

**ΑΠΟΛΥΤΗΡΙΕΣ ΕΞΕΤΑΣΕΙΣ Δ' ΤΑΞΗΣ ΕΣΠΕΡΙΝΟΥ ΓΕΝΙΚΟΥ  
ΛΥΚΕΙΟΥ ΠΕΜΠΤΗ 21 ΜΑΪΟΥ 2009  
ΕΞΕΤΑΖΟΜΕΝΟ ΜΑΘΗΜΑ ΘΕΤΙΚΗΣ  
ΚΑΤΕΥΘΥΝΣΗΣ: ΧΗΜΕΙΑ  
ΛΥΣΕΙΣ**

**ΘΕΜΑ 1<sup>ο</sup>**

1.1 β

1.2 γ

1.3 δ

1.4 α Λάθος

β Σωστό

γ Σωστό

1.5 1 δ

2 β

3 α

4 γ

**ΘΕΜΑ 2<sup>ο</sup>**

2.1 α.  ${}_8\text{O}: 1s^2 2s^2 2p^4$

${}_{35}\text{Br}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

${}_7\text{N}: 1s^2 2s^2 2p^3$

β. Μεγαλύτερη ατομική ακτίνα έχει το  ${}_7\text{N}$  γιατί όπως φαίνεται και από την κατανομή των ηλεκτρονίων του, βρίσκεται πιο αριστερά στον Περιοδικό Πίνακα των στοιχείων και γνωρίζουμε ότι η ατομική ακτίνα αυξάνεται από δεξιά προς τα αριστερά στον Περιοδικό Πίνακα.

γ.  $\text{H}-\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{Br}}:$

2.2 α Το διάλυμα αυτό θα είναι όξινο

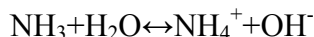
Τέτοια άλατα είναι τα άλατα του αμμωνίου με ισχυρά οξέα και τα άλατα των αμινών με ισχυρά οξέα ( $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{RNH}_3\text{Cl}$ ). Τα υδατικά διαλύματα των αλάτων αυτών είναι όξινα ( $\text{pH} < 7$  στους  $25^\circ\text{C}$ ), γιατί το  $\text{pH}$  τους καθορίζεται από την υδρόλυση των κατιόντων, τα οποία είναι οξέα κατά Brønsted - Lowry.



### ΘΕΜΑ 4<sup>ο</sup>

α. Έστω  $c$  η συγκέντρωση της  $\text{NH}_3$  και  $\alpha$  ο βαθμός ιοντισμού της.

Η αντίδραση του ηλεκτρολύτη ( $\text{NH}_3$ ) με το νερό είναι αμφίδρομη και το σύστημα καταλήγει σε ισορροπία. Στο διάλυμα συνυπάρχουν ιόντα και μόρια του ηλεκτρολύτη



	$\text{NH}_3$	$\text{NH}_4^+$	$\text{OH}^-$
Αρχικά	$c$	-	-
Ιοντίζονται	$\alpha c$	-	-
Παράγονται	-	$\alpha c$	$\alpha c$
Ιοντική Ισορροπία	$c - \alpha c$	$\alpha c$	$\alpha c$

Από τη σταθερά ιοντισμού παίρνουμε ότι

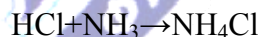
$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{a^2 c}{1 - a} \quad \text{Επειδή όμως } K_b/c < 10^{-2} \text{ τότε ισχύει η σχέση } K_b = a^2 c.$$

Λύνοντας ως προς  $\alpha$  υπολογίζουμε τον βαθμό ιοντισμού  $\alpha = 10^{-2}$ . Επομένως η  $[\text{OH}^-] = \alpha c = 10^{-2} * 10^{-1} = 10^{-3}$ . Άρα το  $\text{pOH} = 3$ . Από την σχέση που συνδέει το  $\text{pH}$  και  $\text{pOH}$  υπολογίζουμε το  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$  άρα  $\text{pH} = 11$ .

β. Υπολογίζουμε τα αρχικά mol

$\text{NH}_3$ :  $C = n/V$   $n = CV = 0,4$  Ενώ για το  $\text{HCl}$  ξέρουμε ότι  $n = 0,2$ .

Μετά την ανάμιξη θα πραγματοποιηθεί αντίδραση



	$\text{HCl}$	$\text{NH}_3$	$\text{NH}_4\text{Cl}$
Αρχικά	0,2	0,4	-
Αντιδρούν	0,2	0,2	-
Παράγονται	-	-	0,2
Τελικά	-	0,2	0,2

Παρατηρώντας τα τελικά προϊόντα διαπιστώνουμε ότι το διάλυμα που προκύπτει είναι ρυθμιστικό. Οι καινούριες συγκεντρώσεις θα είναι

$\text{NH}_4\text{Cl}$ :  $C_1 = n/V = 0,2/4 = 0,05\text{M}$

$\text{NH}_3$ :  $C_2 = n/V = 0,2/4 = 0,05\text{M}$

Το pOH του διαλύματος που θα προκύψει μπορεί να υπολογιστεί από την εξίσωση Henderson – Hasselbalch

$$pOH = pK_b + \log \frac{c_{οξ}}{c_{βασ}}$$

Άρα το pOH είναι  $pOH = pK_b + \log \frac{c_{οξ}}{c_{βασ}} = -\log 10^{-5} + \log \frac{0,05}{0,05} = 5$

Ενώ από την σχέση που συνδέει το pH και pOH υπολογίζουμε το  $pH+pOH=14$  άρα  $pH=9$ .

