι το φθόριο με τιμή ηλεκτραρνητικότητας 4,0

Cs 0,7
-----------

Πώς μεταβάλλεται η ηλεκτραρνητικότητα μέσα στον Π.Π.;



# Αναγραφή τύπων Lewis με ηλεκτρόνια-κουκκίδες μορίων

παράσταση των δεσμικών και μονήρων e σε ένα μόριο

## Τα 4 βασικά βήματα για την αναγραφή ενός τύπου Lewis:

1. Υπολογίζουμε τον συνολικό αριθμό ηλεκτρονίων σθένους

2. Γράφουμε τη σκελετική δομή\* του μορίου χρησιμοποιώντας συνήθως ως κεντρικό άτομο το λιγότερο ηλεκτραρνητικό.

\* Σκελετική δομή είναι ο τύπος που δείχνει απλώς ποια άτομα συνδέονται με ποια μέσα στο μόριο (ανεξάρτητα αν οι δεσμοί είναι απλοί ή όχι). Π.χ. η σκελετική δομή του διοξειδίου του άνθρακα είναι  $O-C-O$

3. Κατανέμουμε τα ηλεκτρόνια στα άτομα που περιβάλλουν το κεντρικό άτομο (κανόνας οκτάδας).

4. Κατανέμουμε τα υπόλοιπα ηλεκτρόνια ως ζεύγη.



# Βήματα για το σχηματισμό Δομής Lewis

ε σθένους ή valence electrons v.e.

π.χ. **H<sub>2</sub>O**

1. Υπολογισμός όλων των ε σθένους από τον συντακτικό τύπο & ηλεκτρονιακή διαμόρφωση

Αν έχουμε αρνητικό ιόν, τότε προσθέτουμε στο σύνολο των ηλεκτρονίων, τόσα ηλεκτρόνια, όσο το αρνητικό φορτίο. Αν έχουμε θετικό ιόν τότε αφαιρούμε τόσα ηλεκτρόνια, όσο το θετικό φορτίο.

ομάδες							
1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	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••
s <sup>1</sup>	s <sup>2</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>1</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>2</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>3</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>4</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>5</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>6</sup>

• ηλεκτρόνιο σθένους

2xH	1 x 2 = 2
O	6 x 1 = 6
<hr/>	
Σύνολο	8 v.e.

# Βήματα για το σχηματισμό Δομής Lewis

e σθένους ή valence electrons v.e.

π.χ. **H<sub>2</sub>O**

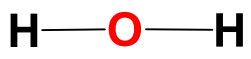
2. Βρίσκω ποιο είναι το κεντρικό άτομο:  
αυτό που είναι μοναδικό π.χ. H<sub>2</sub>**S**O<sub>4</sub>  
ή με τη χαμηλότερη ηλεκτραρνητικότητα π.χ.  
**N**OCl

*Το H ποτέ δεν είναι κεντρικό άτομο! Σχολιάστε*  
π.χ. H**C**N

3. Γράφω το κεντρ. άτομο και περιφερειακά τα άλλα άτομα



4. Συνδέουμε το κεντρικό άτομο με τα άλλα άτομα με απλό δεσμό. Απλός δεσμός αντιστοιχεί με ένα ζεύγος e<sup>-</sup>.



Και αφαιρώ τα δεσμικά e από το Σύνολο των v.e. (Υπολογίζω 2 δεσμικά e ανά απλό δεσμό)

ομάδες							
1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	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•
s <sup>1</sup>	s <sup>2</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>1</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>2</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>3</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>4</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>5</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>6</sup>

• ηλεκτρόνιο σθένους

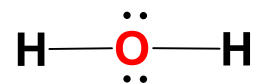
2xH	1 x 2 = 2
O	6 x 1 = 6
<b>Σύνολο</b>	<b>8 v.e.</b>
<b>Δεσμικά</b>	<b>- 4</b>
<b>Τελικά</b>	<b>4 v.e</b>

# Βήματα για το σχηματισμό Δομής Lewis

ε σθένους ή valence electrons v.e.

π.χ.  $\text{H}_2\text{O}$

5. Σημειώνω τα μονήρη v.e. : Τα  $e^-$  που περισσεύουν τοποθετούνται ανά ζεύγη στα άλλα άτομα (ΕΚΤΟΣ ΤΟΥ Η) μέχρι να συμπληρώσουν την στοιβάδα σθένους τους με 8  $e^-$ . Ξεκινάμε από τα περιφερειακά



6. Αν το κεντρικό άτομο έχει λιγότερα από 8  $e^-$  δοκιμάζουμε με διπλούς και τριπλούς δεσμούς.

ομάδες							
1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	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•
$s^1$	$s^2$	$s^2p^1$	$s^2p^2$	$s^2p^3$	$s^2p^4$	$s^2p^5$	$s^2p^6$

• ηλεκτρόνιο σθένους

2xH

$$1 \times 2 = 2$$

O

$$6 \times 1 = 6$$

Σύνολο

8 v.e.

Δεσμικά

- 4

Περισσεύουν

4 v.e

μονήρη

# Άσκηση 1.

Να βρεθεί ο ηλεκτρονιακός τύπος κατά Lewis του υδροκυανίου HCN

Απάντηση:  $\text{H}-\text{C} \equiv \text{N}$

ΒΗΜΑ 1: Άθροιση όλων των  $e^-$  σθένους.

$\text{H}(1) + \text{C}(4) + \text{N}(5) = 10$  ηλεκτρόνια σθένους.

ΒΗΜΑ 2: Βρίσκουμε το κεντρικό άτομο

όλα τα άτομα έχουν δείκτη 1, οπότε πάμε στο λιγότερο ηλεκτραρνητικό που είναι ο C.

ΒΗΜΑ 3: Συνδέουμε το κεντρικό άτομο με τα άλλα άτομα:



ΒΗΜΑ 4: Τοποθετούμε τα εναπομείναντα  $e^-$  στα άλλα άτομα μέχρι να συμπληρώσουν τον αριθμό 8. ( $10-4=6 e^-$ )

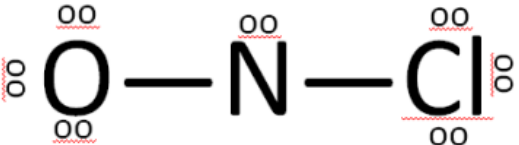


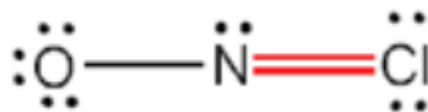
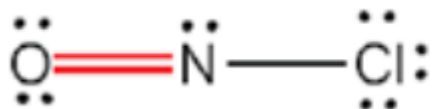
ΒΗΜΑ 5: Ελέγχουμε το κεντρικό άτομο αν έχει 8  $e^-$ . Αν δεν έχει δοκιμάζουμε διπλούς και τριπλούς δεσμούς



## Άσκηση 2.

Να βρεθεί κατά Lewis ηλεκτρονιακός τύπος του NOCl (χλωρίδιο του νιτροσυλίου)

- Άθροιση όλων των  $e^-$  σθένους:  $5(N) + 6(O) + 7(Cl) = 18 e^-$ .
  - Βρίσκουμε το κεντρικό άτομο, όλα τα άτομα έχουν δείκτη 1, οπότε πάμε στο λιγότερο ηλεκτραρνητικό που είναι το N.
  - Συνδέουμε το κεντρικό άτομο με τα άλλα άτομα: O — N — Cl
  - Τοποθετούμε τα εναπομείναντα  $e^-$  ( $18 - 4 = 14 e^-$ ) στα άλλα άτομα μέχρι να συμπληρώσουν τον αριθμό 8. Ξεκινάμε από τα περιφερειακά και ό τι μείνει στο κεντρικό
- 
- Αν το κεντρικό άτομο έχει λιγότερα από 8  $e^-$  δοκιμάζουμε με διπλούς και τριπλούς δεσμούς.



2 πιθανοί τύποι Lewis! Ποιος είναι ο πιο σταθερός;  
Η απάντηση θα δοθεί παρακάτω με το **τυπικό φορτίο**.

# β' τρόπος

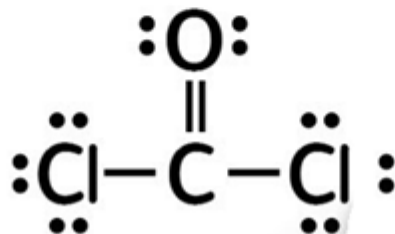
## ΔΟΜΕΣ LEWIS πιο «πρακτικά»

Ο αριθμός των δεσμών γύρω από ένα στοιχείο = αριθμό των επι πλέων e που χρειάζεται για δάδα

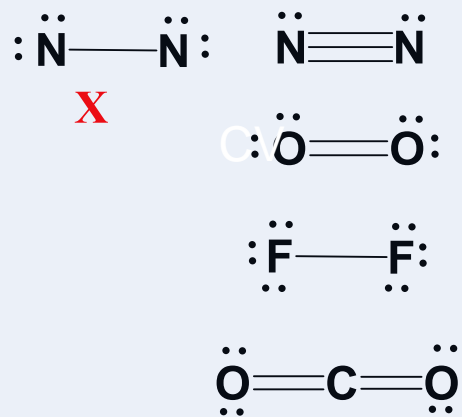
Δομή Lewis του COCl<sub>2</sub>  
(φωσγένιο)

	C	O	Cl	
e σθένους	4	6	7	} δεσμικά + e σθ = 8
θέλει δεσμικά e	4	2	1	
μονήρη e	0	4	6	e σθ - δεσμικά

C θέλει 4 δεσμούς  
O θέλει 2 δεσμούς  
Cl θέλει 1 δεσμο



# β' τρόπος ΔΟΜΕΣ LEWIS πιο «πρακτικά»



ε σθένους  
θέλει δεσμικά ε

C	N	O	F
4	5	6	7
4	3	2	1
0	2	4	6

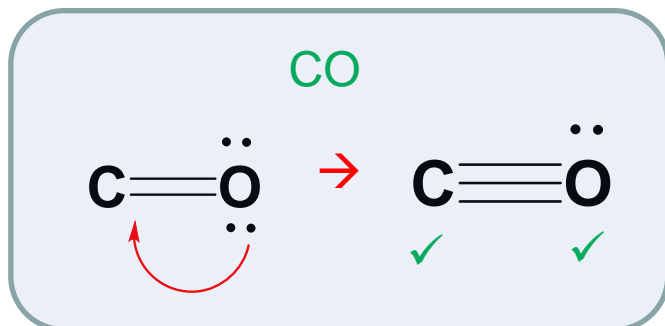
N<sub>2</sub> O<sub>2</sub> F<sub>2</sub> CO<sub>2</sub> CO?

1. Συμπληρώνω δεσμούς αρχικά απλούς, μετά διπλούς και τριπλούς με αμοιβαία συνεισφορά μέχρι να φτάσω τον θεωρητικό αριθμό δεσμικών ε και μετά σημειώνω τα εναπομείναντα ε σε ζεύγη δηλ. τα μονήρη.

\* Καλύτερα να ξεκινάω από το άτομο που θέλει τους λιγότερους δεσμούς

# β' τρόπος ΔΟΜΕΣ LEWIS πιο «πρακτικά»

Μονοξείδιο του  
άνθρακα CO



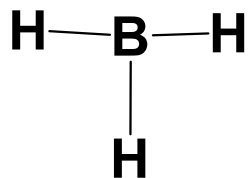
ε σθένους  
θέλει δεσμικά ε

C	N	O	F
4	5	6	7
4	3	2	1
0	2	4	6

1. Συμπληρώνω δεσμούς αρχικά απλούς, μετά διπλούς με αμοιβαία συνεισφορά ξεκινώντας από το O που θέλει 2 και μετά σημειώνω τα εναπομείναντα ε σε ζεύγη δηλ. τα μονήρη.
2. Αν ένα άτομο ΔΕΝ μπορεί να συμπληρώσει τον αρ. δεσμικών τότε έχω δοτικό ομοιοπολικό ή δεσμό ένταξης όπου αντιστοιχεί σε 2 δεσμικά ε προς τον δέκτη και μετά
3. «σβήνω» 1 ζεύγος ε από το άτομο δότη



# • BH<sub>3</sub>



Το Η σχηματίζει  
μόνο 1 δεσμό

B:	3	e σθ
H:	1x3	e σθ
<hr/>		
	6	total
	-6	δεσμικά
<hr/>		
	0	e σθ

Δεν είναι εφικτή η οκτάδα στο B

	B	H
e σθένους	3	1
Αρ. δεσμών	5	1

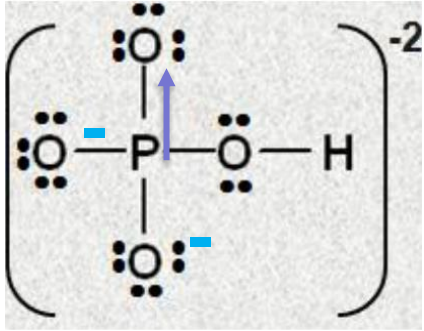
## A τρόπος:

Κεντρικό άτομο B / περιφεριακά τα H / απλοί δεσμοί / υπολογισμός Σν.ε. / δεν υπάρχουν άλλα e για επιπλέον δεσμούς

## B τρόπος:

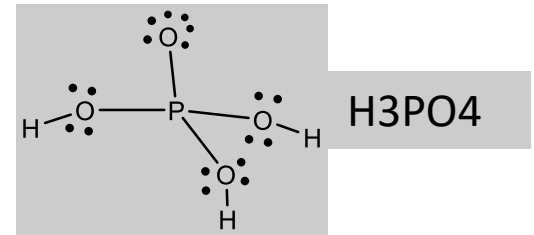
Κεντρικό άτομο B / περιφεριακά τα H / συμπληρώνω δεσμούς/ δεν μπορώ να έχω 5 δεσμούς καθώς το Η σχηματίζει μόνο 1 δεσμό

**[HPO4]<sup>2-</sup>**



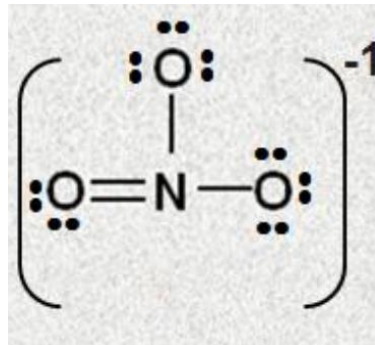
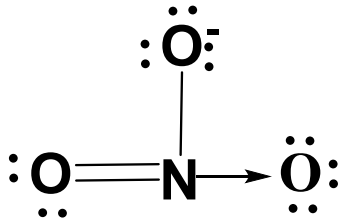
ε σθένους  
Αρ. δεσμών

P	O	H	O-
5	6	1	7
3	2	1	1



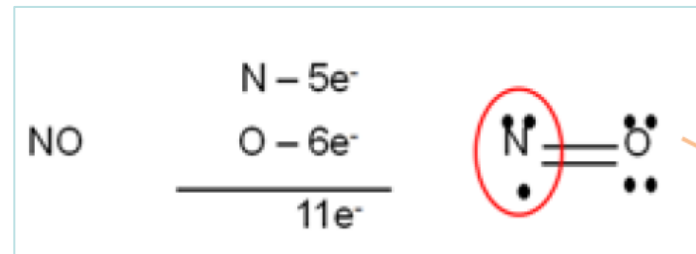
**[NO3]<sup>-</sup>**

5 (N) + 3x6 (O) + 1 (ανιόν) = 24 - 6 (3 δεσμοί) = 18



ε σθένους  
Αρ. δεσμών

N	O	O-
5	6	7
3	2	1



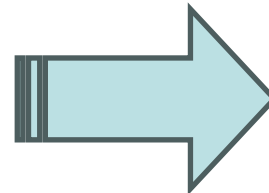
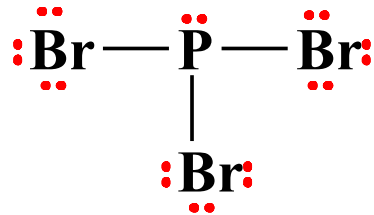
Δεν είναι εφικτή η οκτάδα στο N

# Άσκηση 3

# α' τρόπος

Αναγραφή δομών Lewis (όταν υπάρχουν μόνο απλοί δεσμοί)

Γράψτε τον τύπο Lewis για το τριβρωμίδιο του φωσφόρου,  
 $\text{PBr}_3$



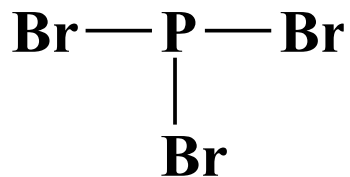
1. Υπολογισμός συνολικού αριθμού ηλεκτρονίων σθένους.

P: Ομάδα 5A  $\Rightarrow$  5 ηλεκτρόνια σθένους

Br: Ομάδα 7A  $\Rightarrow$  7 ηλεκτρόνια σθένους

Ο συνολικός αριθμός ηλεκτρονίων σθένους:  $5 + (3 \times 7) = 26$

2. Η σκελετική δομή θα έχει ως κεντρικό άτομο το P, επειδή είναι το λιγότερο ηλεκτραρνητικό, και τα άτομα Br ως περιφερειακά:

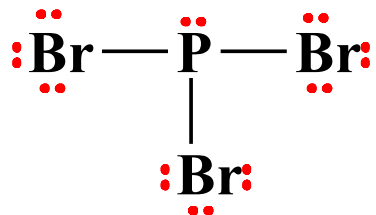


Δαπανήσαμε 6 από τα 26 ηλεκτρόνια

3. Κατανέμουμε ηλεκτρονικά ζεύγη στα περιφερειακά άτομα έτσι, ώστε να ικανοποιείται ο κανόνας της οκτάδας.

(Απαιτούνται  $3 \times 6 = 18$  ηλεκτρόνια.)

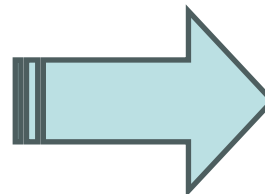
4. Κατανέμουμε τα υπόλοιπα ηλεκτρόνια ( $26 - 18 = 8$ ) στο άτομο P:



# Άσκηση 4 με τον α' τρόπο

Αναγραφή τύπων Lewis (όταν υπάρχουν πολλαπλοί δεσμοί)

Γράψτε τον τύπο Lewis για το διοξείδιο του άνθρακα, CO<sub>2</sub>.

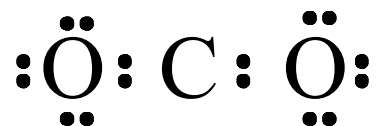
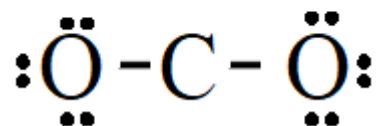


1. Ο συνολικός αριθμός ηλεκτρονίων στο CO<sub>2</sub> είναι

$$4 + (2 \times 6) = 16$$

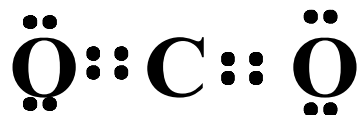
2. C = το κεντρικό άτομο.

3. Ενώνω με απλούς δεσμούς και κατανέμουμε τα (16-4) e ώστε τα περιφερειακά άτομα να ικανοποιούν τον κανόνα της οκτάδας.

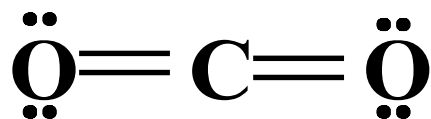


4. Παρατηρούμε ότι, ενώ έχουμε χρησιμοποιήσει και τα 16 e, ο άνθρακας περιβάλλεται μόνο από 4 e, δηλαδή χρειάζεται άλλα 4 e προκειμένου να ικανοποιηθεί ο κανόνας της οκτάδας.

Αυτό μπορεί να επιτευχθεί αν μετακινήσουμε από κάθε άτομο O ένα ηλεκτρονικό ζεύγος προς το άτομο C, σχηματίζοντας διπλούς δεσμούς C=O.



ή



**(1)** Να γραφεί ο ηλεκτρονικός τύπος κατά Lewis των κατωτέρω χημικών ενώσεων ή ιόντων:

α)  $\text{H}_2\text{CO}_3$       β)  $\text{N}_2$       γ)  $\text{HCOOH}$       δ)  $\text{O}_2$       ε)  $\text{HNO}_3$

στ)  $\text{HNO}_2$       ζ)  $\text{H}_4\text{SiO}_4$       ι)  $\text{NH}_3$       ια)  $\text{H}_2\text{S}$

Δίνονται οι ατομικοί αριθμοί: N:7, O:8, S:16, Si:32, H:1, C:6

**(2)** Τα στοιχεία της 3<sup>ης</sup> περιόδου X, Ψ και Z ανήκουν στις ομάδες 2<sup>η</sup>, 16<sup>η</sup> και 17<sup>η</sup> αντίστοιχα.

Επομένως:

A) Ιοντική ένωση μπορούν να σχηματίσουν μεταξύ τους:

i) Μόνο το X με το Ψ      ii) μόνο το Ψ με το Z

iii) μόνο το X με το Z      iv) το X με το Ψ ή το Z.

B) Διατομικά μόρια σχηματίζουν:

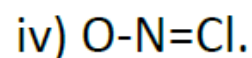
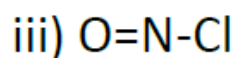
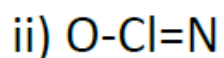
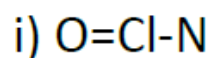
i) το X      ii) το Ψ      iii) το Z      iv) το Ψ και το Z.

Γ) Διπλός δεσμός σχηματίζεται στο μόριο:

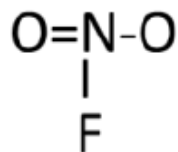
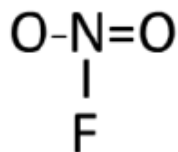
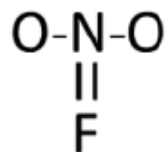
i) του Ψ      ii) του X      iii) του Z      iv) Στο μόριο του Ψ και στο μόριο του Z.

**(3)** Έστω τα  ${}_{9}\text{A}$ ,  ${}_{19}\text{B}$ ,  ${}_{33}\text{Γ}$  και  ${}_{35}\text{Δ}$ . Ποιοι από τους παρακάτω είναι ιοντικοί δεσμοί  
A-Γ, A-Δ, Γ-Δ, B-Γ

**(4)** Ποια είναι η πιο σταθερή μορφή του NOCl σύμφωνα με τα τυπικά φορτία:



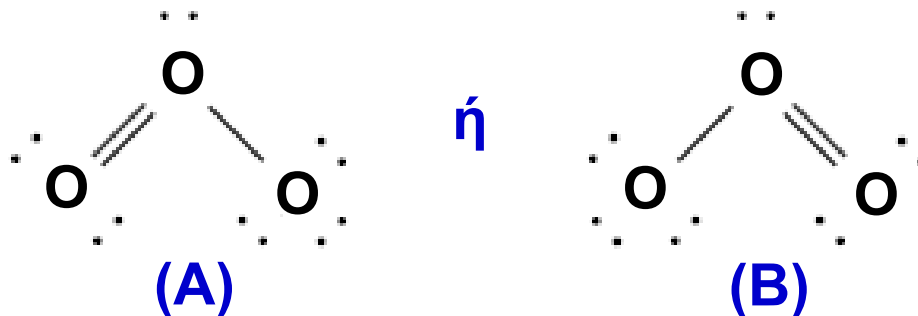
**(5)** Βρείτε τα τυπικά φορτία στις δομές:



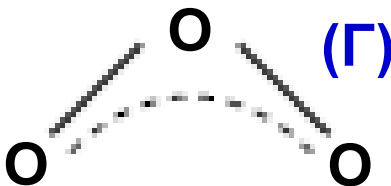


# Απεντοπισμένοι δεσμοί – Συντονισμός ή Μεσομέρεια

Τύποι Lewis για το όζον,  $O_3$



Ποιος από τους δύο τύπους Lewis για το όζον είναι ο σωστός;



**Δομή Γ:** Από «ανάμιξη» των δομών A και B .

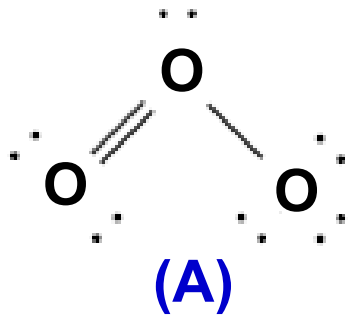
Περιγράφει καλλίτερα την πραγματική κατάσταση του  $O_3$

➡ **Υβρίδιο συντονισμού ή μεσομέρειας**

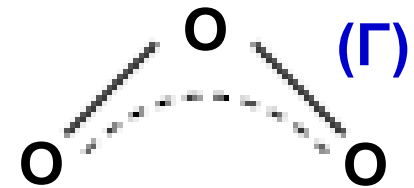
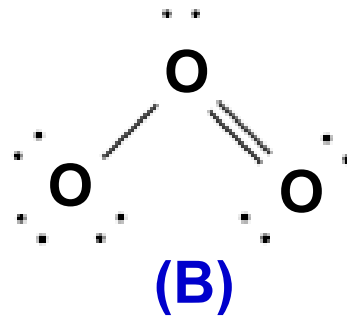


# Απεντοπισμένοι δεσμοί – Συντονισμός ή Μεσομέρεια

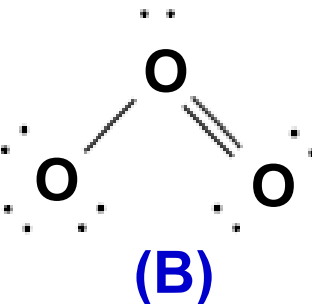
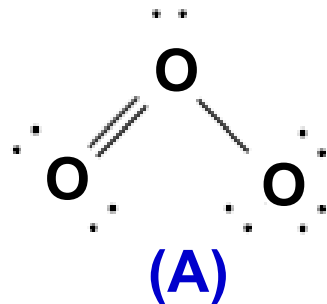
Τύποι Lewis για το όζον,  $O_3$



ή



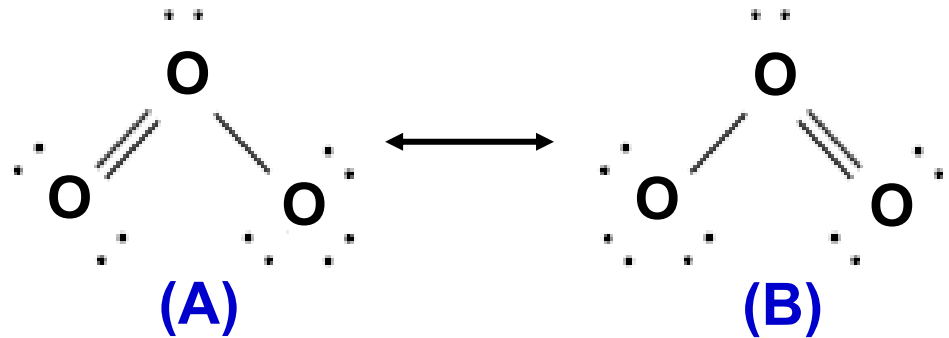
Υβρίδιο  
συντονισμού ή  
μεσομέρειας



Συντονισμός ή μεσομέρεια

Δομές συντονισμού ή μεσομέρειας

★ Η ηλεκτρονική δομή του μορίου που έχει απεντοπισμένους δεσμούς αποδίδεται με αναγραφή όλων των δυνατών τύπων Lewis



Το διπλό βέλος ανάμεσα στους τύπους A και B σημαίνει ότι πρέπει να σχηματίσουμε νοερή εικόνα του μορίου συγχωνεύοντας ΚΑΙ τους δυο.

## Άσκηση 5

Αναγραφή δομών συντονισμού

Περιγράψτε το δεσμό στο μυρμηκικό ιόν,  $\text{HCO}_2^-$ , χρησιμοποιώντας δομές συντονισμού.

## Βήματα για το σχηματισμό Δομής Lewis

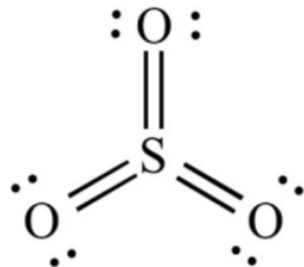
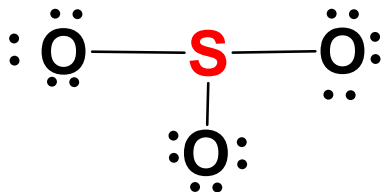
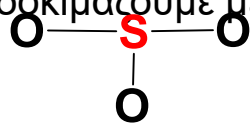
### SO<sub>3</sub>

- Υπολογισμός όλων των e σθένους από τον συντακτικό τύπο
- Βρίσκω ποιο είναι το κεντρικό άτομο αυτό που είναι μοναδικό **S**O<sub>3</sub>
- Γράφω το κεντρ. άτομο και περιφερειακά τα άλλα άτομα
- Συνδέω με απλούς δεσμούς
- Μοιράζω τα νε σε ζεύγη e ξεκινώντας από τα περιφερειακά άτομα μέχρι οκτάδα

ομάδες							
1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	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•••
s <sup>1</sup>	s <sup>2</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>1</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>2</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>3</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>4</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>5</sup>	s <sup>2</sup> p <sup>6</sup>

• ηλεκτρόνιο σθένους

- Αν σε άτομο εμφανίζονται λιγότερα από οκτώ e δοκιμάζουμε με διπλούς και τριπλούς δεσμούς

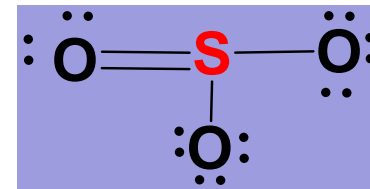


Σε αυτόν τον τύπο το S έχει περισσότερα από οκτώ e

### SO<sub>3</sub>

S	6 x 1 = 6
O	6 x 3 = 18
Σ	= 24 v.e.
Δεσμικά	= -6
Τελικά	= 18 v.e

Τα μοιράζω στα περιφερειακά άτομα

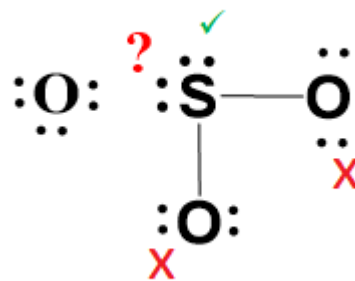


## β' τρόπος

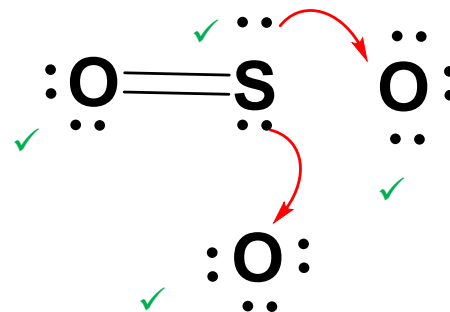
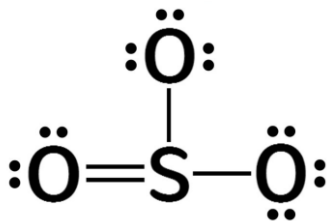
# SO<sub>3</sub>

	<b>S</b>	<b>O</b>
<b>e σθένους</b>	6	6
<b>Θέλει δεσμικά</b>	2	2
Μονήρη e	4	4

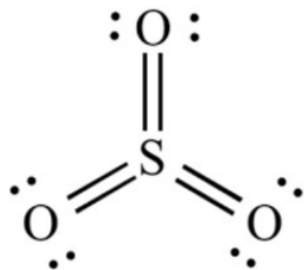
- αν βάλω 2 απλούς δεσμούς στο S



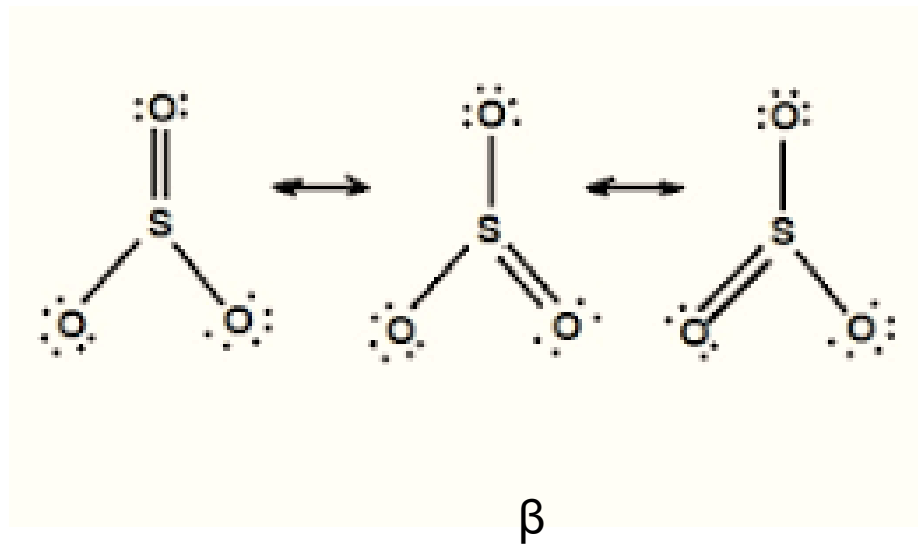
- Αν βάλω 1 διπλό δεσμό στο S



2 πιθανοί τύποι Lewis! Ποιος είναι ο πιο σταθερός;  
Η απάντηση θα δοθεί παρακάτω με το **τυπικό φορτίο**.



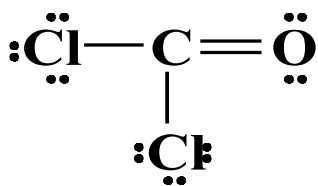
α



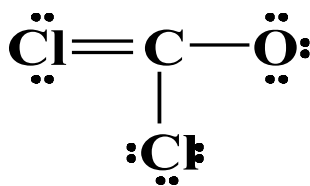
β

# Τυπικό φορτίο και τύποι Lewis

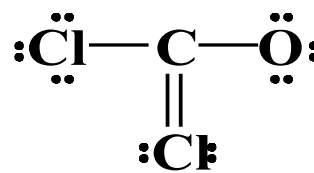
Πώς από τις τρεις πιθανές δομές Lewis, που μπορούμε να γράψουμε π.χ. για το καρβονυλοχλωρίδιο,  $\text{COCl}_2$ , θα επιλέξουμε τη σωστότερη;



(α)



(β)



(γ)

Επιλογή μέσω των τυπικών φορτίων:

Τυπικό φορτίο ενός ατόμου σε δομή Lewis: υποθετικό φορτίο που προκύπτει, αν θεωρηθεί ότι τα δεσμικά e μοιράζονται εξίσου μεταξύ των συνδεδεμένων ατόμων και ότι τα e από κάθε μονήρες ζεύγος ανήκουν εξ ολοκλήρου σε ένα άτομο.



# Τυπικό φορτίο και τύποι Lewis

## Κανόνες εύρεσης τυπικών φορτίων (τ.φ.)

(1) Κάθε δεσμικό ζεύγος  $e$  αμοιβαίας συνεισφοράς μοιράζεται εξίσου στα δύο άτομα του δεσμού ή υπολογίζεται ως 2  $e$  από το άτομο δότη

(2) Κάθε μονήρες ζεύγος  $e$  αποδίδεται αυτούσιο στο άτομο που ανήκει  $\Rightarrow$

(3) τ.φ: (α) σε ουδέτερα άτομα: τ.φ. = 0,  
(β) σε ιόντα: τ.φ. = φορτίο ιόντος

Αν ο δεσμός είναι  
αμοιβαίας συνεισφοράς

τ.φ. =  $e$  σθένους ατόμου –  $e$  μονήρων ζευγών –  $\frac{1}{2}$  δεσμικά  $e$

τ.φ. =  $e$  σθένους ατόμου –  $e$  μονήρων ζευγών – δεσμικά  $e$

Αν ο δεσμός είναι δοτικός





# Τυπικό φορτίο και τύποι Lewis

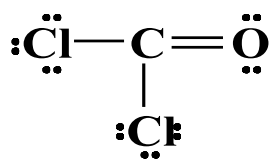
Ποια από τις πιθανές δομές είναι η επικρατέστερη;

Κριτήρια επιλογής:

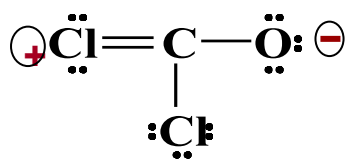
(1) Προτιμώμενα είναι τα μικρά τ.φ. (+1, -1 και καλύτερα το 0)

(2) Όχι ομοειδή φορτία σε γειτονικά άτομα

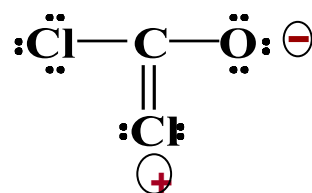
(3) Τα αρνητικά τ.φ. στα πιο ηλεκτραρνητικά άτομα



(α)



(β)



(γ)

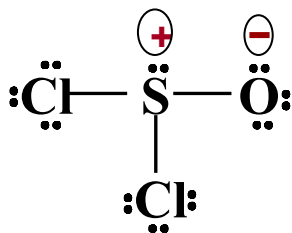
(α) είναι η επικρατέστερη

Παράδειγμα υπολογισμού των τ.φ. του Cl του διπλού δεσμού και του O στη δομή (β):

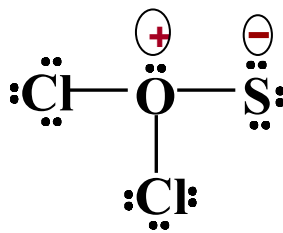
$$\text{τ.φ. Cl: } 7 - 4 - \frac{1}{2}(4) = +1 \quad \text{τ.φ. O: } 6 - 6 - \frac{1}{2}(2) = -1$$

# Τυπικό φορτίο και τύποι Lewis

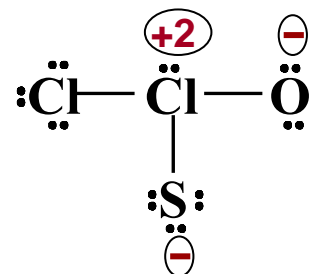
τ.φ.: χρήσιμα και στην επιλογή της πιο πιθανής σκελετικής δομής θειονυλοχλωρίδο  $\text{SOCl}_2$



(α)



(β)



(γ)

Γιατί από τις τρεις σκελετικές δομές του θειονυλοχλωριδίου,  $\text{SOCl}_2$ , πιθανότερη είναι η (α);

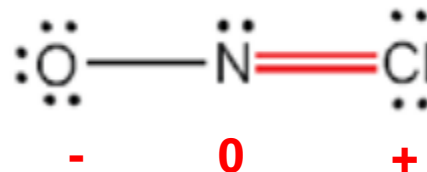
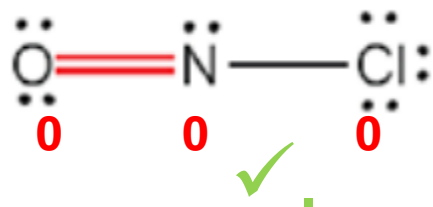
Η δομή (γ) έχει στο ένα άτομο Cl τ.φ. +2 που θεωρείται υψηλό, και γι' αυτό η δομή (γ) δεν είναι πιθανή.

Στη δομή (β) το πιο ηλεκτραρνητικό άτομο φέρει θετικό φορτίο.

Στη δομή (α) έχουμε μικρά τ.φ. και το αρνητικό τυπικό φορτίο είναι τοποθετημένο στο πιο ηλεκτραρνητικό άτομο (στο O).

## Άσκηση 2. συνέχεια

Να βρεθεί κατά Lewis ηλεκτρονιακός τύπος του NOCl (χλωρίδιο του νιτροσυλίου)..... **2 πιθανοί τύποι Lewis του NOCl! Ποιος είναι ο πιο σταθερός;**



τ.φ. στη δομή (α):

τ.φ. Cl:  $7 - 6 - \frac{1}{2}(2) = 0$  τ.φ. O:  $6 - 4 - \frac{1}{2}(4) = 0$

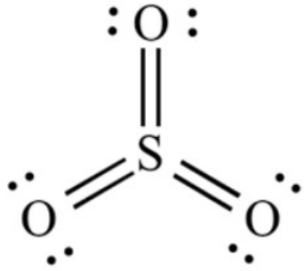
τ.φ. N:  $5 - 2 - \frac{1}{2}(6) = 0$

τ.φ. στη δομή (β):

τ.φ. Cl:  $7 - 4 - \frac{1}{2}(4) = +1$  τ.φ. O:  $6 - 6 - \frac{1}{2}(2) = -1$

τ.φ. N:  $5 - 2 - \frac{1}{2}(6) = 0$

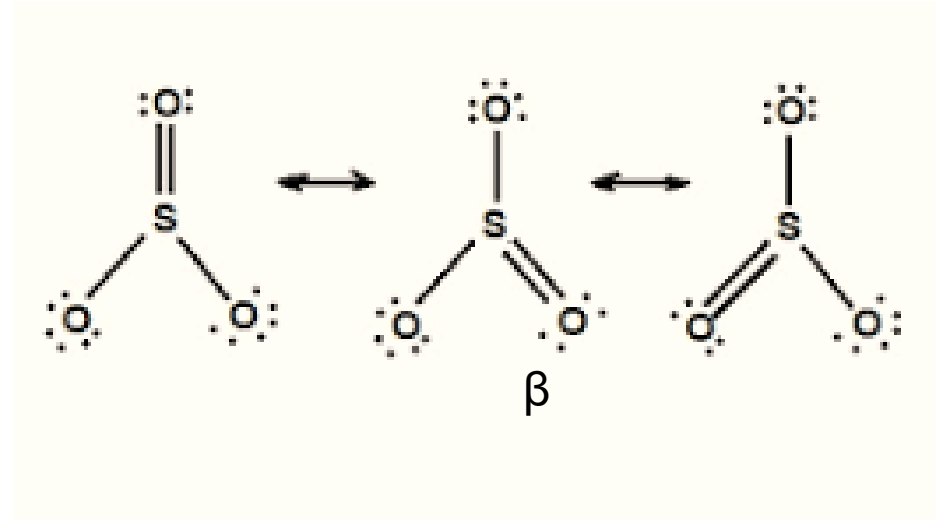
2 πιθανοί τύποι Lewis! Ποιος είναι ο πιο σταθερός;  
Η απάντηση θα δοθεί με το **τυπικό φορτίο**.



α

τ.φ. στη δομή (α):

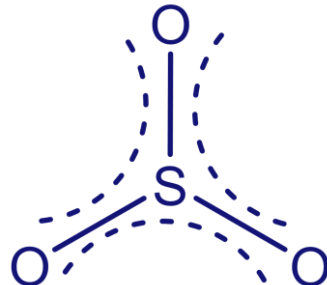
$$\text{τ.φ. S: } 6 - 0 - \frac{1}{2}(12) = 0 \quad \text{τ.φ. O: } 6 - 4 - \frac{1}{2}(4) = 0$$



β

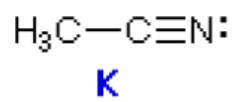
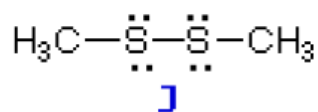
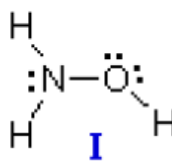
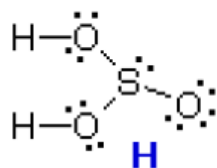
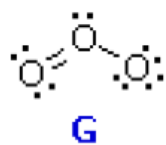
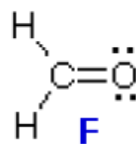
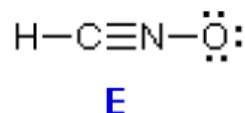
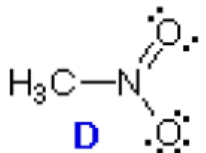
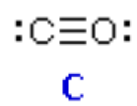
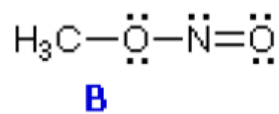
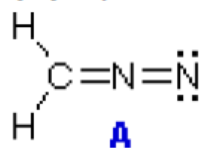
τ.φ. στη δομή (β):

$$\text{τ.φ. S: } 6 - 0 - \frac{1}{2}(4) - 4(\text{δότης 2 ζευγών}) = 0 \quad \text{τ.φ. O διπλού δεσμού: } 6 - 4 - \frac{1}{2}(4) = 0$$
$$\text{O δέκτη ζεύγους: } 6 - 6 = 0$$



Υβρίδιο συντονισμού ή  
μεσομέρειας. Όλες οι  
δομές είναι ισοδύναμες

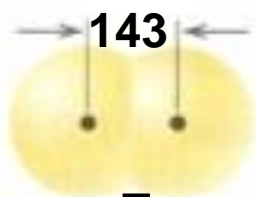
**(6)** Βρείτε τα τυπικά φορτία στις δομές:



# Άσκηση 6

Γράψτε μια δομή Lewis για καθένα από τα παρακάτω μόρια και βρείτε τα τυπικά φορτία των ατόμων. (α) CO (β) HNO<sub>3</sub>

# Μήκος δεσμού και τάξη δεσμού



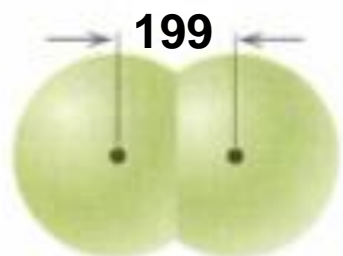
72 pm

$F_2$

Μήκη δεσμών και ομοιοπολικές ακτίνες αλογόνων

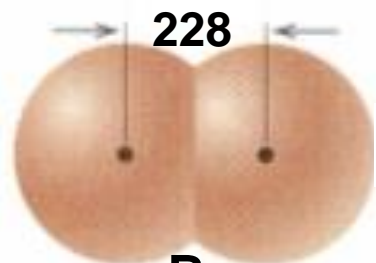
Μήκος δεσμού: μέση απόσταση μεταξύ των πυρήνων των ατόμων που συμμετέχουν στο δεσμό (προσδιορίζεται με περίθλαση ακτίνων-Χ ή φασματοσκοπικές μεθόδους)

☆ Συχνά τα μήκη απλών ομοιοπολικών δεσμών προβλέπονται από τις ομοιοπολικές ακτίνες (το μισό της απόστασης μεταξύ δύο όμοιων ατόμων που είναι ενωμένα ομοιοπολικά με απλό δεσμό)



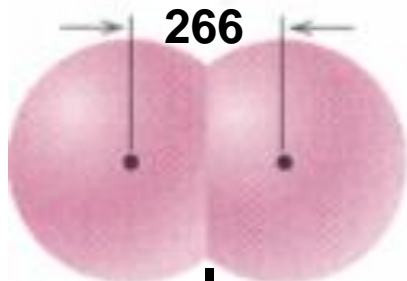
100 pm

$Cl_2$



114 pm

$Br_2$



133 pm

$I_2$

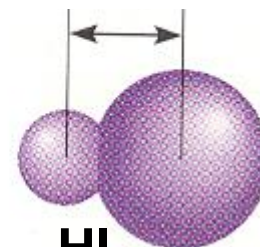
Μήκος δεσμού σε  $H_2$  και  $HI$

74 pm



$H_2$

161 pm



$HI$

☆ Το μήκος δεσμού εξαρτάται από το μέγεθος των ατόμων αλλά και της πολικότητας και της τάξης του δεσμού.

# Μήκος δεσμού και τάξη δεσμού

Τάξη δεσμού: αριθμός ηλεκτρονικών ζευγών ενός δεσμού.

Δηλαδή:

C–C απλός δεσμός, τάξη δεσμού = 1

C=C διπλός δεσμός, τάξη δεσμού = 2

C≡C τριπλός δεσμός, τάξη δεσμού = 3

Κάθε παύλα  
ανάμεσα στα άτομα  
αντιπροσωπεύει  
ένα HZ

Όταν η τάξη δεσμού μεγαλώνει,  
το μήκος δεσμού ελαττώνεται!

Μέσες τιμές μήκους δεσμών  
μερικών συνηθισμένων  
απλών, διπλών και τριπλών  
δεσμών (σε pm)

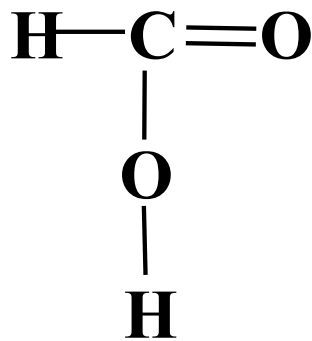
C–H	107	C–N	143
C–O	143	C=N	138
C=O	121	C≡N	116
C–C	154	N–O	136
C=C	134	N=O	122
C≡C	120	O–H	96



# Άσκηση 6

Συσχέτιση τάξης δεσμού και μήκους δεσμού

Το μυρμηκικό οξύ απομονώθηκε για πρώτη φορά το 1670. Είναι το υγρό που προκαλεί ερεθισμό κατά το τσίμπημα των μυρμηγκιών. Η δομή του μυρμηκικού οξέος είναι:



Ο ένας από τους δεσμούς άνθρακα–οξυγόνου έχει μήκος 136 pm και ο άλλος 123 pm.

Ποιο είναι το μήκος του δεσμού C=O στο μυρμηκικό οξύ;

*Ο διπλός δεσμός θα είναι και ο πιο μικρός*

# Ενέργειες δεσμών (σε kJ/mol)

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

## Μέσες ενέργειες δεσμών (σε kJ/mol)

### Απλοί Δεσμοί

C-H	411	N-F	283	S-Cl	255
C-C	346	N-Cl	313	S-Br	217
C-N	305	N-Br	243	S-S	226
C-O	358				
C-F	485	H-H	432	F-F	155

### Πολλαπλοί δεσμοί

C=C	602	N=N	418	O=O	494
C≡C	835	N≡N	942		
C=N	615			S=O	532
C≡N	887			S=S	418
C=O	799				

Πώς σχετίζεται η ενέργεια δεσμού με την τάξη δεσμού;

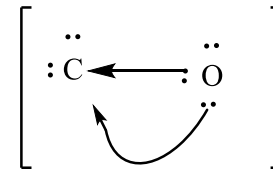
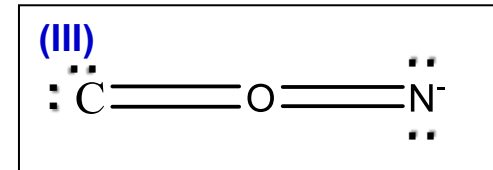
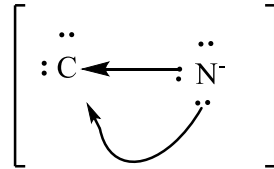
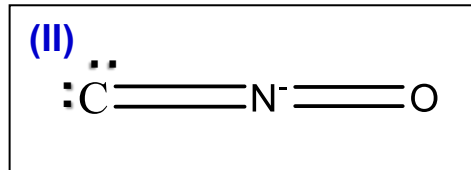
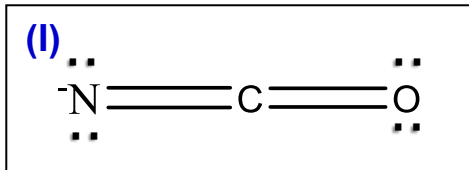
# Άσκηση 7

Για το ιόν του  $\text{NCO}^-$ :

(α) Να σχεδιάσετε τρεις υποθετικές δομές Lewis σημειώνοντας το τυπικό φορτίο κάθε ατόμου (Υπόδειξη: Θεωρείστε κάθε φορά μόνο τις δομές με διαφορετική σειρά των ατόμων και δύο διπλούς δεσμούς. Το -1 φορτίο είναι εντοπισμένο στο N)

Έστω ότι το e στο ανιόν  $\text{NCO}^-$  το έχει προσλάβει το N. σε κάθε άλλη περίπτωση δε θα είχα 2 διπλούς δεσμούς. Δοκιμάστε μόνοι σας...

$$\begin{aligned} \text{N} &- 5e \text{ (ve)} + 1 \text{ (ion)} = 6e + 2 = 8 \\ \text{C} & 4e \text{ (ve)} \\ \text{O} & 6e \text{ (ve)} \end{aligned}$$

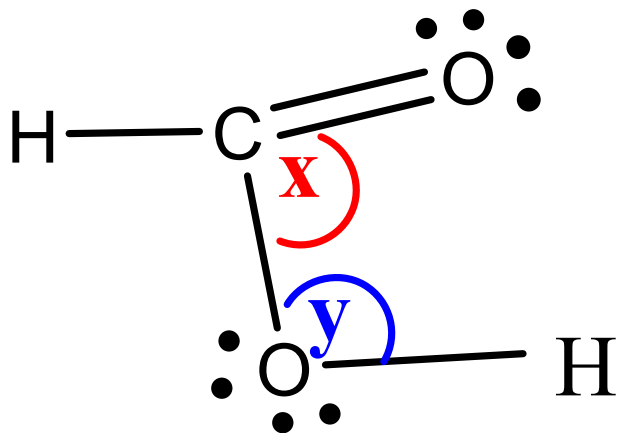


(β) Να πείτε ποια από τις τρεις αυτές δομές παριστάνει ακριβέστερα τον συντακτικό τύπο του ιόντος και γιατί;

Υπόδειξη: α) κεντρικό άτομο το λιγότερο ηλεκτρ/κο  
β) τυπικό φορτίο

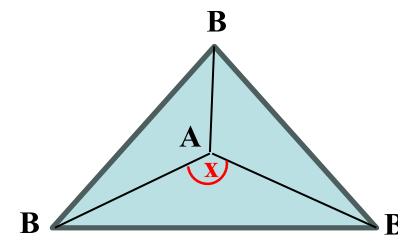
# Άσκηση επαναληπτική Δομής –Μοριακής γεωμετρίας

Να γραφεί η δομή του μυρμηκικού οξέως ( $\text{HCO}_2\text{H}$ ) και να βρεθεί η γεωμετρία και η γωνία δεσμού  $\text{O}=\text{C}$  και  $\text{C}-\text{O}-\text{H}$  ( $Y$ ) μοιρών.

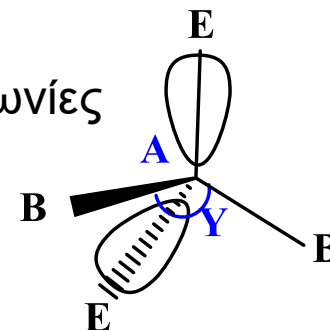


$$X = 120^\circ, Y = 109^\circ$$

**O C:  $\text{AB}_3$**  άρα επίπεδη τριγωνική γεωμετρία με  $120^\circ$  περίπου γωνίες



**Το O:**  **$\text{AB}_2\text{E}_2$**  άρα προέρχεται από τετράεδρο με  $109^\circ$  περίπου γωνίες όμως θα φαίνεται κεκαμμένο γιατί οι 2 θέσεις καταλαμβάνονται από μονήρη e



Οι ασκήσεις αυτές μπορούν να λυθούν αφού διδαχθείτε τη μοριακή γεωμετρία

**(7)** Προβλέψτε τη γεωμετρία στα παρακάτω μόρια και ιόντα:

- |                     |                          |                        |                       |
|---------------------|--------------------------|------------------------|-----------------------|
| i) $\text{ClO}_4^-$ | ii) $\text{H}_2\text{S}$ | iii) $\text{PF}_6^-$   | iv) $\text{CO}_2$     |
| v) $\text{COCl}_2$  | vi) $\text{N}_2$         | v) $\text{HCN}$        | vi) $\text{NH}_4^+$   |
| vii) $\text{NSF}$   | viii) $\text{SO}_3^{2-}$ | ix) $\text{PO}_3^{3-}$ | x) $\text{CO}_3^{2-}$ |

**(8)** Έστω τα άτομα  ${}_{14}\text{A}$  και  ${}_{16}\text{B}$ . Προβλέψτε τη γεωμετρία και την πολικότητα του μορίου  $\text{AB}_2$ .

**(9)** Σχεδιάστε τη διπολική ροπή στα παρακάτω μόρια:

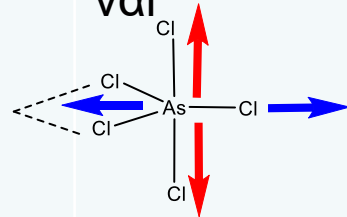
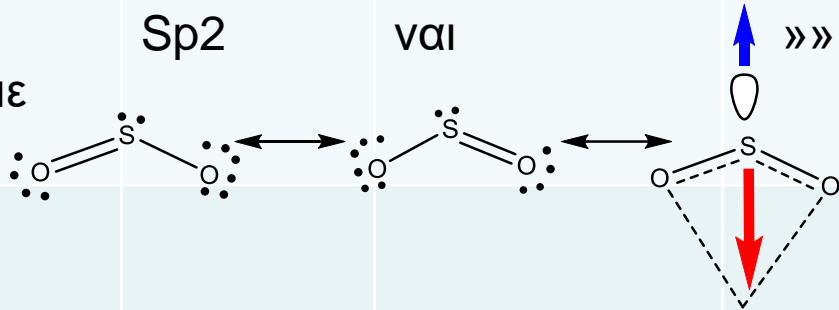
- |                   |                            |                              |                   |                             |
|-------------------|----------------------------|------------------------------|-------------------|-----------------------------|
| i) $\text{NH}_3$  | ii) $\text{H}_2\text{S}$   | iii) $\text{C}_2\text{H}_4$  | iv) $\text{SF}_6$ | v) $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ |
| vi) $\text{SO}_2$ | vi) $\text{C}_3\text{H}_8$ | vii) $\text{C}_3\text{Cl}_6$ |                   |                             |

**(10)** Ποιες από τις παρακάτω ενώσεις είναι πολικές:

$\text{HCN}$ ,  $\text{C}_2\text{H}_6$  και  $\text{CO}_2$ .

# Άσκηση 8 γενική

ένωση	Δομή Lewis	Μοριακή γεωμετρία	Υβριδισμός	Πολικότητα μορίου	Τυπικό φορτίο
$\text{PI}_3$		AB3E Τριγωνική πυραμίδα	$\text{Sp}^3$	ναι	Σε όλα 0
$\text{SO}_2$		AB2E Κεκαμμένη με γωνία $120^\circ$	$\text{Sp}^2$	ναι	»»»
$\text{AsCl}_5$		AB5 τριγωνική διπυραμίδα	$\text{sp}^3\text{d}$	όχι	»»»
$\text{BrF}_3$		AB3E2 σχήμα T	$\text{sp}^3\text{d}$	ναι	»»»



# Άσκηση 9 γενική

ένωση	Δομή Lewis	Μοριακή γεωμετρία	Υβριδισμός	Πολικότητα μορίου	Αριθμ. Δεσμ σ-	π-
XeF <sub>4</sub>						
XeOF <sub>4</sub>						
CH <sub>3</sub> CN						
C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>						