ΔΕΥΤΕΡΑ 22.01.24	9.00 πμ ΑΝΟΡΓΑΝΗ ΧΗΜΕΙΑ Αμφ1, 2 % Αιθ. 26, 28 *

**** Η κατανομή των φοιτητών στις αίθουσες θα αναρτηθεί πριν τις εξετάσεις***

Απαραίτητα:

- **Κομπιουτεράκι – αλγεβρικές πράξεις**
- **Περιοδικό σύστημα – σταθερές κλπ (θα αναρτηθεί)**
- **Έντυπο ταυτοποίησης (ΑΤ - Δίπλωμα οδήγησης - Φοιτητική ταυτότητα κλπ)**

Δεν επιτρέπονται:

- **Κινητά**
- **Βιβλία - Σημειώσεις**

ΥΛΗ ΜΑΘΗΜΑΤΟΣ

1. Η ΣΩΜΑΤΙΔΙΑΚΗ ΑΝΤΙΛΗΨΗ ΓΙΑ ΤΗΝ ΑΤΟΜΙΚΗ ΔΟΜΗΣΗ
2. Η ΚΥΜΑΤΟΣΩΜΑΤΙΔΙΑΚΗ ΑΝΤΙΛΗΨΗ ΓΙΑ ΤΗΝ ΑΤΟΜΙΚΗ ΔΟΜΗΣΗ - ΣΥΝΟΠΤΙΚΗ ΘΕΩΡΙΑ
3. ΣΧΗΜΑΤΙΚΗ ΠΑΡΑΣΤΑΣΗ ΑΤΟΜΙΚΩΝ ΤΡΟΧΙΑΚΩΝ
4. ΠΟΛΥΗΛΕΚΤΡΟΝΙΑΚΑ ΑΤΟΜΑ
5. ΠΕΡΙΟΔΙΚΟΣ ΠΙΝΑΚΑΣ
6. ΙΟΝΤΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ
7. ΣΩΜΑΤΙΔΙΑΚΗ ΘΕΩΡΗΣΗ ΤΟΥ ΟΜΟΙΟΠΟΛΙΚΟΥ ΔΕΣΜΟΥ
8. ΚΒΑΝΤΟΜΗΧΑΝΙΚΗ ΑΝΤΙΛΗΨΗ ΓΙΑ ΤΟΝ ΟΜΟΙΟΠΟΛΙΚΟ ΔΕΣΜΟ - ΘΕΩΡΙΑ ΔΕΣΜΟΥ ΣΘΕΝΟΥΣ
9. ΚΒΑΝΤΟΜΗΧΑΝΙΚΗ ΑΝΤΙΛΗΨΗ ΓΙΑ ΤΟΝ ΟΜΟΙΟΠΟΛΙΚΟ ΔΕΣΜΟ - ΘΕΩΡΙΑ ΤΩΝ ΜΟΡΙΑΚΩΝ ΤΡΟΧΙΑΚΩΝ
10. ΜΕΤΑΛΛΙΚΟΣ ΔΕΣΜΟΣ
11. ΔΙΑΜΟΡΙΑΚΕΣ ΔΥΝΑΜΕΙΣ

- *Σύγγραμμα - Εύδοξος*
- *Τράπεζα θεμάτων στη Γενική Ανόργανη Χημεία, Στέλιος Λιοδάκης* *https://repository.kallipos.gr/handle/11419/1241*
- *Διαφάνειες μαθήματος (helios)*

Ταχύτητα κύματος → $c = \nu \lambda$

Εξίσωση de Broglie → $\lambda = \frac{h}{m u} = \frac{h}{p}$

Εξίσωση Planck → $E = h\nu$

Αρχή της αβεβαιότητας (απροσδιοριστίας) Heisenberg → $(\Delta x)(m\Delta \upsilon) \geq \frac{h}{4\pi}$

Μηχανική συνθήκη Bohr →

$$m \cdot u \cdot r = n \cdot \frac{h}{2\pi}$$

Ενέργεια e στην n στιβάδα →

$$E_n = \frac{-2{,}18 \cdot 10^{-18}}{n^2} \text{ J}$$

Ενέργεια που εκπέμπεται ή απορροφάται κατά την μετακίνηση ηλεκτρονίου από την n_i στην n_f τροχιά (άτομο Η) →

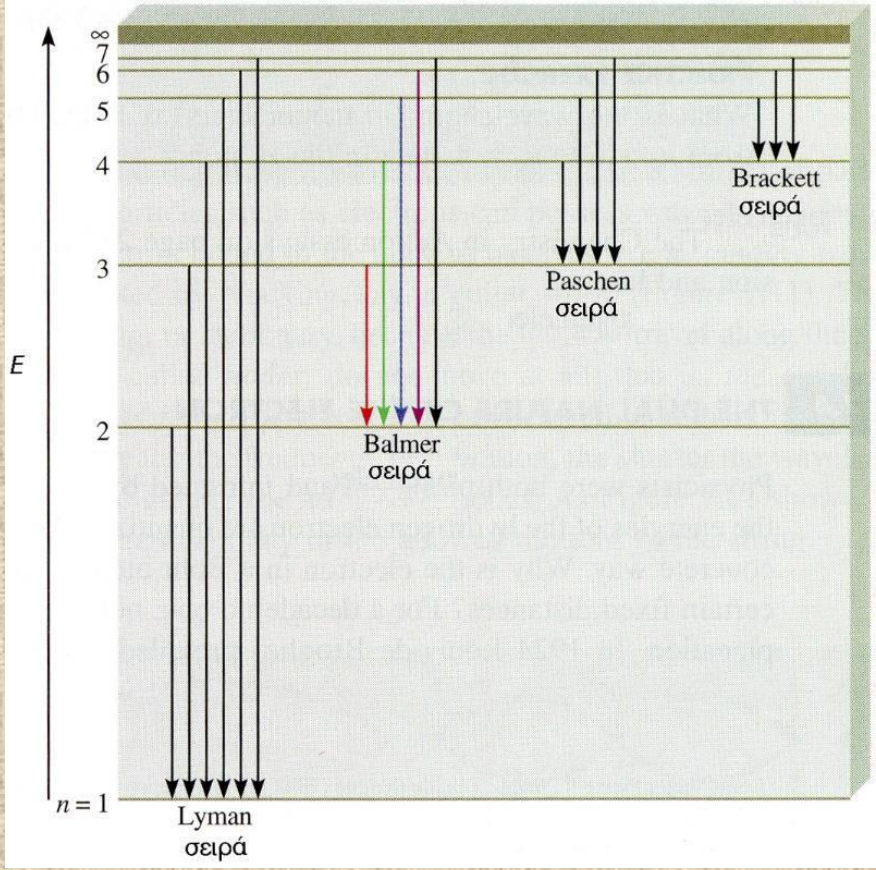
$$\Delta E = \left| 2{,}18 \quad 10^{-18} \left(\frac{1}{n_f^{\,2}} \quad \frac{1}{n_i^{\,2}} \right) \right|$$

Ακτίνα τροχιάς e στην στιβάδα n →

$$r = a_o \cdot n^2$$

$$\alpha_o = 0.0529 \text{ nm}$$

i) Άτομα υδρογόνου απορροφούν ενέργεια και τα ηλεκτρόνιά τους διεγείρονται ανερχόμενα στο ενεργειακό επίπεδο με *n* = 6. Μερικές από τις ηλεκτρονικές μεταπτώσεις που ακολουθούν είναι οι εξής: (α) *n* = 2 → *n* = 1, (β) *n* = 3 → *n* = 2, (γ) *n* = 6 → *n* = 1, (δ) *n* = 6 → *n* = 5. Χωρίς να κάνετε κανέναν αριθμητικό υπολογισμό, βρείτε ποια από τις παραπάνω ηλεκτρονικές μεταπτώσεις παράγει φωτόνια που έχουν τη μεγαλύτερη ενέργεια, τη μικρότερη συχνότητα και το μικρότερο μήκος κύματος. Να αιτιολογήσετε την απάντησή σας.



Υπολογίστε την ελάχιστη αβεβαιότητα α) στη θέση μιας μπίλιας με μάζα 1.0 g δεδομένου ότι η ταχύτητά της είναι γνωστή με ακρίβεια ± 1.0 mm·s^{-1} , και β) στην ταχύτητα ενός ηλεκτρονίου περιορισμένου να κινείται σε χώρο με διάμετρο ενός τυπικού ατόμου (200 pm). Να σχολιάσετε τα αποτελέσματα.

$$(\Delta x)(m\Delta \upsilon) \geq \frac{h}{4\pi}$$

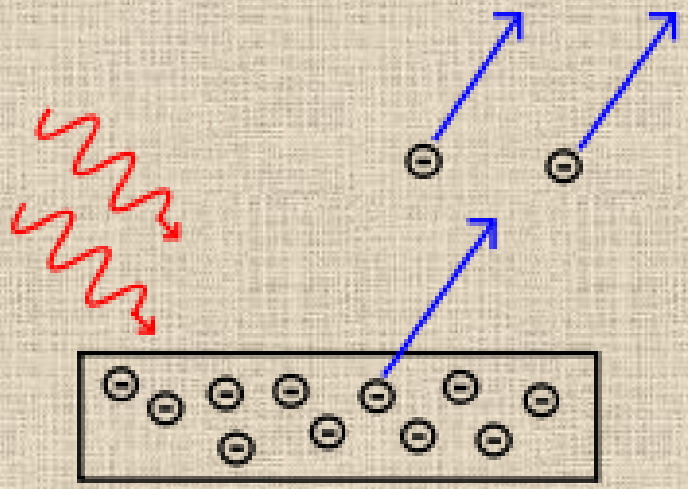
α) Δx = 2.6 x 10^{-29} m

β) Δυ = 2.90 x 10^{5} m/s

Να υπολογισθεί η αβεβαιότητα της θέσης του ηλεκτρονίου του υδρογόνου στη θεμελιώδη κατάσταση αν η ταχύτητα του ηλεκτρονίου υπολογίζεται με ακρίβεια περίπου 1%

$$m \cdot u \cdot r = n \cdot \frac{h}{2\pi}$$

Φωτοηλεκτρικό φαινόμενο



- Δεν υπάρχει εκπομπή για $\nu < \nu_0$
- Η κινητική ενέργεια των e είναι ανάλογη της συχνότητας και ανεξάρτητη της έντασης του φωτός
- Δεν υπάρχει χρονική καθυστέρηση

$$E = h\nu - h\nu_0$$

Η ελάχιστη ενέργεια που απαιτείται για την απομάκρυνση ενός ηλεκτρονίου από φύλλα αργύρου είναι $7{,}52 \times 10^{-19}$ J. Ποια θα είναι η μέγιστη ταχύτητα που μπορεί να αποκτήσει ένα ηλεκτρόνιο του αργύρου το οποίο αλληλεπιδρά με ένα φωτόνιο μήκους κύματος 360 Å; Δίνεται $h=6{,}626 \times 10^{-34}$Js και $c=2{,}998 \times 10^{8}$m/s

Ηλεκτρονική διάταξη – Αρχή δόμησης – Βασικές εξαιρέσεις

1. Αναστροφή ενεργειακής στάθμης των υποστιβάδων ns, (n-1)d, (n-2)f:

   3d < 4s, 4d < 5s, 4f < 6s, 5f < 7s

$_{21}Sc$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ ✗

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$ ✔

2. Η υποστιβάδα d παρουσιάζει μεγαλύτερη σταθερότητα όταν είναι ημισυμπληρωμένη (d^5) ή πλήρως συμπληρωμένη (d^{10})

$_{24}Cr$: $[Ar]3d^5 4s^1$ και όχι $[Ar]3d^4 4s^2$

$_{29}Cu$: $[Ar]3d^{10} 4s^1$ και όχι $[Ar]3d^9 4s^2$

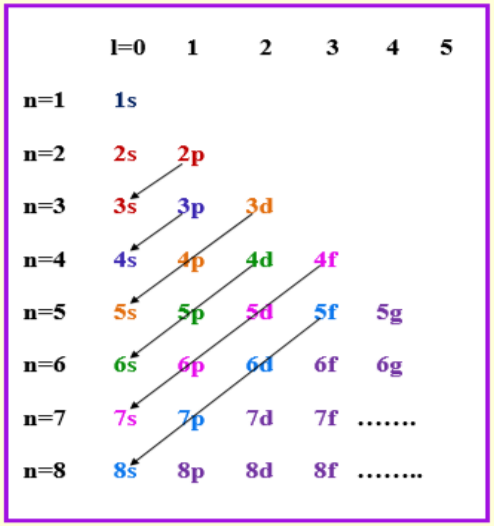
Γράψτε την τετράδα των κβαντικών αριθμών που χαρακτηρίζει τα ακόλουθα ηλεκτρόνια i) το ηλεκτρόνιο που χάνει το ιόν Sc^{+2} όταν οξειδώνεται προς Sc^{+3}

$_{21}Sc$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$

$_{21}Sc^{+}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^1$

$_{21}Sc^{+2}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1$

$3d^1$ n=3 l=2 m_l=-2,-1,0,1,2 m_s= +1/2



$Z^* = Z - s$

Z: ατομικός αριθμός

s: σταθερά θωράκισης

ομάδες Slater:

- **Ομάδα1:** **1*s***
- **Ομάδα 2:** **2*s* και 2*p***
- **Ομάδα 3:** **3*s* και 3*p***
- **Ομάδα 4:** **3*d***
- **Ομάδα 5:** **4*s* και 4*p***
- **Ομάδα 6:** **4*d***
- **Ομάδα 7:** **4*f***
- **Ομάδα 8:** **5*s* και 5*p* κλπ.**

Ηλεκτρόνια που βρίσκονται σε ομάδα μεγαλύτερη από την ομάδα του ηλεκτρονίου που εξετάζουμε δεν συνεισφέρουν στη θωράκιση (S = 0)

Για τα ηλεκτρόνια των τροχιακών ns και np:

- **για κάθε ηλεκτρόνιο της ίδιας ομάδας S = 0.35**
- ***ειδικά για το 1s ηλεκτρόνιο S = 0.30***
- **για τα ηλεκτρόνια των n-1 τροχιακών *S* = 0.85**
- **για τα ηλεκτρόνια χαμηλότερων τροχιακών *S* =1.00**

Για τα ηλεκτρόνια των τροχιακών nd ή nf :

- **για κάθε ηλεκτρόνιο της ίδιας ομάδας *S* = 0.35**
- **για κάθε ηλεκτρόνιο χαμηλότερης ομάδας *S* = 1.00**

Ποιό από τα στοιχεία Na, Mg έχει τη μεγαλύτερη ενέργεια 2ου ιοντισμού?

Τρία στοιχεία έχουν τις ηλεκτρονικές δομές $1s^22s^22p^63s^23p^6$, $1s^22s^22p^63s^2$ και $1s^22s^22p^63s^23p^64s^1$. Οι πρώτες ενέργειες ιοντισμού των τριών στοιχείων (όχι κατά την ίδια σειρά) είναι 419 kJ/mol, 1521 kJ/mol και 738 kJ/mol. Οι ατομικές τους ακτίνες είναι (όχι κατά την ίδια σειρά)1.60, 0.97 και 2.27 Å. Να βρείτε ποια είναι τα στοιχεία και να αντιστοιχείσετε τις δεδομένες τιμές σε κάθε ένα από αυτά.

Να εξηγήσετε γιατί η πρώτη ενέργεια ιοντισμού του στροντίου (Sr) είναι υψηλότερη από αυτή του ρουβιδίου (Rb), ενώ η ενέργεια δεύτερου ιοντισμού του Sr είναι χαμηλότερη από την αντίστοιχη του Rb.

αύξηση της ηλεκτραρνητικότητας

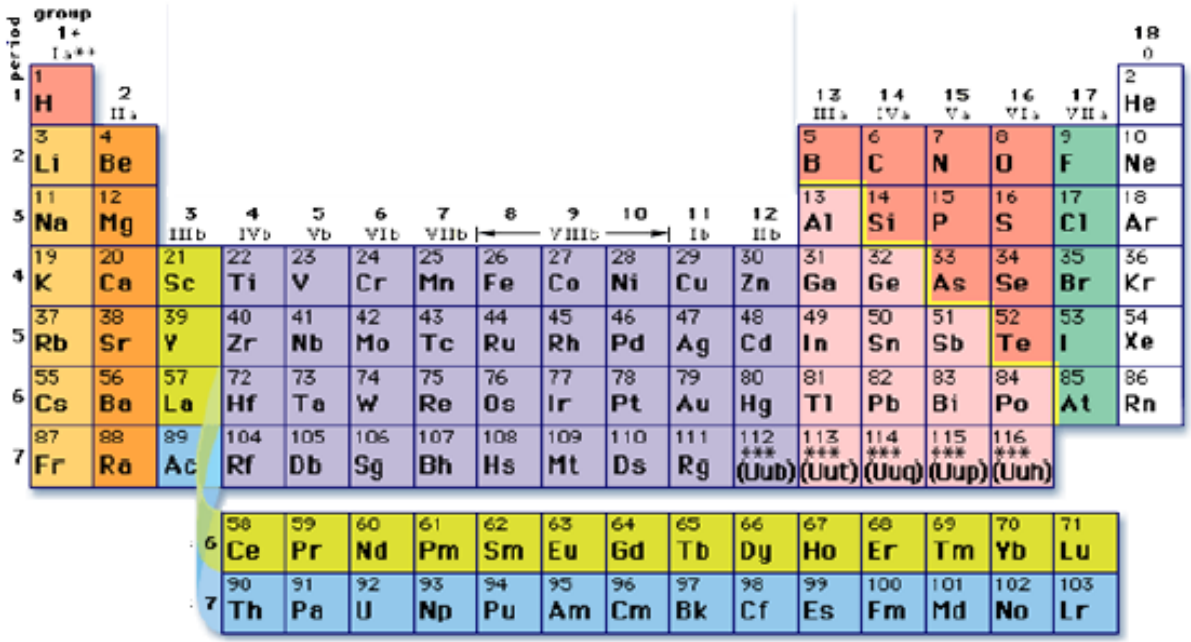
αύξηση της ενέργειας ιοντισμού

ελάττωση της ατομικής ακτίνας

αύξηση της ηλεκτραρνητικότητας

αύξηση της ενέργειας ιοντισμού

ελάττωση της ατομικής ακτίνας

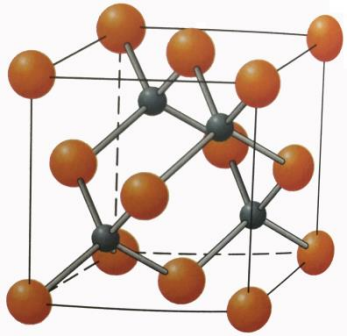


αύξηση του ατομικού αριθμού

αύξηση του ατομικού αριθμού

Να σχεδιάσετε όλα τα βήματα του κύκλου Born-Haber για την ένωση TiO_2 και να ονομάσετε τα επιμέρους στάδια.

Στο παρακάτω σχήμα απεικονίζεται η μοναδιαία κυψελίδα ενός κρυστάλλου. Οι μεγάλες σφαίρες παριστάνουν τα άτομα Α και οι μικρές τα άτομα Β. (α) Ποιος είναι ο χημικός τύπος (A_xB_y) της ένωσης που έχει αυτή τη μοναδιαία κυψελίδα; (β) Θεωρήστε τη διάταξη των ατόμων Α. Πρόκειται για κυβική μοναδιαία κυψελίδα; Αν ναι, σε ποιον τύπο ανήκει;



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

(α) Η ενθαλπία σχηματισμού NaI(s) είναι –272 kJ/mol.

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

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

(δ) Η ενέργεια εξάχνωσης του I_2(s) είναι 62 kJ/mol.

(ε) Η ενέργεια διάσπασης του δεσμού I–I είναι 151 kJ/mol.

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

1. Na(s) → Na(g) εξάχνωση Na(s) Δ*H*1 = 108 kJ/mol

2. Na(g) → Na^+(g) 1ος ιοντισμός Na Δ*H*2 = 496 kJ/mol

3. ½ I_2(s) → ½ I_2(g) εξάχνωση I_2(s) Δ*H*3 = 31 kJ/mol

4. ½ I_2(g) → I(g) διάσπαση του δεσμού I–I Δ*H*4 = 75,5 kJ/mol

5. I(g) → I^-(g) 1η ηλεκτρονική συγγένεια Δ*H*5 = –295 kJ/mol

6. Na^+(g) + I^-(g) → NaI(s) (–)ενέργεια πλέγματος NaI(s) Δ*H*6 = ;

7. Na(s) + 1/2 I_2(s) → NaI(s) σχηματισμός NaI(s) Δ*H*συνολική = –272 kJ/mol

Σύμφωνα, με το νόμο του Hess μπορούμε να γράψουμε ότι

Δ*H*συνολική = Δ*H*1 + Δ*H*2 + Δ*H*3 + Δ*H*4 + Δ*H*5 + Δ*H*6 → Δ*H*6 = –687,5 kJ/mol

Άρα, η ενέργεια πλέγματος του NaI(s) είναι <u>+687,5 kJ/mol</u>

Η ενέργεια πλέγματος είναι πάντα θετική!

Lewis: Δομές – Τυπικό φορτίο – VSEPR

- **6 βήματα για να βρούμε τη δομή Lewis**
- **Για περισσότερες από 1 δομές, επιλέγουμε με βάση τα τυπικά φορτία**

  FC = V – L – ½ x P
- **Με βάση αριθμό υποκαταστατών και ζευγών ηλεκτρονίων, προβλέπουμε τη γεωμετρία του μορίου.**

HNO_2

1. Προσθέτουμε τα ηλεκτρόνια σθένους των ατόμων που συγκροτούν το μόριο ή το μοριακό ιόν

2. Βρίσκουμε το κεντρικό άτομο

3. Σύνδεση του κεντρικού ατόμου με τα περιφερειακά άτομα με απλούς δεσμούς

4. Προσθέτουμε τα ηλεκτρόνια που περισσεύουν στα περιφερειακά άτομα (ολικά - δεσμικά)

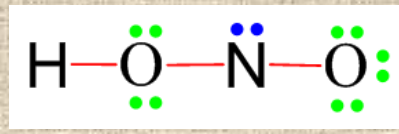
5. Αν δεν ισχύει ο κανόνας των οκτώ δοκιμάζουμε τη σύνδεση του κεντρικού - περιφερειακών ατόμων με διπλό ή τριπλό δεσμό

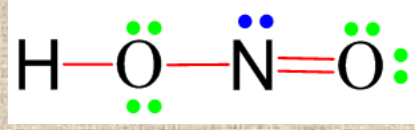
6. Στην ακρή του μορίου (ή μοριακού ιόντος):
α) τα αλογόνα έχουν 1 απλό δεσμό
β) τα O και S έχουν 1 έως 2 απλούς δεσμούς
γ) το N έχει 1 έως 3 απλούς δεσμούς

συνολικός αριθμός e- σθένους = 18e-

N ***(δείκτης 1)***

H – O – N – O

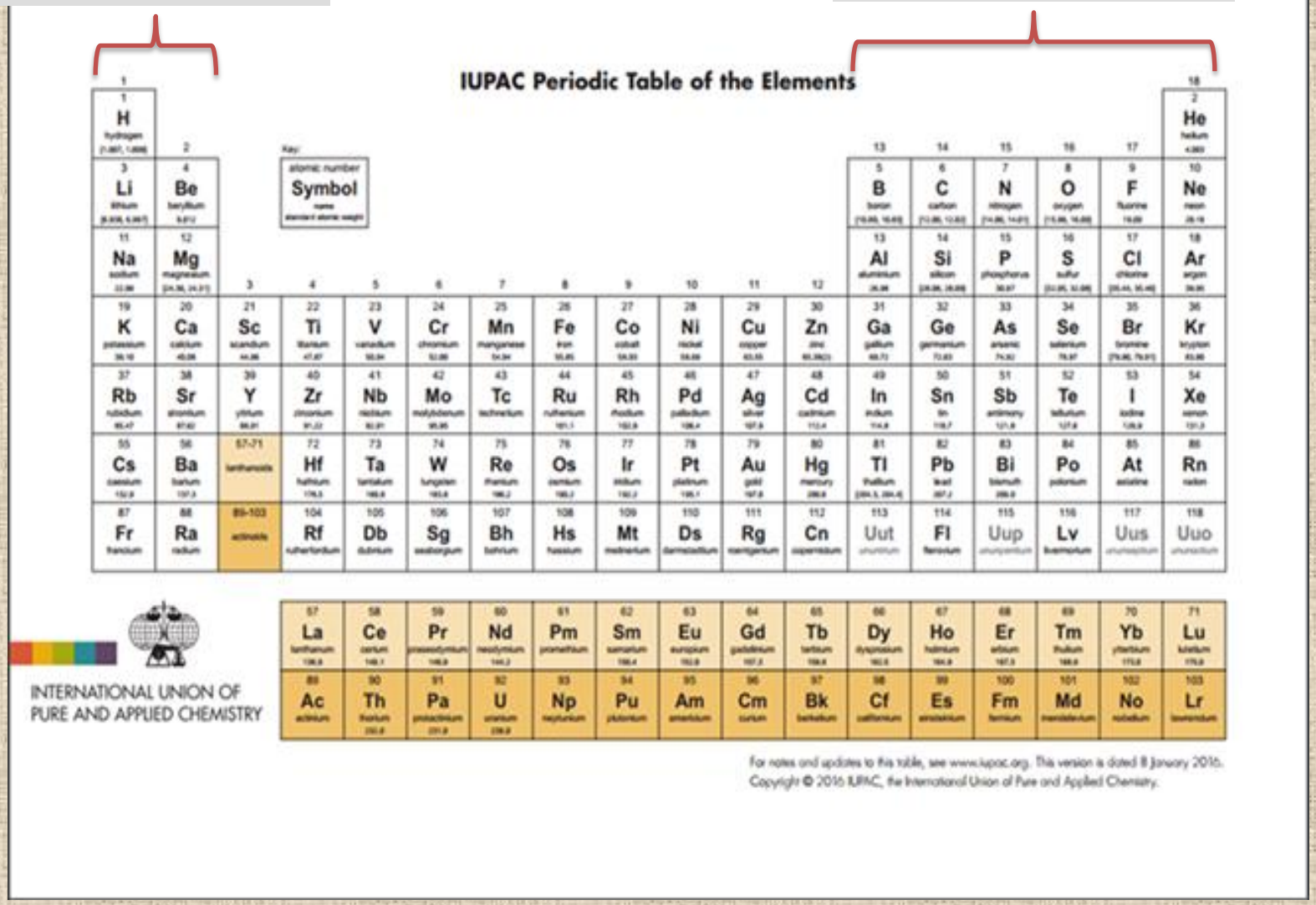




Ηλεκτρόνια σθένους e

e=αριθμός ομάδας

e=αριθμός ομάδας - 10

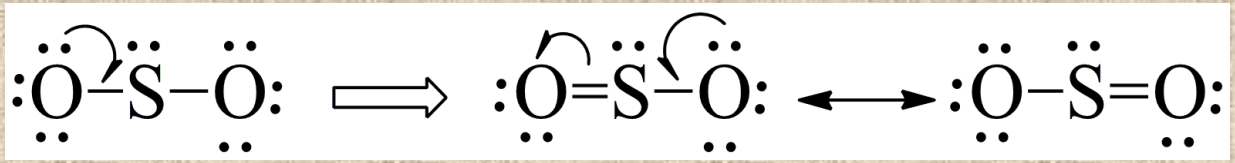


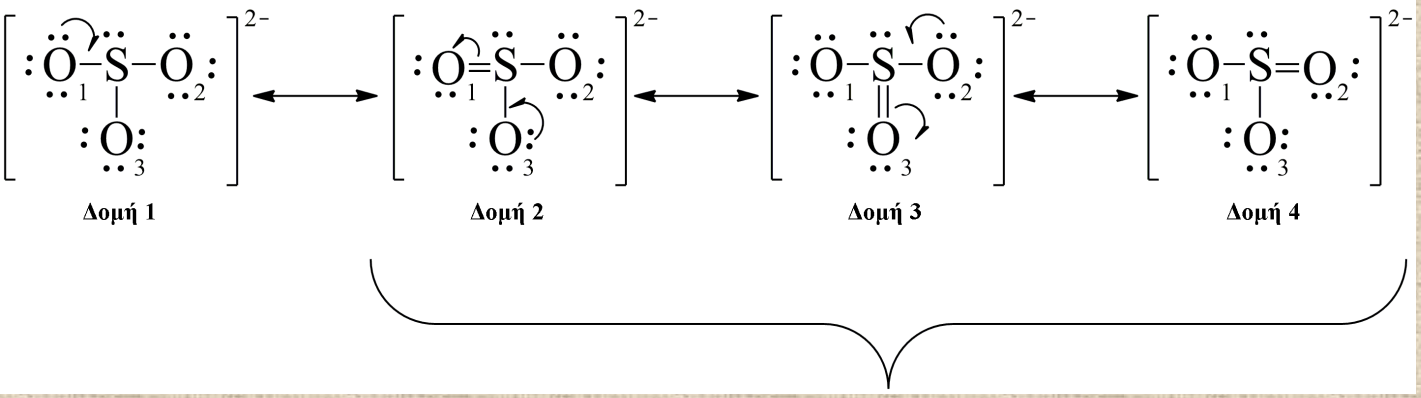
Κεντρικό άτομο είναι αυτό που έχει δείκτη 1 (εκτός του Η).

Σε περίπτωση που υπάρχουν περισσότερα τους ενός ατόμου με δείκτη 1, τότε κεντρικό άτομο είναι το λιγότερο ηλεκτραρνητικό.

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
Cs 0,7						

Για το SO_2 και το SO_3^{2-}, να σχεδιάσετε τις μεσομερείς δομές Lewis (αν υπάρχουν) και να διατάξετε τα δύο χημικά είδη κατά σειρά αυξανόμενου μήκους δεσμού S-O. Να υπολογίσετε το τυπικό φορτίο σε όλα τα άτομα του SO_3^{2-}. Δίνονται $_{16}S$, $_{8}O$.



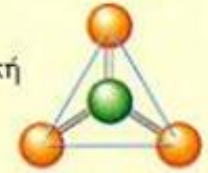
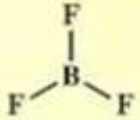
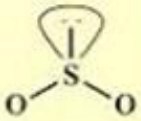
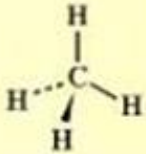
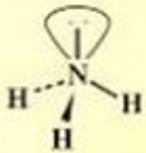
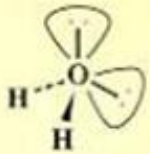


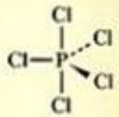
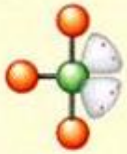
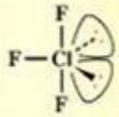
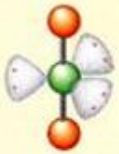
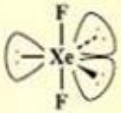
FC = V – L – ½ x P

Δομή 1	Δομή 2	Δομή 3	Δομή 3
FC_{O1} = 6-6-2/2 = -1	FC_{O1} = 6-4-4/2 = 0	FC_{O1} = 6-6-2/2 = -1	FC_{O1} = 6-6-2/2 = -1
FC_{O2} = 6-6-2/2 = -1	FC_{O2} = 6-6-2/2 = -1	FC_{O2} = 6-6-2/2 = -1	FC_{O2} = 6-4-4/2 = 0
FC_{O3} = 6-6-2/2 = -1	FC_{O3} = 6-6-2/2 = -1	FC_{O3} = 6-4-4/2 = 0	FC_{O3} = 6-6-2/2 = -1
FC_S = 6-2-6/2 = +1	FC_S = 6-2-8/2 = 0	FC_S = 6-2-8/2 = 0	FC_S = 6-2-8/2 = 0

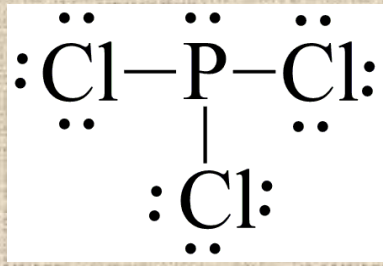
Μεθοδολογία για την πρόβλεψη της μοριακής γεωμετρίας

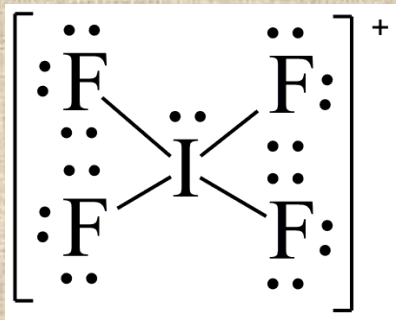
1. **Γράφουμε τον ηλεκτρονιακό τύπο κατά Lewis.**
2. **Μετρούμε το συνολικό αριθμό δεσμικών και μη δεσμικών ζευγών ηλεκτρονίων του κεντρικού ατόμου. Προσμετρούμε τους πολλαπλούς δεσμούς ως απλούς δεσμούς.**
3. **Με βάση τις περιπτώσεις 1-5 της θεωρίας VSEPR, βρίσκουμε την ιδανική γεωμετρική διάταξη των ζευγών ηλεκτρονίων γύρω από το κεντρικό άτομο, θεωρώντας τα μη δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων σαν «υποκαταστάτες».**
4. **Καθορίζουμε την παραμόρφωση της γεωμετρίας, λαμβάνοντας υπόψη ότι τα μη δεσμικά ζεύγη ηλεκτρονίων, καθώς και οι πολλαπλοί δεσμοί, καταλαμβάνουν περισσότερο χώρο από ότι τα δεσμικά και οι απλοί δεσμοί, αντίστοιχα.**

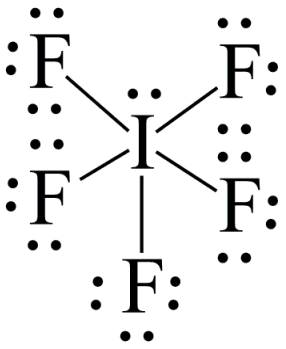
ΖΕΥΓΗ ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΩΝ συνολικά	δεσμικά	μη δεσμικα	ΔΙΑΤΑΞΗ ΖΕΥΓΩΝ ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΩΝ	ΓΕΩΜΕΤΡΙΑ ΜΟΡΙΩΝ		ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ	
2	2	0	γραμμική	γραμμική AX_2		BeF_2	F — Be — F
3	3	0	επίπεδη τριγωνική	επίπεδη τριγωνική AX_3		BF_3	
	2	1		γωνιακή AX_2E		SO_2	
4	4	0	τετραεδρική	τετραεδρική AX_4		CH_4	
	3	1		τριγωνική πυραμίδα AX_3E		NH_3	
	2	2		γωνιακή AX_2E_2		H_2O	

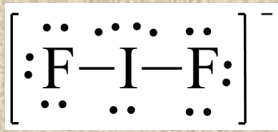
ΖΕΥΓΗ ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΩΝ συνολικά	δεσμικά	μη δεσμικά	ΔΙΑΤΑΞΗ ΖΕΥΓΩΝ ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΩΝ	ΓΕΩΜΕΤΡΙΑ ΜΟΡΙΩΝ		ΠΑΡΑΔΕΙΓΜΑΤΑ	
5	5	0	τριγωνική διπυραμίδα	τριγωνική διπυραμίδα AX_5		PCl_5	
	4	1		παραμορφωμένο τετράεδρο AX_4E		SF_4	
	3	2		Τ-μορφή AX_3E_2		ClF_3	
	2	3		γραμμικό AX_2E_3		XeF_2	
6	6	0	οκτάεδρο	οκτάεδρο AX_6		SF_6	
	5	1		τετραγωνική πυραμίδα AX_5E		IF_5	
	4	2		επίπεδο τετράγωνο AX_4E_2		XeF_4	

Προβλέψτε τη γεωμετρία των παρακάτω μορίων ή ιόντων με βάση τη θεωρία VSEPR (α) IF_2^-, (β) IF_4^+, (γ) IF_5, (δ) PCl_3. Δίνονται $_{53}I$, $_{15}P$, $_9F$, $_{17}Cl$.

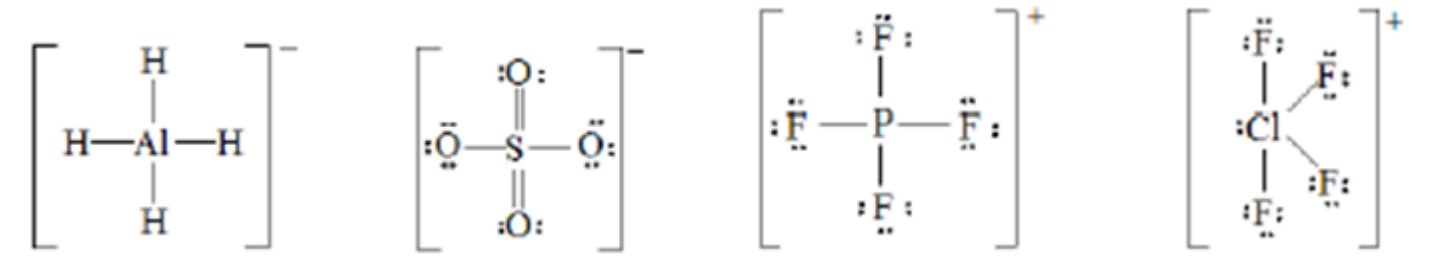








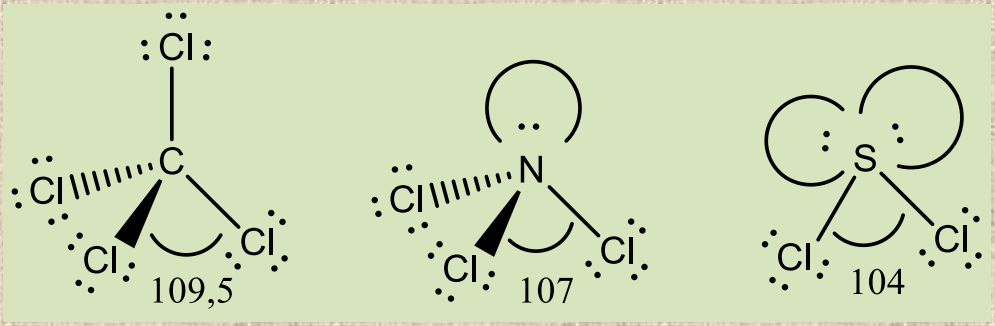
Ποια από τα ιόντα AlH_4^-, SO_4^{2-} PF_4^+ και ClF_4^+ έχουν γωνίες δεσμών 109,5° ; Αναφερθείτε σε όλα τα ιόντα!

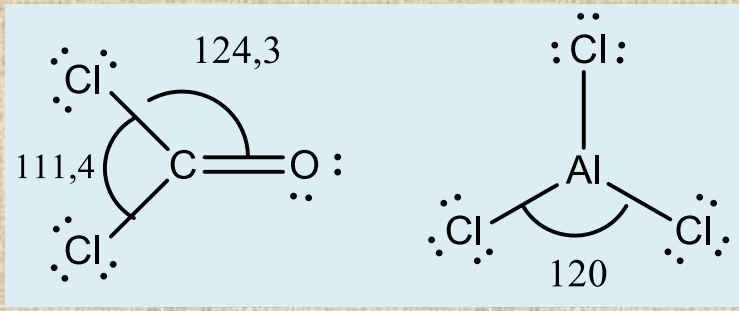


Να καταταγούν κατά σειρά αυξανόμενης γωνίας δεσμών τα παρακάτω:

α) CCl_4 β) NCl_3 γ) Cl_2S

Εξηγείστε τις διαφορές που παρατηρούνται στις γωνίες δεσμού των παρακάτω μορίων: $COCl_2$, $AlCl_3$



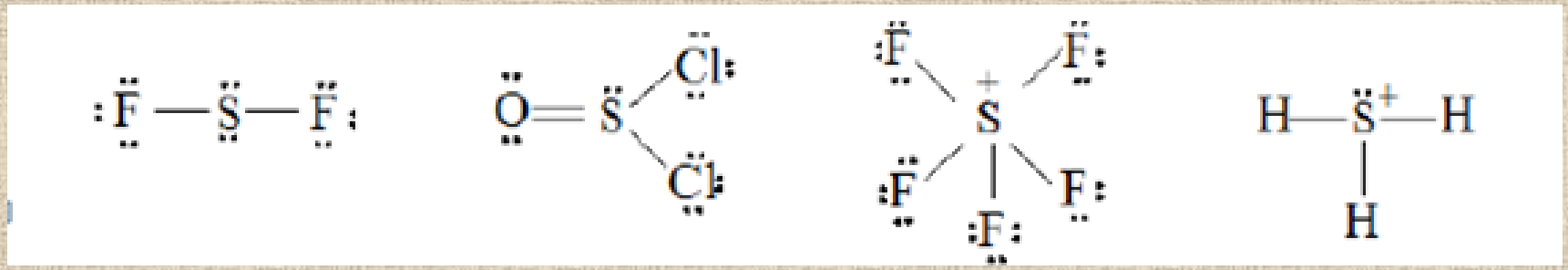


Πρόβλεψη υβριδισμού

- Γράφουμε τη δομή Lewis του μορίου.
- Βρίσκουμε τη διευθέτηση των ηλεκτρονικών ζευγών (μοντέλο VSEPR) γύρω από το κεντρικό άτομο.
- Συμπεραίνουμε τον τύπο των υβριδικών τροχιακών που χρησιμοποιεί το κεντρικό άτομο έχοντας υπόψη ότι κάθε δεσμικό και κάθε μονήρες ζεύγος ηλεκτρονίων χρειάζεται ένα υβριδικό τροχιακό

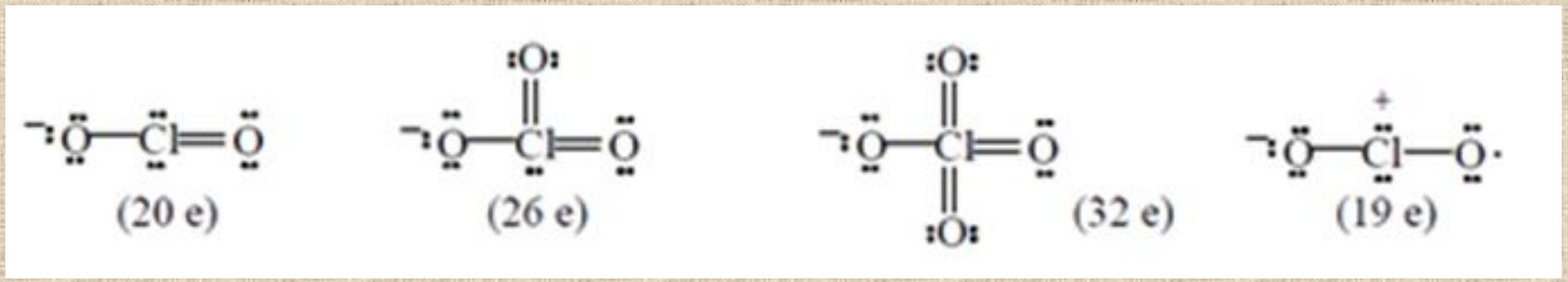
Υβριδικά τροχιακά	Προσανατολισμός τροχιακών	Αριθμός τροχιακών
sp	Γραμμικός	2
sp^2	Επίπεδος τριγωνικός	3
sp^3	Τετραεδρικός	4
sp^3d	Τριγωνικός διπυραμιδικός	5
sp^3d^2	Οκταεδρικός	6

Βρείτε τον τύπο του υβριδισμού του θείου σε καθεμία από τις ενώσεις SF_2, $SOCl_2$, SF_5^+, H_3S^+. Αιτιολογείστε την απάντησή σας.

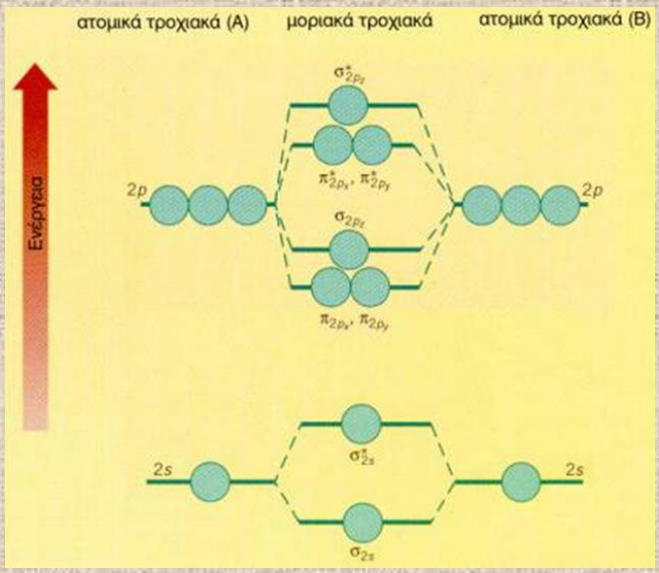


Ποιος είναι ο τύπος υβριδισμού του χλωρίου στα παρακάτω μόρια/ιόντα.

(α) ClO_2^- (β) ClO_3^- (γ) ClO_4^- (δ) ClO_2



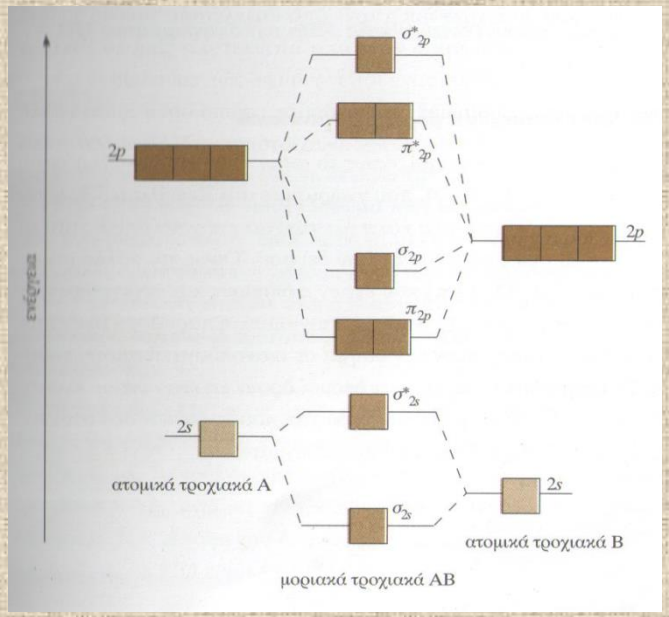
τι πρέπει να θυμόμαστε:



B_2, C_2, N_2

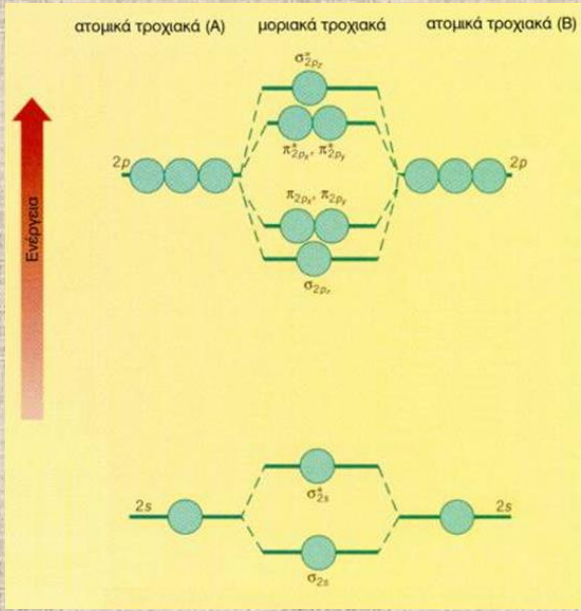
3η περίοδος

Ετεροπυρηνικά
Δχ μικρή



O_2, F_2, Ne_2

Ετεροπυρηνικά
Δχ μεγάλη



Σχεδιάστε τα ενεργειακά διαγράμματα ΜΟ για το ανιόν του καρβιδίου του ασβεστίου, CaC_2, και το μόριο C_2. Πού είναι ισχυρότερος ο δεσμός C-C; Με ποια ουδέτερα μόρια είναι ισοηλεκτρονικό το ανιόν του καρβιδίου.

Σχεδιάστε τα ενεργειακά διαγράμματα ΜΟ για τα μόρια NF, NF^+, και NF^-. Σε ποιες περιπτώσεις ο δεσμός N-F είναι ισχυρότερος; Πού εμφανίζεται παραμαγνητισμός;

Ποια από τις χημικές οντότητες CN και NO σταθεροποιείται περισσότερο με την προσθήκη ενός ηλεκτρονίου; Ποια με την αφαίρεση ενός ηλεκτρονίου; Να εξηγήσετε βάσει της θεωρίας των μοριακών τροχιακών.

Ευχαριστώ για την συνεργασία!

Καλή επιτυχία στις εξετάσεις!

Keep walking