

100 Ερωτήσεις Πολλαπλής Επιλογής στα κεφάλαια 1 – 5

1) Στην αντίδραση: $\text{H}_2 + \text{Br}_2 \longrightarrow 2\text{HBr}$ το υδρογόνο:

- α) οξειδώνεται β) είναι το οξειδωτικό σώμα
γ) αποβάλλει ηλεκτρόνια δ) προσλαμβάνει ηλεκτρόνια

Αιτιολόγηση

Ο Α.Ο. του υδρογόνου αυξάνεται από 0 σε +1. Δε γίνεται πρόσληψη ή αποβολή ηλεκτρονίων διότι δημιουργείται ομοιοπολικός δεσμός.

2) Το μεταλλικό κάλιο (K):

- α) δρα μόνο ως οξειδωτικό,
β) δρα μόνο ως αναγωγικό,
γ) μπορεί να δράσει είτε ως οξειδωτικό είτε ως αναγωγικό,
δ) δεν μπορεί να δράσει ούτε ως οξειδωτικό ούτε ως αναγωγικό.

Αιτιολόγηση

Το κάλιο στις ενώσεις του έχει Α.Ο. +1. Οπότε το μεταλλικό κάλιο μπορεί μόνο να οξειδωθεί, άρα δρα μόνο ως αναγωγικό.

3) Στην αντίδραση: $2\text{Al} + 6\text{HCl} \longrightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$:

- α) το Al είναι το οξειδωτικό,
β) το Al ανάγεται,
γ) το HCl είναι το οξειδωτικό,
δ) το υδρογόνο οξειδώνεται.

Αιτιολόγηση

Το H του HCl ανάγεται από +1 σε 0, άρα είναι το οξειδωτικό.

4) Στην αντίδραση: $\text{H}^- + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{OH}^- + \text{H}_2$.

- α) το υδρογόνο οξειδώνεται και το οξυγόνο ανάγεται,
β) το υδρογόνο ανάγεται και το οξυγόνο οξειδώνεται,
γ) το υδρογόνο οξειδώνεται και ανάγεται,
δ) δεν μεταβάλλονται οι αριθμοί οξείδωσης του υδρογόνου και του οξυγόνου.

Αιτιολόγηση

Ο Α.Ο. του οξυγόνου δεν αλλάζει είναι -2 στο 1° και στο 2° μέλος της αντίδρασης. Το H⁻ οξειδώνεται σε +1 (στο OH⁻) ενώ το H του H₂O ανάγεται από +1 σε 0 στο H₂.

5) Το H₂S στην αντίδραση $\text{Mg} + \text{H}_2\text{S} \longrightarrow \text{MgS} + \text{H}_2$:

- α) δρα ως οξειδωτικό,
β) δρα ως αναγωγικό,
γ) δρα και ως οξειδωτικό και ως αναγωγικό,
δ) δεν δρα ούτε ως οξειδωτικό ούτε ως αναγωγικό.

Αιτιολόγηση

Ο Α.Ο. του υδρογόνου ελαττώνεται από +1 σε 0 οπότε ανάγεται και επομένως το H₂S είναι το οξειδωτικό.

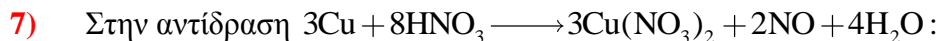
6) Στην αντίδραση $3\text{Cl}_2 + 6\text{KOH} \longrightarrow 5\text{KCl} + \text{KClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ τα άτομα χλωρίου:

- α) οξειδώνονται μόνο,

- β) ανάγονται μόνο,
- γ) οξειδώνονται και ανάγονται,
- δ) ούτε οξειδώνονται ούτε ανάγονται.

Αιτιολόγηση

Το χλώριο στο 1^ο μέλος έχει Α.Ο. μηδέν. Στο KCl έχει Α.Ο. ίσο με -1 και στο KClO₃ έχει Α.Ο. ίσο με +5.



- α) όλα τα μόρια του HNO₃ δρουν οξειδωτικά,
- β) όλα τα μόρια του HNO₃ δρουν αναγωγικά,
- γ) μόνο 2 μόρια δρουν οξειδωτικά,
- δ) μόνο δύο μόρια δρουν αναγωγικά.

Αιτιολόγηση

Από τα 8 μόρια HNO₃ του πρώτου μέλους μόνο τα 2 ανάγονται σε NO. Στα υπόλοιπα 6 το N διατηρεί τον Α.Ο. του που είναι +5.

- 8) Όταν η μεθανόλη (CH₃OH) οξειδώνεται προς CO₂ τότε ο αριθμός οξειδώσεώς του ατόμου άνθρακα:

- α) αυξάνεται κατά 2
- β) αυξάνεται κατά 4
- γ) ελαττώνεται κατά 6
- δ) αυξάνεται κατά 6

Αιτιολόγηση

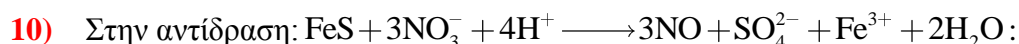
Εύκολα βρίσκουμε είτε από τους συμβατικούς κανόνες είτε από τους ηλεκτρονιακούς τύπους ότι ο C έχει Α.Ο. -2 στη CH₃OH και +4 στο CO οπότε αυξάνεται κατά 6.

- 9) Το H₂SO₄ στις αντιδράσεις οξειδοαναγωγής:

- α) δρα ως οξειδωτικό μόνο όταν αλλάζει ο αριθμός οξειδώσεώς του S,
- β) δρα ως οξειδωτικό μόνο όταν αλλάζει ο αριθμός οξειδώσεώς του H,
- γ) δρα ως αναγωγικό είτε όταν αλλάζει ο Α.Ο. του H είτε όταν αλλάζει ο Α.Ο. του S,
- δ) δρα ως οξειδωτικό είτε όταν αλλάζει ο Α.Ο. του H είτε όταν αλλάζει ο Α.Ο. του S,

Αιτιολόγηση

Τόσο το S όσο και το H έχουν τους μέγιστους Α.Ο. +6 το S και +1 το H οπότε μπορούν μόνο να ελαττωθούν σε μία αντίδραση οξειδοαναγωγής.



- α) πραγματοποιείται μία οξείδωση και μία αναγωγή,
- β) πραγματοποιούνται δύο οξειδώσεις και μία αναγωγή,
- γ) πραγματοποιούνται μία οξείδωση και δύο αναγωγές,
- δ) δεν πραγματοποιείται ούτε οξείδωση ούτε αναγωγή.

Αιτιολόγηση

Ο Fe οξειδώνεται από +2 σε +3, το S οξειδώνεται από -2 σε +6 και ανάγεται το N από +5 σε +2.

- 11) Στην αντίδραση καύσεώς του μεθανίου $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ που πραγματοποιείται σε καθορισμένες συνθήκες:

- α) η ενθαλπία των αντιδρώντων είναι μεγαλύτερη από την ενθαλπία των προϊόντων,
- β) η ενθαλπία των προϊόντων είναι μεγαλύτερη από την ενθαλπία των αντιδρώντων,
- γ) η ενθαλπία των αντιδρώντων είναι ίση με την ενθαλπία των προϊόντων,

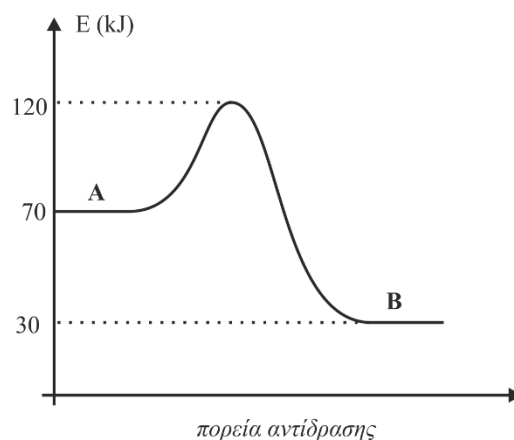
δ) η ενθαλπία των αντιδρώντων μπορεί να είναι ίση, μεγαλύτερη ή μικρότερη από την ενθαλπία των προϊόντων.

Αιτιολόγηση

Οι αντιδράσεις καύσεις είναι εξώθερμες οπότε $\Delta H < 0 \rightarrow H_{\text{προϊόντων}} < H_{\text{αντιδρώντων}}$

12) Το διπλανό ενεργειακό διάγραμμα αναφέρεται στην αντίδραση $A_{(g)} \rightarrow B_{(g)}$ όταν πραγματοποιείται σε καθορισμένες συνθήκες υπό σταθερή πίεση. Στις συνθήκες αυτές η ενθαλπία της αντίδρασης (ΔH) και η ενέργεια ενεργοποίησης (E_a) είναι αντίστοιχα σε kJ/mol:

- α) -40 και 120,
- β) -40 και 50,
- γ) -90 και 90,
- δ) +40 και -50



Αιτιολόγηση

Η αντίδραση είναι εξώθερμη με $\Delta H = 30 - 70 = -40$ ενώ η ενέργεια ενεργοποίησης είναι η διαφορά από την ενέργεια των αντιδρώντων από το ψηλότερο σημείο (ενεργοποιημένο σύμπλοκο).

13) Σε δοχείο σταθερού όγκου εισάγονται 2 mol αερίου A οπότε πραγματοποιείται η αντίδραση $A_{(g)} \rightarrow B_{(g)}$ η οποία ολοκληρώνεται σε 100 min. Τη χρονική στιγμή $t = 50$ min υπάρχουν στο δοχείο:

- α) 1 mol B
- β) λιγότερα από 1 mol B
- γ) περισσότερα από 1 mol B
- δ) 2 mol B

Αιτιολόγηση

Η ταχύτητα μιας αντίδρασης, στη γενική περίπτωση, ελαττώνεται με την πάροδο του χρόνου. Οπότε στο πρώτο χρονικό μισό θα παραχθεί μεγαλύτερη ποσότητα του B απ' ότι στο δεύτερο χρονικό μισό.

14) Σε δοχεία πραγματοποιείται η αντίδραση $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$. Κάποια χρονική στιγμή η ταχύτητα της αντίδρασης είναι v , η ταχύτητα παραγωγής NH_3 είναι v_1 και η ταχύτητα καταπόνησης (η απόλυτη τιμή του ρυθμού μεταβολής της συγκέντρωσης) του H_2 είναι v_2 . Για τις v , v_1 και v_2 ισχύει η σχέση:

- α) $v = v_1 = v_2$
- β) $v = \frac{v_1}{3} = \frac{v_2}{2}$
- γ) $v = 3v_1 = 2v_2$
- δ) $v_1 = 2v$ και $v_2 = 3v$

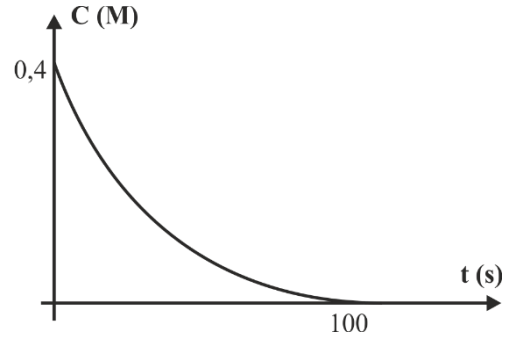
Αιτιολόγηση

Για τις ταχύτητες της αντίδρασης, του H_2 και της NH_3 ισχύει:

$$v = \frac{v_1}{2} = \frac{v_2}{3} \rightarrow v_1 = 2v \text{ και } v_2 = 3v$$

- 15) Σε δοχείο σταθερού όγκου εισάγονται ισομοριακές ποσότητες των αερίων Α και Β οπότε πραγματοποιείται η μονόδρομη αντίδραση: $A_{(g)} + 2B_{(g)} \longrightarrow 2\Gamma_{(g)}$ η οποία ολοκληρώνεται σε 100 s. Η μέση ταχύτητα της αντίδρασης από 0 – 100 s:

- α) είναι ίση με 0,004 M/s,
 β) είναι ίση με 0,002 M/s,
 γ) είναι ίση με 0,008 M/s,
 δ) δεν μπορεί να προσδιοριστεί με βάση το διάγραμμα.



Αιτιολόγηση

Το αντιδρών Α βρίσκεται σε περίσσεια οπότε η καμπύλη του σχήματος αναφέρεται στο Β το οποίο είναι το περιοριστικό σώμα. Η ζητούμενη μέση ταχύτητα είναι:

$$v = -\frac{1}{2} \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = -\frac{1}{2} \frac{(0 - 0,4M)}{100s} = 0,002 M/s$$

- 16) Η ταχύτητα της αντίδρασης: $Zn_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$ **δεν επηρεάζεται:**

- α) από τη συγκέντρωση του HCl,
 β) από τη θερμοκρασία,
 γ) από το αν ο Zn είναι με τη μορφή σύρματος ή ρινισμάτων,
 δ) από την πίεση.

Αιτιολόγηση

Η πίεση επιδρά μόνο σε αντιδράσεις όπου τα αντιδρώντα είναι αέρια και μεταβάλλονται ο όγκος του δοχείου.

- 17) Η αύξηση της θερμοκρασίας αυξάνει την ταχύτητα μιας αντίδρασης:

- α) μόνο όταν είναι εξώθερμη,
 β) μόνο όταν είναι ενδόθερμη,
 γ) πάντα είτε είναι η ενδόθερμη είτε είναι εξώθερμη,
 δ) σε καμία περίπτωση.

Αιτιολόγηση

Η αύξηση της θερμοκρασίας αυξάνει πάντα την ταχύτητα μιας αντίδρασης διότι με την αύξηση της αυξάνεται ο ρυθμός των αποτελεσματικών κρούσεων.

- 18) Θεωρούμε ότι αύξηση της θερμοκρασίας κατά 10° C διπλασιάζει την ταχύτητα της αντίδρασης. Μία αντίδραση σε θερμοκρασία 40° C ολοκληρώνεται σε 1600 s. Η ίδια αντίδραση με τις ίδιες αρχικές συγκεντρώσεις των αντιδρώντων στους 80° C, ολοκληρώνεται σε χρόνο:

- α) 800 s β) 400 s γ) 200 s δ) 100 s

Αιτιολόγηση

Η θερμοκρασία αυξήθηκε κατά 40° C οπότε έχουμε τρεις διπλασιασμούς της ταχύτητας της αντίδρασης δηλαδή η ταχύτητα αυξάνεται 16 φορές οπότε ο χρόνος που απαιτείται για την ολοκλήρωσή της ελαττώνεται 16 φορές.

- 19) Σ' ένα δοχείο πραγματοποιείται η μονόδρομη αντίδραση $A_{(g)} + B_{(g)} \longrightarrow 2\Gamma_{(g)}$. Η αύξηση του όγκου:

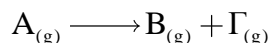
- α) αυξάνει την ταχύτητα της αντίδρασης,
 β) ελαττώνει την ταχύτητα της αντίδρασης,
 γ) δεν επηρεάζει την ταχύτητα της αντίδρασης επειδή δεν παρατηρείται μεταβολή του συνολικού αριθμού mol των αερίων,

δ) κάποιες φορές αυξάνει και κάποιες ελαττώνει την ταχύτητα της αντίδρασης.

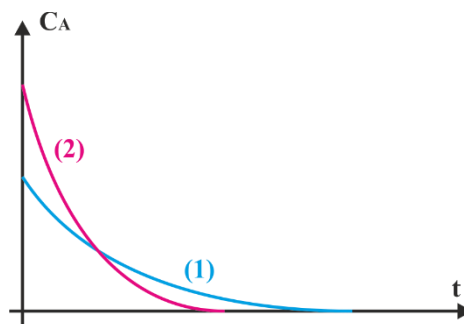
Αιτιολόγηση

Η αύξηση του όγκου έχει ως αποτέλεσμα την ελάττωση των συγκεντρώσεων των αντιδρώντων και άρα την ελάττωση της ταχύτητας.

- 20) Σε δοχείο εισάγεται ποσότητα του αερίου A η οποία διασπάται σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:



Η μεταβολή της συγκέντρωσης του A σε συνάρτηση με το χρόνο παριστάνεται από την καμπύλη (1) του διπλανού σχήματος. Για να περιγραφεί η μεταβολή της συγκέντρωσης του A με την καμπύλη (2) του σχήματος πρέπει:



- η ίδια αρχική ποσότητα του A να εισαχθεί σε δοχείο ίδιου όγκου αλλά σε μεγαλύτερη θερμοκρασία,
- η ίδια αρχική ποσότητα του A να εισαχθεί σε δοχείο μικρότερου όγκου στην ίδια θερμοκρασία,
- μικρότερη αρχική ποσότητα του A να εισαχθεί σε δοχείο μεγαλύτερου όγκο στην ίδια θερμοκρασία,
- μικρότερη αρχική ποσότητα του A να εισαχθεί σε δοχείο ίδιου όγκου σε χαμηλότερη θερμοκρασία.

Αιτιολόγηση

Στην καμπύλη (2) έχουμε μεγαλύτερη αρχική συγκέντρωση από την (1) οπότε ελαττώθηκε ο όγκος. Η ελάττωση του όγκου έχει ως συνέπεια την αύξηση της ταχύτητας της αντίδρασης λόγω αύξησης της συγκέντρωσης του αντιδρώντος.

- 21) Υδατικό διάλυμα $KMnO_4$ οξεισμένο με H_2SO_4 προστίθενται σε υδατικό διάλυμα οξαλικού οξέος $(COOH)_2$ με σταθερό χρονικό ρυθμό. Η απόλυτη τιμή του ρυθμού μεταβολής της συγκέντρωσης του οξαλικού οξέος:

- ελαττώνεται συνεχώς με την πάροδο του χρόνου,
- αυξάνεται συνεχώς με την πάροδο του χρόνου,
- αρχικά ελαττώνεται μετά αυξάνεται και από κάποια στιγμή συνεχώς ελαττώνεται,
- είναι συνεχώς σταθερή.

Αιτιολόγηση

Είναι η περίπτωση της αυτοκατάλυσης όπου τα ιόντα Mn^{2+} από την αναγωγή του MnO_4^- είναι οι καταλύτες της αντίδρασης.

- 22) Ποσότητα στερεού $CaCO_3$ προστίθενται σε διάλυμα HCl οπότε πραγματοποιείται η μονόδρομη αντίδραση: $CaCO_3 + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + CO_2 \uparrow + H_2O$. Η προσθήκη του στερεού σταματά όταν σταματήσει η έκλυση του αερίου. Σε ποια από τις παρακάτω περιπτώσεις η αρχική ταχύτητα της αντίδρασης θα είναι μεγαλύτερη και η ποσότητα του αερίου CO_2 θα είναι μεγαλύτερη.

- Το διάλυμα του HCl να έχει όγκο 50 mL και συγκέντρωση 1 M.
- Το διάλυμα του HCl να έχει όγκο 25 mL και συγκέντρωση 2 M.
- Το διάλυμα του HCl να έχει όγκο 50 mL και συγκέντρωση 2 M.
- Το διάλυμα του HCl να έχει όγκο 25 mL και συγκέντρωση 1 M.

Αιτιολόγηση

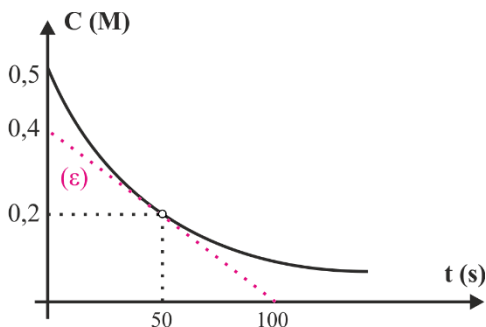
Το διάλυμα γ) έχει τη μεγαλύτερη ποσότητα HCl (η οποία παράγει μεγαλύτερη ποσότητα CO_2) και τη μεγαλύτερη συγκέντρωση (που δίνει τη μεγαλύτερη ταχύτητα).

- 23) Ένα καταλύτης:
- α) μετατοπίζει τη θέση ισορροπίας μιας αμφίδρομης αντίδρασης,
 - β) ελαττώνει την ενέργεια ενεργοποίησης της αντίδρασης,
 - γ) αυξάνει την ενέργεια ενεργοποίησης της αντίδρασης,
 - δ) σε μία αμφίδρομη αντίδραση αυξάνει την ταχύτητα με την οποία το σύστημα φτάνει σε χημική ισορροπία καθώς και την απόδοσή της.

Αιτιολόγηση

Ο καταλύτης ελαττώνεται την ενέργεια ενεργοποίησης οπότε αυξάνει την ταχύτητα της αντίδρασης ενώ δεν επηρεάζει τις ποσότητες των προϊόντων ούτε τη θέση της χημικής ισορροπίας.

- 24) Σε δοχείο εισάγεται ποσότητα C_2H_2 η οπότε πραγματοποιείται η αντίδραση $2C_2H_{2(g)} \rightleftharpoons C_4H_{4(g)}$. Στο διπλανό διάγραμμα παριστάνεται η μεταβολή της συγκέντρωσης ενός αερίου της αντίδρασης σε συνάρτηση με το χρόνο. Η ευθεία (ε) είναι η εφαπτομένη της καμπύλης τη χρονική στιγμή $t = 50$ s. Η ταχύτητα της αντίδρασης τη στιγμή $t = 50$ s είναι:



- α) 0,004 M/s
- β) 0,002 M/s
- γ) 0,005 M/s
- δ) 0,008 M/s

Αιτιολόγηση

Η καμπύλη αναφέρεται στο αντιδρών C_2H_2 . Η κλίση της ευθείας (ε) τη στιγμή $t = 50$ s ισούται με το στιγμιαίο ρυθμό μεταβολής της συγκέντρωσης του C_2H_2 , άρα:

$$\frac{d[C_2H_2]}{dt} = \frac{0 - 0,4M}{100s} = -0,004M/s$$

Η στιγμιαία ταχύτητα της αντίδρασης εκείνη τη στιγμή ισούται με

$$v = -\frac{1}{2} \frac{d[C_2H_2]}{dt} = 0,002M/s$$

- 25) Σε δοχείο σταθερού όγκου εισάγονται 2 mol A και 2 mol B οπότε πραγματοποιείται η αμφίδρομη αντίδραση $A_{(g)} + 2B_{(g)} \rightleftharpoons \Gamma_{(g)} + \Delta_{(g)}$ και αποκαθίσταται ισορροπία.

Η ποσότητα του Γ στη χημική ισορροπία δεν μπορεί να είναι:

- α) 1 mol
- β) 0,8 mol
- γ) 0,5 mol
- δ) 0,2 mol

Αιτιολόγηση

Αν η ποσότητα του Γ στη Χ.Ι. είναι x mol τότε η ποσότητα του Α θα είναι $(2 - x)$ mol και η ποσότητα του Β θα είναι $(2 - 2x)$ mol. Στην κατάσταση ισορροπίας πρέπει να έχουμε όλα τα σώματα δηλαδή $n_B > 0 \rightarrow 2 - 2x > 0 \rightarrow x < 1$. Οπότε η ποσότητα του Γ πρέπει να είναι μικρότερη από 1 mol.

- 26) Η απόδοση της αμφίδρομης αντίδρασης $2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$, $\Delta H < 0$ εξαρτάται:

- α) από τη θερμοκρασία,
- β) από τις αρχικές συγκεντρώσεις των αντιδρώντων,
- γ) από τον όγκο του δοχείου,
- δ) από όλα τα παραπάνω.

Αιτιολόγηση

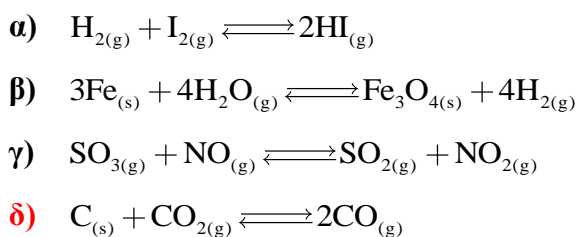
Η απόδοση μιας αμφίδρομης αντίδρασης εξαρτάται από όλους τους παράγοντες που επηρεάζουν την θέση ισορροπίας αυτής.

- 27) Σε δοχείο σταθερού όγκου εισάγονται 2 mol N₂ και 5 mol H₂ οπότε αποκαθίσταται σε σταθερή θερμοκρασία η ισορροπία $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$. Στην κατάσταση ισορροπίας περιέχονται στο δοχείο 2 mol NH₃. Άρα η απόδοση της αντίδρασης είναι:
- α) 30% β) 50% γ) 60% δ) 75%

Αιτιολόγηση

Αν η αντίδραση ήταν μονόδρομη τότε το N₂ θα βρισκόταν σε περίσσεια διότι για να αντιδράσει όλη η ποσότητά του απαιτούνται 6 mol H₂ και υπάρχουν λιγότερα. Από τη στοιχειομετρία της αντίδρασης προκύπτει ότι από 5 mol H₂ παράγονται 10/3 mol NH₃. Παράχθηκαν 2 mol NH₃ οπότε $\frac{2}{10/3} = 0,6$ και άρα η απόδοση είναι 60%.

- 28) Η μεταβολή του όγκου επηρεάζει τη θέση της χημικής ισορροπίας:



Αιτιολόγηση

Πρέπει κατά την αντίδραση να παρατηρείται μεταβολή του συνολικού αριθμού mol των αερίων κάτι που συμβαίνει μόνο στην αντίδραση δ).

- 29) Η αύξηση της θερμοκρασία στην ισορροπία: $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$, $\Delta H < 0$:

- α) μετατοπίζει τη ισορροπία δεξιά και δεν επηρεάζει την τιμή της σταθεράς K_c,
β) μετατοπίζει την ισορροπία δεξιά και αυξάνει την τιμή της σταθεράς K_c,
γ) μετατοπίζει την ισορροπία αριστερά και αυξάνει την τιμή της σταθεράς K_c,
δ) μετατοπίζει την ισορροπία αριστερά και ελαττώνει την τιμή της σταθεράς K_c,

Αιτιολόγηση

Η αύξηση της θερμοκρασίας μετατοπίζει τη θέση της χημικής ισορροπίας προς την ενδόθερμη αντίδραση, δηλαδή προς τ' αριστερά. Άρα η απόδοση ελαττώνεται όπως ελαττώνεται και η τιμή της σταθεράς K_c αφού η μεταβολή της θερμοκρασίας έχει ως αποτέλεσμα τη μετατόπιση της ισορροπίας προς τ' αριστερά.

- 30) Σε δοχείο εισάγονται ποσότητα του αερίου A το οποίο διασπάται σύμφωνα με τη χημική εξίσωση: $A_{(g)} \rightleftharpoons B_{(g)} + \Gamma_{(g)}$. Η αύξηση του όγκου του δοχείου με σταθερή την αρχική ποσότητα του A και τη θερμοκρασία έχει ως αποτέλεσμα:

- α) την αύξηση της απόδοσης και την ελάττωση του χρονικού διαστήματος που απαιτείται ώστε να επέλθει ισορροπία,
β) την αύξηση της απόδοσης και την αύξηση του χρονικού διαστήματος που απαιτείται ώστε να επέλθει ισορροπία,
γ) την ελάττωση της απόδοσης και την ελάττωση του χρονικού διαστήματος που απαιτείται ώστε να επέλθει ισορροπία,
δ) την αύξηση της απόδοσης ενώ το χρονικό διάστημα που απαιτείται για να επέλθει ισορροπία δεν αλλάζει.

Αιτιολόγηση

Η αύξηση του όγκου του δοχείου σε αντιδράσεις αερίων ελαττώνει την ταχύτητα της αντίδρασης. Επομένως και οι δύο αντίθετες αντιδράσεις θα έχουν μικρότερη ταχύτητα οπότε ο χρόνος

για να φτάσει το σύστημα σε ισορροπία θα είναι μεγαλύτερος. Η αύξηση του όγκου μετατοπίζει τη θέση ισορροπίας προς τα δεξιά οπότε αυξάνει την απόδοση διότι στην κατεύθυνση αυτή παράγονται τα περισσότερα mol αερίων.

31) Σε δοχείο έχει αποκατασταθεί η ισορροπία: $A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftharpoons \Gamma_{(g)} + 2\Delta_{(g)}$ σε θερμοκρασία T_1 οπότε στο δοχείο περιέχονται 0,6 mol αερίων. Αυξάνουμε τη θερμοκρασία σε T_2 οπότε αποκαθίσταται νέα ισορροπία στην οποία περιέχονται 0,5 mol αερίων. Επομένως:

α) η αντίδραση $A_{(g)} + B_{(g)} \longrightarrow \Gamma_{(g)} + 2\Delta_{(g)}$ είναι ενδόθερμη,

β) η αντίδραση $A_{(g)} + B_{(g)} \longrightarrow \Gamma_{(g)} + 2\Delta_{(g)}$ είναι εξώθερμη,

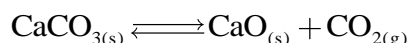
γ) η αντίδραση $A_{(g)} + B_{(g)} \longrightarrow \Gamma_{(g)} + 2\Delta_{(g)}$ είναι θερμοουδέτερη,

δ) δεν μπορούμε να γνωρίζουμε αν η αντίδραση $A_{(g)} + B_{(g)} \longrightarrow \Gamma_{(g)} + 2\Delta_{(g)}$ είναι ενδόθερμη ή εξώθερμη.

Αιτιολόγηση

Παρατηρούμε ότι με την αύξηση της θερμοκρασίας στη νέα ισορροπία ελαττώθηκε ο συνολικός αριθμός mol αερίων. Αυτό σημαίνει ότι η ισορροπία μετατοπίστηκε αριστερά όπου παράγονται τα λιγότερα mol αερίων. Η αύξηση της θερμοκρασίας οδηγεί προς την ενδόθερμη αντίδραση επομένως η προς τα δεξιά αντίδραση είναι εξώθερμη.

32) Σε δοχείο σταθερού όγκου εισάγεται 1 mol $CaCO_3$ οπότε αποκαθίσταται σε σταθερή θερμοκρασία, η ισορροπία:



Στην κατάσταση ισορροπίας περιέχονται στο δοχείο 0,2 mol CO_2 .

Αν στο ίδιο δοχείο και στην ίδια θερμοκρασία εισαχθούν αρχικά 2 mol $CaCO_3$ τότε στην κατάσταση ισορροπίας η ποσότητα του CO_2 :

α) θα ήταν 0,2 mol

β) θα ήταν μικρότερη από 0,2 mol

γ) θα ήταν μεγαλύτερη από 0,2 mol

δ) δεν μπορεί να προσδιοριστεί

Αιτιολόγηση

Η σταθερά ισορροπίας είναι $K_c = [CO_2]$. Αφού η θερμοκρασία δεν αλλάζει οπότε αποκαθίσταται ισορροπία η συγκέντρωση του CO_2 θα είναι η ίδια και αφού δεν αλλάζει ο όγκος δεν θα αλλάξει ο αριθμός mol του CO_2 στην κατάσταση ισορροπίας.

33) Σε δοχείο εισάγεται ποσότητα N_2O_4 οπότε αποκαθίσταται σε σταθερή θερμοκρασία η ισορροπία: $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$ στην οποία η πίεση στο δοχείο είναι ίση με 10 atm. Διπλασιάζουμε τον όγκο του δοχείου οπότε αποκαθίσταται νέα ισορροπία.

Για την πίεση p στη νέα ισορροπία ισχύει:

α) $p = 5$ atm

β) 5 atm $< p < 10$ atm

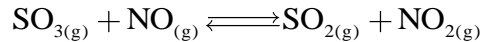
γ) $p = 10$ atm

δ) $p > 10$ atm

Αιτιολόγηση

Η πίεση στην αρχική κατάσταση ισορροπίας είναι $p = \frac{n_1RT}{V}$ όπου n_1 ο συνολικός αριθμός mol των αερίων. Με το διπλασιασμό του όγκου η θέση της χημικής ισορροπίας μετατοπίζεται προς τα δεξιά (περισσότερα mol). Στη νέα ισορροπία η πίεση είναι $p' = \frac{n_2RT}{2V}$ όπου $n_2 > n_1$ ο συνολικός αριθμός mol στη νέα ισορροπία. Οπότε η πίεση στη νέα ισορροπία είναι μεγαλύτερη από το μισό της αρχικής.

- 34) Σε δοχείο σταθερού όγκου έχει αποκατασταθεί υπό σταθερή θερμοκρασία, η ισορροπία:



και η πίεση στο δοχείο είναι 5 atm. Διπλασιάζουμε την απόλυτη θερμοκρασία οπότε αποκαθίσταται νέα ισορροπία. Στη νέα ισορροπία:

- α) η πίεση στο δοχείο είναι ίση με 10 atm,
- β) η πίεση στο δοχείο είναι μεγαλύτερη από 5 atm και μικρότερη από 10 atm,
- γ) η πίεση στο δοχείο δε μεταβάλλεται,
- δ) δεν μπορούμε να γνωρίζουμε πως μεταβάλλεται η πίεση αφού δεν ξέρουμε προς τα πού θα μετατοπιστεί η θέση της χημικής ισορροπία.

Αιτιολόγηση

Παρατηρούμε ότι είτε η ισορροπία μετατοπιστεί δεξιά είτε αριστερά ο συνολικός αριθμός mol αερίων δεν αλλάζει. Από την καταστατική εξίσωση $p = \frac{nRT}{V}$ προκύπτει ότι η πίεση στο δοχείο θα διπλασιαστεί αφού διπλασιάζεται η απόλυτη θερμοκρασία.

- 35) Σε δοχείο έχει αποκατασταθεί η ισορροπία: $2\text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(g)}$, $\Delta H > 0$.

Στην κατάσταση ισορροπίας αυξάνουμε τον όγκο. Για παραμείνει το σύστημα σε ισορροπία πρέπει ταυτόχρονα:

- α) να ελαττώσουμε τη θερμοκρασία,
- β) να αυξήσουμε τη θερμοκρασία,
- γ) να προσθέσουμε ποσότητα NO_2 ,
- δ) να αφαιρέσουμε ποσότητα O_2 .

Αιτιολόγηση

Η αύξηση του όγκου μετατοπίζει την ισορροπία αριστερά όπου παράγονται περισσότερα mol αερίων. Για να μη μετατοπιστεί η ισορροπία πρέπει η αύξηση της θερμοκρασίας να μετατοπίζει την ισορροπία δεξιά. Προς τα δεξιά η αντίδραση είναι ενδόθερμη, άρα πρέπει να αυξηθεί η θερμοκρασία.

- 36) Σε δοχείο σταθερού όγκου έχει αποκατασταθεί η ισορροπία $\text{A}_{(g)} + 3\text{B}_{(g)} \rightleftharpoons 2\text{G}_{(g)}$. Αυξάνουμε την απόλυτη θερμοκρασία κατά 10% οπότε αποκαθίσταται νέα ισορροπία. Στη νέα ισορροπία η πίεση στο δοχείο είναι αυξημένη κατά 15%. Επομένως:

- α) η διάσπαση του αερίου Γ είναι ενδόθερμη αντίδραση,
- β) η διάσπαση του αερίου Γ είναι εξώθερμη αντίδραση,
- γ) η διάσπαση του αερίου Γ είναι θερμοουδέτερη αντίδραση,
- δ) δε μπορούμε να γνωρίζουμε αν η διάσπαση του αερίου Γ είναι ενδόθερμη ή εξώθερμη αντίδραση.

Αιτιολόγηση

Έστω ότι η αρχική πίεση είναι p_1 και η αρχική απόλυτη θερμοκρασία είναι T_1 . Στη νέα ισορροπία η θερμοκρασία είναι $T_2 = 1,1T_1$. Αν n_1, n_2 είναι ο συνολικός αριθμός mol αερίων στην αρχική και τη νέα ισορροπία αντίστοιχα, τότε:

$$p_2 = 1,5p_1 \rightarrow \frac{n_2 R \cdot 1,1T_1}{V} = 1,5 \frac{n_1 R \cdot T_1}{V} \rightarrow n_2 = \frac{1,5}{1,1} n_1 \rightarrow n_2 > n_1$$

Οπότε με την αύξηση της θερμοκρασίας η ισορροπία μετατοπίζεται προς τα περισσότερα mol αερίων δηλαδή στην κατεύθυνση όπου διασπάται το αέριο Γ. Η αύξηση της θερμοκρασίας ευνοεί την ενδόθερμη αντίδραση επομένως η διάσπαση του αερίου Γ είναι ενδόθερμη αντίδραση.

37) Η εστεροποίηση: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$, $\Delta H \approx 0$ είναι μία αμφίδρομη αντίδραση η οποία έχει $K_C = 4$. Όταν αντιδράσει ισομοριακό μίγμα αιθανόλης και αιθανικού οξέος τότε παράγεται εστέρας με απόδοση:

- α) 50% β) $\frac{100}{3}\%$ γ) $\frac{200}{3}\%$

δ) που εξαρτάται από τις αρχικές ποσότητες της αιθανόλης και του αιθανικού οξέος.

Αιτιολόγηση

Έχουμε τον πίνακα:

	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$			
<i>Αρχικά (mol)</i>	n	n		
<i>Μεταβολή (mol)</i>	-x	-x	x	x
<i>Ισορροπία (mol)</i>	n - x	n - x	x	x

Αν α ο συντελεστής απόδοσης τότε $\alpha = \frac{x}{n} \rightarrow x = \alpha \cdot n$. Αν V είναι ο όγκος τότε από τη σταθερά

K_C έχουμε:

$$K_C = \frac{\frac{\alpha n}{V} \cdot \frac{\alpha n}{V}}{\frac{(1-\alpha)n}{V} \cdot \frac{(1-\alpha)n}{V}} \rightarrow 4 = \left(\frac{\alpha}{1-\alpha}\right)^2 \rightarrow \frac{\alpha}{1-\alpha} = \pm 2$$

$$\frac{\alpha}{1-\alpha} = 2 \rightarrow 2 - 2\alpha = \alpha \rightarrow \alpha = \frac{2}{3} \text{ δεκτή και}$$

$$\frac{\alpha}{1-\alpha} = -2 \rightarrow -2 + 2\alpha = \alpha \rightarrow \alpha = 2 \text{ απορρίπτεται.}$$

38) Η απόδοση παραγωγής του εστέρα στην αντίδραση της προηγούμενης ερώτησης αυξάνεται όταν:

- α) χρησιμοποιήσουμε μεγαλύτερες ισομοριακές ποσότητες,
β) αυξήσουμε τη θερμοκρασία,
γ) προσθέσουμε μία αφυδατική ουσία,
δ) προσθέσουμε και νερό στο αρχικό μίγμα αλκοόλης – οξέος.

Αιτιολόγηση

Η αφυδατική ουσία απομακρύνει το σχηματιζόμενο H_2O οπότε η ισορροπία μετατοπίζεται προς τα δεξιά. Η εστεροποίηση είναι θερμοουδέτερη άρα δεν επηρεάζεται από τη μεταβολή της θερμοκρασίας. Ακόμη δεν παίζουν ρόλο οι αρχικές ποσότητες (αρκεί να είναι ισομοριακές) στην απόδοση της αντίδρασης. Η προσθήκη νερού στην αρχή μετατοπίζει την ισορροπία αριστερά.

39) Η αμφίδρομη αντίδραση $A_{(g)} \rightleftharpoons B_{(g)}$ σε θερμοκρασία T έχει $K_C = 1$. Σε δοχείο εισάγεται ποσότητα του αερίου A στη θερμοκρασία T οπότε αποκαθίσταται ισορροπία.

Η απόδοση της αντίδρασης θα είναι:

- α) 50%
β) μικρότερη από 50%
γ) μεγαλύτερη από 50% και μικρότερη από 75%
δ) μεγαλύτερη από 75%

Αιτιολόγηση

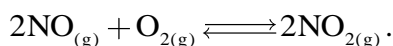
Έστω n mol η αρχική ποσότητα του A και x mol η ποσότητα του A που μετατρέπεται σε B. Τότε στην κατάσταση ισορροπίας θα έχουμε (n - x) mol A και x mol B.

Αν V ο όγκος του δοχείου τότε:

$$K_C = \frac{\frac{x}{V}}{\frac{n-x}{V}} \rightarrow 1 = \frac{x}{n-x} \rightarrow n-x = x \rightarrow x = \frac{n}{2}$$

Ο συντελεστής απόδοσης της αντίδρασης είναι $\alpha = \frac{x}{n} = 0,5$ και επομένως η απόδοση είναι 50%.

- 40) Σε δοχείο βρίσκονται σε κατάσταση ισορροπίας 2 mol NO, 2 mol O₂ και 2 mol NO₂ σύμφωνα με τη χημική εξίσωση:



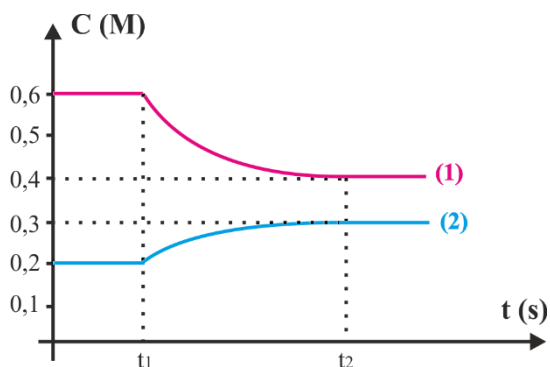
Στην κατάσταση ισορροπίας προσθέτουμε 1 mol NO₂ οπότε αποκαθίσταται νέα ισορροπία. Στη νέα ισορροπία, σε σχέση με την αρχική:

- α) οι ποσότητες του NO και του O₂ είναι μεγαλύτερες ενώ του NO μικρότερη,
- β) οι ποσότητες του NO και του O₂ είναι μεγαλύτερες ενώ του NO είναι 2 mol,
- γ) οι ποσότητες όλων των αερίων είναι μεγαλύτερες,
- δ) οι ποσότητες όλων των αερίων είναι μικρότερες.

Αιτιολόγηση

Η προσθήκη του NO₂ μετατοπίζει την ισορροπία αριστερά οπότε οι ποσότητες του NO και του O₂ αυξάνονται. Η μεταβολή (η αύξηση της συγκέντρωσης) του NO₂ δεν αναιρείται πλήρως (αν αναιρούσαν πλήρως τότε στη νέα ισορροπία δεν θα επαληθευόταν η K_C) οπότε θα αντιδράσει μικρότερη ποσότητα NO₂ από το 1 mol που προστέθηκε. Έτσι στη νέα ισορροπία και η ποσότητα του NO₂ θα είναι μεγαλύτερη.

- 41) Σε κλειστό δοχείο έχει αποκατασταθεί η ισορροπία: $2A_{(g)} \rightleftharpoons B_{(g)}$, $\Delta H < 0$. Τη χρονική στιγμή t_1 μεταβάλλουμε έναν παράγοντα που επηρεάζει τη θέση της χημικής ισορροπίας οπότε τη στιγμή t_2 αποκαθίσταται νέα ισορροπία. Στο διπλανό διάγραμμα παριστάνονται οι συγκεντρώσεις των αερίων της αντίδρασης σε συνάρτηση με το χρόνο. Επομένως η μεταβολή που έγινε τη στιγμή t_1 είναι:



- α) ελάττωση του όγκου του δοχείου,
- β) προσθήκη ποσότητας A,
- γ) ελάττωση της θερμοκρασίας,
- δ) αύξηση της θερμοκρασίας.

Αιτιολόγηση

Η ελάττωση του όγκου του δοχείου θα είχε ως συνέπεια την απότομη αύξηση των συγκεντρώσεων των αερίων όπως και η προσθήκη του A θα είχε ως συνέπεια την απότομη αύξηση της συγκέντρωσης του A. Επομένως άλλαξε η θερμοκρασία. Από το διάγραμμα παρατηρούμε ότι η συγκέντρωση στην καμπύλη (1) ελαττώνεται κατά 0,2 M ενώ εκείνη στην καμπύλη (2) αυξάνεται κατά 0,1 M. Οι απόλυτες τιμές των μεταβολών των συγκεντρώσεων είναι ανάλογες με τους συντελεστές των αερίων επομένως αυξήθηκε η [B], αφού $|\Delta C_A| = 2\Delta C_B$. Η ισορροπία μετατοπίστηκε προς τα δεξιά όπου πραγματοποιείται η εξώθερμη αντίδραση οπότε η θερμοκρασία ελαττώθηκε.

- 42) Το πηλίκο $\frac{K_{C1}}{K_{C2}}$ όπου K_{C1} , K_{C2} οι σταθερές της αρχικής και της νέα ισορροπίας της προηγούμενης ερώτησης, είναι ίσο με:
- α) 1 β) $\frac{16}{23}$ γ) $\frac{8}{27}$ δ) 2

Αιτιολόγηση

Στην αρχική ισορροπία είναι $[A] = 0,6 \text{ M}$ και $[B] = 0,2 \text{ M}$ οπότε $K_{C1} = \frac{0,2}{0,6^2} = \frac{20}{36} = \frac{5}{9}$. Στη

νέα ισορροπία είναι $[A] = 0,4 \text{ M}$ και $[B] = 0,3 \text{ M}$ οπότε $K_{C2} = \frac{0,3}{0,4^2} = \frac{30}{16} = \frac{15}{8}$.

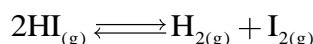
$$\text{Άρα } \frac{K_{C1}}{K_{C2}} = \frac{5/9}{15/8} = \frac{8}{27}$$

- 43) Σε δοχείο σταθερού όγκου εισάγονται ισομοριακές ποσότητες H_2 και I_2 οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία: $\text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(g)}$. Αν διπλασιάσουμε τον όγκο του δοχείου υπό σταθερή θερμοκρασία και αποκατασταθεί νέα ισορροπία τότε η πίεση στο δοχείο στη νέα ισορροπία:
- α) ίση με την πίεση στην αρχική ισορροπία,
 β) ίση με το μισό της πίεσης στην αρχική ισορροπία,
 γ) ίση με το διπλάσιο της πίεσης στην αρχική ισορροπία,
 δ) μεγαλύτερη από το μισό και μικρότερη από την πίεση στην αρχική ισορροπία.

Αιτιολόγηση

Ο διπλασιασμός του όγκου δεν επιφέρει μετατόπιση της θέσης ισορροπίας αφού δε μεταβάλλεται ο συνολικός αριθμός mol αερίων. Επομένως ο διπλασιασμός του όγκου θα υποδιπλασιάσει την πίεση όπως προκύπτει από την καταστατική εξίσωση: $p = \frac{nRT}{V}$.

- 44) Σε δοχείο όγκου V εισάγεται ποσότητα HI και αποκαθίσταται σε σταθερή θερμοκρασία T η ισορροπία:



Η απόδοση της αντίδρασης είναι 40%. Αν η ίδια αρχική ποσότητα του HI εισαγόταν αρχικά σε δοχείο όγκου $2V$ και υποκαθιστούταν ισορροπία στην ίδια θερμοκρασία T , τότε η απόδοση της αντίδρασης θα ήταν:

- α) 40% β) 20%
 γ) 80% δ) δεν μπορούμε να γνωρίζουμε

Αιτιολόγηση

Έστω ότι αρχικά εισάγονται n mol HI . Αν α ο συντελεστής απόδοσης τότε στην κατάσταση ισορροπίας θα περιέχονται $\frac{\alpha n}{2}$ mol H_2 , $\frac{\alpha n}{2}$ mol I_2 και $n(1-\alpha)$ mol HI .

$$\text{Από τη σταθερά } K_C \text{ έχουμε: } K_C = \frac{\frac{\alpha n / 2}{V} \cdot \frac{\alpha n / 2}{V}}{\left(\frac{n(1-\alpha)}{V}\right)^2} \rightarrow K_C = \left(\frac{\alpha}{2(1-\alpha)}\right)^2 \quad (1). \text{ Από την τελευταία}$$

σχέση προκύπτει ότι ο όγκος δεν παίζει κανένα ρόλο στην απόδοση της αντίδρασης, αφού δεν παρατηρείται συνολική μεταβολή του αριθμού mol των αερίων.

- 45) Σε θερμοκρασία ίδια με εκείνη της προηγούμενης ερώτησης σε δοχείο όγκου V εισάγεται ισομοριακό μίγμα H_2 και I_2 οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία: $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$.

Η απόδοση της αμφίδρομης αντίδρασης:

α) είναι 40%

β) είναι 60%

γ) είναι 20%

δ) δεν μπορεί να υπολογιστεί

Αιτιολόγηση

Έστω ότι εισάγονται m mol H_2 και m mol I_2 και ότι ο συντελεστής απόδοσης της αντίδρασης είναι α' . Τότε στην κατάσταση ισορροπίας θα υπάρχουν $m(1-\alpha)$ mol H_2 και I_2 και $2\alpha m$ mol HI.

Η σταθερά K_C' της αντίδρασης ισούται με $K_C' = \frac{1}{K_C}$ όπου K_C η σταθερά ισορροπίας της

αντίδρασης της προηγούμενης ερώτησης. Έχουμε:

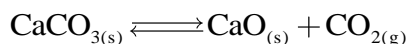
$$\frac{1}{K_C} = \frac{\left(\frac{2\alpha'm}{V}\right)^2}{\frac{(1-\alpha')m}{V} \cdot \frac{(1-\alpha')m}{V}} \rightarrow \frac{1}{K_C} = \left(\frac{2\alpha'}{1-\alpha'}\right)^2 \rightarrow K_C = \left(\frac{1-\alpha'}{2\alpha'}\right)^2 \quad (2)$$

Από τις σχέσεις (1) και (2) έχουμε: $\left(\frac{\alpha}{2(1-\alpha)}\right)^2 = \left(\frac{1-\alpha'}{2\alpha'}\right)^2$, οπότε:

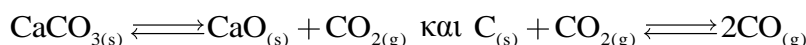
$$\frac{\alpha}{2(1-\alpha)} = \frac{1-\alpha'}{2\alpha'} \rightarrow \alpha \cdot \alpha' = 1 - \alpha - \alpha' + \alpha \cdot \alpha' \rightarrow \boxed{\alpha + \alpha' = 1} \text{ δεκτή}$$

Η περίπτωση $\frac{\alpha}{2(1-\alpha)} = -\left(\frac{1-\alpha'}{2\alpha'}\right)$ απορρίπτεται αφού το πρώτο μέλος είναι θετικός αριθμός και το δεύτερο αρνητικός. Οπότε $\alpha' = 1 - \alpha = 0,6$ και άρα η απόδοση είναι 60%.

- 46) Σε δοχείο A όγκου V εισάγεται ποσότητα $CaCO_3$ και αποκαθίσταται η ισορροπία σε θερμοκρασία T:



Στο δοχείο B όγκου V εισάγεται η ίδια αρχική ποσότητα $CaCO_3$. Στο δοχείο τώρα υπάρχει και μικρή ποσότητα $C_{(s)}$ (η οποία δεν επηρεάζει τον όγκο του δοχείου) και στην ίδια θερμοκρασία T αποκαθίστανται οι ισορροπίες:



Τότε όταν οι παραπάνω αντιδράσεις φτάσουν σε ισορροπία:

α) η ποσότητα του $CaCO_3$ είναι μεγαλύτερη στο δοχείο A,

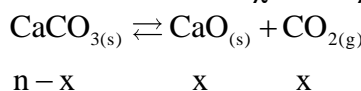
β) η ποσότητα του $CaCO_3$ είναι μεγαλύτερη στο δοχείο B,

γ) η ποσότητα του $CaCO_3$ είναι η ίδια στα δοχεία A και B,

δ) δεν μπορούν να συγκριθούν οι ποσότητες του $CaCO_3$ στα δύο δοχεία.

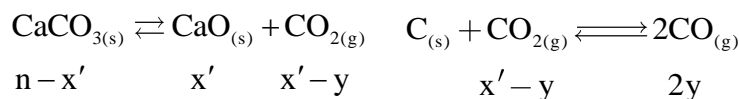
Αιτιολόγηση

Έστω n mol η αρχική ποσότητα του $CaCO_3$. Στο δοχείο A έχουμε στην ισορροπία:



και ισχύει $K_{C1} = [CO_2] \rightarrow \frac{x}{V} = K_{C1}$ (1). (K_{C1} η σταθερά της χημικής ισορροπίας).

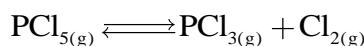
Στο δοχείο B ένα μέρος από την παραγόμενη ποσότητα του CO_2 αντιδρά με τον C:



Είναι $K_{C1} = [\text{CO}_2] \rightarrow \frac{x' - y}{V} = K_{C1}$ (2). Από (1) και (2) έχουμε $x' - y = x \rightarrow x' > x$.

Επομένως στο δοχείο Β αντιδρά μεγαλύτερη ποσότητα CaCO_3 απ' ό τι στο δοχείο Α με αποτέλεσμα στο δοχείο Α, στην κατάσταση ισορροπίας η ποσότητα του CaCO_3 να είναι μεγαλύτερη.

- 47) Σε δοχείο όγκου V εισάγεται ποσότητα PCl_5 οπότε σε σταθερή θερμοκρασία T αποκαθίσταται η ισορροπία:



Αν η ίδια αρχική ποσότητα του PCl_5 εισαγόταν σε δοχείο όγκου $2V$ στην ίδια θερμοκρασία T και υποκαθιστούταν ισορροπία τότε:

- α) ο βαθμός διάσπασης του PCl_5 θα ήταν μεγαλύτερος στο δοχείο όγκου V ,
- β) ο βαθμός διάσπασης του PCl_5 θα ήταν μεγαλύτερος στο δοχείο όγκου $2V$,
- γ) ο βαθμός διάσπασης του PCl_5 θα ήταν ο ίδιος ανεξάρτητα από τον όγκο του δοχείου,
- δ) δεν μπορούμε να γνωρίζουμε πως μεταβάλλεται ο βαθμός διάσπασης του PCl_5 όταν μεταβάλλεται ο όγκος.

Αιτιολόγηση

Έστω n mol η αρχική ποσότητα του PCl_5 και α ο βαθμός διάσπασης. Τότε στην κατάσταση ισορροπίας θα περιέχονται στο δοχείο $n(1 - \alpha)$ mol PCl_5 , αn mol PCl_3 και αn mol Cl_2 .

Από τη σταθερά ισορροπίας έχουμε:

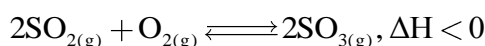
$$K_C = \frac{\frac{\alpha n}{V} \cdot \frac{\alpha n}{V}}{\frac{n(1 - \alpha)}{V}} \rightarrow \frac{\alpha^2}{1 - \alpha} = \frac{K_C \cdot V}{n}$$

Στην τελευταία σχέση με αύξηση του όγκου υπό σταθερή θερμοκρασία και για ίδια αρχική ποσότητα του PCl_5 το δεύτερο μέλος της εξίσωσης αυξάνεται με την αύξηση του V . Οπότε

αυξάνεται και το πρώτο μέλος της εξίσωσης. Η ποσότητα $\frac{\alpha^2}{1 - \alpha}$ αυξάνεται όταν αυξάνεται ο α

(αφού μεγαλώνει ο αριθμητής και μικραίνει ο παρονομαστής). Έτσι με την αύξηση του όγκου αυξάνεται ο βαθμός διάσπασης. Η αύξηση του όγκου ευνοεί την αντίδραση προς τα δεξιά όπου παράγονται περισσότερα mol αερίων.

- 48) Σε κλειστό δοχείο εισάγονται ποσότητες SO_2 και O_2 οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία σε σταθερή θερμοκρασία T :



Για να έφτανε το σύστημα γρηγορότερα στην κατάσταση ισορροπίας **και** με μεγαλύτερη απόδοση έπρεπε:

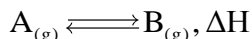
- α) ο όγκος του δοχείου να ήταν μεγαλύτερος,
- β) ο όγκος του δοχείου να ήταν μικρότερος,
- γ) η θερμοκρασία να ήταν μεγαλύτερη,
- δ) η θερμοκρασία να ήταν μικρότερη.

Αιτιολόγηση

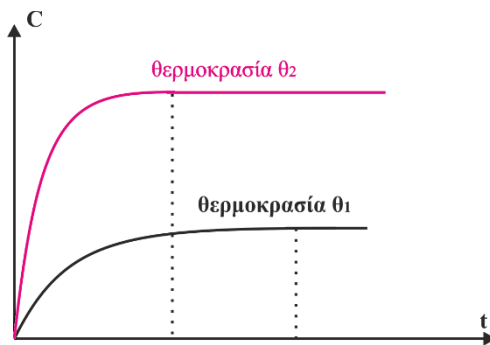
Η ταχύτητα των δύο αντίθετων αντιδράσεων αυξάνεται όταν ελαττωθεί ο όγκος ή αυξηθεί η θερμοκρασία. Η αύξηση της θερμοκρασίας όμως μετατοπίζει τη θέση ισορροπίας προς την εξώθερμη αντίδραση η οποία είναι προς τ' αριστερά οπότε η απόδοση ελαττώνεται. Αν ο όγκος

ελαττωθεί τότε η ισορροπία μετατοπίζεται προς τα λιγότερα mol αερίων τα οποία παράγονται προς τα δεξιά, άρα η απόδοση αυξάνεται.

- 49) Σε δύο πανομοιότυπα δοχεία (1) και (2) εισάγονται ίσες ποσότητες από το αέριο A και σε σταθερή θερμοκρασία θ_1 , στο δοχείο (1) και σε θερμοκρασία θ_2 , στο δοχείο (2) αποκαθίσταται η ισορροπία:



Στο διπλανό διάγραμμα παριστάνεται η μεταβολή της συγκέντρωσης του αερίου B σε συνάρτηση με το χρόνο στα δοχεία (1) και (2). Για την ενθαλπία της αντίδρασης και τις θερμοκρασίες θ_1 και θ_2 ισχύει:



α) $\theta_1 > \theta_2$ και $\Delta H > 0$

β) $\theta_1 < \theta_2$ και $\Delta H > 0$

γ) $\theta_1 > \theta_2$ και $\Delta H < 0$

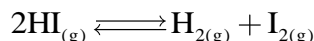
δ) $\theta_1 < \theta_2$ και $\Delta H < 0$

Αιτιολόγηση

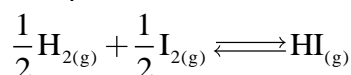
Παρατηρούμε ότι σε θερμοκρασία θ_2 το σύστημα φτάνει πιο γρήγορα στην κατάσταση ισορροπίας και παράγεται μεγαλύτερη ποσότητα από το B. Αφού φτάνει πιο γρήγορα παράγοντας και μεγαλύτερη ποσότητα B η θερμοκρασία θ_2 είναι μεγαλύτερη από τη θερμοκρασία θ_1 αφού η ταχύτητα μιας αντίδρασης αυξάνεται με την αύξηση της θερμοκρασίας.

Επειδή παράγεται μεγαλύτερη ποσότητα B, στη θερμοκρασία θ_2 , η ισορροπία στο δοχείο (2) είναι πιο δεξιά μετατοπισμένη από την ισορροπία στο δοχείο (1). Η αύξηση της θερμοκρασίας όμως ευνοεί τις ενδόθερμες αντιδράσεις. Οπότε $\theta_2 > \theta_1$ και $\Delta H > 0$

- 50) Σε θερμοκρασία $\theta^\circ \text{C}$ η σταθερά της χημικής ισορροπίας της αντίδρασης που περιγράφεται από τη χημική εξίσωση



είναι ίση με 4. Στην ίδια θερμοκρασία η σταθερά της χημικής ισορροπίας της αντίδρασης που περιγράφεται με τη χημική εξίσωση



ισούται με:

α) 4

β) $\frac{1}{4}$

γ) $\frac{1}{2}$

δ) 2

Αιτιολόγηση

Η 1^η αντίδραση έχει $K_C = \frac{[\text{H}_2][\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2}$ ενώ η 2^η έχει $K_C' = \frac{[\text{HI}]}{[\text{H}_2]^{\frac{1}{2}}[\text{I}_2]^{\frac{1}{2}}}$.

Οπότε προκύπτει ότι $K_C' = \frac{1}{\sqrt{K_C}}$.

- 51) Η σταθερά της χημικής ισορροπίας $2A_{(g)} + B \rightleftharpoons \Gamma_{(g)} + \Delta_{(g)}$ είναι $K_C = 0,1 \text{ L/mol}$.

Η ένωση B:

α) είναι αέριο,

β) είναι στερεό

γ) είναι υγρό

δ) μπορεί να είναι είτε αέριο είτε στερεό.

Αιτιολόγηση

Αν το B είναι υγρό ή στερεό τότε δεν περιλαμβάνεται στην έκφραση της K_C .

Στην περίπτωση αυτή η σταθερά $K_c = \frac{[\Gamma][\Delta]}{[A]^2}$ θα ήταν αδιάστατο μέγεθος. Οπότε το Β είναι αέριο και η έκφραση της σταθεράς ισορροπίας είναι $K_c = \frac{[\Gamma][\Delta]}{[A]^2 \cdot [B]}$ πράγμα που δικαιολογεί τις μονάδες της σταθεράς.

- 52) Για την αμφίδρομη αντίδραση: $2A_{(g)} \rightleftharpoons B_{(g)}$ η σταθερά K_c έχει τιμή 4 στους $400^\circ C$ και τιμή 1 στους $1000^\circ C$. Επομένως:
- α) η αντίδραση σχηματισμού του Β είναι ενδόθερμη,
 - β) η αντίδραση σχηματισμού του Β είναι εξώθερμη,
 - γ) η αντίδραση σχηματισμού του Β είναι θερμοουδέτερη.
 - δ) δεν μπορούμε να γνωρίζουμε αν η αντίδραση σχηματισμού του Β είναι ενδόθερμη ή εξώθερμη.

Αιτιολόγηση

Όταν με αύξηση της θερμοκρασίας μειώνεται η K_c τότε η ισορροπία έχει μετατοπιστεί προς τ' αριστερά. Στην κατεύθυνση αυτή είναι η ενδόθερμη αντίδραση η οποία ευνοείται με την αύξηση της θερμοκρασίας. Επομένως η αντίδραση σχηματισμού του Β είναι εξώθερμη.

- 53) Από τις παρακάτω ενώσεις δίστανται η:
- α) H_2SO_4
 - β) HCl
 - γ) KOH
 - δ) CH_3NH_2

Αιτιολόγηση

Το KOH είναι η μοναδική ιοντική ένωση.

- 54) Η συζυγής βάση της NH_3 είναι:
- α) NH_4^+
 - β) NH_2^-
 - γ) NH_2OH
 - δ) NH_2^+

Αιτιολόγηση

Αν από την NH_3 αφαιρεθεί ένα H^+ (δράση ως οξύ) τότε προκύπτει το NH_2^- .

- 55) Από τις παρακάτω πιο ισχυρή βάση σ' ένα υδατικό διάλυμα είναι:
- α) Br^-
 - β) NO_3^-
 - γ) ClO_4^-
 - δ) F^-

Αιτιολόγηση

Μόνο το F^- είναι συζυγής βάση ασθενούς οξέος.

- 56) Όταν αραιώνουμε ένα υδατικό διάλυμα ενός μονοπρωτικού οξέος υπό σταθερή θερμοκρασία τότε ο βαθμός ιοντισμού του:
- α) αυξάνεται
 - β) μένει σταθερός ή αυξάνεται
 - γ) ελαττώνεται
 - δ) μένει σταθερός ή ελαττώνεται

Αιτιολόγηση

Αν το οξύ είναι ασθενές τότε κατά την αραιώση ο βαθμός ιοντισμού αυξάνεται. Αν όμως το οξύ είναι ισχυρό τότε ο βαθμός ιοντισμού του οξέος θα μείνει σταθερός και ίσος με 1.

- 57) Ο βαθμός ιοντισμού του ασθενούς οξέος HA σ' ένα υδατικό του διάλυμα στους $25^\circ C$ είναι ίσος με το βαθμό ιοντισμού του ασθενούς οξέος HB σ' ένα υδατικό του διάλυμα στους $35^\circ C$. Οι συγκεντρώσεις των δύο διαλυμάτων είναι ίσες.

Επομένως, σε θερμοκρασία $25^\circ C$: (Θεωρήστε ότι ισχύουν οι προσεγγίσεις)

- α) το οξύ HA είναι ισχυρότερο,
- β) το οξύ HB είναι ισχυρότερο,
- γ) τα δύο οξέα έχουν την ίδια ισχύ,

δ) δεν μπορούμε να συγκρίνουμε την ισχύ των δύο οξέων.

Αιτιολόγηση

Ο βαθμός ιοντισμού ενός ασθενούς οξέος δίνεται από τη σχέση $\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C}}$. Αφού οι συγκεντρώσεις και οι βαθμοί ιοντισμού είναι ίσοι θα ισχύει $K_{a(HA)}^{25^\circ C} = K_{a(HB)}^{35^\circ C}$. Η σταθερά K_a ενός οξέος αυξάνεται με αύξηση της θερμοκρασίας διότι ο ιοντισμός των οξέων είναι ενδόθερμο φαινόμενο δηλαδή $K_{a(HB)}^{35^\circ C} > K_{a(HB)}^{25^\circ C}$. Οπότε ισχύει $K_{a(HA)}^{25^\circ C} > K_{a(HB)}^{25^\circ C}$ επομένως στους 25° C το οξύ HA είναι ισχυρότερο.

58) Σε θερμοκρασία 25° C σ' ένα υδατικό διάλυμα (Δ1) NH₃ όγκου 100 mL η NH₃ έχει βαθμό ιοντισμού $\alpha_1 = 0,01$. Για να διπλασιαστεί ο βαθμός ιοντισμού της NH₃ πρέπει να προσθέσουμε στο διάλυμα Δ1 νερό όγκου:

- α) 100 mL β) 200 mL γ) 300 mL δ) 400 mL

Αιτιολόγηση

Πρέπει $\alpha_2 = 2\alpha_1 \rightarrow \sqrt{\frac{K_b}{C_2}} = 2\sqrt{\frac{K_b}{C_1}} \rightarrow C_2 = \frac{C_1}{4}$. Κατά την αραιώση έχουμε:

$C_1V_1 = C_2V_2 \rightarrow V_2 = 4V_1 = 400$ mL. Οπότε πρέπει να προστεθεί νερό όγκου 300 mL.

59) Σ' ένα υδατικό διάλυμα NH₃ προσθέτουμε αέρια NH₃, χωρίς μεταβολή του όγκου του διαλύματος.

- α) ο βαθμός ιοντισμού της NH₃ αυξάνεται και η [NH₄⁺] αυξάνεται,
β) ο βαθμός ιοντισμού της NH₃ αυξάνεται και η [NH₄⁺] ελαττώνεται,
γ) ο βαθμός ιοντισμού της NH₃ ελαττώνεται και η [NH₄⁺] αυξάνεται,
δ) ο βαθμός ιοντισμού της NH₃ ελαττώνεται και η [NH₄⁺] ελαττώνεται.

Αιτιολόγηση

Η προσθήκη NH₃ μετατοπίζει τον ιοντισμό της NH₃: $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$ προς τα δεξιά οπότε η [NH₄⁺] αυξάνεται. Ο βαθμός ιοντισμού της NH₃ σύμφωνα με το νόμο του Ostwald ελαττώνεται αφού αυξάνεται η συγκέντρωση της NH₃. (παρόλο που η ισορροπία μετατοπίζεται δεξιά η απόδοση ελαττώνεται. Αυτό συμβαίνει διότι το θεωρητικό ποσό αυξάνει περισσότερο από το πρακτικό ποσό).

60) Σε ποιο από τα παρακάτω διαλύματα η αραιώση του θα έχει ως συνέπεια την αύξηση της [H₃O⁺]; (σταθερή θερμοκρασία και μικρή αραιώση)

- α) διάλυμα KCl β) διάλυμα HNO₃
γ) διάλυμα CH₃NH₂ δ) διάλυμα HF 1 M/ NaF 1 M

Αιτιολόγηση

Η αύξηση της [H₃O⁺] κατά την αραιώση σημαίνει ότι το διάλυμα είναι βασικό αφού κατά την αραιώση η [OH⁻] ελαττώνεται. Το διάλυμα γ) είναι βασικό. Το δ) είναι ρυθμιστικό διάλυμα οπότε κατά την μικρή αραιώση του το pH δε μεταβάλλεται.

61) Σε θερμοκρασία θ° C ένα υδατικό διάλυμα NaOH έχει pH = 7. Τότε:

- α) θ = 25° C β) θ > 25° C γ) θ < 25° C

δ) δεν μπορούμε να συγκρίνουμε τη θερμοκρασία θ με τους 25° C.

[Στους 25° C: $K_w = 10^{-14}$]

Αιτιολόγηση

Ένα διάλυμα NaOH είναι βασικό και ένα βασικό διάλυμα έχει πάντα μεγαλύτερο pH από ένα ουδέτερο. Οπότε ένα ουδέτερο διάλυμα στη θερμοκρασία αυτή έχει $\text{pH} < 7$, άρα ισχύει:

$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] > 10^{-7} \text{ M}$. Άρα στη θερμοκρασία αυτή $K_w > 10^{-14}$ οπότε η θερμοκρασία αυτή είναι μεγαλύτερη από τους 25° C αφού ο αυτοϊοντισμός του νερού είναι ενδόθερμο φαινόμενο και η σταθερά K_w αυξάνεται με την αύξηση της θερμοκρασίας.

- 62) Στους 35° C υδατικό διάλυμα KOH 0,1 M έχει:
 α) $\text{pH} = 13$ β) $\text{pH} > 13$ γ) $\text{pH} < 13$
 δ) δε μπορούμε να γνωρίζουμε
 [Στους 25° C : $K_w = 10^{-14}$]

Αιτιολόγηση

Από τη διάσταση του KOH προκύπτει $[\text{OH}^-] = 0,1 \text{ M}$. Αφού $\theta > 25^\circ \text{ C}$ θα ισχύει $K_w > 10^{-14}$,

άρα $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} > 10^{-13} \text{ M} \rightarrow \text{pH} < 13$.

- 63) Ένα υδατικό διάλυμα H_2SO_4 στους 25° C έχει $\text{pH} = 1$. Για τη συγκέντρωση C του H_2SO_4 ισχύει:
 α) $C = 0,05 \text{ M}$ β) $C > 0,05 \text{ M}$ γ) $0,05 \text{ M} < C < 0,1 \text{ M}$

Αιτιολόγηση

Το H_2SO_4 είναι ισχυρό κατά τον 1^ο ιοντισμό και ασθενές κατά το 2^ο ιοντισμό. Η συγκέντρωση των ιόντων οξωνίου είναι $[\text{H}_3\text{O}^+] = C + x$ όπου $x < C$ η συγκέντρωση των οξωνίων από το 2^ο ιοντισμό. Είναι $\text{pH} = 1 \rightarrow C + x = 0,1 \rightarrow 2C > 0,1 \rightarrow C > 0,05 \text{ M}$. [Είναι $2C > C + x$].

- 64) Υδατικό διάλυμα NH_3 ($\Delta 1$) και υδατικό διάλυμα CH_3NH_2 ($\Delta 2$) έχουν τον ίδιο όγκο, την ίδια θερμοκρασία και την ίδια τιμή pH. Αν το διάλυμα $\Delta 1$ απαιτεί περισσότερα mol HCl για την πλήρη εξουδετέρωσή του τότε στη θερμοκρασία αυτή:
 α) η NH_3 είναι η ισχυρότερη βάση,
 β) η CH_3NH_2 είναι η ισχυρότερη βάση,
 γ) οι δύο βάσεις έχουν την ίδια ισχύ,
 δ) δεν μπορούμε να συγκρίνουμε την ισχύ των δύο βάσεων.

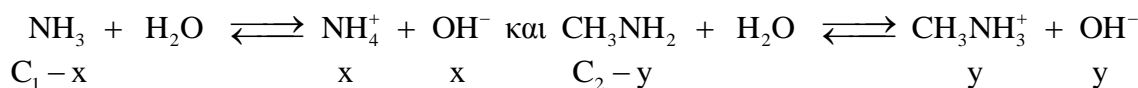
Αιτιολόγηση

Από τις αντιδράσεις εξουδετέρωσης:



προκύπτει ότι η ποσότητα της NH_3 απαιτεί περισσότερα mol για την πλήρη εξουδετέρωσή της απ' ότι η CH_3NH_2 . Επειδή οι όγκοι είναι ίσοι η συγκέντρωση C_1 του διαλύματος $\Delta 1$ είναι μεγαλύτερη από τη συγκέντρωση C_2 του διαλύματος $\Delta 2$.

Από τους ιοντισμούς των βάσεων έχουμε:



Επειδή οι τιμές pH είναι ίσες ισχύει $x = y$. Από τις σταθερές ιοντισμού:

$$K_{b(\text{NH}_3)} = \frac{x^2}{C_1 - x} \text{ και } K_{b(\text{CH}_3\text{NH}_2)} = \frac{x^2}{C_2 - x}$$

προκύπτει ότι $K_{b(\text{CH}_3\text{NH}_2)} > K_{b(\text{NH}_3)}$ οπότε η CH_3NH_2 είναι η ισχυρότερη βάση.

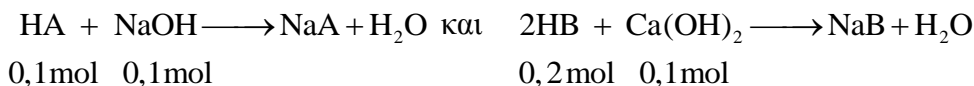
- 65) Υδατικό διάλυμα ($\Delta 1$) του ασθενούς οξέος HA και υδατικό διάλυμα ($\Delta 2$) του ασθενούς οξέος HB έχουν τον ίδιο όγκο, την ίδια θερμοκρασία και την ίδια τιμή pH. Το διάλυμα $\Delta 1$ απαιτεί

0,1 mol NaOH για την πλήρη εξουδετέρωσή του ενώ το διάλυμα Δ2 απαιτεί 0,1 mol Ca(OH)₂ για την πλήρη εξουδετέρωσή του. Οπότε στη θερμοκρασία αυτή:

- α) το HA είναι το ισχυρότερο οξύ,
- β) το HB είναι το ισχυρότερο οξύ,
- γ) τα οξέα HA και HB έχουν την ίδια ισχύ,
- δ) δεν μπορούμε να συγκρίνουμε την ισχύ των δύο οξέων.

Αιτιολόγηση

Από τις αντιδράσεις εξουδετέρωσης και τη στοιχειομετρία τους:



προκύπτει ότι το διάλυμα Δ2 έχει μεγαλύτερη συγκέντρωση. Από τις σταθερές ιοντισμού των οξέων και με δεδομένο ότι έχουν το ίδιο pH έχουμε:

$$K_{a(\text{HA})} = \frac{x^2}{C_1 - x} \quad \text{και} \quad K_{a(\text{HB})} = \frac{x^2}{C_2 - x}$$

Επειδή $C_2 > C_1 \rightarrow K_{a(\text{HA})} > K_{a(\text{HB})}$ οπότε το οξύ HA είναι το ισχυρότερο οξύ.

- 66) Στους 25° C το ασθενές οξύ HA έχει $K_a = 2 \cdot 10^{-7}$. Ένα υδατικό διάλυμα του HA αραιώνεται συνεχώς με προσθήκη νερού. Τότε ο βαθμός ιοντισμού του HA τείνει στην τιμή:
- α) 1
 - β) 0
 - γ) $\frac{1}{2}$
 - δ) $\frac{2}{3}$

Αιτιολόγηση

Σε πολύ μεγάλη αραιώση το pH του διαλύματος τείνει στο pH του καθαρού νερού δηλαδή $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ M}$. Αν α ο βαθμός ιοντισμού του οξέος τότε στην κατάσταση ισορροπίας θα έχουμε $[\text{HA}] = C(1 - \alpha)$ και $[\text{A}^-] = \alpha \cdot C$ όπου C η συγκέντρωση του HA. Άρα:

$$K_a = \frac{\alpha \cdot C \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{C(1 - \alpha)} \rightarrow \alpha = \frac{K_a}{K_a + [\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{2}{3}$$

- 67) Υδατικό διάλυμα (Δ1) περιέχει NH₄Cl 0,1 M και υδατικό διάλυμα (Δ2) περιέχει HCOONH₄ 0,1 M. Τα δύο διαλύματα βρίσκονται σε θερμοκρασία 25° C. Οπότε:
- α) το διάλυμα Δ1 έχει μεγαλύτερη τιμή pH,
 - β) το διάλυμα Δ2 έχει μεγαλύτερη τιμή pH,
 - γ) τα δύο διαλύματα έχουν την ίδια τιμή pH,
 - δ) δεν μπορούμε να συγκρίνουμε τις τιμές pH αφού δε γνωρίζουμε τις σταθερές ιοντισμού.

Αιτιολόγηση

Στο διάλυμα Δ1 αντιδρά με το νερό μόνο το NH₄⁺: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$ οπότε το διάλυμα είναι όξινο. Στο διάλυμα Δ2 αντιδρά και το ανιόν: $\text{HCOO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCOOH} + \text{OH}^-$ το οποίο δρα ως βάση οπότε το διάλυμα Δ2 θα είναι λιγότερο όξινο οπότε θα έχει μεγαλύτερη τιμή pH.

- 68) Υδατικό διάλυμα του άλατος Ca(HSO₄)₂ είναι:
- α) όξινο
 - β) βασικό
 - γ) ουδέτερο
 - δ) όξινο, βασικό ή ουδέτερο ανάλογα με τη συγκέντρωση

Αιτιολόγηση

Το άλας διάσπασται: $\text{Ca(HSO}_4)_2 \longrightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{HSO}_4^-$. Τα ιόντα HSO₄⁻ δρουν ως οξέα:

$\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$ οπότε το διάλυμα είναι όξινο.

Τα HSO_4^- δεν δρουν και ως βάσεις διότι είναι η συζυγής βάση του ισχυρού H_2SO_4 .

- 69) Υδατικό διάλυμα του άλατος $\begin{array}{c} \text{COOK} \\ | \\ \text{COOH} \end{array}$ είναι:

(Οι σταθερές ιοντισμού του οξαλικού οξέος (COOH)₂ είναι $K_{a1} = 0,05$ και $K_{a2} = 5 \cdot 10^{-5}$)

- α) όξινο β) βασικό γ) ουδέτερο
δ) όξινο, βασικό ή ουδέτερο ανάλογα με τη συγκέντρωση

Αιτιολόγηση

Το ιόν $\begin{array}{c} \text{COO}^- \\ | \\ \text{COOH} \end{array}$ που προκύπτει από τη διάσταση του άλατος είναι αμφιπρωτικό:

Δρα ως οξύ: $\begin{array}{c} \text{COO}^- \\ | \\ \text{COOH} \end{array} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \begin{array}{c} \text{COO}^- \\ | \\ \text{COO}^- \end{array} + \text{H}_3\text{O}^+$ με $K_a = K_{a2} = 5 \cdot 10^{-5}$ και

δρα ως βάση: $\begin{array}{c} \text{COO}^- \\ | \\ \text{COOH} \end{array} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \begin{array}{c} \text{COOH} \\ | \\ \text{COOH} \end{array} + \text{OH}^-$ με $K_b = \frac{K_w}{K_{a1}} = 2 \cdot 10^{-10}$.

Επειδή $K_a > K_b$ το διάλυμα είναι όξινο.

- 70) Σε υδατικό διάλυμα CH_3COOH προσθέτουμε υπό σταθερή θερμοκρασία στερεό CH_3COONa χωρίς μεταβολή του όγκου του διαλύματος. Οπότε:

- α) ο βαθμός ιοντισμού και η $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ελαττώνονται,
β) ο βαθμός ιοντισμού και η $[\text{OH}^-]$ ελαττώνονται,
γ) ο βαθμός ιοντισμού δεν επηρεάζεται,
δ) οι συγκεντρώσεις $[\text{OH}^-]$ και $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ελαττώνονται.

Αιτιολόγηση

Κατά την προσθήκη του CH_3COONa τα ιόντα CH_3COO^- μετατοπίζουν την ισορροπία ιοντισμού του οξέος: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ προς τ' αριστερά, οπότε ο βαθμός ιοντισμού του οξέος και η $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ελαττώνονται.

- 71) Το διάλυμα Δ1 περιέχει HF 0,1 M και NaF 0,1 M ενώ το διάλυμα Δ2 περιέχει HF 0,2 M και NaF 0,1 M. Τα δύο διαλύματα βρίσκονται στην ίδια θερμοκρασία. Οπότε:

(ισχύουν οι γνωστές προσεγγίσεις)

- α) ο βαθμός ιοντισμού του HF είναι μεγαλύτερος στο διάλυμα Δ1,
β) ο βαθμός ιοντισμού του HF είναι μεγαλύτερος στο διάλυμα Δ2,
γ) οι βαθμοί ιοντισμού του HF είναι ίσοι στα διαλύματα Δ1 και Δ2,
δ) δεν μπορούμε να συγκρίνουμε του βαθμούς ιοντισμού του HF στα δύο διαλύματα.

Αιτιολόγηση

Τα διαλύματα είναι ρυθμιστικά οπότε έχουμε από την εξίσωση Henderson – Hasselbalch:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\Delta 1} = x = K_{a(\text{HF})} \text{ και } [\text{H}_3\text{O}^+]_{\Delta 2} = y = 2K_{a(\text{HF})}$$

Οι βαθμοί ιοντισμού του HF στα διαλύματα Δ1 και Δ2 είναι αντίστοιχα:

$$\alpha_1 = \frac{x}{0,1} = \frac{K_a}{0,1} \text{ και } \alpha_2 = \frac{y}{0,2} = \frac{2K_a}{0,2} = \frac{K_a}{0,1}$$

Επομένως οι βαθμοί ιοντισμού είναι ίσοι.

- 72) Σε υδατικό διάλυμα (Δ1) NH_3 προσθέτουμε υδατικό διάλυμα NH_4Cl οπότε προκύπτει διάλυμα Δ2. Όλα τα διαλύματα έχουν την ίδια θερμοκρασία. Τότε ο βαθμός ιοντισμού της NH_3 :

- α) είναι μεγαλύτερος στο διάλυμα Δ1 απ' ότι στο διάλυμα Δ2,

- β)** είναι μικρότερος στο διάλυμα Δ1 απ' ότι στο διάλυμα Δ2,
- γ)** είναι ο ίδιος στα διαλύματα Δ1 και Δ3,
- δ)** ανάλογα με τις συγκεντρώσεις των ηλεκτρολυτών ο βαθμός ιοντισμού της NH₃ στο διάλυμα Δ1 μπορεί να είναι ίσος, μικρότερος ή μεγαλύτερος από το βαθμό ιοντισμού της στο διάλυμα Δ3.

Αιτιολόγηση

Κατά την προσθήκη του υδατικού διαλύματος NH₄Cl έχουμε:

- επίδραση του κοινού ιόντος NH₄⁺ στην ισορροπία ιοντισμού της NH₃, το οποίο ελαττώνει το βαθμό ιοντισμού,
- ελάττωση της συγκέντρωσης της NH₃ (λόγω αύξησης του όγκου), η οποία αυξάνει το βαθμό ιοντισμού.

Οπότε ανάλογα με τις συγκεντρώσεις των ηλεκτρολυτών και την τιμή της σταθεράς ιοντισμού της NH₃ ο βαθμός ιοντισμού της NH₃ στο Δ2 είναι δυνατόν να είναι ίσος, μικρότερος ή μεγαλύτερος από το βαθμό ιοντισμού της στο διάλυμα Δ1

- 73)** Σε υδατικό διάλυμα HCOOH προσθέτουμε υπό σταθερή θερμοκρασία αέριο HCl χωρίς μεταβολή του όγκου του διαλύματος. Ποιο από τα παρακάτω αυξάνεται;
- α)** pH
 - β)** pOH
 - γ)** βαθμός ιοντισμού του HCOOH
 - δ)** [HCOO⁻]

Αιτιολόγηση

Κατά την προσθήκη του HCl το οποίο είναι ισχυρό οξύ: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ τα ιόντα H₃O⁺ από τον ιοντισμό του μετατοπίζουν την ισορροπία ιοντισμού του ασθενούς HCOOH προς τ' αριστερά. Η [H₃O⁺] όμως του διαλύματος αυξάνεται επομένως το pH ελαττώνεται και άρα το pOH αυξάνεται.

- 74)** Υδατικό διάλυμα Δ1 περιέχει το ασθενές οξύ HA 0,1 M και HCl 0,1 M. Υδατικό διάλυμα Δ2 περιέχει το ασθενές οξύ HB 0,1 M και HCl 0,2 M. Τα δύο διαλύματα έχουν την ίδια θερμοκρασία και οι βαθμοί ιοντισμού των οξέων HA και HB είναι ίσοι. Αν ισχύουν οι γνωστές προσεγγίσεις τότε, θεωρώντας ότι ισχύουν οι γνωστές προσεγγίσεις:
- α)** το οξύ HA είναι το ισχυρότερο οξύ,
 - β)** το οξύ HB είναι το ισχυρότερο οξύ,
 - γ)** τα οξέα HA και HB έχουν την ίδια ισχύ,
 - δ)** δεν μπορούμε να συγκρίνουμε την ισχύ των δύο οξέων.+

Αιτιολόγηση

Και στα δύο διαλύματα θεωρούμε ότι το pH καθορίζεται από το ισχυρό οξύ.

Στο διάλυμα Δ1 έχουμε [H₃O⁺] = 0,1 M. [A⁻] = x M οπότε: $K_{a(\text{HA})} = \frac{x \cdot 0,1}{0,1}$.

Αλλά $\alpha = \frac{x}{0,1}$ οπότε $K_{a(\text{HA})} = \alpha \cdot 0,1$.

Εργαζόμενοι όμοια για το διάλυμα Δ2 έχουμε $K_{a(\text{HB})} = \alpha \cdot 0,2$.

Επειδή οι βαθμοί ιοντισμού είναι ίσοι έχουμε $K_{a(\text{HB})} > K_{a(\text{HA})}$ οπότε το οξύ HB είναι το ισχυρότερο οξύ.

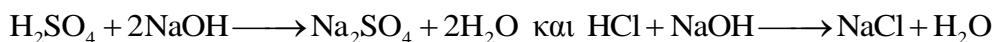
- 75)** Υδατικό διάλυμα Δ1 περιέχει H₂SO₄ και υδατικό διάλυμα Δ2 περιέχει HCl. Τα δύο διαλύματα έχουν την ίδια θερμοκρασία, τον ίδιο όγκο και την ίδια συγκέντρωση. Τότε:
- α)** το pH του Δ1 είναι μικρότερο και τα δύο διαλύματα απαιτούν την ίδια ποσότητα mol NaOH για την πλήρη εξουδετέρωση τους,

- β) τα δύο διαλύματα έχουν την ίδια τιμή pH και απαιτούν την ίδια ποσότητα mol NaOH για την πλήρη εξουδετέρωσή τους,
 γ) το διάλυμα Δ1 έχει τη μικρότερη τιμή pH και απαιτεί περισσότερα mol NaOH για την πλήρη εξουδετέρωσή του,
 δ) το διάλυμα Δ2 έχει τη μικρότερη τιμή pH και απαιτεί περισσότερα mol NaOH για την πλήρη εξουδετέρωσή του,

Αιτιολόγηση

Αν C οι κοινή συγκέντρωση των διαλυμάτων τότε στο Δ1, $[H_3O^+] = C + x$ όπου x η $[H_3O^+]$ από το δεύτερο ιοντισμό του H_2SO_4 . Στο Δ2 $[H_3O^+] = C$. Οπότε το Δ1 έχει μικρότερη τιμή pH. Τα δύο διαλύματα περιέχουν τον ίδιο αριθμό mol οξέων.

Από τις αντιδράσεις εξουδετέρωσης:



προκύπτει ότι το διάλυμα H_2SO_4 απαιτεί διπλάσια ποσότητα NaOH για την πλήρη εξουδετέρωσή του.

- 76) Ένα υδατικό διάλυμα (Δ) θερμοκρασίας $25^\circ C$ περιέχει $HCOOH$ με σταθερά $K_{a1} = 2 \cdot 10^{-4}$ και CH_3COOH με σταθερά $K_{a2} = 2 \cdot 10^{-5}$. Στο διάλυμα Δ:

- α) το $HCOOH$ έχει μεγαλύτερο βαθμό ιοντισμού,
 β) το CH_3COOH έχει μεγαλύτερο βαθμό ιοντισμού,
 γ) οι βαθμοί ιοντισμού των δύο οξέων είναι ίσοι,
 δ) δεν μπορούμε να συγκρίνουμε τους βαθμούς ιοντισμού των δύο οξέων αφού δε γνωρίζουμε τις συγκεντρώσεις τους.

Αιτιολόγηση

Αν α_1 ο βαθμός ιοντισμού του $HCOOH$ τότε στην κατάσταση ισορροπίας θα έχουμε:

$[HCOO^-] = \alpha_1 \cdot C_1$ και $[HCOOH] = C_1(1 - \alpha_1)$ όπου C_1 η συγκέντρωση του οξέος.

Από τη σταθερά ιοντισμού του οξέος έχουμε:

$$K_{a1} = \frac{\alpha_1 C_1 \cdot [H_3O^+]}{C_1(1 - \alpha_1)} \rightarrow \alpha_1 = \frac{K_{a1}}{K_{a1} + [H_3O^+]} = \frac{1}{1 + \frac{[H_3O^+]}{K_{a1}}}$$

Με τον ίδιο τρόπο ο βαθμός ιοντισμού του CH_3COOH είναι: $\alpha_2 = \frac{1}{1 + \frac{[H_3O^+]}{K_{a2}}}$

Είναι $\frac{[H_3O^+]}{K_{a1}} < \frac{[H_3O^+]}{K_{a2}} \rightarrow \alpha_1 > \alpha_2$.

- 77) Υδατικό διάλυμα Δ1 περιέχει HCl 0,1 M και υδατικό διάλυμα Δ2 CH_3COOH 0,1 M. Τα δύο διαλύματα έχουν τον ίδιο όγκο και την ίδια θερμοκρασία $25^\circ C$. Σε κάθε διάλυμα προσθέτουμε στερεό NaOH χωρίς μεταβολή του όγκου. Για προκύψει ουδέτερο διάλυμα:

- α) πρέπει να προσθέσουμε περισσότερα mol NaOH στο διάλυμα Δ1,
 β) πρέπει να προσθέσουμε περισσότερα mol NaOH στο διάλυμα Δ2,
 γ) πρέπει να προσθέσουμε τα ίδια mol NaOH και στα δύο διαλύματα,
 δ) δεν μπορούμε να γνωρίζουμε σε ποιο διάλυμα πρέπει να προσθέσουμε περισσότερα mol NaOH.

Αιτιολόγηση

Τα δύο διαλύματα περιέχουν ίσα mol οξέων. Για να προκύψει ουδέτερο διάλυμα πρέπει να προσθέσουμε στο Δ1 ίδια ποσότητα mol NaOH με εκείνη του HCl αφού το HCl είναι ισχυρό

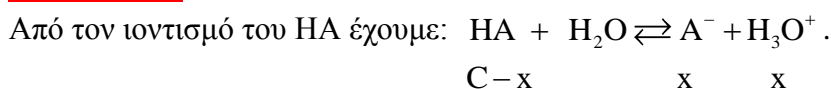
οξύ. Αν όμως προσθέσουμε ισομοριακή ποσότητα NaOH με εκείνη του CH₃COOH προκύπτει βασικό διάλυμα λόγω του ιόντος CH₃COO⁻. Επομένως το ουδέτερο διάλυμα επιτυγχάνεται με προσθήκη μικρότερης ποσότητας NaOH στο διάλυμα Δ2.

- 78)** Υδατικό διάλυμα (Δ1) του οξέος HA C M έχει pH = 3 ενώ υδατικό διάλυμα (Δ2) του άλατος NaA C M έχει pH = 9. Τα δύο διαλύματα έχουν την ίδια θερμοκρασία 25° C, όπου K_w = 10⁻¹⁴. Στη θερμοκρασία αυτή η σταθερά ιοντισμού του οξέος HA είναι:

(Ισχύουν οι γνωστές προσεγγίσεις)

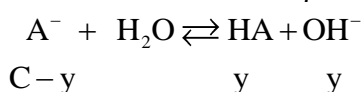
- α)** 10⁻⁴ **β)** 10⁻⁵ **γ)** 10⁻⁶ **δ)** 10⁻⁷

Αιτιολόγηση



Θεωρούμε C - x ≈ C και είναι x = [H₃O⁺] = 10⁻³ M, οπότε K_{a(HA)} = $\frac{10^{-6}}{C}$ (1).

Στο διάλυμα Δ2 το άλας δίστανται και τα ιόντα A⁻ αντιδρούν με το νερό:



Θεωρούμε C - y ≈ C και είναι y = [OH⁻] = 10⁻⁵ M, οπότε K_{b(A⁻)} = $\frac{K_w}{K_{a(HA)}} = \frac{10^{-10}}{C}$ (2).

Διαιρώντας κατά μέλη τις (1) και (2) έχουμε: $\frac{K_a^2}{K_w} = 10^4 \rightarrow K_a^2 = 10^{-10} \rightarrow K_a = 10^{-5}$.

- 79)** Η συγκέντρωση C των διαλυμάτων της προηγούμενης ερώτησης:
- α)** ισούται με 1 M **β)** ισούται με 0,1 M
γ) ισούται με 0,01 M **δ)** μπορεί να έχει οποιαδήποτε τιμή

Αιτιολόγηση

Αντικαθιστώντας στην σχέση (1) προκύπτει ότι C = 0,1 M.

- 80)** Ρυθμιστικό διάλυμα Δ1 περιέχει HA 1 M/ NaA 1 M και έχει όγκο 1 L.
 Ρυθμιστικό διάλυμα Δ2 περιέχει HA 1 M/ NaA 1 M και έχει όγκο 0,5 L.

Σε κάθε ρυθμιστικό διάλυμα προσθέτουμε την ίδια μικρή ποσότητα NaOH. Θεωρούμε ότι μετά την προσθήκη του NaOH τα διαλύματα Δ1 και Δ2 εξακολουθούν να είναι ρυθμιστικά. Τότε:

- α)** μεγαλύτερη μεταβολή στο pH θα παρουσιάσει το διάλυμα Δ1,
β) μεγαλύτερη μεταβολή στο pH θα παρουσιάσει το διάλυμα Δ2,
γ) και τα δύο διαλύματα θα παρουσιάσουν την ίδια μεταβολή στο pH τους,
δ) δεν μπορούμε να συγκρίνουμε τις μεταβολές του pH των δύο διαλυμάτων.

Αιτιολόγηση

Επειδή [HA] = [A⁻] τα Δ1 και Δ2 έχουν την ίδια τιμή pH = pK_{a(HA)}. Έστω ότι προσθέτουμε n mol NaOH. Τότε:

Το διάλυμα Δ1 περιέχει 1 mol HA και 1 mol NaA. Μετά την προσθήκη του NaOH η ποσότητα του HA θα είναι (1 - n) mol ενώ εκείνη του NaA (1 + n) mol.

Το Δ1 έχει pH ίσο με pH = pK_a + log $\frac{1+n}{1-n}$.

Το Δ2 αρχικά περιέχει 0,5 mol HA και 0,5 mol NaA. Οπότε μετά την προσθήκη του NaOH θα έχει pH = pK_a + log $\frac{0,5+n}{0,5-n}$. Είναι $\frac{0,5+n}{0,5-n} > \frac{1+n}{1-n}$ (η διαφορά τους είναι θετική) οπότε το Δ2

θα παρουσιάσει μεγαλύτερη μεταβολή στο pH.

- 81) Ένα ρυθμιστικό διάλυμα που περιέχει το ασθενές οξύ HA και το άλας NaA θα είναι:
- υποχρεωτικά όξινο,
 - όξινο ή ουδέτερο,
 - βασικό,
 - όξινο, βασικό ή ουδέτερο ανάλογα με τις συγκεντρώσεις και την τιμή της σταθεράς ιοντισμού του HA.

Αιτιολόγηση

Το pH ενός ρυθμιστικού διαλύματος υπολογίζεται από την εξίσωση Henderson – Hasselbalch:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{C_\beta}{C_\alpha} \text{ οπότε ανάλογα με την τιμή της } K_a \text{ και τις συγκεντρώσεις των συζυγών}$$

μορφών το διάλυμα μπορεί να είναι όξινο, βασικό ή ουδέτερο.

- 82) Υδατικό διάλυμα NH₃ έχει όγκο 100 mL και συγκέντρωση 0,1 M. Στο διάλυμα αυτό προσθέτουμε 100 mL υδατικού διαλύματος HCl συγκέντρωσης C οπότε προκύπτει διάλυμα Δ. Αραιώνουμε το διάλυμα Δ σε δεκαπλάσιο όγκο και παρατηρούμε ότι το pH του δεν αλλάζει. Τα υδατικά διαλύματα βρίσκονται σε θερμοκρασία 25° C και σε αυτά ισχύουν οι γνωστές προσεγγίσεις.

Οπότε η συγκέντρωση C του διαλύματος του HCl

- είναι μεγαλύτερη από 0,1 M,
- είναι ίση με 0,1 M,
- είναι μικρότερη από 0,1 M,
- είναι μεγαλύτερη ή ίση από 0,1 M.

Αιτιολόγηση

Όταν αραιώνουμε ένα υδατικό διάλυμα και το pH του δεν αλλάζει τότε ή το διάλυμα είναι ουδέτερο (pH = 7) ή είναι ρυθμιστικό. Κατά την ανάμιξη των διαλυμάτων πραγματοποιείται η αντίδραση NH₃ + HCl → NH₄Cl. Όταν συμβεί πλήρης εξουδετέρωση τότε προκύπτει όξινο διάλυμα λόγω του ιόντος NH₄⁺. Για να προκύψει ουδέτερο διάλυμα πρέπει να γίνει μερική εξουδετέρωση της NH₃ από το HCl. Επίσης για να προκύψει ρυθμιστικό διάλυμα πρέπει να γίνει μερική εξουδετέρωση της NH₃ από το HCl. Οπότε σε κάθε περίπτωση η ποσότητα mol του HCl πρέπει να είναι μικρότερη από εκείνη της NH₃. Επειδή τα διαλύματα έχουν τον ίδιο όγκο πρέπει C < 0,1 M.

- 83) Ρυθμιστικό διάλυμα περιέχει CH₃COOH 0,1 M και (CH₃COO)₂Ca 0,1 M. Η θερμοκρασία είναι 25° C στην οποία η σταθερά ιοντισμού του CH₃COOH είναι K_a = 10⁻⁵.

Στο διάλυμα αυτό ισχύει:

$$\alpha) [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5} \text{ M} \qquad \beta) [\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$\gamma) [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1}{2} \cdot 10^{-5} \text{ M} \qquad \delta) [\text{H}_3\text{O}^+] = 4 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Αιτιολόγηση

Το άλας δίστανται $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ca} \longrightarrow 2\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Ca}^{2+}$. Το ρυθμιστικό διάλυμα περιέχει

0,1 M 0,2 M

$$\text{CH}_3\text{COOH } 0,1 \text{ M και } \text{CH}_3\text{COO}^- \text{ οπότε: } [\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \cdot \frac{C_\alpha}{C_\beta} = 10^{-5} \cdot \frac{0,1}{0,2} = \frac{1}{2} \cdot 10^{-5}.$$

- 84) Σε 1 L ρυθμιστικού διαλύματος (Δ1) HA 0,1 M/NaA 0,1 M προσθέσουμε n mol HCl χωρίς μεταβολή του όγκου οπότε προκύπτει πάλι ρυθμιστικό διάλυμα του οποίου το pH είναι μικρότερο του αρχικού κατά x. Αν προσθέσουμε στο (Δ1) n mol NaOH, χωρίς μεταβολή του

όγκου, τότε το pH του διαλύματος που προκύπτει θα είναι αυξημένο σε σχέση με εκείνο του (Δ1): (Η θερμοκρασία σε κάθε περίπτωση είναι η ίδια)

α) κατά x

β) κατά λιγότερο από x

γ) κατά μεγαλύτερο από x

δ) δεν μπορούμε να γνωρίζουμε

Αιτιολόγηση

Στο 1 L του ρυθμιστικού περιέχονται 0,1 mol HA και 0,1 mol NaA. Με την προσθήκη n mol HCl αυτά αντιδρούν με το NaA σχηματίζοντας HA και NaCl. Οπότε η νέα ποσότητα του HA

είναι $0,1+n$ και του NaA $0,1-n$ και το pH του διαλύματος είναι $pH = pK_a + \log \frac{0,1-n}{0,1+n}$.

Αρχικά $pH = pK_a$, οπότε $\Delta pH = \log \frac{0,1-n}{0,1+n} = -x$, όπου $x = \log \frac{0,1+n}{0,1-n}$. Κατά την προσθήκη

NaOH αυτό αντιδρά με το HA οπότε η νέα ποσότητα του HA είναι $0,1-n$ και του NaA

$0,1+n$, άρα $pH = pK_a + \log \frac{0,1+n}{0,1-n} \rightarrow \Delta pH = x$.

85) Ο δείκτης HΔ είναι ένα ασθενές μονοπρωτικό οξύ. Μικρή ποσότητα του δείκτη προστίθενται σ' ένα υδατικό διάλυμα με $pH = 5$ (θερμοκρασία $25^\circ C$). Το πηλίκο των συγκεντρώσεων των

συζυγών μορφών του δείκτη είναι $\frac{[\Delta^-]}{[H\Delta]} = \frac{1}{5}$. Οπότε η σταθερά ιοντισμού του δείκτη είναι:

α) $K_{a(H\Delta)} = 5 \cdot 10^{-5}$

β) $K_{a(H\Delta)} = 2 \cdot 10^{-6}$

γ) $K_{a(H\Delta)} = 2 \cdot 10^{-5}$

δ) $K_{a(H\Delta)} = 5 \cdot 10^{-6}$

Αιτιολόγηση

Η σταθερά ιοντισμού του δείκτη είναι $K_{a(H\Delta)} = \frac{[\Delta^-][H_3O^+]}{[H\Delta]}$. Η παρουσία του δείκτη δεν επη-

ρεάζει το pH του διαλύματος, άρα $K_{a(H\Delta)} = \frac{1}{5} \cdot 10^{-5} = 2 \cdot 10^{-6}$.

86) Μικρή ποσότητα ενός δείκτη προστίθεται σ' ένα υδατικό διάλυμα. Το πηλίκο των συγκεντρώσεων των συζυγών μορφών του δείκτη είναι $\frac{[\Delta^-]}{[H\Delta]} = \frac{1}{4}$. Το ποσοστό των μορίων του δείκτη

που δεν ιοντίστηκαν είναι:

α) 25%

β) 75%

γ) 20%

δ) 80%

Αιτιολόγηση

Αν C η συγκέντρωση του δείκτη και x το κλάσμα αυτής που ιοντίστηκε, τότε $[H\Delta] = C - x$ και

$[A^-] = x$, άρα $\frac{[\Delta^-]}{[H\Delta]} = \frac{1}{4} \rightarrow \frac{x}{C-x} = \frac{1}{4} \rightarrow 4x = C-x \rightarrow x = \frac{C}{5} = 0,2C$. Ιοντίστηκε το 20% των

μορίων του HΔ οπότε το 80% έμεινε αδιάστατο.

87) Σε μία ογκομέτρηση χρησιμοποιείται ένας πρωτολυτικός δείκτης HΔ. Στο ισοδύναμο σημείο της ογκομέτρησης το πηλίκο των συζυγών μορφών του δείκτη είναι $\frac{[\Delta^-]}{[H\Delta]} = 6$. Επομένως:

α) ο δείκτης είναι κατάλληλος για αυτήν την ογκομέτρηση,

β) ο δείκτης είναι ακατάλληλος για αυτήν την ογκομέτρηση,

γ) ο δείκτης είναι κατάλληλος μόνο όταν η ογκομέτρηση είναι οξυμετρία,

δ) ο δείκτης είναι κατάλληλος μόνο όταν η ογκομέτρηση είναι αλκαλιμετρία.

Αιτιολόγηση

Ο δείκτης θα είναι κατάλληλος για την ογκομέτρηση αν το pH του ογκομετρούμενου διαλύματος στο ισοδύναμο σημείο περιέχεται στην περιοχή pH χρωματικής αλλαγής του δείκτη. Στην περιοχή αυτή δεν επικρατεί κάποιο χρώμα διότι καμία από τις συγκεντρώσεις των συζυγών μορφών του δείκτη δεν είναι μεγαλύτερη από το δεκαπλάσιο της άλλης.

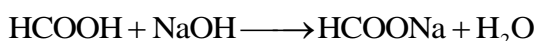
Δηλαδή ισχύει $0,1 \leq \frac{[\Delta^-]}{[H\Delta]} \leq 10$. Οπότε ο δείκτης αυτός είναι κατάλληλος.

- 88) Υδατικό διάλυμα HCOOH όγκου 20 mL ογκομετρείται με πρότυπο διάλυμα NaOH 0,2 M. Στο ισοδύναμο σημείο καταναλώθηκαν 10 mL του πρότυπου διαλύματος. Η συγκέντρωση του διαλύματος του HCOOH είναι:

α) 0,1 M β) 0,2 M γ) 0,05 M δ) 0,4 M

Αιτιολόγηση

Από τη στοιχειομετρία της αντίδρασης εξουδετέρωσης:



προκύπτει ότι $n_{\text{NaOH}} = n_{\text{HCOOH}} \rightarrow 0,2\text{M} \cdot 0,01\text{L} = C \cdot 0,02 \rightarrow C = 0,1\text{M}$.

- 89) Η παραπάνω ογκομέτρηση πραγματοποιείται στους 25° C. Το ογκομετρούμενο διάλυμα έχει pH = 7:

α) στο ισοδύναμο σημείο,
β) πριν από το ισοδύναμο σημείο,
γ) μετά το ισοδύναμο σημείο,
δ) στην αρχή της ογκομέτρησης.

Αιτιολόγηση

Στο ισοδύναμο σημείο το ογκομετρούμενο διάλυμα είναι βασικό λόγω του ιοντισμού του HCOO⁻: $\text{HCOO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCOOH} + \text{OH}^-$. Λόγω της συνεχούς προσθήκης του NaOH το pH αυξάνεται. Οπότε πριν το ισοδύναμο σημείο το διάλυμα είναι ουδέτερο.

- 90) Υδατικό διάλυμα του ασθενούς οξέος HA όγκου 20 mL ογκομετρείται στους 25° C με πρότυπο διάλυμα Ba(OH)₂ 0,1 M. Στο ισοδύναμο σημείο καταναλώθηκαν 20 mL από το πρότυπο διάλυμα. Η συγκέντρωση του διαλύματος του HA είναι:

α) 0,1 M β) 0,2 M γ) 0,05 M δ) 0,4 M

Αιτιολόγηση

Από τη στοιχειομετρία της αντίδρασης $2\text{HA} + \text{Ca(OH)}_2 \longrightarrow \text{CaA}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ έχουμε:

$n_{\text{HA}} = 2n_{\text{Ba(OH)}_2} \rightarrow C \cdot 0,02\text{L} = 2 \cdot 0,1\text{M} \cdot 0,02\text{L} \rightarrow C = 0,2\text{M}$.

- 91) Το οξύ HA της προηγούμενης ερώτησης έχει $K_a = 10^{-5}$. Όταν στην ογκομέτρηση της προηγούμενης ερώτησης έχουν προστεθεί 10 mL από το πρότυπο διάλυμα τότε για το pH ογκομετρούμενου διαλύματος ισχύει η σχέση:

α) pH = 5 β) pH < 5 γ) 5 < pH < 7 δ) pH > 7

Αιτιολόγηση

Έστω n η ποσότητα του HA στο ογκομετρούμενο διάλυμα. Όταν προστεθούν 20 mL πραγματοποιείται πλήρης εξουδετέρωση. Άρα όταν έχουν προστεθεί 10 mL έχει εξουδετερωθεί η μισή ποσότητα του HA. Οπότε έχουμε:

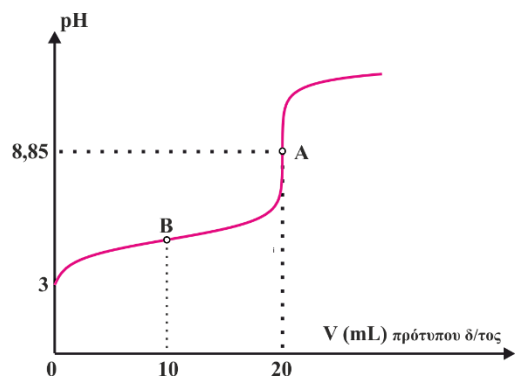
	$2\text{HA} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{CaA}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$		
Αρχικά (mol)	n	$\frac{n}{4}$	
Αντ./Παρ. (mol)	$-\frac{n}{2}$	$-\frac{n}{4}$	$\frac{n}{4}$
Ισορροπία (mol)	$\frac{n}{2}$	0	$\frac{n}{4}$

Το άλας διάστανται: $\text{CaA}_2 \longrightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{A}^-$.



Οπότε υπάρχει ρυθμιστικό διάστημα HA/A^- με ίσες συγκεντρώσεις, άρα $\text{pH} = \text{pK}_a = 5$.

- 92) 20 mL ενός υδατικού διαλύματος ενός οξέος HA ογκομετρούνται με πρότυπο διάλυμα NaOH 0,1 M στους 25° C οπότε λαμβάνεται η καμπύλη ογκομέτρησης η οποία φαίνεται στο διπλανό σχήμα. Το σημείο A του σχήματος είναι το ισοδύναμο σημείο της ογκομέτρησης. Επομένως:



- α) το οξύ HA είναι ισχυρό συγκέντρωσης 0,1 M,
- β) το οξύ HA είναι ασθενές συγκέντρωσης 0,1 M,
- γ) το οξύ HA είναι ισχυρό συγκέντρωσης 0,2 M,
- δ) το οξύ HA είναι ασθενές συγκέντρωσης 0,2 M.

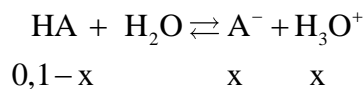
Αιτιολόγηση

Για να βρούμε αν το οξύ είναι ισχυρό ή ασθενές κοιτάμε την τιμή pH στο ισοδύναμο σημείο. Επειδή $\text{pH} > 7$ το ιόν A^- αντιδρά με το νερό: $\text{A}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HA} + \text{OH}^-$ το οξύ HA είναι ασθενές. Από τη στοιχειομετρία της αντίδρασης εξουδετέρωσης $\text{HA} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaA} + \text{H}_2\text{O}$ προκύπτει ότι $n_{\text{HA}} = n_{\text{NaOH}} \rightarrow C \cdot 0,02\text{L} = 0,1\text{M} \cdot 0,02\text{L} \rightarrow C = 0,1\text{M}$.

- 93) Η σταθερά ιοντισμού του οξέος HA της προηγούμενης ερώτησης:
- α) είναι ίση με 10^{-4}
 - β) είναι ίση με 10^{-5}
 - γ) είναι ίση με 10^{-6}
 - δ) δεν μπορεί να υπολογιστεί
- (ισχύουν οι προσεγγίσεις)

Αιτιολόγηση

Πριν αρχίσει η προσθήκη του πρότυπου διαλύματος το ογκομετρούμενο διάλυμα έχει $\text{pH} = 3$. Από τον ιοντισμό του HA έχουμε:



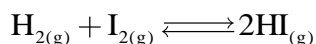
Θεωρούμε την προσέγγιση $0,1 - x \simeq 0,1$ και είναι $x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} \text{ M}$, άρα: $K_a = \frac{10^{-6}}{0,1} = 10^{-5}$.

- 94) Στην ογκομέτρηση της προηγούμενης ερώτησης όταν έχουν προστεθεί 10 mL του πρότυπου διαλύματος, το pH του ογκομετρούμενου διαλύματος:
- α) είναι ίσο με 5
 - β) είναι ίσο με 6
 - γ) είναι ίσο με 7
 - δ) δεν μπορεί να υπολογιστεί

Αιτιολόγηση

Όταν προστεθούν 10 mL βρισκόμαστε στο μέσο της ογκομέτρησης (έχει εξουδετερωθεί η μισή ποσότητα του HA) οπότε έχουμε ρυθμιστικό διάλυμα με ίσες συγκεντρώσεις των συζυγών μορφών οπότε $\text{pH} = \text{pK}_a = 5$.

- 95) Σε δοχείο όγκου V εισάγονται 2 mol H_2 και 2 mol I_2 οπότε αποκαθίσταται η ισορροπία σε θερμοκρασία θ_1 :



Η ποσότητα του HI στην κατάσταση ισορροπίας διαβιβάζεται σε υδατικό διάλυμα NH_3 οπότε προκύπτει ρυθμιστικό διάλυμα με $\text{pH} = 9$. Επαναλαμβάνουμε το πείραμα σε θερμοκρασία $\theta_2 > \theta_1$ με τις ίδιες αρχικές ποσότητες του H_2 και του I_2 και διαβιβάζουμε την ποσότητα του HI στην κατάσταση ισορροπία στο ίδιο διάλυμα NH_3 οπότε προκύπτει ρυθμιστικό διάλυμα με $\text{pH} = 10$. Τα υδατικά διαλύματα έχουν θερμοκρασία 25°C .

Επομένως η διάσπαση του HI σε I_2 και H_2 :

- α) είναι ενδόθερμη αντίδραση,
- β) είναι εξώθερμη αντίδραση,
- γ) είναι θερμοουδέτερη αντίδραση,
- δ) είναι μία αντίδραση όπου δεν μπορούμε να γνωρίζουμε αν είναι ενδόθερμη ή εξώθερμη.

Αιτιολόγηση

Και στις δύο περιπτώσεις γίνεται μερική εξουδετέρωση της NH_3 από το HI αφού προκύπτει ρυθμιστικό διάλυμα. Έστω ότι η ποσότητα της NH_3 είναι n mol και σε θερμοκρασία θ_1 η ποσότητα του HI στη χημική ισορροπία είναι x mol ενώ σε θερμοκρασία θ_2 είναι y mol.

Για τα ρυθμιστικά διαλύματα έχουμε $[\text{OH}^-] = K_b \cdot \frac{C_\beta}{C_\alpha}$. Αφού το δεύτερο διάλυμα έχει μεγαλύ-

τερο pH το πηλίκο $\frac{C_\beta}{C_\alpha}$ έχει τη μεγαλύτερη τιμή. Στη θ_1 είναι $\frac{C_\beta}{C_\alpha} = \frac{n-x}{x}$ ενώ στη θ_2 είναι

$\frac{C_\beta}{C_\alpha} = \frac{n-y}{y}$. Επειδή $\frac{n-y}{y} > \frac{n-x}{x} \rightarrow x > y$ άρα παράγεται περισσότερη ποσότητα HI στην

πρώτη περίπτωση. Η αύξηση της θερμοκρασίας έχει ως αποτέλεσμα την παραγωγή μικρότερης ποσότητας HI. Η αύξηση της θερμοκρασίας όμως ευνοεί τις ενδόθερμες αντιδράσεις οπότε ο σχηματισμός του HI είναι εξώθερμη αντίδραση και επομένως η διάσπαση του HI είναι ενδόθερμη αντίδραση.

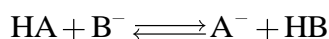
- 96) Η αντίδραση εξουδετέρωσης: $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$:

- α) είναι ενδόθερμη αντίδραση,
- β) είναι εξώθερμη αντίδραση,
- γ) είναι θερμοουδέτερη αντίδραση,
- δ) είναι μία αντίδραση όπου δεν μπορούμε να γνωρίζουμε αν είναι ενδόθερμη ή εξώθερμη.

Αιτιολόγηση

Είναι αντίδραση εξώθερμη. Η αντίστροφη αντίδραση $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$ (ο αυτοϊοντισμός του νερού) είναι ενδόθερμη αντίδραση

- 97) Στους 25°C η σταθερά της χημικής ισορροπίας



είναι ίση με 4. Επομένως:

- α) το οξύ HA είναι το ισχυρότερο οξύ,
- β) το οξύ HB είναι το ισχυρότερο οξύ,

- γ) τα οξέα HA και HB έχουν την ίδια ισχύ,
 δ) δεν μπορούμε να συγκρίνουμε την ισχύ των οξέων HA και HB.

Αιτιολόγηση

Η σταθερά ισορροπίας της αμφίδρομης αντίδρασης είναι: $K_C = \frac{[A^-][HB]}{[HA] \cdot [B^-]}$ οπότε:

$$K_C = \frac{[A^-][HB]}{[HA] \cdot [B^-]} = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} \cdot \frac{[HB]}{[B^-][H_3O^+]} \rightarrow K_C = 4 = \frac{K_{a(HA)}}{K_{a(HB)}} \rightarrow K_{a(HA)} = 4K_{a(HB)}$$

Οπότε το οξύ HA είναι το ισχυρότερο οξύ.

- 98)** 20 mL υδατικού διαλύματος του ασθενούς οξέος HA ογκομετρούνται ίδιας 25° C με πρότυπο διάλυμα NaOH. Στο ισοδύναμο σημείο το ογκομετρούμενο διάλυμα έχει pH = 9. Αν ογκομετρήσουμε με το ίδιο πρότυπο διάλυμα, σε θερμοκρασία 25° C, 20 mL υδατικού διαλύματος του ασθενούς οξέος HB, το οποίο είναι ισχυρότερο οξύ από το HA και έχει την ίδια συγκέντρωση με εκείνης του HA, τότε στο ισοδύναμο σημείο:

- α) το pH του ογκομετρούμενου διαλύματος θα είναι ίσο με 9,
 β) το pH του ογκομετρούμενου διαλύματος θα είναι μεγαλύτερο από 9,
 γ) το pH του ογκομετρούμενου διαλύματος θα είναι μικρότερο από 9,
 δ) δεν μπορούμε να συγκρίνουμε το pH του ογκομετρούμενου διαλύματος με το 9.
 (Ισχύουν οι γνωστές προσεγγίσεις).

Αιτιολόγηση

Αφού τα διαλύματα των οξέων έχουν την ίδια συγκέντρωση και στην ογκομέτρηση του HB θα απαιτούνται 20 mL πρότυπου διαλύματος. Στο ισοδύναμο σημείο και στις δύο ογκομετρήσεις τα δύο ογκομετρούμενα διαλύματα θα έχουν τον ίδιο όγκο (40 mL) και θα περιέχουν τα άλατα NaA και NaB με ίσες συγκεντρώσεις αφού οι αρχικές ποσότητες mol των HA και HB είναι ίσες μεταξύ τους. Ισχύει $[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot C}$. Αφού το οξύ HB είναι ισχυρότερο από το HA το ιόν B⁻ θα είναι ασθενέστερη βάση από το ιόν A⁻. Αφού $K_{b(A^-)} > K_{b(B^-)}$ στην ογκομέτρηση του HB το ογκομετρούμενο διάλυμα θα έχει τιμή pH < 9.

- 99)** Ένας φοιτητής ογκομετρεί υδατικό διάλυμα NH₃, στους 25° C, με πρότυπο διάλυμα HCl. Ο φοιτητής χρησιμοποιεί ως δείκτη τη φαινολοφθαλεΐνη με περιοχή pH χρωματικής αλλαγής 8,2 – 10. Ο φοιτητής με δεδομένο ότι παρατηρεί σωστά τη χρωματική αλλαγή του δείκτη.
- α) υπολογίζει για την NH₃ συγκέντρωση κοντά στην πραγματική της τιμή,
 β) υπολογίζει για την NH₃ συγκέντρωση μεγαλύτερη από την πραγματική της τιμή,
 γ) υπολογίζει για την NH₃ συγκέντρωση μικρότερη από την πραγματική της τιμή.

Αιτιολόγηση

Όταν πραγματοποιηθεί η εξουδετέρωση $NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$ τότε στο ισοδύναμο σημείο το pH του ογκομετρούμενου διαλύματος είναι μικρότερο από 7 λόγω του όξινου χαρακτήρα του ιόντος NH₄⁺. Επομένως ο φοιτητής σταμάτησε την ογκομέτρηση πριν από το ισοδύναμο σημείο αφού ο δείκτης αλλάζει χρώμα κοντά στην τιμή pH = 9.

Οπότε υπολόγισε μικρότερη συγκέντρωση από την πραγματική.

- 100)** Σε κλειστό δοχείο διαβιβάζονται n mol αέριας NH₃ και n mol αέριου HCl οπότε αποκαθίσταται, σε σταθερή θερμοκρασία η ισορροπία: $NH_{3(g)} + HCl_{(g)} \rightleftharpoons NH_{4Cl_{(s)}}$. Όταν η ποσότητα του NH₄Cl στην κατάσταση ισορροπίας διαλυθεί στο νερό τότε προκύπτει διάλυμα Δ1 όγκου V με pH = 5,5. Αν τα n mol αέριας NH₃ και τα n mol αέριου HCl διαλυθούν στο νερό τότε προκύπτει διάλυμα όγκου V το οποίο έχει pH = 5. Τα υδατικά διαλύματα βρίσκονται σε θερμοκρασία

25° C και ισχύουν οι γνωστές προσεγγίσεις. Με τα δεδομένα αυτά η απόδοση της αμφίδρομης αντίδρασης είναι:

α) 10%

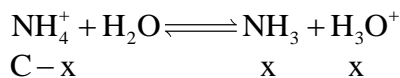
β) 20%

γ) 50%

δ) 90%

Αιτιολόγηση

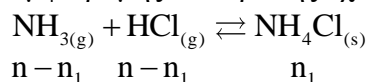
Στο διάλυμα Δ2 πραγματοποιείται η εξουδετέρωση $\text{HCl} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$ και παράγονται n mol NH_4Cl συγκέντρωσης $C = \frac{n}{V}$. Από τον ιοντισμό του NH_4^+ έχουμε:



Θεωρούμε την προσέγγιση $C - x \simeq C$ και είναι $x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5}$ M.

Από τη σταθερά ιοντισμού του NH_4^+ έχουμε: $K_a = \frac{x^2}{C} \rightarrow K_a = \frac{10^{-11}}{C}$ (1).

Στην κατάσταση ισορροπίας της αμφίδρομης αντίδρασης έχουμε: (οι ποσότητες σε mol)



Όταν η ποσότητα του NH_4Cl στην κατάσταση ισορροπίας διαλυθεί στο νερό τότε η συγκέντρωση του αμμωνίου είναι $C_1 = \frac{n_1}{V}$. Από τη σταθερά ιοντισμού έχουμε:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{C_1} \rightarrow K_a = \frac{10^{-11}}{C_1}$$
 (2)

Από τις σχέσεις (1) και (2) έχουμε:

$$\frac{10^{-10}}{C} = \frac{10^{-11}}{C_1} \rightarrow \frac{C_1}{C} = \frac{1}{10} \rightarrow \frac{n}{n_1} = 0,1$$

Ο συντελεστής απόδοσης της αμφίδρομης αντίδρασης είναι $\alpha = \frac{n}{n_1} = 0,1$ οπότε η απόδοση της αντίδρασης είναι 10%.