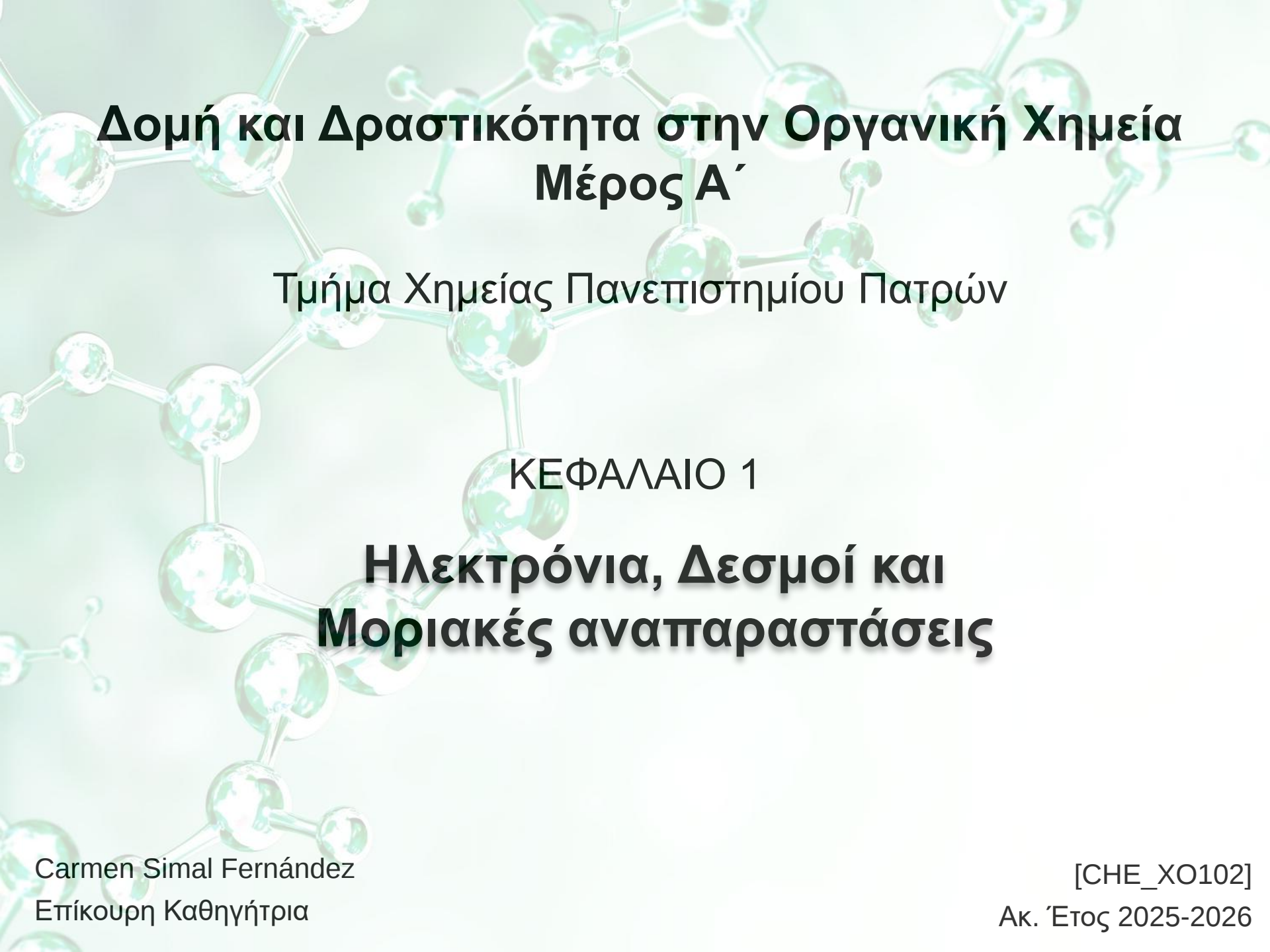




Δομή και Δραστικότητα στην Οργανική Χημεία

Μέρος Α΄

Τμήμα Χημείας Πανεπιστημίου Πατρών

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 1

Ηλεκτρόνια, Δεσμοί και Μοριακές αναπαραστάσεις

Ηλεκτρόνια, Δεσμοί και Μοριακές αναπαραστάσεις

ΚΕΦΑΛΑΙΟ 1

- ♦ Εισαγωγή στην Οργανική Χημεία
- ♦ Ατομικά τροχιακά (atomic orbitals)
 - Ηλεκτρονικές διαμορφώσεις
 - Το άτομο του άνθρακα
- ♦ Χημικές Δομές (Κατά Lewis)
- ♦ Μοριακές Δομές – Σκελετικές δομές
- ♦ Ηλεκτραρνητικότητα
- ♦ Διπολική ροπή. Επαγωγικό Φαινόμενο
- ♦ Μεσομερείς Δομές ή Δομές Συντονισμού
- ♦ Μοριακά τροχιακά. Υβριδισμός

Τι είναι η Οργανική Χημεία;

- Η Οργανική Χημεία είναι **η χημεία των ζωντανών οργανισμών**.



Ο Berzelius παρατήρησε τις διαφορές μεταξύ της χημείας των ζωντανών όντων και της χημείας των άψυχων αντικειμένων.

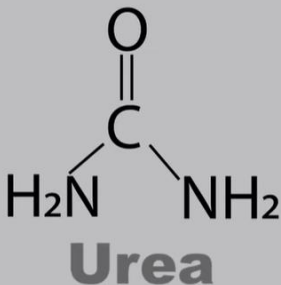


"vital force"

Τι είναι η Οργανική Χημεία;

1828

Friedrich
Wöhler



Ο Wöhler κατάφερε να συνθέσει ουρία στο εργαστήριό του. Για πρώτη φορά, μία οργανική ένωση είχε δημιουργηθεί «τεχνητά», χωρίς την ανάγκη ενός ζωντανού οργανισμού.

1861

August
Kekulé



Ο Kekulé επαναπροσδιόρισε την Οργανική Χημεία ως τη **χημεία των ενώσεων του άνθρακα (C)**

Τι είναι η Οργανική Χημεία;

THE IMPORTANCE ORGANIC CHEMISTRY IN OUR LIVES



WHAT IS ORGANIC CHEMISTRY?

Study of compounds mainly made of carbon (C), hydrogen (H), oxygen (O), and others.
Foundation of life, medicine, and modern materials.

ENERGY & ENVIRONMENT

Fuels: gasoline, diesel, biofuels, natural gas
Renewable energy, solar cells, biodegradable materials: Green chemistry, reducing pollution, recycling, sustainable processes

Organic chemistry is not just in the lab –
it's in everything around us

HEALTH & MEDICINE

Basis of pharmaceutical drugs
(antibiotics, painkillers, anticancer)
Understanding of biomolecules:
DNA, proteins, carbohydrates, lipids



EVERYDAY PRODUCTS

Soaps, shampoos, detergents
(surfactants)
Cosmetics & perfumes (fragrances,
colorants)
Essential for fertilizers, pesticides, herbicides
to boost crop yields



WHY IT MATTERS



Health



Nutrition



Comfort



Sustainability



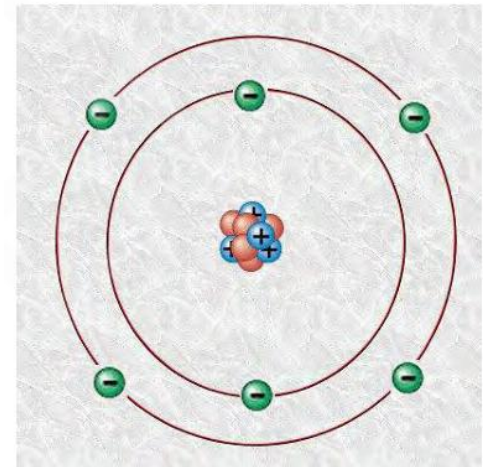
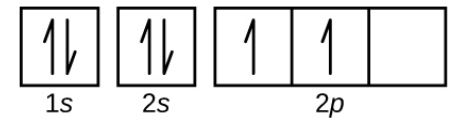
Innovation

Τι είναι η Οργανική Χημεία;

- Η Οργανική Χημεία είναι **η χημεία των ενώσεων του άνθρακα (C)**.

(Εξαιρέσεις: CO, CO₂, ανθρακικά/διττανθρακικά άλατα και ορισμένες άλλες ενώσεις στις οποίες ο άνθρακας δεν είναι το κύριο στοιχείο)

																		C			
H																			He		
Li	Be															B		N	O	F	Ne
Na	Mg															Al		Si	P	S	Cl
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr				
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe				
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn				
Fr	Ra	Ac																			

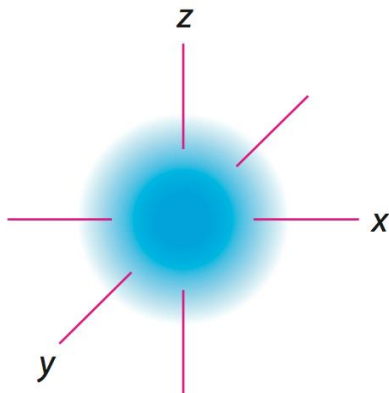


Σχήμα 1.1 Η θέση του άνθρακα στον περιοδικό πίνακα. Τα στοιχεία με κίτρινο χρώμα είναι εκείνα που συνήθως απαντούν στις οργανικές ενώσεις.

- ✓ Κάθε άτομο άνθρακα (C) σχηματίζει 4 ομοιοπολικούς δεσμούς.
- ✓ Ένα άτομο του άνθρακα (C) έχει τη δυνατότητα να κάνει ισχυρούς δεσμούς με άλλα άτομα άνθρακα.
- ✓ Σχηματίζει επίσης ισχυρούς δεσμούς με άλλα άτομα του Π.Π., όπως, H, N, O, S, P, F, Cl.

Ατομικά τροχιακά (orbitals)

- Η κίνηση ενός e^- γύρω από τον πυρήνα μπορεί να περιγραφεί ως μία κυματική εξίσωση, της οποίας η λύση ονομάζεται κυματοσυνάρτηση ή τροχιακό (ψ). (Erwin Schrödinger, 1926)
- Κάθε κυματοσυνάρτηση (Ψ) είναι συνάρτηση της θέσης του e^- στο χώρο. Παρέχει πληροφορία που επιτρέπει να προσδιοριστεί μία αριθμητική τιμή για κάθε θέση στον τρισδιάστατο χώρο σε σχέση με τον πυρήνα.
- Το τετράγωνο αυτής της τιμής (ψ^2), για κάθε συγκεκριμένη θέση, αντιστοιχεί στην πιθανότητα να βρίσκεται το e^- στη συγκεκριμένη θέση και άρα μας δίνει μία οπτική απεικόνιση του τροχιακού.



Σχήμα 1.1 Η πιθανότητα κατανομής (ψ^2) για ένα ηλεκτρόνιο σε ένα **1s** τροχιακό.

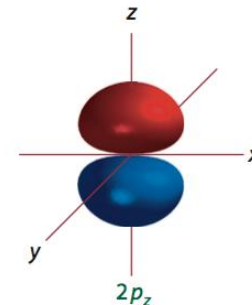
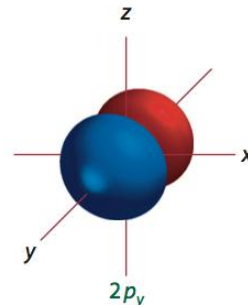
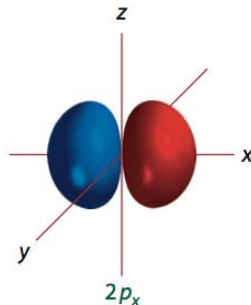
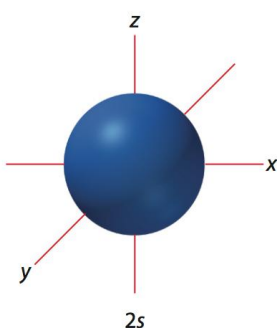
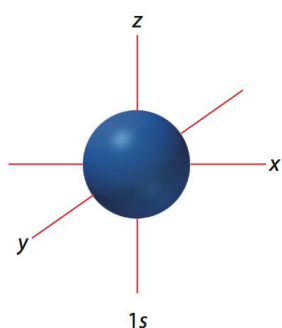
Ατομικά τροχιακά (orbitals)

Το **ατομικό τροχιακό** είναι έννοια η οποία προσδιορίζει μια περιοχή του τρισδιάστατου χώρου στην οποία υπάρχει πιθανότητα να βρεθεί το ηλεκτρόνιο ενός ατόμου. **Κάθε ηλεκτρόνιο ενός ατόμου βρίσκεται σε ένα ορισμένο τροχιακό.**

Τέσσερα διαφορετικά είδη τροχιακών **s**, **p**, **d**, και **f**

s και p τροχιακά είναι τα πιο βασικά στην οργανική χημεία

- *s* τροχιακά: σφαιρικά, πυρήνας στο κέντρο
- *p* τροχιακά: σχήμα αλτήρα, πυρήνας στο κέντρο



Μορφή τροχιακών

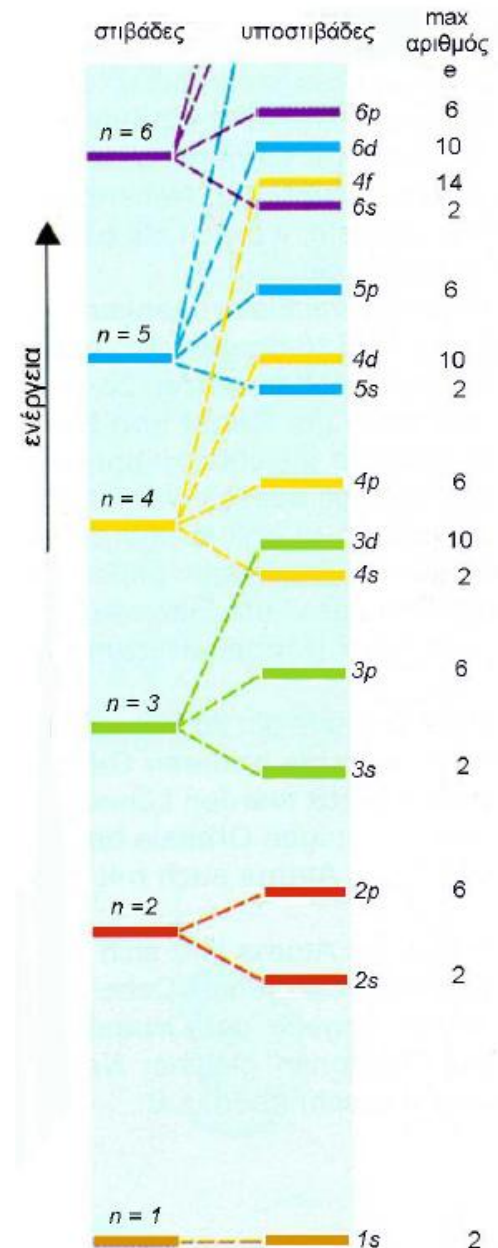
Ατομικά τροχιακά (orbitals)

Ηλεκτρονικές διαμορφώσεις

Κβαντομηχανικής θεώρησης: Για κάθε ενεργειακή στιβάδα του μοντέλου του Bohr **υπάρχουν και ενδιάμεσες ενεργειακές καταστάσεις (υποστιβάδες)**, και μάλιστα με διαφορετικό σχήμα και προσανατολισμό στο χώρο.

- ❑ Τα τροχιακά είναι κατανεμημένα σε στιβάδες (shells) αυξανόμενου μεγέθους και ενέργειας.
- ❑ Διαφορετικές στιβάδες περιέχουν διαφορετικό αριθμό και είδος τροχιακών.
- ❑ Κάθε τροχιακό μπορεί να χωρέσει έως και δύο ηλεκτρόνια.

- Η πρώτη στιβάδα περιέχει ένα τροχιακό **s** (1s), (2 e⁻)
- Η δεύτερη στιβάδα περιέχει ένα **s** τροχιακό (2s) και τρία **p** τροχιακά (2p), (8 e⁻)
- Η τρίτη στιβάδα περιέχει ένα **s** τροχιακό (3s), τρία **p** τροχιακά (3p), και πέντε **d** τροχιακά (3d), (18 e⁻)



Ατομικά τροχιακά (orbitals)

Ηλεκτρονικές διαμορφώσεις

Πλήρωση ατομικών τροχιακών με ηλεκτρόνια

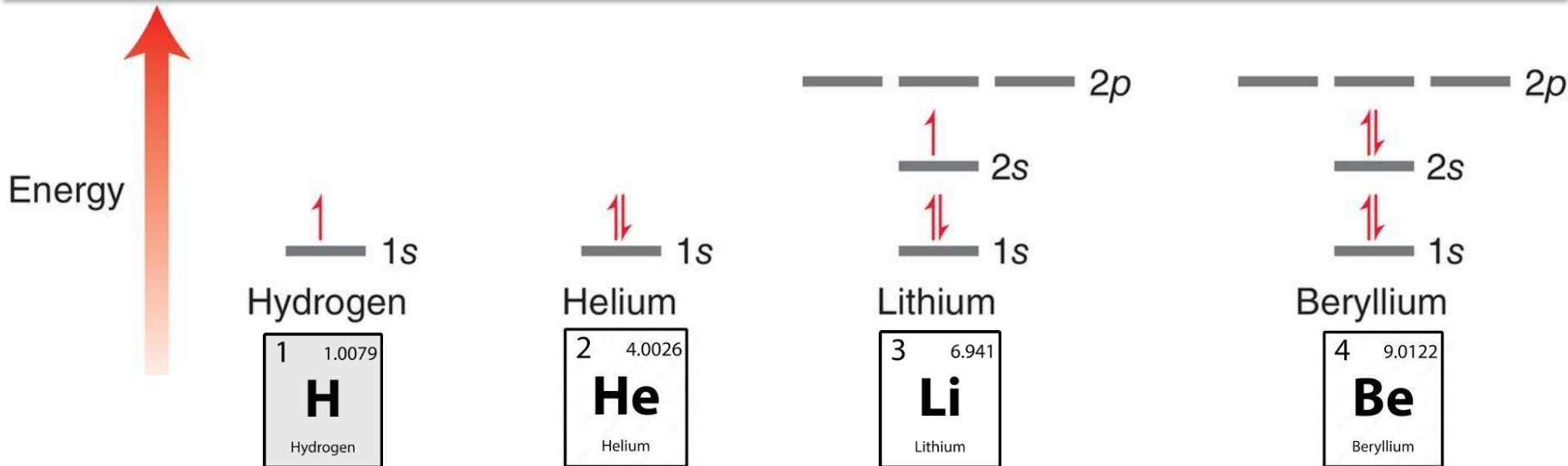
Κανόνες:

1. Πρώτα καταλαμβάνονται τα χαμηλότερης ενέργειας τροχιακά (αρχή ελάχιστης ενέργειας ή αρχή δόμησης / αρχή Aufbau)

Moeller diagram

1s
2s 2p
3s 3p 3d
4s 4p 4d 4f
5s 5p 5d 5f ...
6s 6p 6d

2. Μόνο μέχρι $2e^-$ [**αντιθέτου σπιν** (ιδιοπεριστροφή)] μπορούν να καταλάβουν ένα τροχιακό (**Απαγορευτική αρχή Pauli**) [Το καθένα ατομικό τροχιακό μπορεί να έχει: κανένα, ένα ή δύο ηλεκτρόνια]

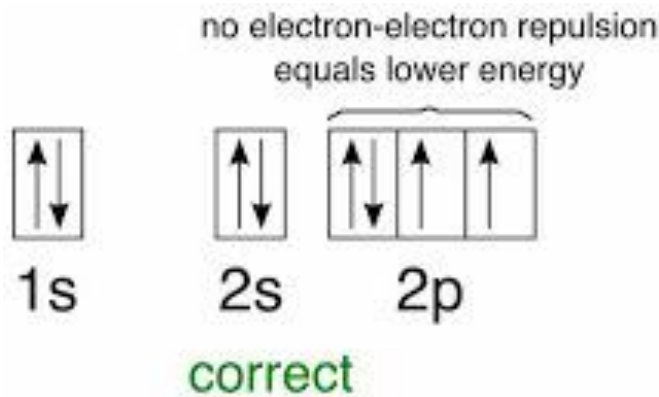


Ατομικά τροχιακά (orbitals)

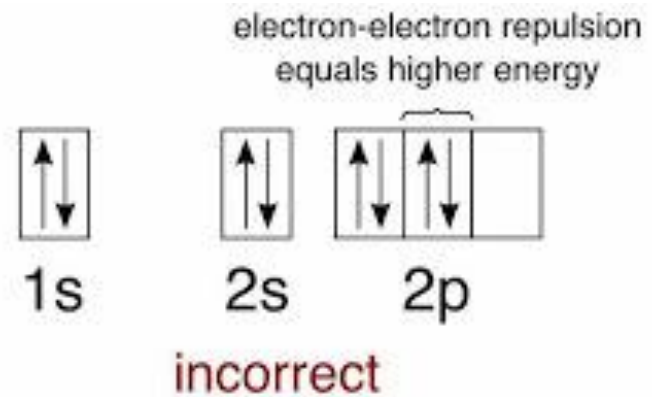
Ηλεκτρονικές διαμορφώσεις

Πλήρωση ατομικών τροχιακών με ηλεκτρόνια

3. Τα κενά τροχιακά ίδιας ενέργειας (εκφυλισμένα τροχιακά) συμπληρώνονται έτσι ώστε, αρχικά κάθε ένα τροχιακό να έχει από ένα e^- παράλληλου σπιν (**Κανόνας του Hund**)

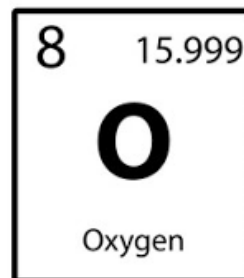


or



ημικατειλημμένα τροχιακά

Ποιο άτομο περιγράφεται εδώ?



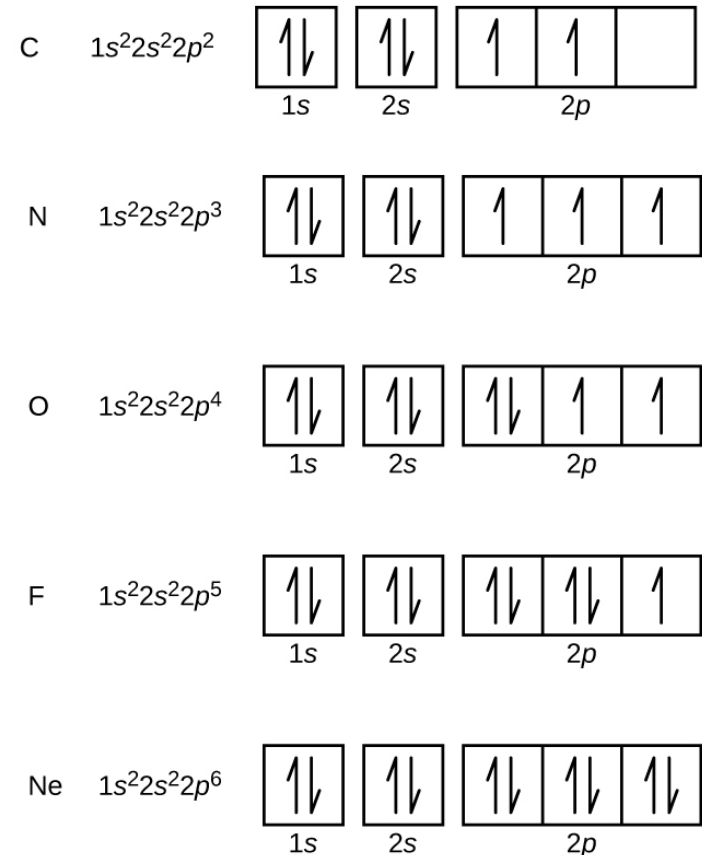
Ατομικά τροχιακά (orbitals)

Ηλεκτρονικές διαμορφώσεις

	K	L	M	N
^1H	$1s^1$			
^2He	$1s^2$			
^3Li	$1s^2$	$2s^1$		
^4Be	$1s^2$	$2s^2$		
^5B	$1s^2$	$2s^2 2p^1$		
^6C	$1s^2$	$2s^2 2p^2$		
^7N	$1s^2$	$2s^2 2p^3$		
^8O	$1s^2$	$2s^2 2p^4$		
^9F	$1s^2$	$2s^2 2p^5$		
^{10}Ne	$1s^2$	$2s^2 2p^6$		

Ηλεκτρόνια σθένους

Ηλεκτρόνια
σθένους



Ατομικά τροχιακά (orbitals)

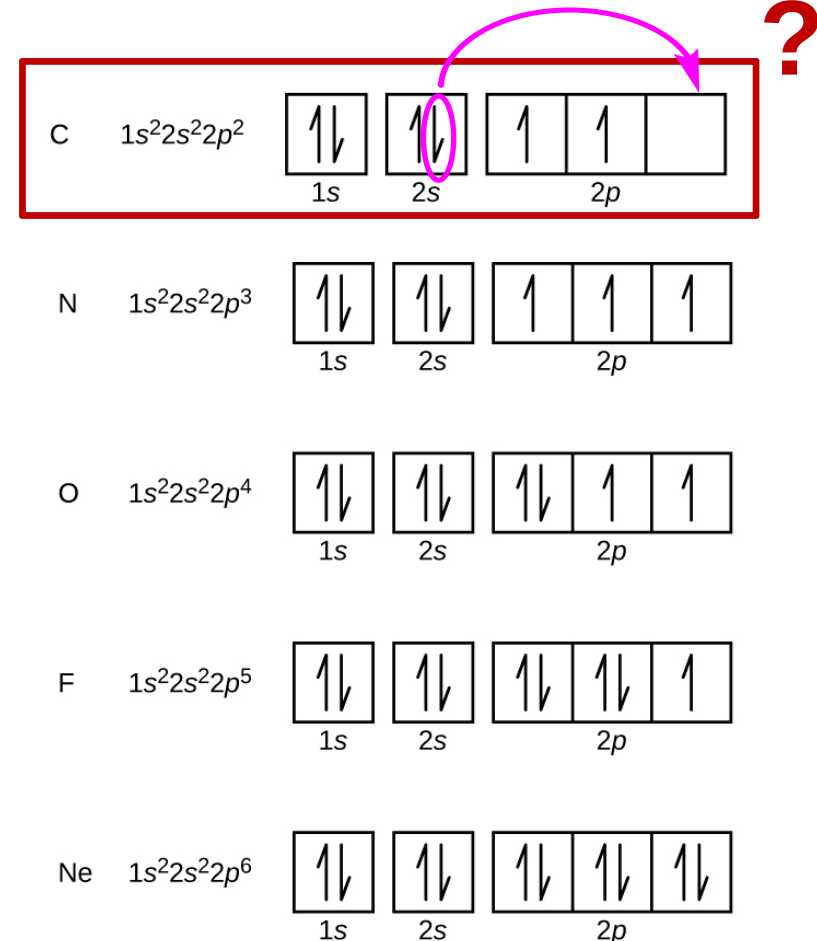
Το άτομο του άνθρακα (τετρασθενής)

Ο άνθρακας είναι τετρασθενής και μπορεί να σχηματίσει έως και τέσσερις δεσμούς όταν συνδέεται με τον ίδιο ή άλλα στοιχεία.

	K	L	M	N
^1H	$1s^1$			
^2He	$1s^2$			
^3Li	$1s^2$	$2s^1$		
^4Be	$1s^2$	$2s^2$		
^5B	$1s^2$	$2s^2 2p^1$		
^6C	$1s^2$	$2s^2 2p^2$		
^7N	$1s^2$	$2s^2 2p^3$		
^8O	$1s^2$	$2s^2 2p^4$		
^9F	$1s^2$	$2s^2 2p^5$		
^{10}Ne	$1s^2$	$2s^2 2p^6$		

Ηλεκτρόνια σθένους

Ηλεκτρόνια σθένους



Ατομικά τροχιακά (orbitals)

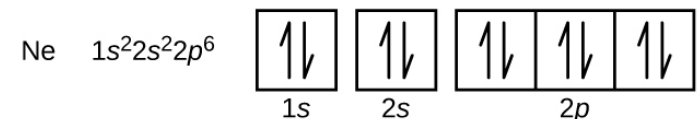
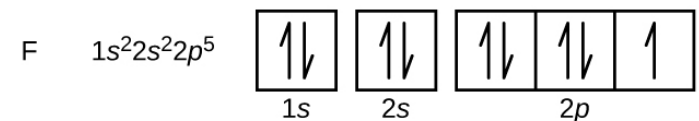
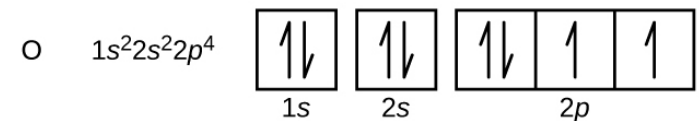
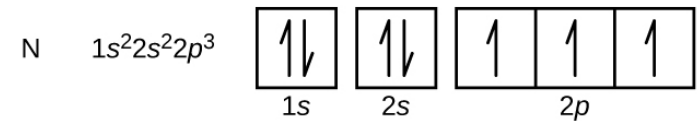
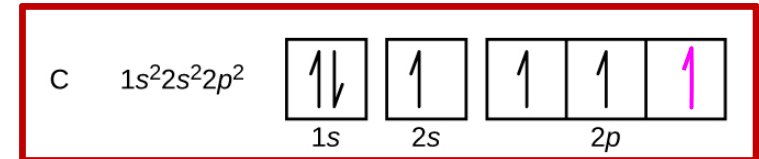
Το άτομο του άνθρακα (τετρασθενής)

Ο άνθρακας είναι τετρασθενής και μπορεί να σχηματίσει έως και τέσσερις δεσμούς όταν συνδέεται με τον ίδιο ή άλλα στοιχεία.

	K	L	M	N
^1H	$1s^1$			
^2He	$1s^2$			
^3Li	$1s^2$	$2s^1$		
^4Be	$1s^2$	$2s^2$		
^5B	$1s^2$	$2s^2 2p^1$		
^6C	$1s^2$	$2s^2 2p^2$		
^7N	$1s^2$	$2s^2 2p^3$		
^8O	$1s^2$	$2s^2 2p^4$		
^9F	$1s^2$	$2s^2 2p^5$		
^{10}Ne	$1s^2$	$2s^2 2p^6$		

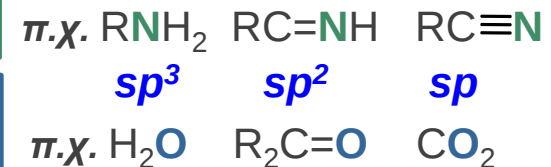
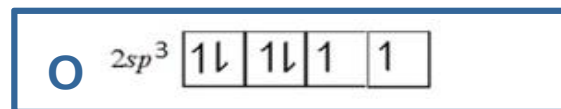
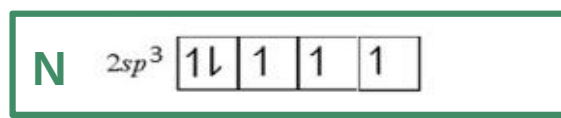
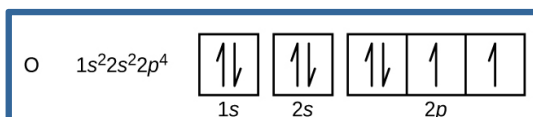
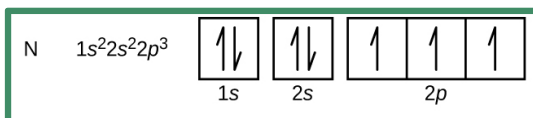
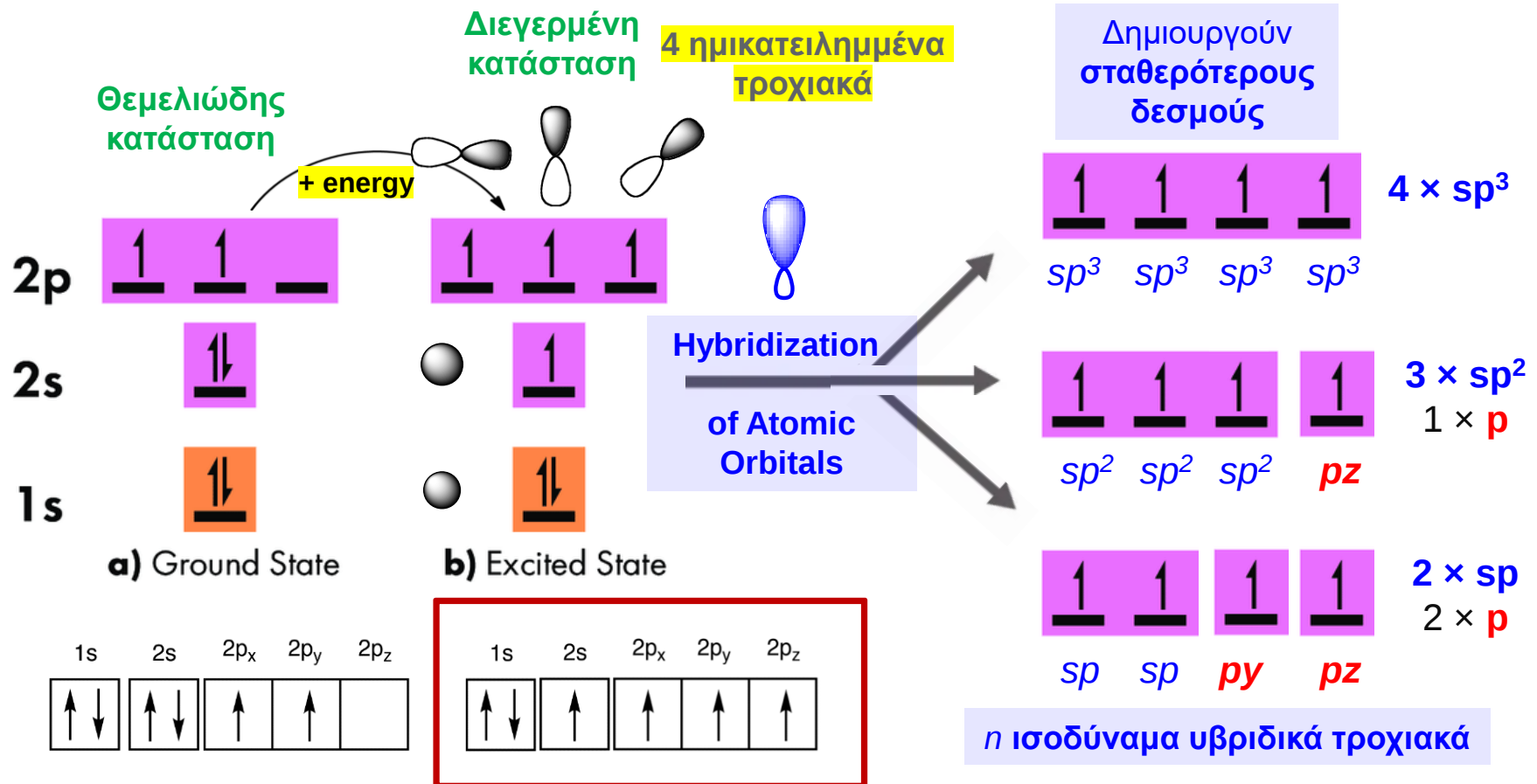
Ηλεκτρόνια σθένους

Ηλεκτρόνια σθένους



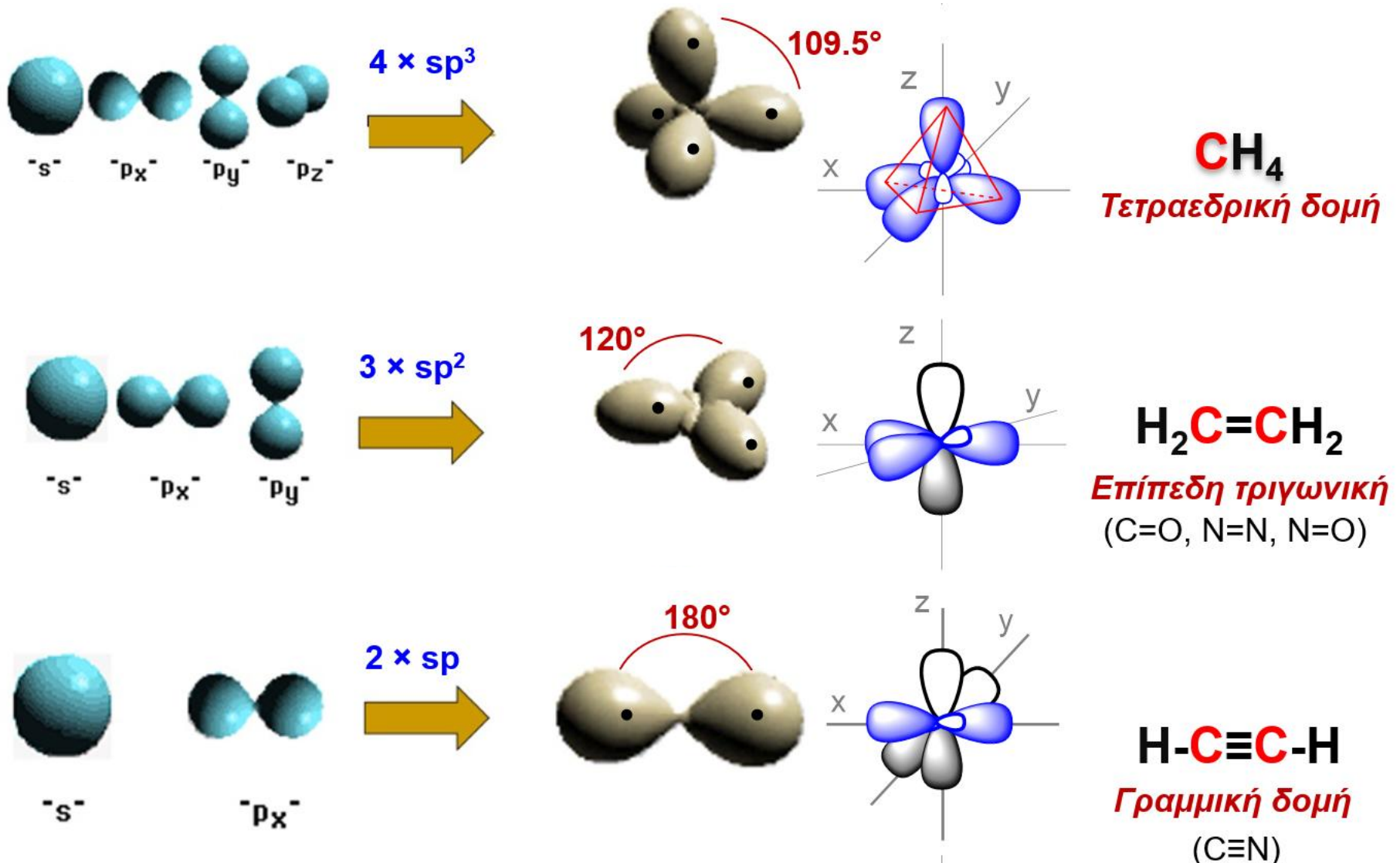
Ατομικά τροχιακά (orbitals)

Το άτομο του άνθρακα (υβριδισμός)



Ατομικά τροχιακά (orbitals)

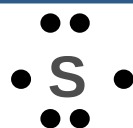
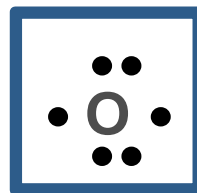
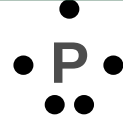
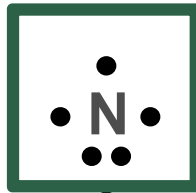
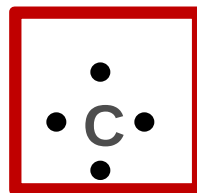
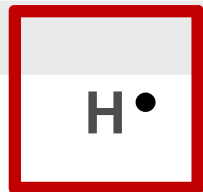
Το άτομο του άνθρακα (υβριδισμός)



Χημικές Δομές (Κατά Lewis)

ΔΟΜΕΣ Lewis. Ο Lewis παρουσίασε τη θεωρία του το 1916 όπου περιγράφει τον σχηματισμό του ομοιοπολικού δεσμού, *"The Atom and the Molecule"*.

1	2	3	4	5	6	7	8
^1H							^2He
^3Li	^4Be	^5B	^6C	^7N	^8O	^9F	^{10}Ne
^{11}Na	^{12}Mg	^{13}Al	^{14}Si	^{15}P	^{16}S	^{17}Cl	^{18}Ar
^{19}K	^{20}Ca					^{35}Br	
						^{53}I	



Ηλεκτρόνια σθένους

Χημικές Δομές (Κατά Lewis)

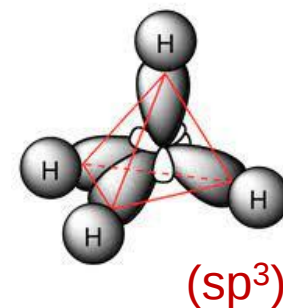
ΔΟΜΕΣ Lewis. Ο Lewis παρουσίασε τη θεωρία του το 1916 όπου περιγράφει τον σχηματισμό του ομοιοπολικού δεσμού, “*The Atom and the Molecule*”.

- Στους δεσμούς συμμετέχουν μόνο τα ηλεκτρόνια σθένους.
- Τα ηλεκτρόνια σθένους στη συνέχεια διαμοιράζονται μεταξύ των συνδεόμενων ατόμων με βάση τον κανόνα της οκτάδας (δομή ευγενούς αερίου).

Οι **τελείες αναπαριστούν ηλεκτρόνια σθένους**. Η παύλα, χρησιμοποιείται για να αναπαραστήσει ένα ζεύγος e^- .

Πλήθος ηλεκτρονίων σθένους στο άτομο	Άτομα και επαρκής αριθμός ηλεκτρονίων για τη συμπλήρωση οκτάδας	Δομή Lewis	
		Με τελείες	Με γραμμές
4	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \cdot \\ \text{H} \cdot \text{C} \cdot \text{H} \\ \cdot \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{H} : \text{C} : \text{H} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
5	$\begin{array}{c} \text{H} \cdot \cdot \ddot{\text{N}} \cdot \cdot \text{H} \\ \cdot \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \vdots \\ \text{H} : \ddot{\text{N}} : \text{H} \\ \vdots \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \ddot{\text{N}} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
6	$\text{H} \cdot \cdot \ddot{\text{O}} \cdot \cdot \text{H}$	$\text{H} : \ddot{\text{O}} : \text{H}$	$\text{H} - \ddot{\text{O}} - \text{H}$
7	$\text{H} \cdot \cdot \ddot{\text{F}} \cdot$	$\text{H} : \ddot{\text{F}} \cdot$	$\text{H} - \ddot{\text{F}} \cdot$

Πραγματικότητα !!



Χημικές Δομές (Κατά Lewis)

ΚΑΝΟΝΑΣ ΟΚΤΑΔΑΣ ($8e^-$)

Τα άτομα αποβάλλουν ή προσλαμβάνουν ηλεκτρόνια (ιοντικός δεσμός) ή αμοιβαία συνεισφέρουν ηλεκτρόνια (ομοιοπολικός δεσμός), **προκειμένου να αποκτήσουν δομή ευγενούς αερίου, δηλαδή, οκτώ ηλεκτρόνια στην τελευταία τους στιβάδα.** Εξαιρείται η στιβάδα $n=1$, που συμπληρώνεται με **δύο ηλεκτρόνια**.

Ιοντικοί δεσμοί

Ηλεκτροστατική έλξη αντίθετων φορτίων (π.χ. άλατα, Na^+Cl^-)

- Οι ιοντικοί δεσμοί στα άλατα είναι αποτέλεσμα **μεταφοράς** e^-

Na atom releasing the one electron to forms Na^+ cation ion.

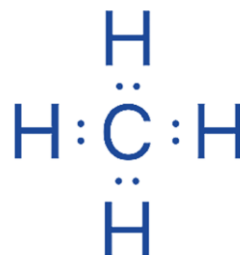


Lewis structure of NaCl

Ομοιοπολικοί δεσμοί

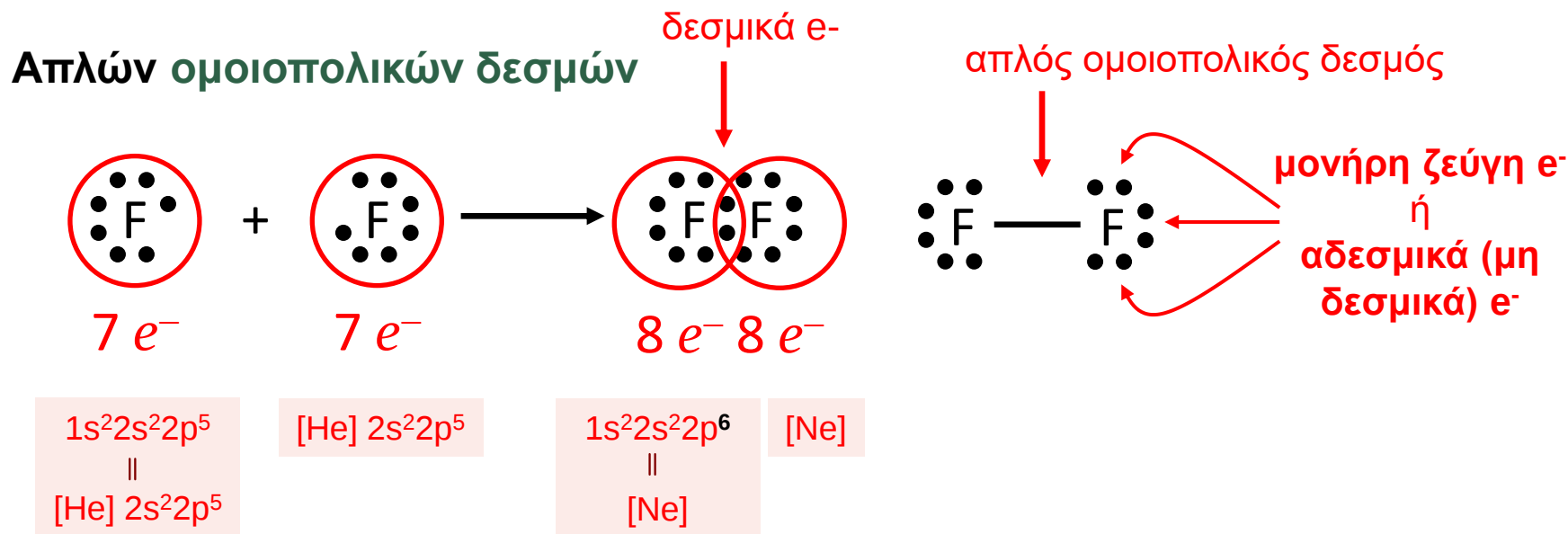
Συνεισφορά ηλεκτρονίων (π.χ. CH_4)

- Οι ομοιοπολικοί δεσμοί στα οργανικά μόρια είναι αποτέλεσμα **συνεισφοράς** e^-



Χημικές Δομές (Κατά Lewis)

Παραδείγματα σχηματισμού δεσμών και εφαρμογής του κανόνα των $8e^-$



Παράδειγμα ανάλυσης για το F_2

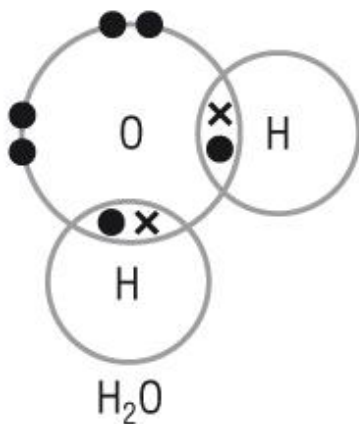
Το **φθόριο έχει 7 δικά του ηλεκτρόνια (ηλεκτρόνια σθένους)** και **8 συνολικά στο μόριο του F_2**

Τα ηλεκτρόνια σθένους που δε χρησιμοποιούνται σε δεσμούς ονομάζονται **αδεσμικά (μη δεσμικά) ή μονήρη e^-** και περιγράφονται με τελείες.

Χημικές Δομές (Κατά Lewis)

Παραδείγματα σχηματισμού δεσμών και εφαρμογής του κανόνα των $8e^-$

Απλών ομοιοπολικών δεσμών



Παράδειγμα ανάλυσης για το H₂O

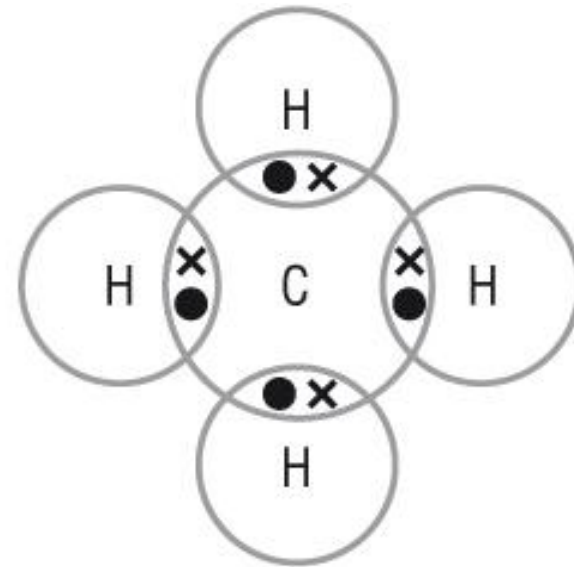
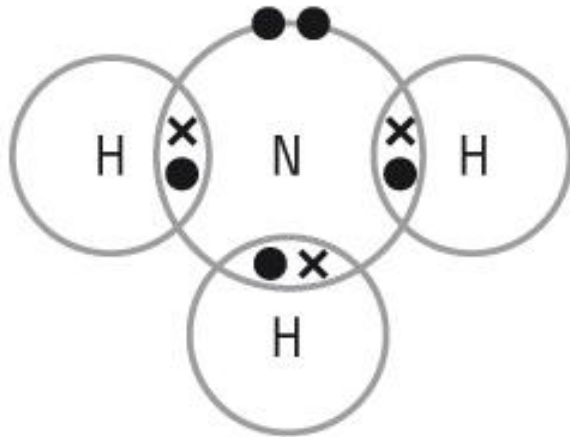
Το οξυγόνο έχει 6 δικά του ηλεκτρόνια (ηλεκτρόνια σθένους) και 8 συνολικά στο μόριο του H₂O

Το κάθε υδρογόνο έχει 1 δικό του ηλεκτρόνιο (ηλεκτρόνια σθένους) και 2 ηλεκτρόνια στο μόριο του H₂O

Χημικές Δομές (Κατά Lewis)

Παραδείγματα σχηματισμού δεσμών και εφαρμογής του κανόνα των $8e^-$

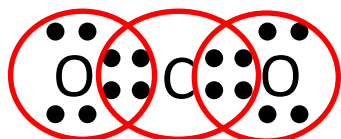
Απλών ομοιοπολικών δεσμών



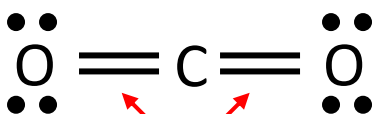
Χημικές Δομές (Κατά Lewis)

Παραδείγματα σχηματισμού δεσμών και εφαρμογής του κανόνα των $8e^-$

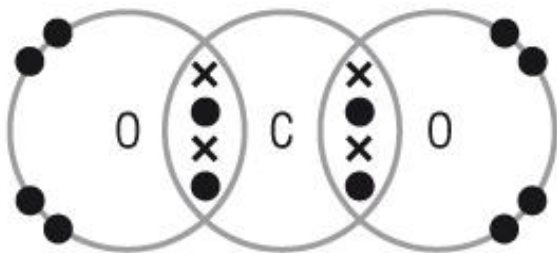
Πολλαπλών **ομοιοπολικών δεσμών** (C, N, O, S, P)



$8e^-$ $8e^-$ $8e^-$



διπλός ομοιοπολικός δεσμός



Παράδειγμα ανάλυσης για το CO_2

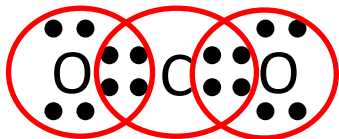
Ο **άνθρακας** έχει **4** δικά του ηλεκτρόνια (ηλεκτρόνια σθένους) και **8** **συνολικά** στο **μόριο** του CO_2

Το **κάθε οξυγόνο** έχει **6** δικά του ηλεκτρόνια (ηλεκτρόνια σθένους) και **8** **ηλεκτρόνια** στο **μόριο** του CO_2

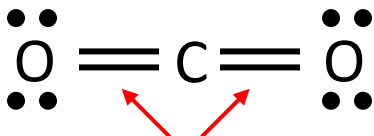
Χημικές Δομές (Κατά Lewis)

Παραδείγματα σχηματισμού δεσμών και εφαρμογής του κανόνα των $8e^-$

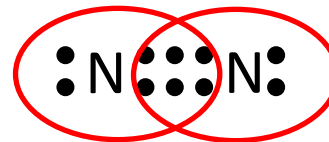
Πολλαπλών **ομοιοπολικών δεσμών** (C, N, O, S, P)



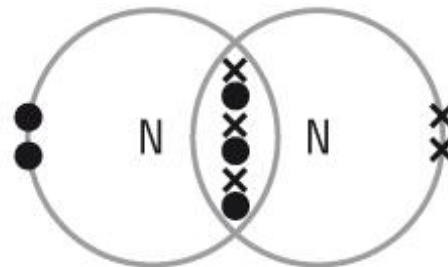
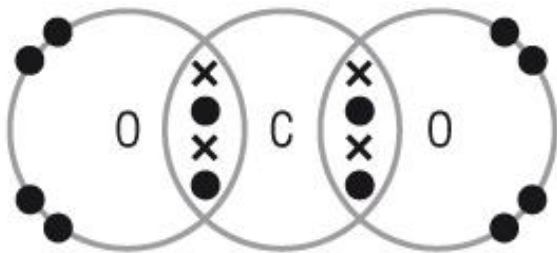
$8e^-$ $8e^-$ $8e^-$



διπλός ομοιοπολικός δεσμός



τριπλός ομοιοπολικός δεσμός



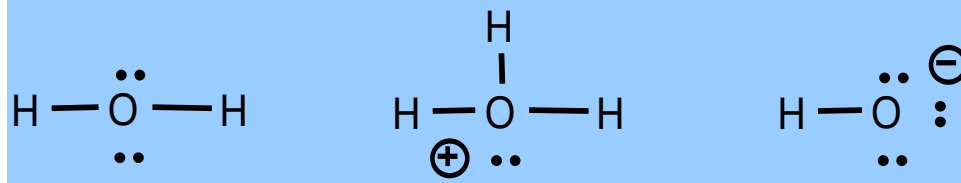
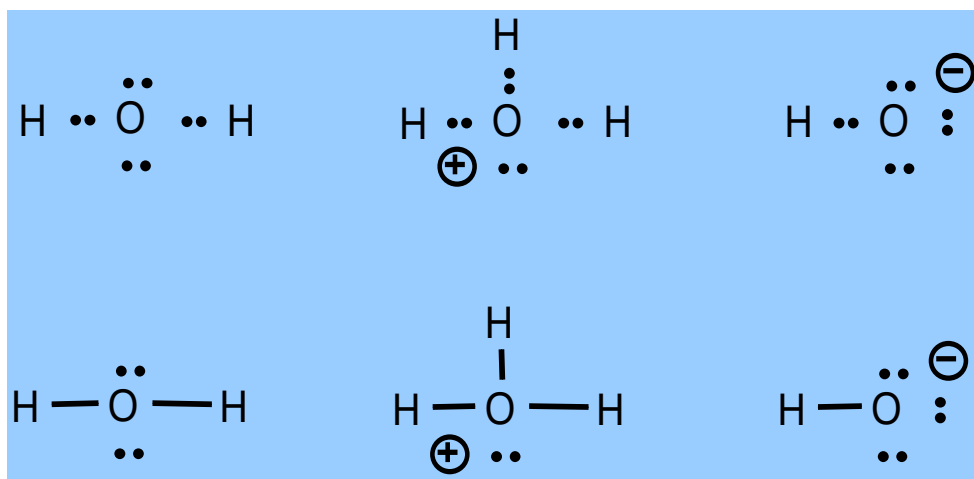
Χημικές Δομές (Κατά Lewis)

Σημεία που πρέπει να προσέχουμε

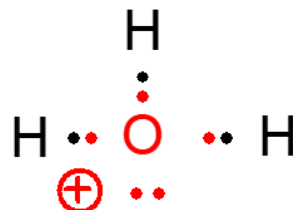
(1) Να επαληθεύουμε και να σημειώνουμε σωστά τα **ηλεκτρόνια** και τα **φορτία**.

- Το **τυπικό φορτίο** ενός ατόμου σε ένα μόριο είναι το φορτίο που θα είχε το άτομο εάν όλα τα δεσμικά ηλεκτρόνια μοιράζονταν εξίσου.

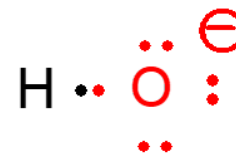
Παράδειγμα 1:



$$\text{T.Φ. (O)} = 6 - 4 - \frac{1}{2} 4 = 0$$



$$\text{T.Φ. (O)} = 6 - 2 - \frac{1}{2} 6 = +1$$



$$\text{T.Φ. (O)} = 6 - 6 - \frac{1}{2} 2 = -1$$

$$\text{Τυπικό φορτίο} = [\text{n}^\circ \text{e}^- \text{σθένους}] - [\text{n}^\circ \text{e}^- \text{αδεσμικά}] - [\frac{1}{2} \text{n}^\circ \text{e}^- \text{δεσμικά}]$$

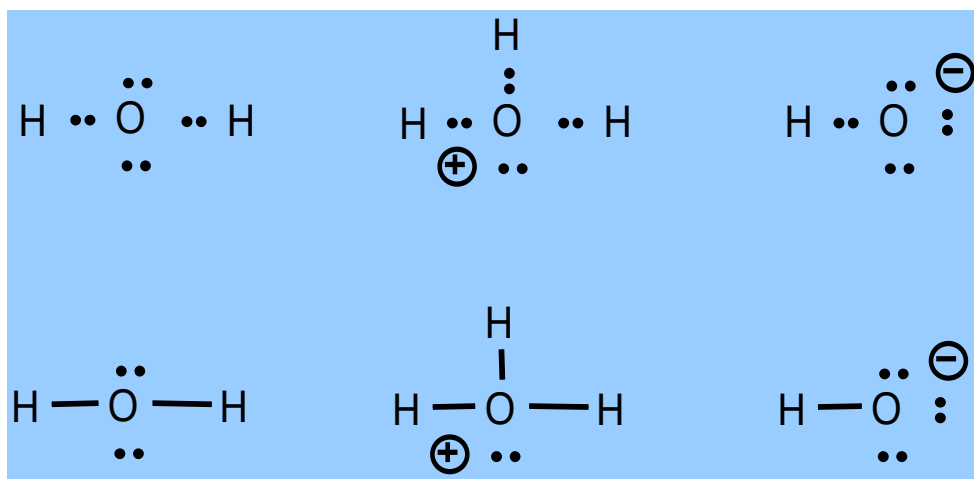
Χημικές Δομές (Κατά Lewis)

Σημεία που πρέπει να προσέχουμε

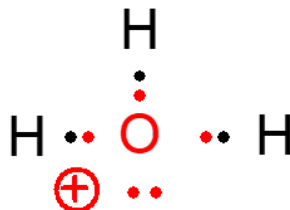
(1) Να επαληθεύουμε και να σημειώνουμε σωστά τα **ηλεκτρόνια** και τα **φορτία**.

- Το **τυπικό φορτίο** ενός ατόμου σε ένα μόριο είναι το φορτίο που θα είχε το άτομο εάν όλα τα δεσμικά ηλεκτρόνια μοιράζονταν εξίσου.

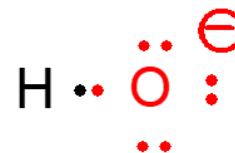
Παράδειγμα 1:



Το οξυγόνο έχει **6 δικά του e^-**
(και 8 συνολικά e^-)
Βάση της ΟΠΠ (ομάδα περιοδικού
πίνακα) έπρεπε να έχει $6e^-$
Άρα το φορτίο του οξυγόνου είναι: **0**



Ο: Έχει **5 δικά του e^-**
Συνολικά $8e^-$
Έπρεπε να έχει $6e^-$
Άρα έχει ένα λιγότερο →
φορτίο: **+1**



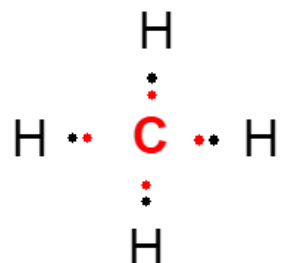
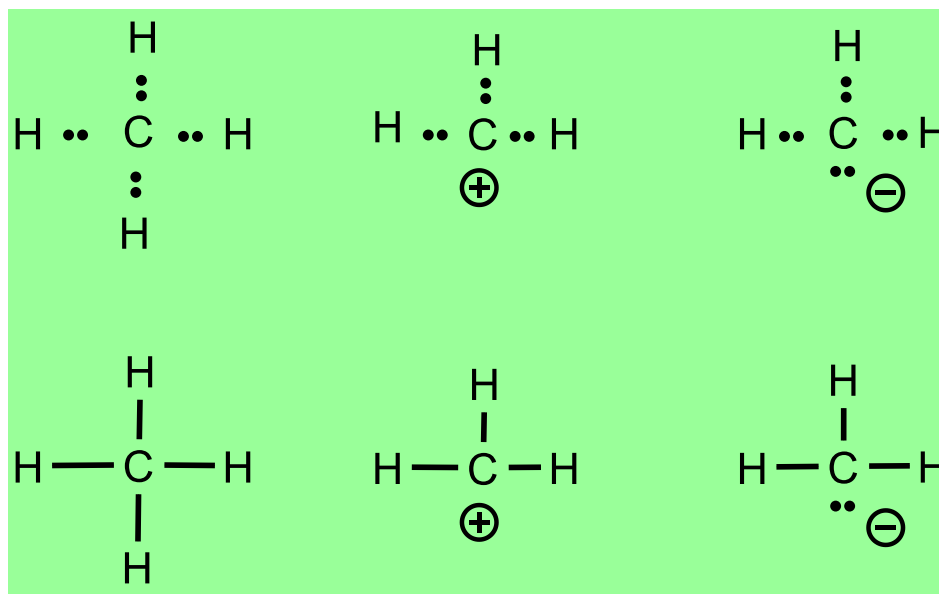
Ο: Έχει **7 δικά του e^-**
Συνολικά $8e^-$
Έπρεπε να έχει $6e^-$
Άρα έχει ένα περισσότερο →
φορτίο: **-1**

Χημικές Δομές (Κατά Lewis)

Σημεία που πρέπει να προσέχουμε

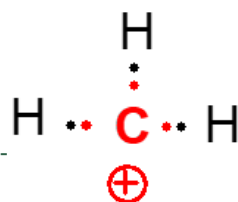
(1) Να επαληθεύουμε και να σημειώνουμε σωστά τα **ηλεκτρόνια** και τα **φορτία**.

Παράδειγμα 2:



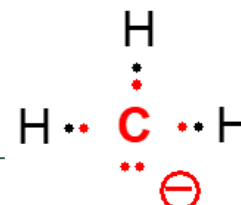
C: 4 δικά του e^-
8 συνολικά e^-
Έπρεπε να έχει 4 e^-
Φορτίο: 0

$$T.Φ. (C) = 4 - 0 - \frac{1}{2} 8 = 0$$



C: 3 δικά του e^-
6 συνολικά e^-
Έπρεπε να έχει 4 e^-
Φορτίο: +1

$$T.Φ. (C) = 4 - 0 - \frac{1}{2} 6 = +1$$



C: 5 δικά του e^-
8 συνολικά e^-
Έπρεπε να έχει 4 e^-
Φορτίο: -1

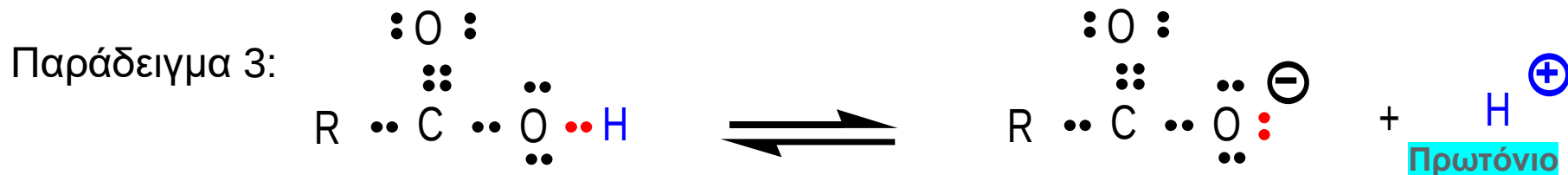
$$T.Φ. (C) = 4 - 2 - \frac{1}{2} 6 = -1$$

Τυπικό φορτίο = $[n^\circ e^- \text{ σθένους}] - [n^\circ e^- \text{ αδεσμικά}] - [\frac{1}{2} n^\circ e^- \text{ δεσμικά}]$

Χημικές Δομές (Κατά Lewis)

Σημεία που πρέπει να προσέχουμε

(1) Να επαληθεύουμε και να σημειώνουμε σωστά τα **ηλεκτρόνια** και τα **φορτία**.



Τ.Φ. (O) = $6 - 4 - \frac{1}{2} 4 = 0$

8 συνολικά e-
6 δικά του e-

Έπρεπε να έχει 6e-
Φορτίο: 0

8 συνολικά e-

4 δικά του e-

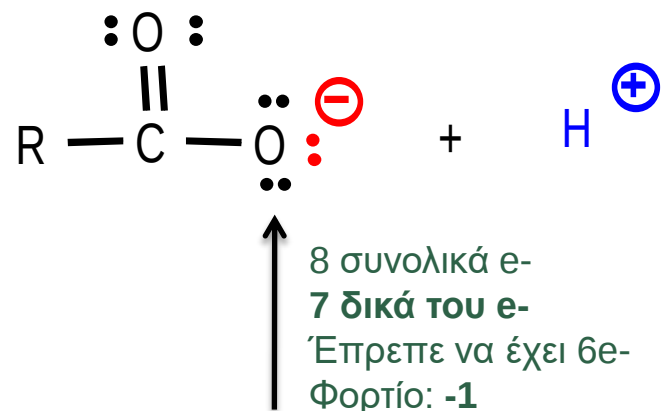
Έπρεπε να έχει 4e-
Φορτίο: 0

Τ.Φ. (C) = $4 - 0 - \frac{1}{2} 8 = 0$

8 συνολικά e-
6 δικά του e-

Έπρεπε να έχει 6e-
Φορτίο: 0

Τ.Φ. (O) = $6 - 4 - \frac{1}{2} 4 = 0$



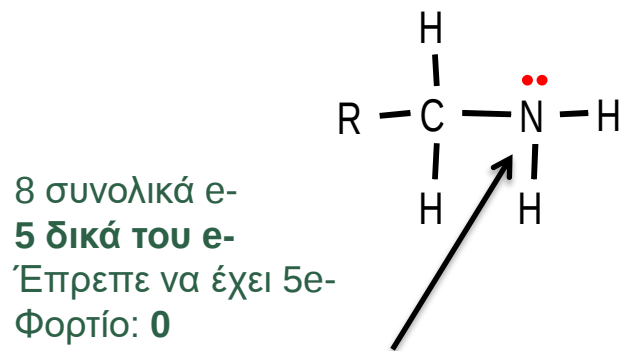
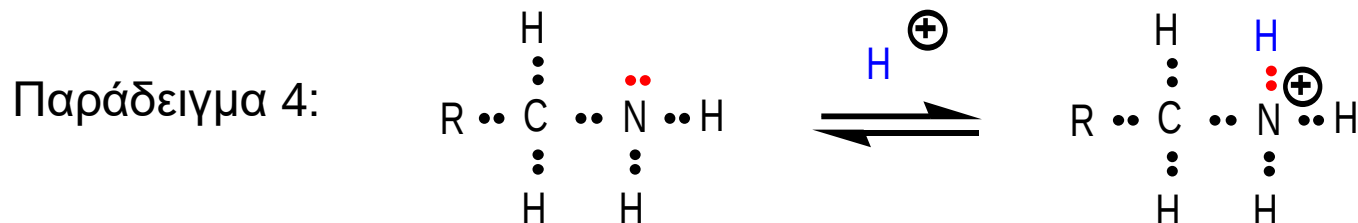
Τ.Φ. (O) = $6 - 6 - \frac{1}{2} 2 = -1$

Τυπικό φορτίο = $[\text{n}^\circ \text{e}^- \text{σθένους}] - [\text{n}^\circ \text{e}^- \text{αδεσμικά}] - [\frac{1}{2} \text{n}^\circ \text{e}^- \text{δεσμικά}]$

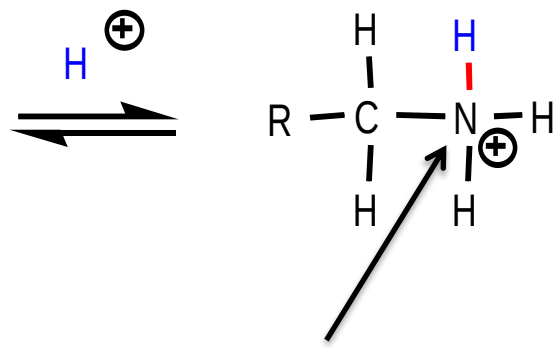
Χημικές Δομές (Κατά Lewis)

Σημεία που πρέπει να προσέχουμε

(1) Να επαληθεύουμε και να σημειώνουμε σωστά τα **ηλεκτρόνια** και τα **φορτία**.



$$\text{T.Φ. (N)} = 5 - 2 - \frac{1}{2} 6 = 0$$



8 συνολικά e-
4 δικά του e-
Έπρεπε να έχει 5e-
Φορτίο: **+1**

$$\text{T.Φ. (N)} = 5 - 0 - \frac{1}{2} 8 = +1$$

$$\text{Τυπικό φορτίο} = [\text{n}^\circ \text{e}^- \text{σθένους}] - [\text{n}^\circ \text{e}^- \text{αδεσμικά}] - [\frac{1}{2} \text{n}^\circ \text{e}^- \text{δεσμικά}]$$

Χημικές Δομές (Κατά Lewis)

Σημεία που πρέπει να προσέχουμε

(1) Να επαληθεύουμε και να σημειώνουμε σωστά τα **ηλεκτρόνια** και τα **φορτία**.

	Τ.Φ.
$\begin{array}{c} \\ -\text{C}- \\ \end{array}$	0
$\begin{array}{c} \\ -\text{C}- \\ \end{array}$	+1
$\begin{array}{c} \\ -\text{C}- \\ \\ \cdot\cdot \end{array}$	-1
$\begin{array}{c} \\ -\text{C}- \\ \\ \cdot\cdot \end{array}$	0

	Τ.Φ.
$\begin{array}{c} \\ -\text{N}- \\ \\ \cdot\cdot \end{array}$	0
$\begin{array}{c} \\ -\text{N}- \\ \end{array}$	+1
$\begin{array}{c} \\ -\text{N}- \\ \\ \cdot\cdot \end{array}$	-1

	Τ.Φ.
$\begin{array}{c} \\ -\text{O}- \\ \\ \cdot\cdot \end{array}$	0
$\begin{array}{c} \\ -\text{O}- \\ \end{array}$	+1
$\begin{array}{c} \\ -\text{O}- \\ \\ \cdot\cdot \end{array}$	-1

	Τ.Φ.
$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ -\text{X}- \\ \cdot\cdot \end{array}$	0
$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ -\text{X}- \\ \cdot\cdot \end{array}$	+1
$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array}$	-1

(X = Αλογόνο)

Τα πιο συνηθισμένα τυπικά φορτία σε άτομα που υπάρχουν στα οργανικά μόρια (C, N, O y X) είναι -1, 0 και +1.

Χημικές Δομές (Κατά Lewis)

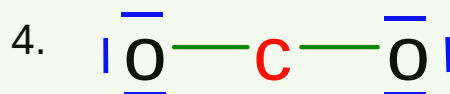
Σημεία που πρέπει να προσέχουμε

(2) Να σχεδιάζουμε την/τις πιθανές δομές Lewis (δεσμοί, μη δεσμικά ηλεκτρόνια και φορτία) από ένα μοριακό τύπο.

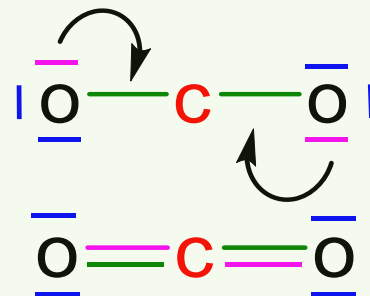
1. Επιλέγεται το κεντρικό άτομο, **ΠΟΤΕ Η**. Είναι γενικά το λιγότερο ηλεκτραρνητικό ή αυτό που είναι σε μικρότερο αριθμό.
2. Μετρούνται τα ηλεκτρονικά σθένους.
3. Σχηματίζονται δεσμοί μεταξύ του κεντρικού και των περιφερειακών ατόμων.
4. Τα υπόλοιπα e^- τοποθετούνται ως μονήρη ζεύγη για να συμπληρωθούν οι οκτάδες: πρώτα στα περιφερειακά άτομα και μετά στο κεντρικό άτομο.
5. Εάν ισχύει, σχηματίζονται πολλαπλοί δεσμοί με τα άτομα που παραμένουν με την ημιτελή οκτάδα τους.
6. Εάν ισχύει, υπολογίζονται τα τυπικά φορτία.

Διοξείδιο του άνθρακα (CO_2)

1. C είναι το κεντρικό.
2. e^- σθένους = $4 + 6(\times 2) = 16 e^-$ (8 ζεύγη)
 $e^-(\text{C})$ $e^-(\text{O})$



5. Πολλαπλοί δεσμοί: Η δομή του CO_2 δεν υπακούει στον κανόνα της οκτάδας, εκτός αν...



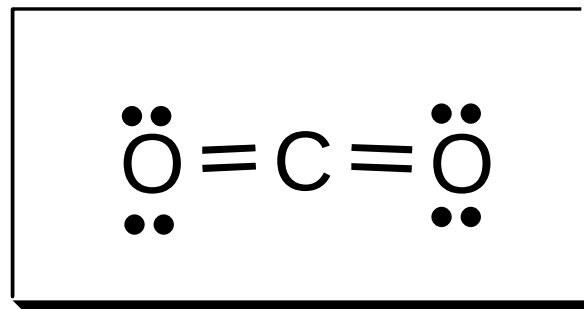
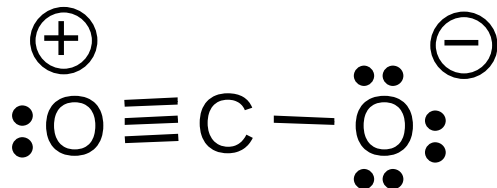
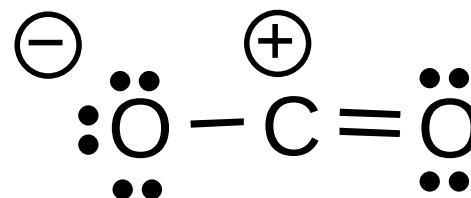
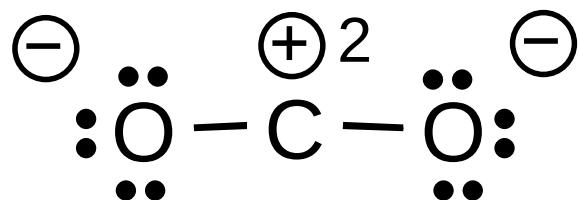
6. Δεν ισχύει. Όλα τα άτομα έχουν τυπικά φορτία = 0.

Χημικές Δομές (Κατά Lewis)

Σημεία που πρέπει να προσέχουμε

(2) Να σχεδιάζουμε την/τις πιθανές δομές Lewis (δεσμοί, μη δεσμικά ηλεκτρόνια και φορτία) από ένα μοριακό τύπο.

Διοξείδιο του άνθρακα (CO_2)



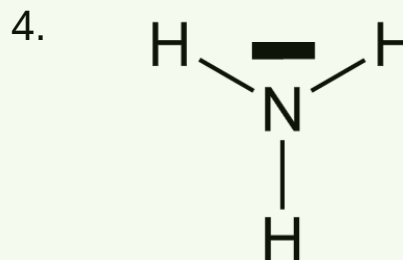
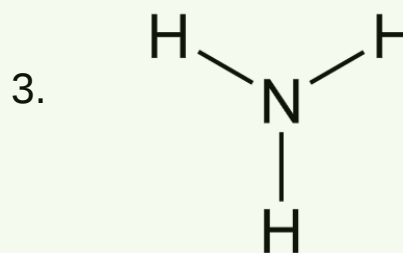
Η πιο σταθερή δομή Lewis
για το CO_2

Χημικές Δομές (Κατά Lewis)

1. Επιλέγεται το κεντρικό άτομο, **ΠΟΤΕ Η**. Είναι γενικά το λιγότερο ηλεκτραρνητικό ή αυτό που είναι σε μικρότερο αριθμό.
2. Μετρούνται τα ηλεκτρονικά σθένους.
3. Σχηματίζονται δεσμοί μεταξύ του κεντρικού και των περιφερειακών ατόμων.
4. Τα υπόλοιπα e^- τοποθετούνται ως μονήρη ζεύγη για να συμπληρωθούν οι οκτάδες: πρώτα στα περιφερειακά άτομα και μετά στο κεντρικό άτομο.
5. Εάν ισχύει, σχηματίζονται πολλαπλοί δεσμοί με τα άτομα που παραμένουν με την ημιτελή οκτάδα τους.
6. Εάν ισχύει, υπολογίζονται τα τυπικά φορτία.

Αμμωνία (NH_3)

1. N είναι το κεντρικό.
2. e^- σθένους = $5 + 1(\times 3) = 8 e^-$ (4 ζεύγη)



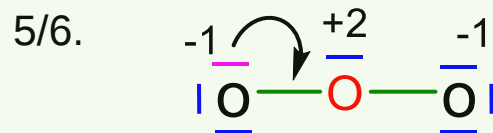
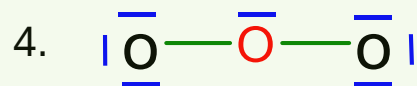
5. Δεν ισχύει. Όλα τα άτομα έχουν συμπληρωμένη τη στιβάδα σθένους.
6. Δεν ισχύει. Όλα τα άτομα έχουν τυπικά φορτία = 0.

Χημικές Δομές (Κατά Lewis)

1. Επιλέγεται το κεντρικό άτομο, **ΠΟΤΕ Η**. Είναι γενικά το λιγότερο ηλεκτραρνητικό ή αυτό που είναι σε μικρότερο αριθμό.
2. Μετρούνται τα ηλεκτρονικά σθένους.
3. Σχηματίζονται δεσμοί μεταξύ του κεντρικού και των περιφερειακών ατόμων.
4. Τα υπόλοιπα e^- τοποθετούνται ως μονήρη ζεύγη για να συμπληρωθούν οι οκτάδες: πρώτα στα περιφερειακά άτομα και μετά στο κεντρικό άτομο.
5. Εάν ισχύει, σχηματίζονται πολλαπλοί δεσμοί με τα άτομα που παραμένουν με την ημιτελή οκτάδα τους.
6. Εάν ισχύει, υπολογίζονται τα τυπικά φορτία.

Όζον (O_3)

1. Ο είναι το κεντρικό.
2. e^- σθένους = $6(\times 3) = 18 e^-$ (9 ζεύγη)



Η δομή του O_3 δεν υπακούει στον κανόνα της οκτάδας στο κεντρικό οξυγόνο. Επιπλέον, είναι μία πολύ ασταθής δομή επειδή έχει μεγάλο θετικό φορτίο στο εν λόγω οξυγόνο. Ο σχηματισμός ενός διπλού δεσμού με το ένα από τα δύο άκρα οξυγόνα και ενός δοτικού δεσμού δότη με το άλλο δημιουργεί την παρακάτω σταθερότερη δομή Lewis.

