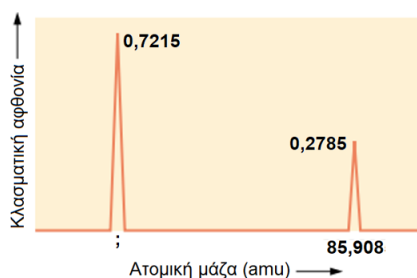


ΕΞΕΤΑΣΕΙΣ ΣΤΗ ΓΕΝΙΚΗ ΧΗΜΕΙΑ (ΜΕ ΑΝΟΙΚΤΑ ΒΙΒΛΙΑ)

ΘΕΜΑΤΑ

1. Ποια θα ήταν η περιοχή του ηλεκτρομαγνητικού φάσματος για το μήκος κύματος που συνδέεται με την κίνηση πρωτονίου ταχύτητας 5,18 km/s
2. Η ατομική μάζα του στοιχείου X είναι 84,469 amu. Παρακάτω δίνεται το φάσμα μάζας των ιόντων X^+ . Υπολογίστε την ατομική μάζα του πρώτου ισοτόπου.



3. Σε ένα πείραμα, 3,500 g γαλάζιου πενταϋδρικού θειικού χαλκού(II) διαλύθηκαν πλήρως σε νερό και στο διάλυμα που σχηματίστηκε βυθίστηκε μια σιδερένια πρόκα μάζας 31,60 g. Μετά από ένα διάστημα, το διάλυμα έχασε τελείως το γαλάζιο του χρώμα παίρνοντας μια κιτρινωπή χροιά. Υπολογίστε τη μάζα του μεταλλικού χαλκού που αποτέθηκε στην επιφάνεια της πρόκας, καθώς και τη νέα μάζα της σιδερένιας πρόκας.
4. Ποιων στοιχείων τα άτομα μπορεί να έχουν διεγερμένη εξωτερική ηλεκτρονική δομή του γενικού τύπου $(n-1)d^1 ns^2 (n+1)d^1$; Εξηγήστε και δώστε τις πλήρεις ηλεκτρονικές δομές για κάθε στοιχείο που βρήκατε.
5. Εξηγήστε γιατί δεν μπορεί να υπάρξει τετραπλός δεσμός μεταξύ δύο ατόμων άνθρακα.
6. Στο μοριακό ιόν YF_2^- , το κεντρικό άτομο Y φέρει τρία μονήρη ζεύγη ηλεκτρονίων. Ποια στοιχεία του Περιοδικού Πίνακα θα μπορούσαν να αντιπροσωπεύουν το Y;
7. Βρείτε ποιες είναι οι 4 απλούστερες δυνατές διατομικές χημικές οντότητες, σύμφωνα με τη θεωρία MO, και σχεδιάστε τα αντίστοιχα διαγράμματα MO. Κατατάξτε αυτές τις χημικές οντότητες κατά σειρά ελαττούμενης τάξης δεσμού.
8. Ποια από τα ακόλουθα χημικά είδη έχουν παρόμοιο μήκος δεσμού N–O; (α) NO_2^+ (β) NO_2^- (γ) NO_3^- (δ) NO^+ (ε) N_2O_4
Σημειώστε ότι στο N_2O_4 υπάρχει δεσμός N–N.
9. Από τις ενώσεις, μυρμηκικό οξύ, νερό, φωσφορικό οξύ και θειικό οξύ, το υψηλότερο σημείο τήξεως έχει το φωσφορικό οξύ. Εξηγήστε αναλυτικά γιατί συμβαίνει αυτό.
10. Στις παρακάτω ισορροπίες, βρείτε (i) τα συζυγή ζεύγη οξέων–βάσεων και (ii) προβλέψτε αν η θέση ισορροπίας είναι μετατοπισμένη προς τα δεξιά ή προς τα αριστερά:
(α) $CO_3^{2-}(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HCO_3^-(aq) + OH^-(aq)$
(β) $HBrO(aq) + ClO^-(aq) \rightleftharpoons HClO(aq) + OBr^-(aq)$
(γ) $NH_4^+(aq) + NO_2^-(aq) \rightleftharpoons HNO_2(aq) + NH_3(aq)$
(δ) $HSO_4^-(aq) + CH_3COO^-(aq) \rightleftharpoons CH_3COOH(aq) + SO_4^{2-}(aq)$

ΑΠΑΝΤΗΣΕΙΣ

1. Χρησιμοποιούμε την εξίσωση του de Broglie ($\lambda = h/mv$), όπου m η μάζα του πρωτονίου ($1,67262 \times 10^{-27}$ kg), v η ταχύτητα του πρωτονίου ($5,18$ km/s = $5,18 \times 10^3$ m/s) και h η σταθερά του Planck ($h = 6,626 \times 10^{-34}$ kg · m²/s):

$$\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6,626 \times 10^{-34} \text{ kg} \cdot \text{m}^2/\text{s}}{(1,67262 \times 10^{-27} \text{ kg}) \times (5,18 \times 10^3 \text{ m/s})} = 7,648 \times 10^{-11} \text{ m}$$

= $7,65 \times 10^{-11}$ m (76,5 pm) \Rightarrow **εμπίπτει στην περιοχή των ακτίνων X του φάσματος.**

Παρατηρήσεις

1. Η μάζα του πρωτονίου δίνεται στην Ενότητα 2: «Δομή του πυρήνα – Ισότοπα» και στη Διαφάνεια 2A(10).

2. Το ηλεκτρομαγνητικό φάσμα δίνεται στην Ενότητα 7: «Η κβαντική θεωρία του ατόμου» και στη Διαφάνεια 7A(8). Η περιοχή των ακτίνων X εκτείνεται από τα 10 pm έως τα 10 nm περίπου

3. Το Θέμα 1 είναι ανάλογο του Παραδείγματος 7.6 [Διαφάνεια 7B(5)]. Η σταθερά του Planck $h = 6,626 \times 10^{-34}$ J·s πρέπει να γραφεί υπό τη μορφή $h = 6,626 \times 10^{-34}$ kg·m²/s για να γίνουν οι απλοποιήσεις και να προκύψει το λ σε μέτρα (m).

Ανάλογη με το Θέμα 1 είναι και η Άσκηση 7.6

2. Αν η ατομική μάζα του πρώτου ισότοπου είναι A , τότε εκ του ορισμού της ατομικής μάζας, θα ισχύει:

$$84,469 \text{ amu} = (0,7215 \times A \text{ amu}) + (0,2785 \times 85,908 \text{ amu}) = (0,7215 \times A \text{ amu}) + 23,925 \text{ amu} \Rightarrow$$

$$A = (84,469 \text{ amu} - 23,925 \text{ amu}) : 0,7215 = 60,544 \text{ amu} : 0,7215 = 83,914 \text{ amu} \approx \mathbf{83,91 \text{ amu}}$$

Παρατηρήσεις

1. Το θέμα είναι ανάλογο του Παραδείγματος 2.2. [Διαφάνεια 2A(15)] και της Άσκησης 2.4

2. Οι ατομικές μάζες των ισότοπων μετρούνται σε amu και όχι σε γραμμάρια.

3. Το τελικό αποτέλεσμα έχει 4 σ.φ., όσα έχουν και οι κλασματικές αφθονίες των ισότοπων.

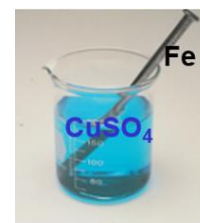
3. Υπολογισμός μάζας μεταλλικού χαλκού

Θα λάβει χώρα μια αντίδραση οξειδοαναγωγής: τα ιόντα Cu^{2+} θα οξειδώσουν τον μεταλλικό σίδηρο, $\text{Fe}(s)$, προς Fe^{2+} , ενώ αυτά θα αναχθούν προς μεταλλικό χαλκό, $\text{Cu}(s)$, ο οποίος θα αποτεθεί πάνω στη σιδερένια πρόκα. Ταυτόχρονα, το διάλυμα θα χάσει το χαρακτηριστικό κυανό χρώμα του που οφείλεται στα ιόντα Cu^{2+} και θα γίνει κιτρινωπό, λόγω των ιόντων Fe^{2+} . Η πλήρης χημική εξίσωση έχει ως εξής:



Η τελική ιοντική εξίσωση είναι: $\text{Fe}(s) + \text{Cu}^{2+}(aq) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(aq) + \text{Cu}(s)$ (2)

Από τον τύπο του πενταϋδρικού θειικού χαλκού(II), $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, βλέπουμε ότι 1 mol της ένωσης περιέχει 1 mol Cu^{2+} . Η τυπική μάζα του πενταϋδρικού θειικού χαλκού(II) είναι 249,71 amu, δηλαδή 1 mol $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ έχει μάζα 249,71 g, εκ των οποίων τα 63,546 g (1 mol) είναι Cu. Άρα, στα 3,500 g της ένωσης ο περιεχόμενος χαλκός είναι:



$$\frac{63,546 \text{ g Cu} \times 3,500 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{249,71 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = \mathbf{0,8907 \text{ g Cu}}$$

Αφού το διάλυμα έχασε τελείως το κυανό του χρώμα σημαίνει ότι όλη αυτή η ποσότητα Cu αποτέθηκε πάνω στην επιφάνεια της σιδερένιας πρόκα.

Υπολογισμός μάζας σιδήρου

Από την Εξίσωση (2) προκύπτει ότι η αναλογία Fe : Cu είναι 1 : 1, που σημαίνει ότι όταν σχηματίζεται 1 mol Cu, ταυτόχρονα, 1 mol Fe «φεύγει» από την πρόκα και εισέρχεται στο διάλυμα υπό μορφή ιόντων Fe²⁺.

Επειδή τα 0,8907 g Cu αντιστοιχούν σε $0,8907 \text{ g} : 63,546 \text{ g/mol} = 0,01402 \text{ mol Cu}$, ο σίδηρος (Fe) που «φεύγει» από την πρόκα θα είναι επίσης 0,01402 mol ή

$$0,01402 \text{ mol Fe} \times 55,845 \text{ g Fe /mol} = 0,7829 \text{ g Fe}$$

Η νέα μάζα της σιδερένιας πρόκα είναι: $31,60 \text{ g} - 0,7829 \text{ g} = 30,8171 \text{ g} \approx \mathbf{30,82 \text{ g}}$

Παρατηρήσεις

1. Για καλύτερη κατανόηση του θέματος, βλ. Ενότητα 4C, Αντιδράσεις οξειδωσης – αναγωγής, Διαφάνεια 4.

2. Επειδή η μάζα των 3,500 g που δίνεται αναφέρεται στην ένωση CuSO₄·5H₂O και όχι στο άνυδρο άλας CuSO₄, διαιρούμε αυτή τη μάζα με τη γραμμομοριακή μάζα του ενύδρου άλατος (249,71 g/mol) και όχι με αυτή του CuSO₄ (159,61 g/mol) για να βρούμε πόσος χαλκός υπάρχει στο ένυδρο άλας.

3. Από τη μάζα της σιδερένιας πρόκα πρέπει να αφαιρέσουμε **μόνο** τη μάζα του Fe που μετατράπηκε σε FeSO₄ και όχι να προσθέσουμε τη μάζα του αποτιθέμενου μεταλλικού χαλκού, ο οποίος απλώς επικαλύπτει την σιδερένια πρόκα, χωρίς να αποτελεί μέρος αυτής, αφού δεν είναι σίδηρος.

4. Αφού ο υποφλοιός s είναι συμπληρωμένος και στη θεμελιώδη κατάσταση δεν υπάρχουν ηλεκτρόνια στον d υποφλοιό σθένους, το ζητούμενο στοιχείο ανήκει στον τομέα p και η θεμελιώδης εξωτερική ηλεκτρονική του δομή είναι ns^2np^1 .

Άρα, ανήκει στην Ομάδα IIIA ή 13. Επειδή τα στοιχεία βόριο και αργίλιο δεν διαθέτουν d ηλεκτρόνια, τα ζητούμενα στοιχεία μπορεί να είναι το **γάλλιο Ga**, το **ίνδιο In** ή το **θάλλιο Tl**.

Τα στοιχεία αυτά ανήκουν στην 4η, 5η και 6η Περίοδο, αντίστοιχα ($n = 4, 5$ ή 6).

Επομένως, η πλήρης ηλεκτρονική δομή των ζητούμενων ατόμων στη θεμελιώδη κατάσταση θα είναι: **γάλλιο** [Ar]3d¹⁰4s²4p¹, **ίνδιο** [Kr]4d¹⁰5s²5p¹, **θάλλιο** [Xe]4f¹⁴5d¹⁰6s²6p¹.

Η διέγερση του κάθε ατόμου προκαλείται, εν προκειμένω, από τη μεταπήδηση του ηλεκτρονίου np στο τροχιακό $(n+1)d$.

Παρατηρήσεις

1. Βλ. Ενότητα 8A, Διαφάνεια 14 και Παράδειγμα 8.3, Διαφάνεια 15

2. Το θάλλιο είναι μέσα στα ζητούμενα στοιχεία, αφού ο κορμός ψευδοευγενούς αερίου $(n-1)d^{10}ns^2(n+1)d^1$ που δίνεται στην εκφώνηση, δεν αποκλείει έναν προηγούμενο συμπληρωμένο υποφλοιό $(n-2)f$, όπως είναι ο 4f στο θάλλιο.

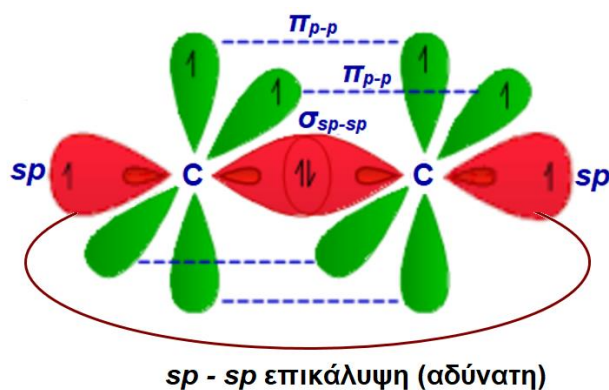
3. Οι ηλεκτρονικές δομές των στοιχείων θεωρούνται πλήρεις και με τους κορμούς των ευγενών αερίων. Π.χ., για το Ga: [Ar]3d¹⁰4s²4p¹ αντί 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶3d¹⁰4s²4p¹

4. Το στοιχείο κάτω από το Tl στην 7η Περίοδο (Nh ή Uut) που δείχνει ο Π.Π. έχει συντεθεί σε ποσότητες μερικών ... ατόμων και η διευκρίνιση των ιδιοτήτων του, όπως και των περισσότερων υπερακτινιδίων, δεν είναι ακόμα δυνατή.

5. Κατά τη θεωρία του δεσμού σθένους, για να σχηματισθεί ένας τετραπλός δεσμός το καθένα $C \equiv C$ άτομο C πρέπει να διαθέτει 4 ασύζευκτα ηλεκτρόνια σθένους.

Το άτομο C διαθέτει ως μοναδικά τροχιακά σθένους τα τροχιακά 2s και 2p (εξωτερική ηλεκτρονική δομή $2s^2 2p^2$). Ο τριπλός δεσμός $C \equiv C$ που έχουμε π.χ. στο αιθίνιο και στα παράγωγά του ή στο ιόν ακετυλίδιο (C_2^{2-}), σχηματίζεται κατόπιν *sp* υβριδισμού των ατόμων C, αποτελείται δε από έναν σ και δύο π δεσμούς [Διαφάνεια 10B 21, 22]]. Σε κάθε άτομο C υπάρχουν 2 υβριδικά *sp* τροχιακά, σε γραμμική διάταξη, και 2 ανυβριδοποιητά *p* τροχιακά, κάθετα μεταξύ τους, καθώς και στον διαπυρηνικό άξονα. Με επικάλυψη *sp-sp* σχηματίζεται η σ συνιστώσα του τριπλού δεσμού, ενώ με επικαλύψεις *p-p* από πλάγιες θέσεις σχηματίζονται οι δύο ισοδύναμες π συνιστώσες. Τώρα, τα μόνα διαθέσιμα τροχιακά που απομένουν για τη δημιουργία ενός τέταρτου δεσμού είναι τα ημικατειλημμένα 2 *sp* τροχιακά, ένα σε κάθε άτομο C. Όμως, αυτά βρίσκονται τελείως αντιδιαμετρικά μεταξύ τους και δεν έχουν καμία δυνατότητα επικάλυψης και άρα σχηματισμού ενός τέταρτου δεσμού.

Τα παραπάνω, σχηματικά, έχουν ως εξής:

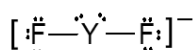


Παρατηρήσεις

1. Η θεωρία MO εξηγεί την ύπαρξη του μορίου C_2 στο οποίο έχουμε διπλό δεσμό $C=C$ [Διαφάνεια 10B(14 και 16)].

2. Με τη θεωρία MO εξηγείται και η ύπαρξη τριπλού δεσμού $C \equiv C$ που έχουμε στο ιόν ακετυλίδιο (C_2^{2-}) (Άσκηση 10.15δ)

6. Τύπος Lewis για YF_2^- :



Το ιόν YF_2^- έχει συνολικά 22 ηλεκτρόνια σθένους (11 ηλεκτρονικά ζεύγη). Επειδή τα $2 \times 7 = 14$ ηλεκτρόνια προέρχονται από τα 2 άτομα F, το άτομο Y διαθέτει $22 - 14 = 8$ ηλεκτρόνια σθένους, εκ των οποίων το ένα οφείλεται στο αρνητικό φορτίο. Άρα, το ουδέτερο άτομο Y, διαθέτει 7 ηλεκτρόνια σθένους και κατά συνέπεια ανήκει στην Ομάδα 7A ή 17 (αλογόνα) $\Rightarrow Y = Cl, Br, I, At$. Το φθόριο (F) αποκλείεται να αντιπροσωπεύει το Y διότι το F υπακούει αυστηρά στον κανόνα της οκτάδας.

Παρατηρήσεις

1. Βλ. Ενότητα 9B, Διαφάνεια 15, Παράδειγμα 9.9

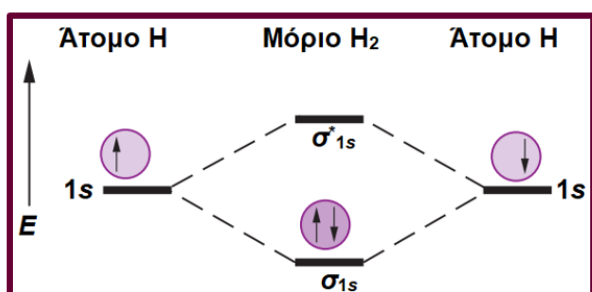
2. Το στοιχείο Ts (τενέσιο) ή Uus, κάτω από το At στον Π.Π., αποκλείεται για τον ίδιο λόγο που αναφέρθηκε στην Παρατήρηση 4 του Θέματος 4.
3. Το YF_2^- ανήκει στον γενικό τύπο AB_2E_3 , έχει γραμμική γεωμετρία και τύπο υβριδισμού για το Y, sp^3d . Ως κλασικό παράδειγμα είχε αναφερθεί στο θεωρία το ιόν I_3^- .

7. Οι 4 απλούστερες δυνατές διατομικές χημικές οντότητες θα σχηματίζονται μεταξύ των ατόμων των στοιχείων με τις μικρότερες ατομικές μάζες, δηλαδή μεταξύ H ($1s^1$) και He ($1s^2$). Σύμφωνα με τη θεωρία MO, η ύπαρξη μιας χημικής οντότητας A–B είναι εφικτή, αν για την τάξη του δεσμού A–B ισχύει: τ.δ. > 0 . Έτσι, ξεκινώντας με το H_2 , (2 e), θα έχουμε το Διάγραμμα MO (1) και τ.δ. = $2-0/2=1$. Για το H_2^+ , με 1 e, θα έχουμε το Διάγραμμα MO (2) και τ.δ. = $1-0/2=0,5$.

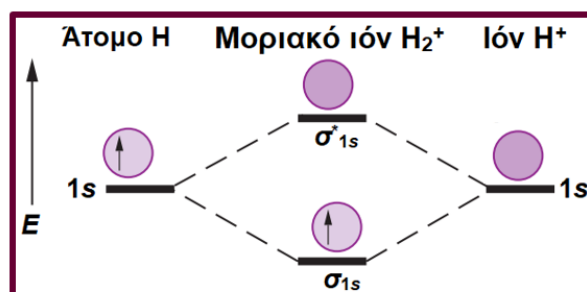
Ομοίως, για το He_2^+ , με 3 e, θα έχουμε το Διάγραμμα MO (3) και τ.δ. = $2-1/2=0,5$.

Τέλος, για το HeH^+ , με 2 e, θα έχουμε το Διάγραμμα MO (4) και τ.δ. = $2-0/2=1$.

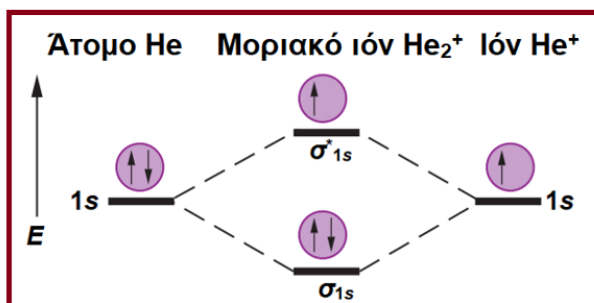
Κατά σειρά ελαττούμενης τ.δ., οι 4 αυτές χημικές οντότητες κατατάσσονται ως εξής: $\text{H}_2 = \text{HeH}^+ < \text{H}_2^+ = \text{He}_2^+$.



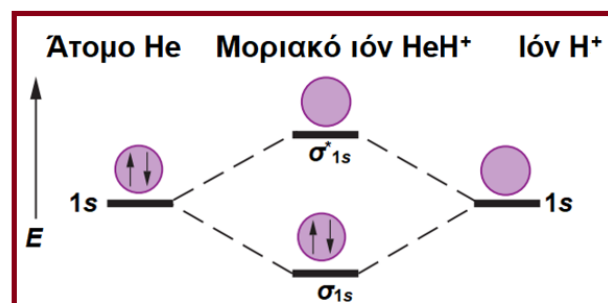
Διάγραμμα MO (1)



Διάγραμμα MO (2)



Διάγραμμα MO (3)



Διάγραμμα MO (4)

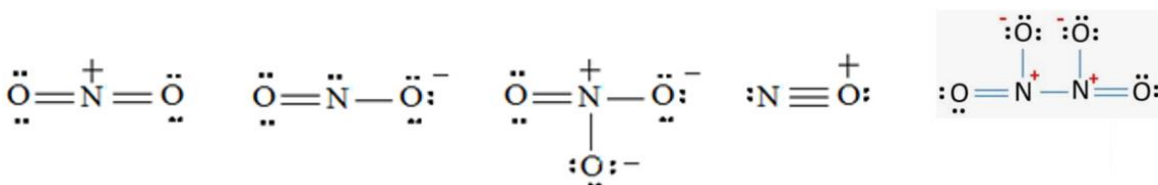
Παρατηρήσεις

1. Βλ. Ενότητα 10C, Θεωρία μοριακών τροχιακών, Διαφάνειες 7, 8
2. Επειδή το H είναι περισσότερο ηλεκτραρνητικό από το He, στο Διάγραμμα MO (4), το επίπεδο ενέργειας του H θεωρείται ότι βρίσκεται πιο χαμηλά από το επίπεδο ενέργειας του He.
3. Το διατομικό μόριο HeH (ισοηλεκτρονικό με το He_2^+) με Διάγραμμα MO ανάλογο του (3) και τ.δ. = 0,5 θεωρείται επίσης ως σωστή απάντηση, όπως και άλλα παρεμφερή ιόντα (π.χ. H_2^-)
4. Χημικές οντότητες, όπως αυτές των Διαγραμμάτων (2), (3) και (4) έχουν δημιουργηθεί σε εργαστήρια και ανιχνευθεί στον διαστρικό χώρο.

5. Επειδή στην εκφώνηση αναφέρονται δυνατές, δηλαδή δυνάμενες να υπάρξουν, χημικές οντότητες, οι απαντήσεις He_2 και Be_2 δεν θεωρούνται αποδεκτές, αφού δεν μπορούν να υπάρξουν (τ.δ. = 0).

6. Επίσης, οι απαντήσεις με μόρια C_2 , B_2 , N_2 κ.λπ., δεν είναι αποδεκτές, αφού δεν συγκαταλέγονται μέσα στις 4 απλούστερες. Οι οντότητες Li_2 , Li_2^+ , επειδή πλησιάζουν στα ζητούμενα, θεωρήθηκαν αποδεκτές.

8. Γράφουμε κατά τα γνωστά τις δομές Lewis των δεδομένων ιόντων:



Παρατηρούμε ότι η τάξη του κάθε δεσμού N–O στο ιόν NO_2^+ είναι καθαρά 2 και στο ιόν NO^+ είναι καθαρά 3 (εντοπισμένοι δεσμοί). Για τα υπόλοιπα χημικά είδη υπάρχουν δομές συντονισμού και άρα οι δεσμοί N–O κάθε μορίου θα έχουν ΟΛΟΙ το ίδιο μήκος και η τ.δ. θα έχει ενδιάμεσο χαρακτήρα.

Για το ιόν NO_2^- υπάρχουν 2 δομές συντονισμού, οπότε ο π δεσμός μοιράζεται στους 2 σ δεσμούς, δηλαδή κάθε σ δεσμός «παίρνει» 0,5 π δεσμό. Άρα, η τάξη του κάθε δεσμού N–O είναι 1,5.

Για το ιόν NO_3^- υπάρχουν 3 δομές συντονισμού, οπότε ο π δεσμός μοιράζεται στους 3 σ δεσμούς. Άρα, η τάξη του κάθε δεσμού N–O είναι $1\frac{1}{3}$.

Για την ένωση N_2O_4 υπάρχουν 4 δομές συντονισμού, οπότε οι 2 π δεσμοί μοιράζονται στους 4 σ δεσμούς, δηλαδή στον κάθε σ δεσμό αντιστοιχεί και 0,5 π δεσμός.

Άρα, η τάξη του κάθε δεσμού N–O είναι 1,5.

Δεσμοί μεταξύ ομοίων ατόμων με την ίδια τάξη δεσμού έχουν σχεδόν το ίδιο μήκος.

Άρα, τα ζητούμενα χημικά είδη είναι **το νιτρώδες ανιόν, NO_2^- και το τετραοξείδιο του διαζώτου, N_2O_4** με τάξη κάθε δεσμού N–O ίση με 1,5.

Παρατηρήσεις

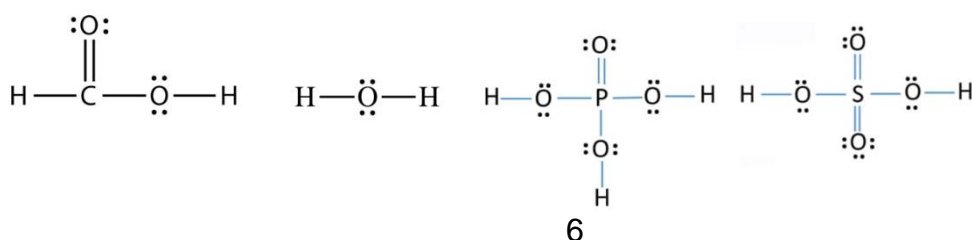
1. Βλ. Ενότητα 9B, Διαφάνεια 27 και Ενότητα 10C, Διαφάνεια 20 (τ.δ. στο O_3) και 23 (τ.δ. στο βενζόλιο).

2. Το N και το O υπακούουν αυστηρά στον κανόνα της οκτάδας. Όπου αυτό αγνοήθηκε, προέκυψαν λανθασμένοι τύποι Lewis και φυσικά λάθος συμπεράσματα για την τ.δ.

9. Το σημείο τήξεως (σ.τ.) είναι μια από τις πολλές φυσικές ιδιότητες των υγρών που μπορούν να ερμηνευθούν με βάση τις διαμοριακές δυνάμεις, δηλαδή τις ελκτικές δυνάμεις που ασκούνται μεταξύ μορίων.

Μεταξύ ουδέτερων μορίων υπάρχουν τρεις τύποι ελκτικών δυνάμεων: οι δυνάμεις διπόλου–διπόλου, οι δυνάμεις διασποράς ή δυνάμεις London και οι δυνάμεις δεσμών υδρογόνου.

Οι τύποι Lewis των δεδομένων ενώσεων είναι:



Όλες οι ενώσεις είναι πολικές και μεταξύ των μορίων τους ασκούνται δυνάμεις διπόλου – διπόλου. Επίσης, σε όλες έχουμε και δυνάμεις London, με τις μεγαλύτερες να ασκούνται μεταξύ των μορίων του φωσφορικού οξέος και των μορίων του θειικού οξέος, λόγω μεγαλύτερης μοριακής μάζας έναντι των δύο πρώτων. Όμως, τον σημαντικότερο ρόλο παίζουν οι διαμοριακές δυνάμεις που οφείλονται στους δεσμούς υδρογόνου (ΔH). Επειδή όλοι οι ΔH οφείλονται στις ομάδες $-OH$ των ενώσεων (ίδιας ισχύος), επικεντρωνόμαστε στο πλήθος των ΔH ανά μόριο ένωσης. Αυτό δίνεται από τον στατιστικό μέσο όρο (ΣMO), ο οποίος ισούται με το διπλάσιο του υπό μικρότερη αναλογία εμφανιζόμενου παράγοντα (άτομα H και μονήρη HZ). Έτσι, οι ΔH ανά μόριο, στο $HCOOH$ είναι $1H \times 2 = 2$, στο H_2O είναι $2H \times 2 = 4$, στο H_3PO_4 $3H \times 2 = 6$ και στο H_2SO_4 είναι $2H \times 2 = 4$. Άρα, το υψηλότερο σημείο τήξεως (και ζέσεως) έχει το φωσφορικό οξύ.

Παρατηρήσεις

1. Βλ. Ενότητα D11, Παραδείγματα 11.2, 11.3, Διαφάνειες 19, 20
2. Η πολικότητα των ενώσεων οφείλεται στη γεωμετρία των μορίων και στις διαφορετικές ομάδες με τις οποίες συνδέεται το εκάστοτε κεντρικό άτομο.
3. Η μοριακή μάζα του H_2SO_4 (98,079 amu) είναι σχεδόν ίδια με εκείνη του H_3PO_4 (97,994 amu). Άρα, δεν υπάρχει διαφορά στο μέγεθος των δυνάμεων London.

10. (i) Τα συζυγή ζεύγη οξέων–βάσεων διαφέρουν κατά ένα H^+ .

Άρα, αυτά είναι:

- | | |
|---|--|
| (α) $HCO_3^- - CO_3^{2-}$ και $H_2O - OH^-$ | (β) $HOCl - OCl^-$ και $HBrO - BrO^-$ |
| (γ) $NH_4^+ - NH_3$ και $HNO_2 - NO_2^-$ | (δ) $CH_3COOH - CH_3COO^-$ και $HSO_4^- - SO_4^{2-}$ |

(ii) Η κατεύθυνση μιας οξεοβασικής αντίδρασης είναι από το ισχυρότερο οξύ και βάση προς το ασθενέστερο οξύ και βάση (αυτά πάνε μαζί).

Χρησιμοποιούμε τον Πίνακα: Σχετική ισχύς οξέων και βάσεων (Ενότητα 15.4) \Rightarrow

(α) Συγκρίνουμε τη σχετική ισχύ των οξέων HCO_3^- και H_2O .

Είναι $HCO_3^- > H_2O \Rightarrow$ ισορροπία προς τα αριστερά.

(β) Συγκρίνουμε τη σχετική ισχύ των οξέων $HOCl$ και $HBrO$.

Είναι $HOCl > HOBr \Rightarrow$ ισορροπία προς τα αριστερά.

(γ) Συγκρίνουμε τη σχετική ισχύ των οξέων NH_4^+ και HNO_2 .

Είναι $HNO_2 > NH_4^+ \Rightarrow$ ισορροπία προς τα αριστερά.

(δ) Συγκρίνουμε τη σχετική ισχύ των οξέων HSO_4^- και CH_3COOH .

Είναι $HSO_4^- > CH_3COOH \Rightarrow$ ισορροπία προς τα δεξιά.

Παρατηρήσεις

1. Βλ. Ενότητα F15, Διαφάνεια 5, 6, Παράδειγμα 15.4, Διαφάνεια 7
2. Για τα οξοοξέα $HOCl$ και $HBrO$, μπορούμε να χρησιμοποιήσουμε και τις ηλεκτραρνητικότητες των Cl και Br ($X_{Cl} > X_{Br} \Rightarrow HOCl > HBrO$).