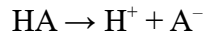


ΑΣΚΗΣΗ 6: ΟΓΚΟΜΕΤΡΗΣΗ ΟΞΕΟΣ - ΒΑΣΕΩΣ

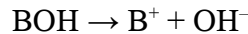
ΘΕΩΡΙΑ

Οξέα, βάσεις, άλατα και εξουδετέρωση

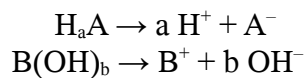
Γνωρίζουμε ότι ενώσεις οι οποίες διαλυόμενες στο νερό δίνουν κατιόντα υδρογόνου (πρωτόνια) είναι οξέα:



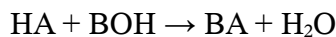
Ενώσεις οι οποίες στο νερό δίστανται για να δώσουν ανιόντα υδροξυλίου χαρακτηρίζονται ως βάσεις:



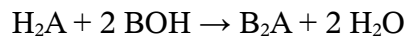
Τα παραπάνω παραδείγματα απεικονίζουν μονοσθενή ή μονοπρωτικά οξέα (π.χ. HCl) και μονοσθενείς βάσεις (π.χ. KOH, NaOH). Μπορούμε όμως να έχουμε και δισθενή ή τρισθενή οξέα (π.χ. H₂SO₄, H₃PO₄) και βάσεις (π.χ. Ca(OH)₂, Al(OH)₃). Τότε, γενικεύοντας τις παραπάνω εξισώσεις, μπορούμε να γράψουμε:



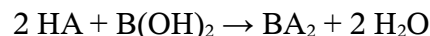
Όταν σε ένα υδατικό διάλυμα έχουμε οξύ και βάση, λαμβάνει χώρα μια αντίδραση εξουδετέρωσης όπου τα ιόντα υδρογόνου και υδροξυλίου συνδυάζονται για να δώσουν μόρια νερού, ενώ τα άλλα δύο ιόντα δίνουν κάποιο άλας. Για παράδειγμα, για μονοσθενή οξέα και βάσεις:



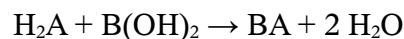
Δισθενές οξύ με μονοσθενή βάση:



Μονοσθενές οξύ με δισθενή βάση:



Δισθενές οξύ και δισθενής βάση:



κλπ

Αν το άλας που προκύπτει είναι δυσδιάλυτο, τότε θα παρατηρήσουμε και τον ανάλογο σχηματισμό ιζήματος.

Ηλεκτρολυτική διάσταση

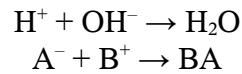
Τα οξέα, οι βάσεις και τα άλατα χαρακτηρίζονται και ως ηλεκτρολύτες γιατί στο νερό υφίστανται ηλεκτρολυτική διάσταση δηλαδή διασπώνται στα ιόντα τους. Οι ηλεκτρολύτες μπορεί να είναι ισχυροί και να δίστανται πλήρως ή ασθενείς που δίστανται μόνο σε μικρό ποσοστό.

Παραδείγματα:

- Ισχυροί ηλεκτρολύτες: HCl, HNO₃, H₂SO₄ (για την απόσπαση του ενός πρωτονίου: HSO₄⁻ + H⁺), NaOH, KOH, τα διάφορα άλατα.
- Ασθενείς ηλεκτρολύτες: CH₃COOH (δίσταται εν μέρει σε CH₃COO⁻ και H⁺), NH₃ (αποσπά υδρογόνο από το νερό ως εξής: NH₃ + H₂O ↔ NH₄⁺ + OH⁻) κλπ.

Έτσι, στην πραγματικότητα, όταν έχουμε ισχυρά οξέα και βάσεις, αυτό που υπάρχει στο διάλυμα είναι ξεχωριστά ιόντα και όχι αυτοτελή μόρια HA ή BOH γιατί τα πολικά μόρια του νερού έλκονται

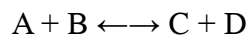
από τα ιόντα, τρόπον τινά προσκολλώνται σε αυτά και αποσπούν το ένα από το άλλο. Τότε, καθεμία από τις παραπάνω αντιδράσεις μπορούμε να την ξαναγράψουμε ως δύο αντιδράσεις που συμβαίνουν παράλληλα. Π.χ. για μονοσθενές οξύ και βάση, θα έχουμε:



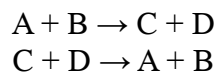
Ο λόγος για τον οποίο με ταυτόχρονη παρουσία ενός οξέος και μιας βάσης έχουμε αντίδραση και πιθανό ίζημα είναι ότι τα ιόντα υδρογόνου και υδροξυλίου έχουν μια πολύ ισχυρή τάση να σχηματίσουν μόρια νερού. Αυτό ευνοεί την περαιτέρω διάσπαση των ηλεκτρολυτών και το σχηματισμό ιόντων A^- και B^+ που συνδυάζονται για το σχηματισμό άλατος BA .

Ιοντική ισορροπία στα υδατικά διαλύματα

Για να αντιληφθούμε ποσοτικά την τάση των ηλεκτρολυτών να δώσουν αντίδραση εξουδετέρωσης σε υδατικά διαλύματα, μπορούμε να επικαλεστούμε την έννοια της ισορροπίας. Όπως γνωρίζουμε, υπάρχουν αντιδράσεις κατά τις οποίες τα αντιδρώντα δε μετατρέπονται εξολοκλήρου σε προϊόντα αλλά οδηγούν σε μείγμα αντιδρώντων και προϊόντων με συγκεκριμένη σύσταση ισορροπίας:



Η παραπάνω αντίδραση παριστάνει την ταυτόχρονη διεξαγωγή δύο αντιδράσεων όπου τα αντιδρώντα μετατρέπονται σε προϊόντα και αυτά δίνουν πάλι εν μέρει προϊόντα:



Όταν το σύστημα φτάνει σε ισορροπία, οι ταχύτητες των δύο αντιδράσεων (δηλαδή οι ρυθμοί μεταβολής των mol ενός συστατικού που έχει επιλεγεί ως βάση υπολογισμού) γίνονται ίσοι. Αλλά ο ρυθμός μιας αντίδρασης εξαρτάται από τη συγκέντρωση των συστατικών γιατί ανάλογα με αυτή, αυξάνονται οι συγκρούσεις των ατόμων που δίνουν αντίδραση. Έτσι, αν οι ταχύτητες των αντιδράσεων είναι¹:

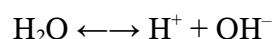
$$r_1 = k_1 [\text{A}] [\text{B}] \text{ και } r_2 = k_2 [\text{C}] [\text{D}]$$

τότε, εξισώνοντας τις παραπάνω εκφράσεις παίρνουμε:

$$K_c = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{C}][\text{D}]}{[\text{A}][\text{B}]}$$

Ισορροπία δεν έχουμε μόνο σε μοριακά αλλά και σε ιοντικά συστήματα όπου η αντίστοιχη έκφραση της σταθεράς ισορροπίας περιέχει συγκεντρώσεις ιόντων. Όσο πιο μεγάλη η σταθερά ισορροπίας K_c , τόσο πιο μετατοπισμένη είναι η ισορροπία προς τα προϊόντα, ενώ αν έχει μικρή τιμή, η σταθερά είναι μετατοπισμένη προς τα αντιδρώντα (δηλαδή το τελικό σύστημα έχει μεγάλο ποσοστό αντιδρώντων και μικρό ποσοστό προϊόντων).

Τώρα, για το νερό γνωρίζουμε ότι υφίσταται και αυτό διάσταση σε ιόντα υδρογόνου και υδροξυλίου αλλά σε πάρα πολύ μικρή έκταση. Έτσι, έχουμε την αντίδραση ισορροπίας



για την οποία μπορούμε προφανώς να γράψουμε την έκφραση για μια σταθερά ισορροπίας:

¹ Ανάλογα με τη στοιχειομετρία της αντίδρασης μεταβάλλεται και η έκφραση του ρυθμού. Π.χ. η αντίδραση $2\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{προϊόντα}$, μπορεί να γραφεί και ως $\text{A} + \text{A} + \text{B} \rightarrow \text{προϊόντα}$, δίνοντας έκφραση ρυθμού $r = k[\text{A}][\text{A}][\text{B}] = k[\text{A}]^2[\text{B}]$

$$K_c = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

αλλά επειδή η διάσταση συμβαίνει σε πολύ μικρή έκταση (απειροελάχιστο ποσοστό μορίων νερού δίσταται), η συγκέντρωση του νερού στον παρονομαστή παραμένει ουσιαστικά σταθερή και μπορούμε να την ενσωματώσουμε στη σταθερά ισορροπίας γράφοντας

$$K_w = K_c [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

Αυτή η σταθερά γνωρίζουμε ότι έχει τιμή ίση με 10^{-14} δηλαδή πάρα πολύ μικρή όπως και θα περιμέναμε για πάρα πολύ ασθενή διάσταση. Επομένως, η ισορροπία είναι ισχυρά μετατοπισμένη προς το σχηματισμό μορίων νερού και όταν εμφανίζεται περίσσεια ιόντων υδρογόνου και υδροξυλίου λόγω διάλυσης ενός οξέος και μιας βάσης, προκαλείται η αντίδραση εξουδετέρωσης.

Τέλος, αξίζει να αναφέρουμε ότι σταθερές ισορροπίας μπορούμε να ορίσουμε και για την ηλεκτρολυτική διάσταση των οξέων και των βάσεων (σύμβολα K_a και K_b , αντίστοιχα).

Οξύτητα, αλκαλικότητα, pH και pOH

Έχοντας συζητήσει το ρόλο των ιόντων υδρογόνου και υδροξυλίου, είναι προφανές ότι οι συγκεντρώσεις τους αποτελούν ένα μέτρο της *οξύτητας* ή *βασικότητας* των διαλυμάτων των ηλεκτρολυτών. Μεγάλη συγκέντρωση ιόντων υδρογόνου σημαίνει ότι έχουμε όξινο διάλυμα και συγχρόνως ότι είναι μικρή η συγκέντρωση υδροξυλίων, σύμφωνα με το νόμο διάστασης του νερού (σταθερά K_w). Αντίστοιχα, υψηλή συγκέντρωση υδροξυλίων σημαίνει βασικό ή αλκαλικό διάλυμα και χαμηλή συγκέντρωση ιόντων υδρογόνου.

Επειδή, ανάλογα με την ισχύ και τη συγκέντρωση των ηλεκτρολυτών, οι συγκεντρώσεις των H^+ και OH^- κυμαίνονται σε ένα εύρος πολλών τάξεων μεγέθους, είναι πιο εύκολο να χρησιμοποιούμε τους λογαρίθμους αυτών για να εκφράσουμε την οξύτητα ή αλκαλικότητα ενός διαλύματος. Αν λογαριθμήσουμε την έκφραση για το K_w και πολλαπλασιάσουμε με -1 για να διώξουμε το αρνητικό πρόσημο από το δεξιό σκέλος, παίρνουμε:

$$-\log[\text{H}^+] - \log[\text{OH}^-] = -\log K_w = 14$$

οπότε, ορίζουμε

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log[\text{H}^+] \\ \text{pOH} &= -\log[\text{OH}^-] \end{aligned}$$

για να πάρουμε τη σχέση

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Διάλυμα για το οποίο ισχύει $\text{pH} = \text{pOH} = 7$ είναι *ουδέτερο*. Διάλυμα με $\text{pH} < 7$ ($\text{pOH} > 7$) είναι όξινο και διάλυμα με $\text{pH} > 7$ ($\text{pOH} < 7$) είναι αλκαλικό. Για να έχουμε μια σαφή ιδέα, το pH των γαστρικών υγρών είναι περίπου 3, ενώ τιμές μεταξύ 0 και 1 (ή και αρνητικές) αντιστοιχούν σε πυκνά και ισχυρά οξέα.

Παρόμοια με το pH και το pOH, ορίζονται και χρησιμοποιούνται συχνά και τα μεγέθη $\text{p}K_a$, $\text{p}K_b$ ως αντίθετοι δεκαδικοί λογάριθμοι των σταθερών διάστασης των οξέων και των βάσεων. Έτσι, όσο πιο μικρό είναι το $\text{p}K_a$ ενός οξέος, τόσο πιο ισχυρό είναι αυτό και αναλόγως για μια βάση. Σήμερα, το K_b προτιμάται να δίνεται ως ισοδύναμο $K_a = K_w / K_b$, οπότε $\text{p}K_a + \text{p}K_b = 14$ και έτσι έχουμε ένα μέτρο οξύτητας/βασικότητας κατ' αναλογία προς το pH.

Το γραμμοϊσοδύναμο

Στις αντιδράσεις που γράψαμε πιο πάνω, παρατηρούμε ότι ένα μονοσθενές οξύ αντιδρά σε μοριακή

αναλογία 1:1 με μια μονοσθενή βάση, δηλαδή 1 mol οξέος HA μπορεί να εξουδετερώσει 1 mol βάσης BOH (και το αντίστροφο). Όταν έχουμε όμως διπρωτικό οξύ H_2A με μονοσθενή βάση, τότε 1mol οξέος μπορεί να εξουδετερώσει 2 mol βάσης ή, με άλλα λόγια, αρκεί $\frac{1}{2}$ mol οξέος για να εξουδετερώσει 1 mol μονοσθενούς βάσης. Αυτό συμβαίνει γιατί 1 mol διπρωτικού οξέος δίνει 2 γραμμοίοντα υδρογόνου και επομένως μπορεί να εξουδετερώσει 2 γραμμοίοντα υδροξυλίου. Με άλλα λόγια, αρκεί $\frac{1}{2}$ mol διπρωτικού οξέος για να εξουδετερώσει 1 γραμμοίον υδροξυλίου. Παρόμοια, αν έχουμε δισθενή βάση που αντιδρά με μονοσθενές οξύ, αρκεί $\frac{1}{2}$ mol της βάσης για να εξουδετερώσει 1 mol οξέος ή 1 γραμμοίον υδρογόνου.

Βάσει αυτών των παρατηρήσεων μπορούμε να ορίσουμε ένα μέγεθος που θα ονομάσουμε *ισοδύναμο βάρος* ή *γραμμοϊσοδύναμο*, *gr-eq*, (κατ' αναλογία προς το γραμμομόριο, mol) και είναι η μάζα ενός ηλεκτρολύτη που αρκεί για να εξουδετερώσει ένα γραμμοίον του κατάλληλου ιόντος, πρωτονίου ή υδροξυλίου, αναλόγως. Καταλαβαίνουμε αμέσως ότι το γραμμοϊσοδύναμο των μονοσθενών ηλεκτρολυτών είναι ίσο με το μοριακό τους βάρος, το γραμμοϊσοδύναμο των δισθενών ηλεκτρολυτών είναι ίσο με το μοριακό βάρος διά 2 κλπ.

Ο ορισμός του ισοδύναμου βάρους δίνει μια ενδιαφέρουσα διάσταση στους υπολογισμούς αντιδράσεων εξουδετέρωσης. Πράγματι, η στοιχειομετρία και ο ορισμός του gr-eq επιβάλλουν ότι τα γραμμοϊσοδύναμα του οξέος που αντέδρασαν πρέπει να είναι ίσα με τα αντίστοιχα καταναλωθέντα γραμμοϊσοδύναμα της βάσης:

$$\text{gr-eq οξέος που αντέδρασαν} = \text{gr-eq βάσης που αντέδρασαν}$$

Η παραπάνω σχέση αποτελεί και τον πυρήνα των υπολογισμών σε μια αντίδραση εξουδετέρωσης και της πειραματικής μεθόδου της ογκομέτρησης που βασίζεται σε τέτοιες αντιδράσεις. Ξεκινώντας από αυτή και γνωρίζοντας τη σχέση μεταξύ gr-eq και mol για κάθε ηλεκτρολύτη, εύκολα την ξαναγράφουμε ως αναλογία μεταξύ mol που εν συνεχεία μπορούμε να μετατρέψουμε σε μάζες, συγκεντρώσεις ή όγκους, ανάλογα με το εκάστοτε ζητούμενο.

Τέλος, αξίζει να αναφέρουμε ότι όπως με βάση τα mol ενός διαλύματος ορίζουμε τη molarity ή μοριακότητα αυτού (αριθμός mol ουσίας ανά λίτρο διαλύματος), εντελώς ανάλογα, με βάση τα gr-eq ουσίας ορίζουμε την *κανονικότητα* (normality) αυτού ως gr-eq ουσίας ανά , την οποία και συμβολίζουμε

Η μέθοδος της ογκομέτρησης

Αν έχουμε κάποιον τρόπο να διαπιστώσουμε με βεβαιότητα πότε ένας ηλεκτρολύτης εξουδετερώθηκε από έναν άλλο σε υδατικό διάλυμά τους, αυτό μας επιτρέπει να υπολογίσουμε τη συγκέντρωση άγνωστου διαλύματος συγκεκριμένου οξέος ή βάσης εξουδετερώνοντάς το με διάλυμα αναφοράς βάσης ή οξέος με γνωστή συγκέντρωση, βασιζόμενοι στην ισότητα των καταναλωθέντων γραμμοϊσοδυνάμων. Ένας τέτοιος τρόπος θα ήταν η παρακολούθηση της τιμής του pH κατά τη διάρκεια σταδιακής προσθήκης του ενός διαλύματος στο άλλο. Υπάρχουν χημικές ενώσεις που ονομάζονται *δείκτες* και οι οποίες, προστιθέμενες σε μικρή ποσότητα, έχουν την ιδιότητα να μεταβάλλουν το χρώμα των διαλυμάτων όπου βρίσκονται ανάλογα με την τιμή του pH. Έτσι, μπορούμε να παρακολουθήσουμε την εξέλιξη μιας αντίδρασης εξουδετέρωσης αν προσθέσουμε μικρή ποσότητα κατάλληλου δείκτη στο διάλυμα που θα εξουδετερώσουμε.

Η μέθοδος της *ογκομέτρησης* αποτελεί υλοποίηση των παραπάνω. Τυπικά, ένα πείραμα ογκομέτρησης εκτελείται ως εξής: σε μια κωνική φιάλη τοποθετούμε κατάλληλη ποσότητα από το άγνωστο διάλυμα μαζί με μικρή ποσότητα δείκτη και συμπληρώνουμε προχοΐδα με το γνωστό διάλυμα αναφοράς (είναι επίσης δυνατό να έχουμε το άγνωστο διάλυμα στην προχοΐδα και το γνωστό στην κωνική φιάλη). Αρχίζουμε και προσθέτουμε σταδιακά το διάλυμα αναφοράς στο άγνωστο το οποίο και αναδεύουμε.

Για να εντοπίσουμε το ουδέτερο σημείο, δηλαδή να διαπιστώσουμε πότε εξουδετερώθηκε το άγνωστο διάλυμα, ο δείκτης πρέπει να έχει την ιδιότητα να μεταβάλλει χρώμα σε $\text{pH} = 7$. Υπάρχουν και δείκτες που μεταβάλλουν το χρώμα σε άλλες τιμές του pH . Παρατηρούμε πότε συμβαίνει χρωματική αλλαγή στο διάλυμα η οποία παραμένει στο χρόνο και αυτό είναι το σημείο όπου επήλθε η εξουδετέρωση. Σημειώνουμε τον όγκο γνωστού διαλύματος που καταναλώθηκε και με τη βοήθεια της συγκέντρωσης, μπορούμε να βρούμε τα γραμμοίσοδύναμα του αντίστοιχου ηλεκτρολύτη και να εκτελέσουμε τους υπολογισμούς που θα μας δώσουν τη συγκέντρωση του άγνωστου διαλύματος. Παρόμοια εργαζόμαστε και στην περίπτωση όπου το διάλυμα αναφοράς είναι στην κωνική και το άγνωστο στην προχοΐδα (η επιλογή εξαρτάται από τις ιδιότητες του δείκτη που θα χρησιμοποιήσουμε και τις διαθέσιμες ποσότητες κάθε διαλύματος).

ΠΕΙΡΑΜΑ

Ο σκοπός του πειράματος είναι διπλός:

α) ογκομέτρηση διαλύματος καυστικού νατρίου, NaOH , με μοριακότητα κοντά στο 1M , με τη βοήθεια διαλύματος οξαλικού οξέος 0.25 M που θα παρασκευάσουμε οι ίδιοι. Το διάλυμα NaOH παρασκευάστηκε ως 1M αλλά επειδή το CO_2 της ατμόσφαιρας αντιδρά με το NaOH^2 , η συγκέντρωση του διαλύματος έχει αλλάξει και πρέπει να την προσδιορίσουμε ξανά.

β) Με τη βοήθεια του διαλύματος NaOH γνωστής πλέον συγκέντρωσης, όπως τη μετρήσαμε στο (α) μέρος, θα ογκομετρήσουμε διάλυμα HCl με άγνωστη συγκέντρωση.

Και στις δύο περιπτώσεις θα χρησιμοποιήσουμε ως δείκτη τη χημική ένωση *φαινολοφθαλείνη*. Αυτή, σε όξινα pH είναι άχρωμη, αλλά όταν περνάμε από το ουδέτερο σημείο και εισερχόμαστε στην αλκαλική περιοχή, δίνει χαρακτηριστικό ροζ χρώμα. Επομένως και στα δύο μέρη του πειράματος θα ετοιμάσουμε το εκάστοτε όξινο διάλυμα (οξαλικό οξύ, υδροχλωρικό οξύ) σε κωνική φιάλη όπου θα προσθέσουμε μικρή ποσότητα φαινολοφθαλείνης και θα ογκομετρήσουμε με το αλκαλικό, δηλαδή το NaOH που παίζει ρόλο άγνωστου διαλύματος στο πρώτο μέρος και γνωστού διαλύματος αναφοράς στο δεύτερο.

Το οξαλικό οξύ υπάρχει ως στερεό σώμα το οποίο διαλύουμε σε νερό για να πάρουμε το επιθυμητό διάλυμα. Το οξαλικό οξύ είναι διπρωτικό, δηλαδή διστάμενο δίνει δύο ιόντα υδρογόνου. Στη στερεά μορφή κρυσταλλώνεται μαζί με δύο μόρια νερού, οπότε ο μοριακός τύπος είναι $\text{HOOC-COOH} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ή, πιο απλά, $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Κατατάσσεται στα ασθενή οξέα, αλλά είναι από τα ισχυρότερα αυτής της κατηγορίας.

Επειδή οι μετρήσεις εμπεριέχουν σφάλματα και θέλουμε να περιορίσουμε την επίπτωσή τους, θα κάνουμε τρεις μετρήσεις σε κάθε διάλυμα που θα τιτλοδοτήσουμε. Γι' αυτό οι πίνακες 5, 6, 7 και 8 στο φύλλο αποτελεσμάτων έχουν τρεις στήλες για την καταγραφή των μετρήσεων και υπολογισμών. Η πειραματική διαδικασία έχει ως εξής:

Α' Ογκομέτρηση καυστικού νατρίου

Θα χρειαστούμε 100 ml διάλυμα οξαλικού οξέος 0.25 M .

Αν το πρότυπο διάλυμα οξαλικού οξέος δε μας δίνεται έτοιμο, θα χρειαστεί να το παρασκευάσουμε

2 Το CO_2 διαλυόμενο σε νερό δίνει το ασθενές οξύ H_2CO_3 (ανθρακικό οξύ) όπως εκφράζεται από τη χημική ισορροπία $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longleftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$. Αυτό αντιδρά με το καυστικό νάτριο: $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$. Επειδή το υδατικό διάλυμα CO_2 δρα σαν οξύ, λέμε ότι το CO_2 είναι ανυδρίτης του ανθρακικού οξέος. Γενικότερα, ενώσεις που προκύπτουν αν από το μοριακό τύπο ενός οξέος ή μιας βάσης αφαιρέσουμε νερό, λέγονται *ανυδρίτες* του αντίστοιχου οξέος ή βάσης και έχουν ιδιότητες ανάλογες με αυτό, δηλαδή μπορούν να δώσουν π.χ. αντιδράσεις εξουδετέρωσης. Τα μεταλλικά οξείδια σχηματίζουν *βασικούς ανυδρίτες* (π.χ. Na_2O , CaO , BaO) και τα μη μεταλλικά οξείδια δίνουν *όξινους ανυδρίτες* (π.χ. CO_2 , SO_3).

εμείς. Προς τούτο, πρώτα θα υπολογίσουμε το μοριακό βάρος του οξέος, καθώς και το ισοδύναμο βάρος του (Πίνακας 1 του φύλλου αποτελεσμάτων). Μετά, θα υπολογίσουμε τα mol και μέσω αυτών, τη μάζα οξαλικού οξέος που θα υπάρχουν στα 100 ml διαλύματος (Πίνακας 2). Εν συνεχεία προβαίνουμε στη ζύγιση της ποσότητας με τη διαδικασία που γνωρίζουμε και από την άσκηση 2: ζυγίζουμε κενή ύαλο ωρολογίου, προσθέτουμε στη μέτρηση το ζητούμενο βάρος οξέος και ζυγίζουμε εκ νέου προσθέτοντας το στερεό οξύ. Καταγράφουμε τη διαφορά των δύο μετρήσεων (Πίνακας 3). Επειδή μπορεί να μην πετύχαμε ακριβώς τη ζητούμενη μάζα, θα υπολογίσουμε από αυτή τα mol οξέος που της αντιστοιχούν και μέσω αυτής τη μοριακότητα του διαλύματος που θα παρασκευάσουμε (Πίνακας 4).

Για την παρασκευή του διαλύματος, μεταφέρουμε τη ζυγισμένη ποσότητα σε ογκομετρική φιάλη των 100 ml και προσθέτουμε απεσταγμένο νερό μέχρι λίγο πιο κάτω από τη χαραγή. Εκπλένουμε την ύαλο ωρολογίου με λίγο απεσταγμένο νερό για να πάρουμε και τα τελευταία ίχνη ζυγισμένου οξέος. Πωματίζουμε και αναδεύουμε για να διαλυθεί το οξύ. Μετά, προσθέτουμε λίγο ακόμη απεσταγμένο μέχρι τη χαραγή ακριβώς, πωματίζουμε και αναδεύουμε ξανά.

Αν δε ζητηθεί η παρασκευή πρότυπου διαλύματος οξαλικού αλλά μας δίνεται έτοιμο, πάμε κατευθείαν στο επόμενο βήμα που είναι η ογκομέτρηση καυστικού νατρίου. Πρώτα, μεταφέρουμε 100 ml διαλύματος NaOH που θα μετρήσουμε, σε ποτήρι ζέσεως. Εκπλένουμε μία προχοΐδα με απεσταγμένο νερό και μετά με αραιό διάλυμα NaOH. Γεμίζουμε την προχοΐδα μέχρι την ένδειξη μηδέν. Όταν γεμίζουμε, κρατάμε το γυάλινο χωνί ψηλά (μόλις που να μπαίνει στην προχοΐδα) ώστε να μην έχουμε υπερχειλίση.

Προσοχή! Η σωστή ένδειξη είναι αυτή που αντιστοιχεί στο κάτω μέρος του μηνίσκου του υγρού και αυτή θα χρησιμοποιούμε σε όλες τις μετρήσεις μας.

Μεταφέρουμε 20 ml διαλύματος οξαλικού σε κωνική φιάλη των 250 ml και προσθέτουμε ίση ποσότητα απεσταγμένου νερού (αυτό δε μεταβάλλει τα συνολικά mol οξέος αν και χαμηλώνει τη συγκέντρωσή του). Αν δεν ήταν ακριβώς 20 ml, σημειώνουμε την αντίστοιχη τιμή (θα τη χρησιμοποιήσουμε στη γραμμή (a) του Πίνακα 6). Επίσης, προσθέτουμε 2-3 σταγόνες δείκτη (φαινολοφθαλείνη). Αρχίζουμε την ογκομέτρηση φέροντας την κωνική κάτω από την προχοΐδα και ανοίγοντας τη στρόφιγγα ώστε να πέφτει στην αρχή με σχετικά γρήγορο και μετά με πιο αργό ρυθμό το αλκαλικό διάλυμα, ενώ ανακινούμε συνεχώς την κωνική. Καθώς θα πέφτει η βάση στο οξύ, θα παρατηρούμε ένα ροζ χρώμα στο σημείο όπου θα πέφτει το υγρό, το οποίο και θα εξαφανίζεται γρήγορα. Όσο, όμως συνεχίζουμε, το ροζ χρώμα θα παραμένει περισσότερο και σε μεγαλύτερη έκταση στη φιάλη. Τότε, θα μειώσουμε με τη στρόφιγγα την ταχύτητα εκροής ώστε να πέφτει μία σταγόνα κάθε λίγα δευτερόλεπτα. Όταν φτάσουμε στο σημείο όπου το ροζ χρώμα παραμένει σε όλο το διάστημα ανάμεσα σε δύο σταγόνες βάσης, πάει να πει ότι επήλθε εξουδετέρωση. Για να βλέπουμε καλύτερα το χρώμα, κρατάμε ένα λευκό χαρτί πίσω από την κωνική.

Είναι καλό να κάνουμε μια εκτίμηση του όγκου βάσης που θα χρειαστεί θεωρώντας συγκέντρωση 1 M για το NaOH (Πίνακας 6). Έτσι, θα είμαστε προετοιμασμένοι για τη στιγμή όπου θα συμβεί η εξουδετέρωση. Προφανώς, αφού το ατμοσφαιρικό CO₂ (το οποίο σε υδατικό διάλυμα δίνει ανθρακικό οξύ) εξουδετερώνει το καυστικό νάτριο, η πραγματική συγκέντρωση περιμένουμε να είναι κάτω από 1M επομένως ο απαιτούμενος όγκος NaOH για την εξουδετέρωση του οξαλικού θα είναι λίγο μεγαλύτερος από αυτόν που θα υπολογίσουμε εκ των προτέρων.

Επειδή η εκτίμηση της εξουδετέρωσης είναι σχετικά υποκειμενική, είναι φυσικό να υπάρχουν σφάλματα και έτσι πρέπει να επαναλάβουμε την ογκομέτρηση δυο με τρεις φορές και να πάρουμε το μέσο όρο των αποτελεσμάτων μας. Όταν αρχίζουμε την ογκομέτρηση σημειώνουμε την αρχική ένδειξη της στάθμης στην προχοΐδα (προφανώς για την πρώτη μέτρηση, αυτή είναι μηδέν) και όταν

κρίνουμε ότι επήλθε εξουδετέρωση σημειώνουμε και πάλι την τελική ένδειξη. Από τη διαφορά των ενδείξεων βρίσκουμε τον όγκο NaOH που καταναλώθηκε (Πίνακας 5).

Στη συνέχεια, εκτελούμε τον υπολογισμό εξουδετέρωσης που θα μας δώσει τη μοριακότητα του διαλύματος NaOH. Ο όγκος NaOH που καταναλώθηκε, υπεισέρχεται στη γραμμή (ε) του Πίνακα 6. Από τον όγκο οξαλικού οξέος (κανονικά 20 ml, αλλιώς αυτά που χρησιμοποιήθηκαν) και τη μοριακότητα αυτού (κανονικά 0.25M, αλλιώς αυτό που παρασκευάσαμε) βρίσκουμε τα mol οξέος τα οποία μετατρέπουμε σε αντίστοιχα gr-eq βάσει του ότι είναι διπρωτικό. Αυτά θα είναι ίσα με τα gr-eq του NaOH που μετατρέπουμε σε αντίστοιχα mol βάσει του ότι είναι μονοβασικό. Επειδή ο όγκος μετρίεται σε ml αλλά η μοριακότητα σε mol / l, πολλαπλασιάζουμε επί 1000 στη γραμμή f του Πίνακα 6 για να πάρουμε το τελικό αποτέλεσμα.

Σημειώνουμε τη μέση τιμή, \bar{M} , των παρατηρήσεών μας και προαιρετικά την τυπική απόκλιση, s, υπολογισμένη από τη σχέση που δίνεται στο φύλλο αποτελεσμάτων. Επιθυμητό είναι η τυπική απόκλιση να μην υπερβαίνει το 1% της μέσης τιμής.

$$100 s \leq \bar{M}$$

Αν δεν υπολογίσουμε την τυπική απόκλιση, μπορούμε να χρησιμοποιήσουμε ως κριτήριο το μισό της διαφοράς μεταξύ μέγιστης και ελάχιστης μέτρησης, οπότε το κριτήριό μας γράφεται:

$$100 \frac{(M_{\max} - M_{\min})}{2} \leq \bar{M}$$

Σε διαφορετική περίπτωση, ακυρώνουμε τη μέτρηση που απέχει περισσότερο από τη μέση τιμή και επαναλαμβάνουμε την ογκομέτρηση (προφανώς, αν έχουμε κάνει μόνο δύο μετρήσεις, δεν έχει σημασία ποια θα ακυρώσουμε).

B' Ογκομέτρηση υδροχλωρικού οξέος

Εδώ θα χρησιμοποιήσουμε το αποτέλεσμα που βρήκαμε πριν, δηλαδή τη συγκέντρωση του καυστικού νατρίου για να υπολογίσουμε την άγνωστη συγκέντρωση ενός διαλύματος υδροχλωρικού οξέος που θα μας δοθεί. Δηλαδή, ενώ πριν το καυστικό νάτριο στην προχοΐδα ήταν το άγνωστο διάλυμα, τώρα είναι το γνωστό διάλυμα αναφοράς και άγνωστο είναι το οξύ στην κωνική.

Στην κωνική φιάλη θα τοποθετήσουμε 10 ml διαλύματος HCl με ανάλογη ποσότητα νερού και λίγο δείκτη όπως και πριν. Έτσι, θα έχουμε και πάλι άχρωμο όξινο διάλυμα στην αρχή, το οποίο σταδιακά θα μετατρέπεται σε ροζ. Τον όγκο του διαλύματος HCl θα τον χρειαστούμε και στη γραμμή (d) του πίνακα 8. Αν για κάποιο λόγο δεν ήταν ακριβώς 10 ml, θα γράψουμε την αντίστοιχη τιμή σε κάθε μέτρηση.

Η ογκομέτρηση θα γίνει κατά τα άλλα με τον ίδιο τρόπο όπως και πριν. Επειδή όμως δε γνωρίζουμε τη συγκέντρωση του οξέος, θα πρέπει να προχωρήσουμε πιο προσεκτικά, δηλαδή να μην έχουμε γρήγορη εκροή βάσης για να μη χάσουμε το σημείο εξουδετέρωσης, διαφορετικά θα χρειαστεί να επαναλάβουμε τη μέτρηση. Φυσικά, μετά την πρώτη μέτρηση, θα ξέρουμε πού περίπου θα συμβεί η εξουδετέρωση και θα είμαστε σε θέση να ρυθμίσουμε πιο “άνετα” την ταχύτητα εκροής της βάσης (γρήγορα στην αρχή και πιο αργά προς το τέλος).