

# ΕΞΕΤΑΣΕΙΣ ΣΤΗ ΓΕΝΙΚΗ ΧΗΜΕΙΑ

## ΘΕΜΑΤΑ

1. Άτομα υδρογόνου απορροφούν ενέργεια και τα ηλεκτρόνιά τους διεγείρονται ανερχόμενα στο ενεργειακό επίπεδο με  $n = 7$ . Μερικές από τις ηλεκτρονικές μεταπτώσεις που ακολουθούν είναι οι εξής:

(α)  $n = 7 \rightarrow n = 1$

(β)  $n = 7 \rightarrow n = 6$

(γ)  $n = 6 \rightarrow n = 1$

(δ)  $n = 2 \rightarrow n = 1$

(ε)  $n = 3 \rightarrow n = 2$

Ποια μετάπτωση παράγει φωτόνια (i) με τη μικρότερη ενέργεια, (ii) με τη μεγαλύτερη συχνότητα και (iii) με το μικρότερο μήκος κύματος;

!! Δώστε την απάντησή σας, χωρίς να κάνετε αριθμητικούς υπολογισμούς.

2. Συμπληρώστε όλα τα κενά του πίνακα που ακολουθεί.

	Σύμβολο	Πρωτόνια	Νετρόνια	Ηλεκτρόνια	Φορτίο
(α)	${}_{52}^{128}\text{Te}^{2-}$				
(β)			29	23	+3
(γ)		35	46	36	
(δ)			15	18	-3

Ως σύμβολο, χρησιμοποιήστε το σύμβολο του αντίστοιχου νουκλιδίου, όπως π.χ. στην περίπτωση του  ${}_{52}^{128}\text{Te}$ .

3. Τα αλογονίδια των στοιχείων της Ομάδας 3A είναι εξαιρετικά οξέα κατά Lewis. Έτσι, το βρωμίδιο του αργιλίου διαλύεται, π.χ., σε διάλυμα ιόντων βρωμιδίου.

(α) Δικαιολογήστε τη δράση του βρωμιδίου του αργιλίου ως οξύ κατά Lewis και τη δράση του ιόντος βρωμιδίου ως βάση κατά Lewis.

(β) Διατυπώστε τη σχετική χημική εξίσωση σχεδιάζοντας με κυρτό βέλος τη μεταφορά του ζεύγους ηλεκτρονίων. Πώς ονομάζεται, γενικά, το προϊόν μιας τέτοιας αντίδρασης;

(γ) Ποια είναι η γεωμετρία του προϊόντος της αντίδρασης;

(δ) Ποια μεταβολή παρατηρείται στον υβριδισμό του κεντρικού ατόμου κατά την αντίδραση (β);

4. Χωρίς να κάνετε εκτενείς αριθμητικούς υπολογισμούς, τοποθετήστε τα ακόλουθα υδατικά διαλύματα, συγκεντρώσεως 0,010 M το καθένα, κατά σειρά ελαττούμενου pH (από το μεγαλύτερο pH προς το μικρότερο):

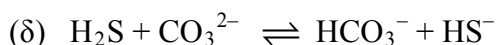
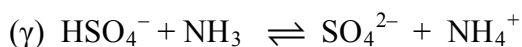
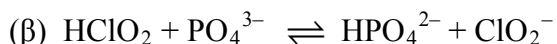
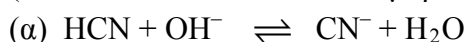
(α)  $\text{CaI}_2$ , (β)  $\text{NH}_4\text{Br}$ , (γ)  $\text{KCN}$ , (δ)  $\text{CsOH}$ , (ε)  $\text{HBr}$ , (στ)  $\text{Ba(OH)}_2$

5. (α) Πόσο είναι το pH διαλύματος οξικού οξέος 0,180 M;

(β) Αν σε 1,50 L αυτού του διαλύματος προστεθούν 58,6 g οξικού νατρίου, ποιο θα είναι το νέο pH του διαλύματος; (Η μεταβολή του όγκου λόγω προσθήκης του οξικού νατρίου θεωρείται αμελητέα.)

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

7. Με δεδομένο ότι καθεμία από τις ακόλουθες ισορροπίες είναι μετατοπισμένη προς τα δεξιά, βρείτε ποιο οξύ και ποια βάση είναι ισχυρότερα σε κάθε περίπτωση. (Όλα τα ιόντα και αδιάστατα μόρια θεωρούνται εφυδατωμένα.)

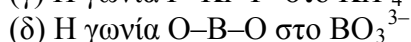
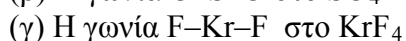
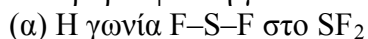


Υπόδειξη: Εντοπίστε πρώτα τα συζυγή ζεύγη οξέων – βάσεων και χρησιμοποιείτε τους γνωστούς χαρακτηρισμούς για το καθένα, δηλαδή Οξύ<sub>1</sub> - Βάση<sub>1</sub> και Οξύ<sub>2</sub> - Βάση<sub>2</sub>

8. Ποια είναι σωστή και ποια λάθος από τις παρακάτω προτάσεις;

α/α	Πρόταση
1	Υδατικό διάλυμα του άλατος NaHSO <sub>4</sub> έχει pH = 7
2	Η υδραζίνη, N <sub>2</sub> H <sub>4</sub> , αποτελεί βάση κατά Lewis και κατά Brønsted – Lowry.
3	Κατά τη θεωρία των μοριακών τροχιακών, η χημική οντότητα HeH είναι δυνατόν να υπάρξει.
4	Το μέγεθος των χημικών οντοτήτων Mg <sup>2+</sup> , Ca <sup>2+</sup> , Al <sup>3+</sup> , Ca, και K, ελαττώνεται κατά τη σειρά Ca > K > Ca <sup>2+</sup> > Mg <sup>2+</sup> > Al <sup>3+</sup> .
5	Στις ενώσεις των στοιχείων N, Cl, Br, I και Kr, το μοναδικό που δεν μπορεί να περιβάλλεται από περισσότερα των οκτώ ηλεκτρονίων είναι το ευγενές αέριο Kr.

9. Προβλέψτε τη γωνία δεσμών σε καθένα από τα παρακάτω μόρια ή ιόντα:



10. Ποιον τύπο υβριδικών τροχιακών χρησιμοποιεί το κεντρικό άτομο σε καθεμία από τις παρακάτω ενώσεις;



Δεδομένα:

A.B. (amu): Na = 23,0

$K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \times 10^{-5}$

Το αρσενικό ανήκει στην ομάδα του αζώτου. Το σελήνιο ανήκει στην ομάδα του οξυγόνου.

Γράψετε ευανάγνωστα και καθαρά! Όλες οι απαντήσεις να είναι επαρκώς αιτιολογημένες!!!

**Απαντήσεις χωρίς αιτιολόγηση δεν αξιολογούνται.**

Ελέγξτε πόσο λογικό είναι το αποτέλεσμα που βρήκατε ☺ Καλή επιτυχία.

## ΑΠΑΝΤΗΣΕΙΣ

1. Η ενέργεια του ηλεκτρονίου του ατόμου H σε οποιοδήποτε ενεργειακό επίπεδο  $n$  δίνεται από τον τύπο  $E_n = -R_H/n^2$ . Η σχέση αυτή σημαίνει ότι όσο το  $n$  μεγαλώνει, τόσο τα ενεργειακά επίπεδα πλησιάζουν μεταξύ τους (πυκνώνουν), όπως δείχνουν και τα Σχήματα 7.10 και 7.11. Έτσι, οι μεταπτώσεις στο επίπεδο με  $n = 1$  ελευθερώνουν τη μεγαλύτερη ενέργεια, ενώ μεταπτώσεις από υψηλότερα επίπεδα στα αμέσως κατώτερα ελευθερώνουν πολύ μικρότερη ενέργεια. Γνωρίζουμε, επίσης, ότι η ενέργεια των φωτονίων είναι ανάλογη προς τη συχνότητα και αντιστρόφως ανάλογη προς το μήκος κύματος του φωτός που εκπέμπεται (ή απορροφάται):

$$E = h\nu = hc/\lambda$$

Σύμφωνα με αυτά έχουμε:

- (i) Η μετάπτωση  $n = 7 \rightarrow n = 6$  παράγει φωτόνια με τη μικρότερη ενέργεια.
- (ii) Η μετάπτωση  $n = 7 \rightarrow n = 1$  παράγει φωτόνια με τη μεγαλύτερη ενέργεια, άρα και με τη μεγαλύτερη συχνότητα.
- (iii) Η μετάπτωση  $n = 7 \rightarrow n = 1$  παράγει φωτόνια με το μικρότερο μήκος κύματος.

2. Γνωρίζουμε ότι:

$A = Z + N$  ( $A$  = μαζικός αριθμός,  $Z$  = ατομικός αριθμός (αριθμός πρωτονίων),  $N$  = αριθμός νετρονίων).

Σ' ένα ουδέτερο άτομο, ο αριθμός των πρωτονίων ισούται με τον αριθμό των ηλεκτρονίων.

Σ' ένα αρνητικό ιόν, τα ηλεκτρόνια υπερτερούν των πρωτονίων σε αριθμό ίσο με την αριθμητική τιμή του φορτίου του ανιόντος.

Σ' ένα θετικό ιόν, τα ηλεκτρόνια υπολείπονται των πρωτονίων σε αριθμό ίσο με την αριθμητική τιμή του φορτίου του κατιόντος.

Σύμφωνα με αυτά, έχουμε:

(α)  ${}_{52}^{128}\text{Te} \Rightarrow Z = 52 \Rightarrow \text{πρωτόνια} = 52 \Rightarrow \text{νετρόνια} = 128 - 52 = 76$

ηλεκτρόνια = πρωτόνια + 2 =  $52 + 2 = 54$ , φορτίο:  $-2$

(β) Φορτίο:  $+3 \Rightarrow \text{ηλεκτρόνια ουδέτερου ατόμου} = \text{πρωτόνια} = 23 + 3 = 26$

$Z = 26 \Rightarrow \text{(σίδηρος) Fe} \Rightarrow \text{ιόν Fe}^{3+} \quad A = 26 + 29 = 55 \Rightarrow \text{ιόν } {}_{26}^{55}\text{Fe}^{3+}$

(γ)  $Z = 35 \Rightarrow \text{(βρώμιο) Br} \quad A = 35 + 46 = 81 \Rightarrow {}_{35}^{81}\text{Br}$

Ηλεκτρόνια 36  $\Rightarrow$  φορτίο:  $-1 \Rightarrow \text{ιόν } {}_{35}^{81}\text{Br}^-$

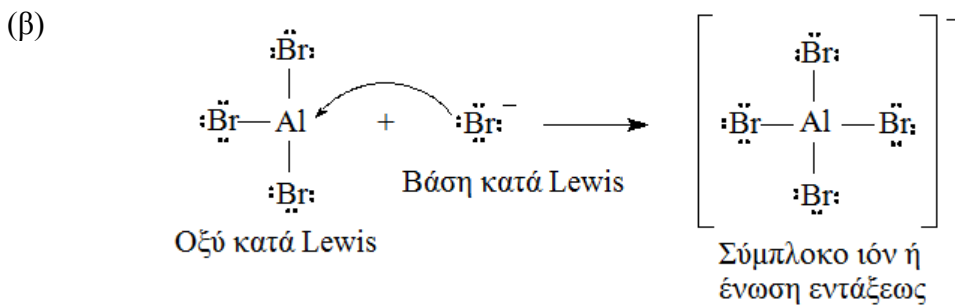
(δ) Φορτίο:  $-3 \Rightarrow \text{ηλεκτρόνια ουδέτερου ατόμου} = \text{πρωτόνια} = 18 - 3 = 15$

$Z = 15 \Rightarrow \text{(φωσφόρος) P} \Rightarrow \text{ιόν P}^{3-} \quad A = 15 + 15 = 30 \Rightarrow \text{ιόν } {}_{15}^{30}\text{P}^{3-}$

Ο πίνακας, συμπληρωμένος, έχει ως εξής:

	Σύμβολο	Πρωτόνια	Νετρόνια	Ηλεκτρόνια	Φορτίο
(α)	${}_{52}^{128}\text{Te}^{2-}$	<b>52</b>	<b>76</b>	<b>54</b>	<b>-2</b>
(β)	${}_{26}^{55}\text{Fe}^{3+}$	<b>26</b>	29	23	+3
(γ)	${}_{35}^{81}\text{Br}^-$	35	46	36	<b>-1</b>
(δ)	${}_{15}^{30}\text{P}^{3-}$	<b>15</b>	15	18	<b>-3</b>

3. (α) Το αργίλιο (Al), στοιχείο της Ομάδας 3A, ως κεντρικό άτομο στην ένωση  $\text{AlBr}_3$ , έχει ασυμπλήρωτη οκτάδα (όπως δείχνει και η δομή Lewis) και συνεπώς μπορεί να δεχθεί ένα ζεύγος ηλεκτρονίων από μία βάση κατά Lewis. Το ιόν βρωμιδίου, όπως φαίνεται και από την αντίστοιχη δομή Lewis, διαθέτει μονήρη ζεύγη ηλεκτρονίων και άρα μπορεί να δράσει ως βάση κατά Lewis.

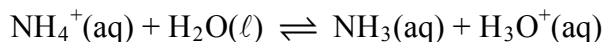


(γ) Από τη δομή Lewis του ιόντος  $\text{AlBr}_4^-$  συμπεραίνουμε ότι αυτό ανήκει στο γενικό τύπο  $\text{AB}_4$ . Σύμφωνα με το πρότυπο VSEPR, ο προσανατολισμός των τεσσάρων δεσμικών ηλεκτρονικών ζευγών γύρω από το άτομο Al είναι τετραεδρικός, γεγονός που συνεπάγεται τετραεδρική γεωμετρία για το ιόν  $\text{AlBr}_4^-$  (Σχήμα 10.4)

(δ) Από τη δομή Lewis του μορίου  $\text{AlBr}_3$  συμπεραίνουμε ότι αυτό ανήκει στο γενικό τύπο  $\text{AB}_3$ , δηλαδή είναι επίπεδο τριγωνικό και άρα το άτομο Al χρησιμοποιεί  $sp^2$  υβριδικά τροχιακά. Το ιόν  $\text{AlBr}_4^-$  ανήκει στον γενικό τύπο  $\text{AB}_4$ , δηλαδή είναι τετραεδρικό και άρα ο υβριδισμός του Al είναι του τύπου  $sp^3$ . Έχουμε λοιπόν μεταβολή του υβριδισμού του Al από  $sp^2$  σε  $sp^3$ .

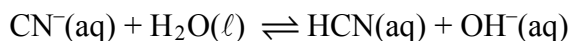
4. (α)  $\text{CaI}_2$ : άλας προερχόμενο από εξουδετέρωση ισχυρής βάσεως,  $\text{Ca(OH)}_2$ , από ισχυρό οξύ, HI (Πίνακας 15.1). Γι' αυτό δεν υδρολύεται ούτε το κατιόν ( $\text{Ca}^{2+}$ ) ούτε το ανιόν ( $\text{I}^-$ ) και έτσι αυτό το διάλυμα έχει  $\text{pH} = 7$ .

(β)  $\text{NH}_4\text{Br}$ : άλας προερχόμενο από εξουδετέρωση ασθενούς βάσεως,  $\text{NH}_3$ , από ισχυρό οξύ,  $\text{HBr}$ . Γι' αυτό υδρολύεται το κατιόν ( $\text{NH}_4^+$ ):



και έτσι το διάλυμα έχει  $\text{pH} < 7$ .

(γ)  $\text{KCN}$ : άλας προερχόμενο από εξουδετέρωση ισχυρής βάσεως,  $\text{KOH}$ , από ασθενές οξύ,  $\text{HCN}$ . Γι' αυτό υδρολύεται το ανιόν ( $\text{CN}^-$ ):



και το pH θα είναι βασικό ( $\text{pH} > 7$ ).

(δ)  $\text{CsOH}$ : πολύ ισχυρή βάση (πλήρης διάσταση)  $\Rightarrow$

$$[\text{OH}^-] = 0,010 \text{ M} \Rightarrow \text{pOH} = 2,00 \Rightarrow \text{pH} = 12,00$$

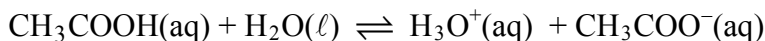
(ε)  $\text{HBr}$ : πολύ ισχυρό οξύ (πλήρης διάσταση)  $\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,010 \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 2,00$

(στ)  $\text{Ba(OH)}_2$ : πολύ ισχυρή βάση (πλήρης διάσταση):

$$\text{από } 1 \text{ mol Ba(OH)}_2 \Rightarrow 2 \text{ mol ιόντων OH}^- \Rightarrow [\text{OH}^-] = 0,020 \text{ M} \Rightarrow \text{pOH} < 2,00 \Rightarrow \text{pH} > 12,00.$$

Η ζητούμενη κατάταξη είναι:  $\text{Ba(OH)}_2 > \text{CsOH} > \text{KCN} > \text{CaI}_2 > \text{NH}_4\text{Br} > \text{HBr}$

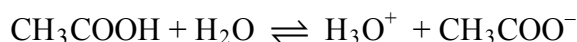
5. Γράφουμε την εξίσωση για την ισορροπία



Γράφουμε την έκφραση για τη σταθερά  $K_a$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1,8 \times 10^{-5}$$

Θέτουμε τη συγκέντρωση  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  στη θέση ισορροπίας ίση με  $x M$ , οπότε έχουμε:



Αρχικές συγκεντρώσεις	0,180 M	0	0
Μεταβολές λόγω διάστασης	-x M	+x M	+x M
Συγκεντρώσεις ισορροπίας	(0,180 - x) M	x M	x M

Αντικαθιστούμε τις συγκεντρώσεις στην έκφραση της  $K_a$ :

$$K_a = \frac{x \cdot x}{0,180 - x} = 1,8 \times 10^{-5}$$

Επειδή  $C/K_a > 100$ , χρησιμοποιούμε την προσέγγιση  $0,180 - x \approx 0,180$  και λύνουμε την εξίσωση  $x^2 = 0,180(1,8 \times 10^{-5}) \Rightarrow x = 1,8 \times 10^{-3} M$  (η αρνητική ρίζα απορρίπτεται)

$$\text{Αρα: } [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,8 \times 10^{-3} M \Rightarrow \text{pH} = 3,00 - \log 1,8 = 2,74$$

(β) Με την προσθήκη του οξικού νατρίου,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , στο διάλυμα του οξικού οξέος δημιουργείται ρυθμιστικό διάλυμα, του οποίου το pH μπορεί να υπολογισθεί με τη βοήθεια της εξίσωσης των Henderson – Hasselbach (Σελ.709):

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{άλας}]}{[\text{οξύ}]}$$

Στην προκειμένη περίπτωση έχουμε:

$$\text{pH} = ; \quad \text{p}K_a = 4,74 \text{ (αφού } K_a = 1,8 \times 10^{-5}), \quad [\text{οξύ}] = [\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,180 M \text{ και}$$

$$[\text{άλας}] = [\text{CH}_3\text{COONa}]$$

Το τυπικό βάρος του  $\text{CH}_3\text{COONa}$  είναι:  $2(12,0) + 2(16,0) + 3(1,00) + 23,0 = 82,0 \Rightarrow 1 \text{ mol}$

$$\text{CH}_3\text{COONa} = 82,0 \text{ g} \Rightarrow 58,6 \text{ g CH}_3\text{COONa} = 58,6 \text{ g} / (82,0 \text{ g/mol}) = 0,715 \text{ mol} \Rightarrow$$

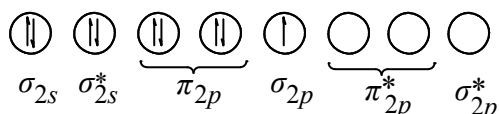
$$[\text{CH}_3\text{COONa}] = 0,715 \text{ mol} / 1,50 \text{ L} = 0,477 M$$

Με αντικατάσταση των δεδομένων προκύπτει:

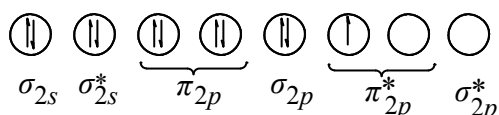
$$\text{pH} = 4,74 + \log \frac{0,477}{0,180} \quad \text{ή} \quad \text{pH} = 4,74 + \log 2,65 = 4,74 + 0,42 = 5,16$$

6. Σύμφωνα με το Παράδειγμα 10.8, τα διαγράμματα τροχιακών και οι τάξεις δεσμών για τα CN και NO είναι

CN (9 ηλεκτρόνια σθένους):  
τάξη δεσμού =  $\frac{1}{2}(7 - 2) = 2,5$



NO (11 ηλεκτρόνια σθένους):  
τάξη δεσμού =  $\frac{1}{2}(8 - 3) = 2,5$



### Προσθήκη ενός ηλεκτρονίου:

Για το  $\text{CN}^-$ , το επιπλέον ηλεκτρόνιο προστίθεται σε δεσμικό τροχιακό ( $\sigma_{2p}$ ) και η τάξη δεσμού γίνεται: τάξη δεσμού =  $\frac{1}{2}(8 - 2) = 3$ .

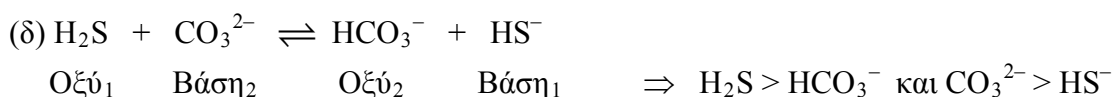
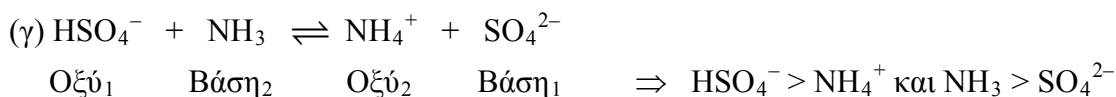
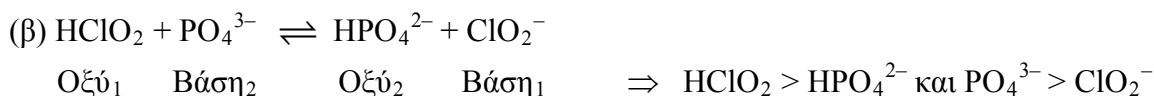
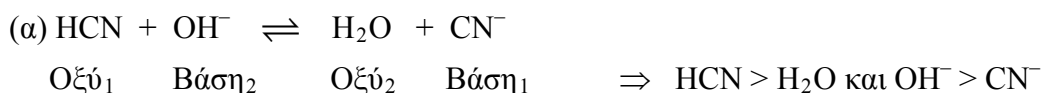
Αντίθετα, για το  $\text{NO}^-$  το επιπλέον ηλεκτρόνιο προστίθεται σε αντιδεσμικό ( $\pi^*_{2p}$ ) τροχιακό και η τάξη δεσμού γίνεται: τάξη δεσμού =  $\frac{1}{2}(8 - 4) = 2$ . Αυτό σημαίνει ότι ευνοείται ο σχηματισμός του  $\text{CN}^-$  (μεγαλύτερη τάξη δεσμού).

### Αφαίρεση ενός ηλεκτρονίου:

Για το  $\text{CN}^+$ , το ηλεκτρόνιο αφαιρείται από ένα δεσμικό τροχιακό ( $\sigma_{2p}$ ) και η τάξη δεσμού γίνεται: τάξη δεσμού =  $\frac{1}{2}(6 - 2) = 2$ .

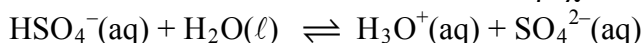
Αντίθετα, για το  $\text{NO}^+$ , το ηλεκτρόνιο έχει αποσπασθεί από αντιδεσμικό ( $\pi^*_{2p}$ ) τροχιακό και η τάξη δεσμού γίνεται: τάξη δεσμού =  $\frac{1}{2}(8 - 2) = 3$ . Αυτό σημαίνει ότι ευνοείται ο σχηματισμός του  $\text{NO}^+$  (μεγαλύτερη τάξη δεσμού).

7. Γενικά, καθεμιά από τις παραπάνω ισορροπίες μπορεί να γραφεί ως  $\text{Οξύ}_1 + \text{Βάση}_2 \rightleftharpoons \text{Βάση}_1 + \text{Οξύ}_2$ . Γνωρίζουμε ότι η θέση σε μια τέτοια ισορροπία είναι μετατοπισμένη προς την πλευρά του ασθενέστερου οξέως (ή βάσεως) (Σελίδα 661). Με δεδομένο λοιπόν ότι για τις παραπάνω χημικές εξισώσεις η θέση ισορροπίας είναι μετατοπισμένη προς τα δεξιά, το  $\text{Οξύ}_1$  θα είναι ισχυρότερο από το  $\text{Οξύ}_2$  και η  $\text{Βάση}_2$  ισχυρότερη από τη  $\text{Βάση}_1$ . Έτσι, έχουμε:

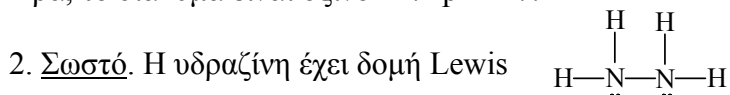


## 8.

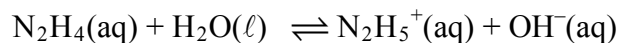
1. Δάθος. Στο νερό, το  $\text{NaHSO}_4$ , ως άλας (ισχυρός ηλεκτρολύτης) δίσταται πλήρως προς ιόντα  $\text{Na}^+$  και  $\text{HSO}_4^-$ . Το  $\text{HSO}_4^-$  δίσταται παρέχοντας ιόντα  $\text{H}_3\text{O}^+$  (Σελ. 689):



Άρα, το διάλυμα είναι όξινο  $\Rightarrow \text{pH} < 7$ .



Λόγω των μονήρων ζευγών ηλεκτρονίων που διαθέτει, μπορεί να δράσει ως δότης ζεύγους ηλεκτρονίων, δηλαδή ως βάση κατά Lewis. Μπορεί όμως να δεχθεί και πρωτόνιο ( $\text{H}^+$ ), όπως η αμμωνία ( $\text{NH}_3$ ), οπότε ως πρωτονιοδέκτης αποτελεί βάση και κατά Brønsted – Lowry:



3. Σωστό. Το He έχει 2 ηλεκτρόνια και το H 1 ηλεκτρόνιο.

Η ηλεκτρονική δομή του HeH είναι  $(\sigma_{1s})^2(\sigma^*_{1s})^1 \Rightarrow$  τάξη δεσμού στο HeH =  $(2 - 1)/2 = 0,5$  (βλ. Σχήμα 10.32). Όταν η τάξη δεσμού σε μια χημική οντότητα είναι μεγαλύτερη του μηδενός, η χημική οντότητα είναι υπαρκτή.

4. Λάθος. Οι χημικές οντότητες  $Mg^{2+}$  και  $Al^{3+}$  είναι ισοηλεκτρονικές (δομή [Ne]). Άρα, το μέγεθός τους ελαττώνεται, καθώς ο ατομικός αριθμός αυξάνεται, δηλαδή είναι  $Mg^{2+} > Al^{3+}$ . Τα κατιόντα του ίδιου στοιχείου είναι μικρότερα από το ουδέτερο άτομο του στοιχείου  $\Rightarrow Ca > Ca^{2+}$ .

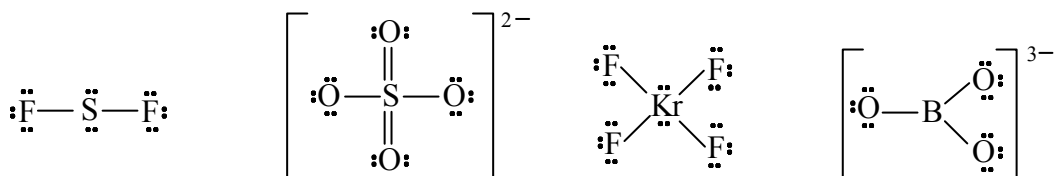
Επίσης, είναι  $K > Ca$  (ίδια περίοδος, το K βρίσκεται πριν από το Ca). Τέλος, το  $Ca^{2+}$  είναι μεγαλύτερο από το  $Mg^{2+}$ , επειδή το  $Ca^{2+}$  βρίσκεται χαμηλότερα στην Ομάδα 2A και έχει ένα επιπλέον φλοιό από το  $Mg^{2+}$ .

Άρα, είναι  $K > Ca > Ca^{2+} > Mg^{2+} > Al^{3+} \Rightarrow$  Η πρόταση αυτή, συνολικά, είναι λάθος.

5. Λάθος. Ο κανόνας της οκτάδας ισχύει κυρίως για τα στοιχεία της 2ης περιόδου. Αυστηρά ισχύει για τα στοιχεία C, N, O και F. Τα στοιχεία της 3ης Περιόδου και των επομένων μπορούν να περιβάλλονται από περισσότερα των οκτώ ηλεκτρονίων. Από τα δεδομένα στοιχεία, μόνο το N ανήκει στη 2η Περίοδο και άρα *μόνο αυτό* δεν μπορεί να έχει γύρω του περισσότερα από οκτώ ηλεκτρόνια. Το Kr στην ένωση  $KrF_4$  περιβάλλεται από 12 ηλεκτρόνια (βλ. Θέμα 9).

9. Θα εφαρμόσουμε τη θεωρία VSEPR.

Οι δομές Lewis των δεδομένων μορίων ή ιόντων είναι οι ακόλουθες:



(α) Το  $SF_2$  είναι μόριο του γενικού τύπου  $AB_2E_2$  και η γεωμετρία του είναι κεκαμμένη (ή γωνιακή). Ο προσανατολισμός των 4 ηλεκτρονικών ζευγών γύρω από το S είναι τετραεδρικός. Όμως, λόγω της παρουσίας των μονήρων ηλεκτρονικών ζευγών, η γωνία F–S–F δεν θα είναι η γωνία του κανονικού τετραέδρου ( $109,5^\circ$ ), αλλά μικρότερη. (Η περίπτωση αυτή είναι ανάλογη του μορίου του νερού,  $H_2O$ .)

(β) Το  $SO_4^{2-}$  είναι ιόν του γενικού τύπου  $AB_4$  και η γεωμετρία του είναι κανονική τετραεδρική. Άρα, κάθε γωνία O–S–O θα είναι  $109,5^\circ$ . Να σημειώσουμε ότι οι διπλοί δεσμοί είναι μη εντοπισμένοι και άρα ισοδύναμοι μεταξύ τους, οπότε όλες οι γωνίες O–S–O είναι ίσες μεταξύ τους.

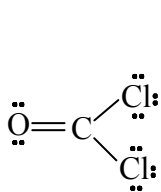
(γ) Το  $KrF_4$  είναι μόριο του γενικού τύπου  $AB_4E_2$  και η γεωμετρία του είναι επίπεδη τετραγωνική. Άρα, κάθε γωνία F–Kr–F θα είναι  $90^\circ$ .

(δ) Το  $BO_3^{3-}$  είναι ιόν του γενικού τύπου  $AB_3$  και η γεωμετρία του είναι επίπεδη τριγωνική. Άρα, κάθε γωνία O–B–O θα είναι  $120^\circ$ .

10. Πρώτα σχεδιάζουμε τις δομές Lewis των δεδομένων ενώσεων.

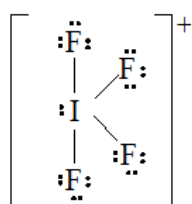
Κατόπιν, βρίσκουμε τον αριθμό  $n$  των ηλεκτρονικών ζευγών (HZ) του φλοιού σθένους του κεντρικού ατόμου και τη γεωμετρία (προσανατολισμό) των HZ, βάσει της θεωρίας VSEPR.

Τέλος, επιλέγουμε τον τύπο του υβριδισμού που αντιστοιχεί σε αυτή τη γεωμετρία.



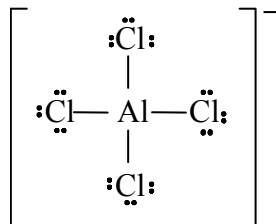
(α)

AB<sub>3</sub>  
 $n = 3$   
 επίπεδη  
 τριγωνική  
 $sp^2$



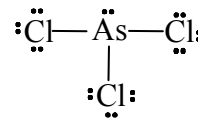
(β)

AB<sub>4</sub>E  
 $n = 5$   
 τριγωνική  
 διπυραμιδική  
 $sp^3d$



(γ)

AB<sub>4</sub>  
 $n = 4$   
 τετραεδρική  
 $sp^3$



(δ)

AB<sub>3</sub>E  
 $n = 4$   
 τετραεδρική  
 $sp^3$