הקדמה

לפניכם קובץ של סיכומים של החומר הדרוש למעבדות בקורס: "מעבדה – מבוא לכימיה". הוא נכתב כדי להקל עליכם את ההכנה למעבדות.

כשתתחילו לעבוד על המעבדות, תראו שהן מהוות עומס גדול מאוד עליכם, ללא כל פרופורציה לערך הקורס בציון הסופי (3 נק' במעבדות האלה). חלק ניכר מהעומס נגרם בשל הצורך בהכנה למעבדות.

אמנם הקורס נקרא "מעבדה – מבוא לכימיה", אבל למעשה, רוב המעבדות מתבססות על חומר הנלמד בקורס: "כימיה אנליטית א'". רובכם עושים את הקורס בכימיה אנליטית באותו סמסטר שבו אתם עושים את המעבדות שלנו. לעיתים קרובות, המצב יהיה שתצטרכו לעשות מעבדה על חומר שלא הספקתם ללמוד. רוב הלומדים בתוכנית דו-חוגית, לא יעשו את הקורס בכימיה אנליטית אפילו בסמסטר שבו מתבצעות המעבדות.

בדרך כלל, אוניברסיטאות מספקות לתלמידים חוברת מעבדה המכילה את כל החומר הדרוש לניסוי. האוניברסיטה העברית לא נוהגת כך. בחוברת המעבדה (שנמצאת באינטרנט) תקבלו הפנייה לקריאה של עשרות עמודים בספרים שונים, עבור כל מעבדה. אני לא מגזים. בנוסף לכך, יישלחו אתכם לחטט בכל מיני אתרים באינטרנט. כפי שאתם יכולים לשער, זה לוקח שעות.

הסיכומים שלפניכם עשויים לחסוך לכם הרבה זמן, בשל הסיבות הבאות:

- החומר שאליו מפנים אתכם בספרים הוא הרבה מעבר למה שדרוש למעבדה. לפעמים, חלקו אפילו לא קשור אליה בכלל.
- חיפוש החומר וצילומו מתוך הספרים לוקח זמן.
- קיימות כפילויות בין המקורות השונים שמפנים אתכם אליהם. לעיתים צריך לבזבז זמן כדי לחפש במקור מסויים בדל מידע שחסר במקור אחר.
- בחלק מהמקרים, החומר שמפנים אתכם אליו לא יוכל להיות מובן למי שלא מכיר נושאים מסויימים בכימיה אנליטית. למשל, ניסוי מס' 7 הוא מאוד בעייתי מבחינה זו. אני אומר את זה מניסיון.

הסיכומים מיועדים בעיקר למעבדות המתבססות על חומר בכימיה אנליטית. אני יוצא מתוך הנחה שאתם מכירים כבר את החומר שנלמד ב"מבוא לכימיה".

השתדלתי לכלול בסיכומים את כל החומר שתצטרכו בבוחן ובדו"ח המעבדה, אלא אם כן חלקו מופיע בחוברת המעבדה (השתדלתי לציין במקרה כזה שהחומר החסר מופיע בחוברת), או שאמור להיות מוסבר ע"י המדריכים.

התנצלות: אין ספק שלעיתים הייתי יכול לקצר יותר. הארכתי לעיתים קרובות מעבר להכרחי, כדי להגיע לרמה מינימאלית של הבנה, אם כי ייתכן שניתן להסתדר בלעדיה. מלבד זאת, חשוב היה לי שהדברים יהיו מובנים ככל האפשר, והדבר גרם לאריכות מסוימת.

במקרים מסויימים, הוספתי קטעים להרחבה שניתן לדלג עליהם, בכתב אחר. הקטעים האלה לא הכרחיים עבור הניסוי. הוספתי אותם בכל זאת, כאשר חשבתי שהבנה לא מספיק יסודית עלולה לגרום למסקנות שגויות במקרים בהם תצטרכו לחשוב – בדרך כלל בדיון שבדו"ח. הם מיועדים גם למי ששתם מתעניין. בכל אופן, מי שלא קורא אותם לא אמור להיות מודאג.

חשוב להדגיש שקריאת הסיכומים לא תספיק להכנה לניסוי – חייבים גם לעבור על חוברת המעבדה, ולהבין את מהלך הניסוי.

שימו לב: לעיתים, האחראים על המעבדה מכניסים שינויים מסוימים בניסוי. במקרה כזה, הסיכומים שכתבתי לא בהכרח יהיו מספיקים. צריך לבדוק בעזרת חוברת המעבדה האם כל הנושאים הקשורים בניסוי מוסברים בסיכום.

קחו בחשבון שהסיכומים נכתבו ע"י תלמיד בסוף שנה א'. אני לא יכול להבטיח שאפשר לסמוך עלי. השתדלתי לא לטעות, בכל אופן.

אוסיף כמה עצות מעשיות, למקרה שתגלו שמה שכתבתי לא מספיק עבורכם (אני מקווה שזה לא ייקרה):

- כשמחפשים את החומר בספרים, אין צורך לשאול את הספר מהספרייה; ניתן למצוא את הספרים הדרושים לכם בדלפק ההשאלה, ולקחת אותם לזמן קצר לצילום.
- את הניסויים שאתם עושים, עושים גם בכל מקום בעולם. אם תרשמו ב-Google כמה מילות מפתח הקשורות לניסוי, תוכלו להגיע להרבה אתרים של אוניברסיטאות אחרות, שעוסקים בניסוי מאוד דומה לניסוי שלכם. שם החומר מסוכם בקצרה.

- ניתן לקרוא על כל מושג שאתם לא מכירים בוויקיפדיה: http://en.wikipedia.org
- אם אתם מבינים את כל הכתוב בחוברת המעבדה, ויודעים לענות על השאלות המופיעות בה – קרוב לוודאי שלא אמורה להיות לכם עוד בעייה עם הניסוי.

עצות כלליות נוספות לגבי המעבדות:

- תשתדלו להשיג דו"חות משנים קודמות.
- שימו לב, שהקורס הזה לא נותן לכם הרבה נקודות זכות, ודורש השקעה עצומה. לא קשה להשיג בו ציון סביר, אבל קשה להשיג בו ציון גבוה – זה דורש שתעשו את כל מה שיבקשו מכם, ושתשקיעו בדו"חות. קשה מאוד להשיג בו ציון גבוה מאוד – 95 ומעלה (תסתכלו בסטטיסטיקות של ציונים). מה שיותר חשוב מזה – ההשקעה במעבדות באה בהכרח על חשבון קורסים אחרים שתעשו בסמסטר ב' של שנה א'. אתם לומדים בסמסטר הזה הרבה נושאים יסודיים וחשובים מאוד. המעבדה הזו, לעומת זאת, היא הקורס שלמדתי ממנו פחות מכל קורס אחר עד עכשיו. בנוסף, אני מקבל את הרושם שיש למעבדות חלק משמעותי בנשירה של תלמידים בסוף שנה א', כיוון שהן גורמות לפגיעה בלימוד של קורסים אחרים. כדאי לשקול היטב אם שווה לכם להשקיע במעבדות האלה.

מעבדה מס' 1
מעגל תגובות של נחושת

ניסוי זה מתבסס בעיקר על ידע של חומר שלמדתם בקורס "מבוא לכימיה", כך שאין לכם הרבה מה להכין לניסוי, מלבד קריאת חוברת המעבדה. חשוב בכל אופן לוודא שאתם זוכרים את הנושאים הבאים:

- חישובי ניצולת
- חישובים סטויכיומטריים פשוטים
- תגובות חימצון חיזור, ומשמעות השורה האלקטרוכימית. חשוב לשים לב למיקומה של הנחושת בשורה האלקטרוכימית: היא נמצאת בערך "באמצע" השורה, והיא בעלת פוטנציאל חיזור גבוה משל רוב המתכות, ואף משל מימן.

נוסיף כמה הערות שאתם עשויים להזדקק להן, בבוחן או בדו"ח המעבדה:

- יון הניטראט לבדו אינו חומר מחמצן, אבל כאשר הוא נמצא בתמיסה חומצית, התמיסה היא גורם מחמצן. לכן, חומצה חנקתית היא חומר מחמצן.

- תגובה מס' 3:

$Cu(OH)_2 \rightarrow CuO + H_2O$

היא למעשה תגובה בה $Cu(OH)_2$ "איבד" מולקולת מים. תהליך כזה נקרא **"דהידרציה"**.
(אגב, אני מתעצל, אבל כדאי שתכתבו את הפאזה (מצב הצבירה, או תמיסה) מתחת לכל צורון, בבוחן או בדו"ח.)

- שימו לב שתגובה מס' 4:

$CuO + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + H_2O$

היא תגובת **חומצה בסיס**: CuO משמש כאן כבסיס, כאשר אטום החמצן שבתחמוצת קיבל פרוטונים מהחומצה הגפרתית.

- בסוף תגובה מס' 5, מוסיפים HCl כדי לסלק שאריות אבץ מתכתי שנמצא בתוך משקע הנחושת. כך נוכל להבטיח שכשנשקול את הנחושת בסוף הניסוי, לא נשקול איתה גם אבץ. התגובה המתרחשת:

$Zn + 2HCl \rightarrow Zn^{2+} + 2Cl^{-} + H_2$

- שוטפים באצטון את הנחושת בסוף הניסוי כדי לספוח שאריות מים.

(ההערות הבאות אינן נצרכות לשם הבנת הניסוי, אבל צריך אותן בשביל שאלות הסיכום המיותרות)

- הנחושת מופיעה בשני מצבי חמצון נפוצים: הנפוץ יותר הוא 2+, ובניסוי שלנו הנחושת הופיעה רק במצב חמצון זה. מצב החמצון השני הוא 1+.

- התגובה של נחושת עם חומצה גפרתית מרוכזת:

$Cu + 2H_2SO_4 \rightarrow Cu^{2+} + SO_4^{2-} + SO_{2(g)} + 2H_2O$

-כדי לפתור את שאלות 7 ו-8 בשאלות הסיכום, צריך לאזן שני חצאי תא, ולמצוא את התגובה הכוללת, כמו שלמדתם.

זהו.

ניסוי מס' 2
טיטרציות חומצה-בסיס

בניסוי זה תקבעו בצורה מדויקת ריכוז של שתי תמיסות: תמיסת NaOH ותמיסת HCl. בסוף הניסוי נקבל שתי תמיסות של החמרים הנ"ל, כאשר ידוע לנו ריכוזן. את התמיסות תצטרכו בניסויים אחרים, וחשוב לדעת את ריכוזן המדויק לצורך המדידות שתבצעו באותם ניסויים.

טיטרציה

שיטת המדידה בה תקבעו את הריכוז נקראת "טיטרציה" (סתירה בלעז). הרעיון בטיטרציה הוא פשוט: לוקחים דגימה מתמיסה שאנו מעוניינים למדוד את ריכוזה (או הריכוז של אחד החמרים בה). אנו מוסיפים בהדרגה לדגימה חומר (להלן: "המגיב") שמגיב עם החומר שאנו מעוניינים למדוד את ריכוזו. המגיב נמצא בתמיסה, שריכוזה המדויק ידוע לנו מראש. נמשיך להוסיף את המגיב לדגימה, עד שנבחין בכך שכל החומר שאנו מעוניינים למדוד את ריכוזו הגיב איתו. כיוון שידועים לנו ריכוז התמיסה של המגיב והנפח של התמיסה שהוספנו לדגימה, נוכל למצוא את מס' המולים שהשתתפו בתגובה, ולחשב את ריכוז החומר ההתחלתי בדגימה. כך נוכל לקבוע את ריכוז התמיסה ההתחלתית, וזה מה שחיפשנו.

כיצד נבחין בכך שכל החומר בדגימה הגיב עם המגיב? יש דרכים שונות לדעת זאת. בניסוי זה נשתמש בדרך פשוטה: נוסיף **אינדיקטור** – חומר שמשנה את צבעו כאשר נגיע לנקודה בה כל החומר שהיה בדגימה הגיב עם החומר שהוספנו. נרחיב על כך יותר בהמשך.

בניסוי זה, תשתמשו בסוג מסוים של טיטרציות: טיטרציות חומצה-בסיס. בטיטרציות חומצה-בסיס אנו קובעים את הריכוז של תמיסת חומצה או בסיס, בעזרת הוספה של מגיב שהוא בסיס או חומצה, בהתאמה. נוסיף את הבסיס או החומצה, עד שתושלם הסתירה של כל החומצה או הבסיס בדגימה.

בניסוי שלנו, אנו קובעים את ריכוז התמיסה של NaOH בעזרת תמיסת KHP (P הוא סימן קיצור של היון הדו-ערכי "פטלאט"), שהיא חומצה חזקה. שימו לב, שבמקרה זה, בניגוד למה שעושים ברוב הטיטרציות, אנו מטפטפים את התמיסה שאנו מודדים את ריכוזה - NaOH - לתוך כלי בו נמצא החומר המגיב – תמיסת KHP (נדמה לי שהסיבה היא כדי שנבחין יותר בקלות בשינוי הצבע). נוסיף לפני הטיטרציה את האינדיקטור פנול-פתלאין, והוא יצביע על סיום הטיטרציה, ויופיע צבע וורוד. לאחר מכן, נקבע את ריכוז התמיסה של HCl בעזרת תמיסת הNaOH שכבר קבענו את ריכוזה, שמשמשת כעת כחומר המגיב. הפעם נטפטף את החומר המגיב לתוך הדגימה, כרגיל.

כעת, כשברורה התמונה הכללית (כך אני מקווה), ניגש לפרטים.

הנקודה האקוויוולנטית ונקודת סוף הטיטרציה

הנקודה האקוויוולנטית (בקיצור, נ. א.) היא הנקודה במהלך הטיטרציה בה הוספנו כמות של מגיב ששקולה לכמות החומר שאנו מודדים את ריכוזו, מבחינת יחסי התגובה המתרחשת ביניהם. אם, למשל, אנו מבצעים טיטרציה של 50 מ"ל תמיסה המכילה HCl 1M (כמובן, איננו יודעים את הריכוז מראש), בעזרת תמיסת NaOH 0.5M (שריכוזה ידוע מראש), הנקודה האקוויוולנטית תהיה לאחר הוספה של 100 מ"ל של NaOH. בנק' זו, הוספנו כמות מולים של מגיב השווה לכמות המולים של החומר הנמדד, ולפי התגובה:

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$

היחס הוא 1:1. אם כן, הוספנו כמות שקולה מבחינת יחסי התגובה של NaOH. לעומת זאת, אם נשתמש באותה תמיסה של NaOH לביצוע טיטרציה של 50 מ"ל תמיסת H_2SO_4 1M, הנ. א. תגיע רק לאחר תוספת של 200 מ"ל של NaOH. לפי יחסי התגובה:

$$H_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow 2Na_2SO_4 + 2H_2O$$

יש צורך בכמות מולים כפולה של NaOH על כל מול של חומצה גפרתית.

נקודת סוף הטיטרציה הוא מושג שונה מעט: זוהי הנקודה במהלך הטיטרציה בה אנו מסוגלים להבחין בכך שהגענו לנק' האקוויוולנטית. למשל, בניסוי שלנו, זוהי הנק' בה נבחין בשינוי הצבע של האינדיקטור. נקודת הסוף אינה זהה עם הנ. א. מהסיבות הבאות:

1. האמצעי שמשמש להצביע על הנ. א. לא תמיד מצביע עליה בצורה מדוייקת. אצלנו, שינוי הצבע מתרחש לאחר הנ. א. התיאורטית.
2. קיימת בעיה מבחינת יכולת ההבחנה שלנו באמצעי שמצביע על הנ. א. – כשמדובר באינדיקטור, לא נבחין בהכרח מיד בשינוי הצבע.

כדי להפחית את ההבדל בין הנ. א. לנק׳ הסוף, צריך קודם כל לבחור אינדיקטור מתאים ככל הניתן, שישנה את צבעו קרוב ככל האפשר לנ.א. . נוכל גם להעריך את גודל השגיאה הנובע מכך שהאינדיקטור לא מתאים לגמרי, ולתקן את התוצאה שקיבלנו. כך נפחית את הגורם הראשון להבדל.
את הגורם השני להבדל ניתן להפחית באופנים הבאים :

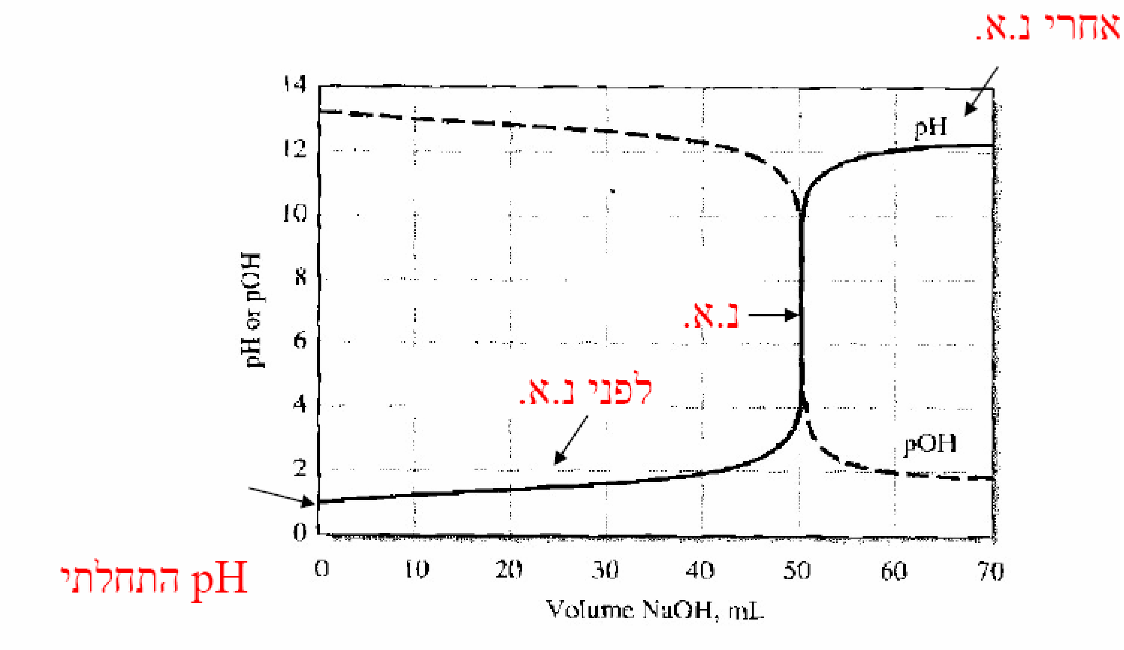
1. הוספת האינדיקטור בריכוז גבוה יותר
2. נכין תמיסת ייחוס עם ריכוז אינדיקטור זהה, ובעלת pH המתאים לנ. א. בטיטרציה שלנו, וכך נוכל להשוות את הצבע בתמיסה הנמדדת לצבע הדרוש.

אם לומר את האמת, בניסוי שלנו, ההבדל בין נק׳ הסוף לנ. א. אינו משמעותי מבחינה מעשית.

עקומת טיטרציה

נושא זה אינו קריטי לניסוי שלנו, אבל הוא מופיע בשאלות הסיכום, ויהיה חשוב בניסויים מס׳ 3 ו-5.

עקומת טיטרציה בטיטרציית חומצה-בסיס היא עקומה שמראה את הpH (ולעיתים pOH) כפונקצייה של נפח החומר המגיב (קיימות עקומות טיטרציה גם בטיטרציות מסוג אחר, וזה לא עניינו). זוהי צורה אופיינית של עקומת טיטרציה (זוהי עקומת טיטרציה של חומצה) :
(הגרף נגנב מהמצגת של גרושקא – המרצה של כימיה אנליטית א׳)



שימו לב לעלייה החדה בנ. א. .

אם מדובר בטיטרציה של חומצה, לפני הנ. א., הpH של התמיסה יהיה חומצי, ולאחר הנ. א. הוא יהיה בסיסי. ההפך נכון לגבי טיטרציה של בסיס עם חומצה. כשמדובר בחומצה חזקה או בסיס חזק, **הpH בנ.א. *יהיה בדיוק* 7** (מה שלא נכון עבור חומצה ובסיס חלשים, אלא שזה לא רלוונטי לניסוי זה).

שימו לב שבניסוי זה אנו מפסיקים להוסיף את המגיב בנקודת סוף הטיטרציה. הוספה של המגיב לאחר הנ. א. נחוצה כאשר מעוניינים לגזור עקומת טיטרציה, מה שלא תעשו בניסוי הזה.

האינדיקטור

האינדיקטור בטיטרציות חומצה בסיס הוא בד"כ חומצה או בסיס אורגניים חלשים. אינדיקטורים שונים משנים את צבעם בערכי pH שונים. השינוי בצבע מתרחש באיזור בו $pH=pK_a \pm 1$, כאשר K_a הוא קבוע הפירוק של החומצה (נראה לי שלא חשוב לזכור זאת לניסוי זה). בניסוי שלנו משתמשים בפנול-פתלאין, שהוא חומצה חלשה. ב- pH חומצי הוא חסר צבע. בסביבות pH=8 הוא משנה את צבעו לוורוד. הבנת דרך הפעולה של האינדיקטור לא חשובה לניסוי. למי שרוצה, נוסיף הסבר קצרצר ולא ממצה:

החומצה החלשה המשמשת כאינדיקטור היא בעלת צבע שונה מהבסיס המצומד שלה. היחס בין ריכוזי החומצה והבסיס המצומד נקבעים ע"י קבוע הפירוק של החומצה וריכוז הפרוטון, לפי משוואת שיווי המשקל של הפירוק. צבע התמיסה תלוי ביחס זה.

סטנדרט ראשוני ותמיסה סטנדרטית

כאמור, בניסוי זה אנו משתמשים בשתי טיטרציות לקביעת ריכוז של שתי תמיסות, להן נזדקק בהמשך. הייתם יכולים להגיע למסקנה שבניסוי הזה מישהו סתם רוצה לטרטר אתכם: מילא, חייבים לעשות טיטרציה (וזה מעצבן) של HCl, כדי לקבל תמיסה בעלת ריכוז מדויק לצורך הניסויים הבאים; מקורו הוא בתמיסה מרוכזת בעלת ריכוז לא מדויק לגמרי. אבל למה לשקול עם מאזניים מדויקות ("אנליטיות") KHP כדי לעשות עם תמיסה שלו טיטרציה של NaOH שנשקל בצורה פחות מדוייקת, במקום לשקול מיד NaOH בצורה מדויקת, ולמהול לתמיסה בנפח ידוע? אבל האמת היא שיש לכך סיבה: שקילת NaOH בצורה מדוייקת לא תתן לנו אפשרות לדעת את הכמות המדוייקת שלו.

מדוע? NaOH הוא "**חומר היגרוסקופי**" – חומר שיש לו נטייה לספוח מולקולות מים מהאוויר. לכן, כאשר נשקול אותו, נשקול גם את המים שהוא ספח, ונקבל משקל גדול מדי. לשם כך, אנו משתמשים בKHP, שאינו היגרוסקופי, כדי לקבוע את ריכוז NaOH בעזרת טיטרציה. לשקילת KHP יש ייתרון נוסף, משני, על פני שקילת NaOH: יש לו מסה מולרית גבוהה יותר. לכן, כל טעות בשקילה תתן לנו טעות יחסית קטנה יותר במסי המולים ששקלנו. KHP הוא חומר המתאים לשמש כמגיב בטיטרציות, בשל הדיוק הגבוה שניתן לקבל משקילה ישירה שלו. חומר המתאים לביצוע טיטרציות, כמו KHP, נקרא "**סטנדרט ראשוני**". כדי לזכות בתואר זה, צריכות להתקיים מסי דרישות נוספות. נסכם כאן את הדרישות עבור סטנדרט ראשוני:

1. יציב – בעל חיי מדף ארוכים
2. עמיד לאוויר
3. לא היגרוסקופי
4. בעל מסה מולרית גבוהה
5. בעל מסיסות טובה בממס בו אנו משתמשים
6. יגרום לריאקציה מהירה ומלאה בטיטרציה – לכן משתמשים בטיטרציות חומצה-בסיס רק בחומצות ובסיסים חזקים.
7. זמין וזול
8. לא רעיל

כדי להבטיח רמת טוהר גבוהה, הKHP נשמר בתוך "**דסיקטור**" – כלי המכיל חומרים סופגי לחות, ומיועד לאחסון מוצקים שאנו מעוניינים לשמור על רמת הטוהר הגבוהה שלהם. הדסיקטור מונע אפשרות של ספיחת מים מהאוויר עבור אותם מוצקים.

"**תמיסה סטנדרטית**", **או** "**תמיסה מכוילת**", היא תמיסה בעלת ריכוז שנקבע בצורה מדויקת, באמצעות שקילה מדויקת ומיהול מדויק של סטנדרט ראשוני, או באמצעות טיטרציה. תמיסה כזו יכולה לשמש כמגיב בטיטרציות. בניסוי זה נשתמש בסטנדרט הראשוני KHP לשם הכנת תמיסה סטנדרטית שלו, ונשתמש בה בטיטרציה של הNaOH. לאחר מכן, נשתמש בתמיסת הNaOH כתמיסה סטנדרטית לטיטור הHCl.

נוסיף כמה הערות לגבי הניסוי:

- שומרים תמיסת NaOH בכלי פלסטיק, כי היא מאכלת זכוכית.
- צריך להרתיח את המים המשמשים לתמיסת הNaOH, כיוון שבמים מתמוסס פחמן דו חמצני מהאטמוספרה; הוא יוצר בתגובה עם המים חומצה פחמתית, שעלולה להיות לה תגובה עם הבסיס. הרתחת המים תגרום לירידה במסיסות של הפחמן הדו חמצני, והוא ישתחרר החוצה.
- שימו לב שאתם מבצעים כל טיטרציה 3 פעמים, וקובעים את הריכוז מהממוצע של התוצאות. המדריכים כבר אמורים להראות לכם איך מבצעים חישובים סטטיסטיים נוספים עבור ניסוי זה, כך שאין צורך להיבהל מחוברת המעבדה.

לסיום, נקודה חשובה: אם לא תעבדו מהר, תתקעו במעבדה עד מאוחר (כמו שקרה לי), כי אתם חייבים את התמיסות המתקבלות בניסוי לניסויים הבאים, כאמור.

ניסוי מס' 3
בופרים

בופר

בופר הוא תמיסה שיש לה יכולת להתנגדות לשינויים בpH, שעשויים להיגרם כתוצאה מהוספה של חומצה או בסיס לתמיסה. תמיסת הבופר מכילה חומצה חלשה והבסיס המצומד לה, או בסיס חלש והחומצה המצומדת לו. השינויים בpH הנגרמים כתוצאה מהוספת בסיס חזק (כמו NaOH) לתמיסת בופר יהיו "איטיים" הרבה יותר (כפונקציה של הנפח של הבסיס שהוספנו) מהשינויים עבור תמיסה של חומצה חזקה בעלת pH דומה. הסיבה לכך היא שהבסיס אינו סותר ישירות את יוני הH^+ בתמיסה, אלא מגיב עם החומצה החלשה. השינוי בpH נגרם באופן עקיף כתוצאה מהשינוי בריכוזי החומצה החלשה והבסיס המצומד לה, ואינו "מהיר" כל כך.

תנאי לכך שהתמיסה תתפקד כבופר, הוא שריכוז החומצה והבסיס המצומדים יהיה גדול משמעותית מריכוז יוני ההידרוניום וההידרוקסיל בתמיסה, באופן שניתן יהיה להזניח את הריכוז של האחרונים לעומתם.

נשתמש בבופר כאשר נהיה מעוניינים לשמור על pH קבוע בתמיסה.

משוואת הבופר

ניתן לפתח משוואה פשוטה שממנה ניתן לחשב את הpH בתמיסת בופר. המשוואה היא:

$pH = pK_a + \log(C_{A^-}/C_{HA})$

כאשר:

HA היא החומצה החלשה, ו-C_{HA} הוא הריכוז שלה בתמיסה.

A^- הוא הבסיס המצומד לה, ו-C_{A^-} הוא ריכוזו.

K_a הוא קבוע שיווי המשקל של הפירוק של החומצה (להלן: קבוע הפירוק).

(תזכורת: הפונקציה p משמעותה: -log.)

משוואה זו נקראת "משוואת הבופרים", או "משוואת הנדרסון-הסלבלך".

חשוב לדעת שפיתוח המשוואה מתבסס על הזנחה של ריכוזי יוני ההידרוניום וההידרוקסיל לעומת ריכוזי החומצה והבסיס החלשים.

שימו לב, שהpH למעשה תלוי רק **ביחסי הריכוזים** בין הבסיס והחומצה. אם כן, לתמיסה מרוכזת ותמיסה מהולה, בעלות יחס זהה בין ריכוזי הבסיס והחומצה, יהיה בדיוק אותו pH. זאת בתנאי שהריכוז של הבסיס והחומצה לא נמוך מדי, כך שניתן לבצע את ההזנחה שהזכרנו. **מהילת הבופר לא משנה את הpH שלו**.

נדמה לי שידיעת דרך הפיתוח של המשוואה לא חשובה לצורך הניסוי. עם זאת, ייתכן שתוכל להיות תועלת להכרת הפיתוח בשביל ההבנה, למקרה שאולי תצטרכו לחשוב על משהו בדיון. לכן הוספתי אותו בתור חלק שאפשר לדלג עליו:

נקדים שהסימון C_{HA} מסמן את הריכוז של HA **שהכנסנו** לתמיסה, כלומר: הריכוז של HA שהיה בתמיסה, אילולי חלק מהחומצה היה מתפרק (נקרא: "הריכוז האנליטי" של החומצה). הסימון [HA] מסמן את הריכוז של HA בפועל, בהתחשב בכך שחלק מהחומצה התפרק (נקרא "הריכוז הממשי").

ניח שהכנסנו לתמיסה את החומצה HA, ואת הבסיס המצומד שלה, A^-, שמקורו במלח NaA. בתמיסה מתרחשות התגובות הבאות, והתגובות ההפוכות להן:

1. $HA \rightarrow H^+ + A^-$
2. $A^- + H_2O \rightarrow OH^- + HA$

תגובות אלה נמצאות בשיווי משקל (לא מצאתי את הפונט המתאים. מצטער).

אנחנו מחפשים את ריכוז הפרוטון בתמיסה. משוואת שיווי המשקל עבור הפירוק של החומצה היא:

$K_a = [H^+][A^-]/[HA]$

סידור מחדש ייתן:

$[H^+]= K_a[HA]/[A^-]$

נסמן את ריכוז HA שירד כתוצאה מתגובה מס׳ 1 ב-X, ואת ריכוז HA שעלה כתוצאה מתגובה מס׳ 2 ב-Y. הריכוז של HA בסה״כ יהיה:

$[HA] = C_{HA} – X + Y$

באופן דומה, ריכוז A^- הינו:

$[A^-] = C_{A^-} + X - Y$

נשים לב, שלמעשה $X=[H^+]$, ו-$Y=[OH^-]$. כיוון שהחומצה והבסיס הם חלשים, נוכל להניח בד״כ שניתן להזניח את ריכוזי הפרוטון וההידרוניום לעומת ריכוזיהם. לכן נוכל למצוא את ריכוז הפרוטון ישירות ממשוואת שיווי המשקל, בלי הרבה חישובים מסובכים:

$[H^+]= K_aC_{HA}/C_{A^-}$

(לעיתים קרובות, ביטוי זה יותר נוח לשימוש ממשוואת הנדרסון.)

אם נרצה לעבוד עם pH, ולא עם ריכוז במולר, נוכל להפעיל את הפונקציה p (שמשמעותה היא –log, כזכור) על שני האגפים:

$pH = p(K_aC_{HA}/C_{A^-})$

נשתמש בכלל: $log(ab) = loga + logb$:

$pH = pK_a + p(C_{HA}/C_{A^-}) = pK_a – log(C_{HA}/C_{A^-})$

כיוון שאנחנו רוצים להיות אנשים חיוביים, ולא שליליים, נהפוך את הסימן – לפני הlog בעזרת שימוש בכלל: $log(1/a) = -loga$, ונכתוב:

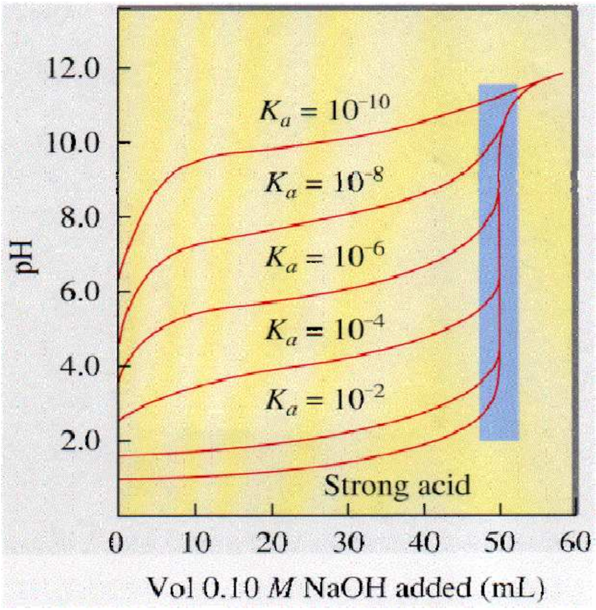
$pH = pK_a + log(C_{A^-}/C_{HA})$

וזו משוואת הנדרסון-הסלבלך.

טיטרציה של חומצה חלשה

בניסוי הזה לא נמדוד ריכוזים של חומצות ובסיסים בעזרת טיטרציה. עם זאת, חשוב להכיר את האופן שבו הpH משתנה במהלך טיטרציה של חומצה חלשה, כיוון שבניסוי זה תסתרו חומצות חלשות עם בסיס, ותבנו עקומות טיטרציה (עקומת הטיטרציה תשמש לצרכים אחרים, ונפרט על כך בהמשך).

זהו גרף המשווה בין צורת עקומת הטיטרציה של חומצות בעלות קבוע פירוק K_a שונה וריכוז דומה (גנוב מהמצגת של גרושקא):



כפי שאתם רואים, הצורה הכללית של עקומת טיטרציה של חומצה חלשה דומה לשל חומצה חזקה. עם זאת, קיימים מס' הבדלים:

1. ממש בתחילת הטיטרציה של החומצה החלשה תהיה עלייה ממשית בpH, אבל מהר מאוד השינויים בpH יעשו איטיים, הרבה יותר מאשר בטיטרציה של תמיסת חומצה חזקה **בעלת pH דומה**. מה הסיבה לכך? למעשה, כאשר אנו סותרים את החומצה החלשה, נוצר הבסיס המצומד לה.

אם נדבר על סתירה של חומצה כלשהי HA ע"י הבסיס NaOH, התגובה המתרחשת היא:

$HA + NaOH \rightarrow H_2O + Na^+ + A^-$

(שימו לב: אמנם תגובת הפירוק של החומצה החלשה במים מתרחשת בשיעור נמוך, אבל תגובה זו מתרחשת במלואה.) ברגע שבתמיסה יהיה ריכוז משמעותי של הבסיס המצומד, **נקבל תמיסת בופר**. השינויים בpH יהיו איטיים, עד שנגיע לאיזור במהלך הטיטרציה בו כבר לא יישאר בתמיסה ריכוז משמעותי של החומצה החלשה. באיזור זה תתחיל עלייה חדה בpH. לכן, אם מבקשים מכם לחשב את הpH בתמיסה של חומצה חלשה, לאחר תחילת הטיטרציה שלה ולפני הנ. א. – אתם צריכים להשתמש במשוואת הבופר. ניתן לחשב בקלות את ריכוזי החומצה החלשה והבסיס המצומד לה בעזרת חישובים סטויכיומטריים פשוטים.

זה מה שחשוב בעיקר לניסוי. ייתכן שיועיל לדעת גם את ההבדלים החשובים האחרים:

2. העלייה בpH בנ. א. חדה פחות מאשר בחומצה בעלת **ריכוז דומה**.
3. הpH בנ. א. לא יהיה 7, אלא גדול מ-7. הסיבה לכך היא שבתמיסה מצוי הבסיס המצומד של החומצה, והpH יהיה בסיסי. בחומצה חזקה, הבסיס המצומד הוא כה חלש, שלא נוכל להבחין כלל בהשפעה שלו על הpH.

הכנת בופר

קיימות שתי דרכים להכנת בופר:

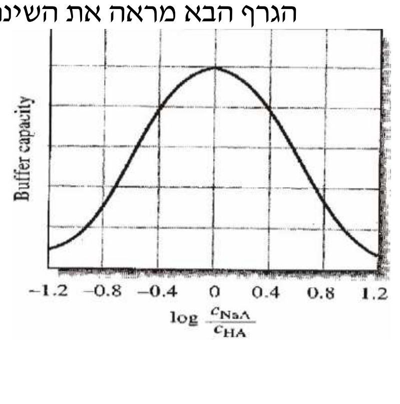
1. נמיס בתמיסה של חומצה חלשה מלח המכיל את הבסיס המצומד לה.
2. נסתור חלק מהחומצה החלשה בעזרת בסיס, וכך נקבל בתמיסה את החומצה והבסיס המצומד לה, כפי שהסברנו.

קיבולת הבופר

לבופרים שונים יכולת שונה להתנגדות לשינויים ב-pH, כתוצאה מהוספה של חומצה או בסיס. קיבולת הבופר הוא מושג שמתאר בצורה כמותית את יכולת ההתנגדות של הבופר לשינויים ב-pH. קיבולת הבופר מוגדרת **כמס' המולים** של חומצה או בסיס חזקים, שכאשר נוסיף אותם **לליטר אחד** של בופר מסויים, נקבל שינוי של **יחידת pH אחת**.

קיבולת הבופר משתנה לפי גורמים שונים:

1. לזוגות שונים של חומצה-בסיס חלשים, בתמיסות בעלות ריכוזים דומים, תהיה קיבולת בופר שונה.
2. בתמיסות המכילות אותו זוג חומצה-בסיס, עם אותו היחס בין ריכוזי הבסיס והחומצה, יש אותו pH, כפי שהסברנו. לעומת זאת, קיבולת הבופר של התמיסות היא שונה: לתמיסה **מרוכזת יותר** יש קיבולת **גבוהה יותר**. הסיבה לכך היא שיש יותר מולים ליחידת נפח, שיכולים להתנגד לתוספת של חומצה או בסיס חזקים.
3. קיבולת הבופר משתנה באופן משמעותי כאשר משתנה **היחס** בין ריכוזי הבסיס והחומצה. הגרף הבא מראה את השינויים בקיבולת הבופר כתוצאה משינויים ביחסי הריכוזים:



כפי שניתן לראות, **קיבולת הבופר המקסימאלית** היא כאשר **היחס** בין ריכוזי הבסיס והחומצה **הוא 1**, כלומר, כאשר ריכוזם שווה. הקיבולת יורדת בצורה תלולה כאשר סוטים מיחס זה. כיוון ש: log1=0, ניתן לראות ממשוואת הבופר שקיבולת הבופר המקסימאלית תתקבל כאשר $pH = pK_a$. כדי להכין בופר בעל קיבולת סבירה, נצטרך לבחור חומצה חלשה שה-pK_a שלה הוא לא רחוק מיחידת pH אחת מה-pH בו אנו מעוניינים.

(אני לא חושב שעשויים לשאול בבוחן על יותר ממה שכבר כתבנו, אבל בכל זאת נוסיף את החומר הדרוש להבנה של מה שקורה בניסוי.)

גזירת עקומת הטיטרציה

את עקומת הטיטרציה תגזרו ממדידות של ה-pH בנק' שונות במהלך הטיטרציה, עד לקבלת צורת הגרף האופיינית. בוודאי חלקכם תוהים: כיצד ניתן למדוד את ה-pH בתמיסה בכל נקודה ונקודה בטיטרציה? למעשה, קיים מכשיר פלא שנקרא **pH מטר**, שמודד לנו את ה-pH בתמיסה. ה-pH-מטר מבוסס על אלקטרודה שרגישה לשינויים בריכוז של יון ההידרוניום בתמיסה, ונקראת **אלקטרודת זכוכית**. אין שום חשיבות לצורך הניסוי להבין איך זה פועל, וזה גם לא הנושא של הניסוי. אם בכל זאת מדריך מסוים ידרוש מכם לדעת זאת, ניתן לראות הסבר על דרך הפעולה של אלקטרודת הזכוכית בסיכום החומר שכתבתי עבור ניסוי מס' 5, תחת הכותרת: "פוטנציומטריה".

מציאת קיבולת הבופר מעקומת הטיטרציה

בניסוי שלנו אנו מוצאים את קיבולת הבופר מעקומת הטיטרציה. כיצד? באיזור לפני הנ.א., בו התמיסה המטוטרת מתפקדת כבופר, נוכל לראות שהשינויים בpH נראים בקירוב כלינאריים (כלומר, ניתן לתאר אותם בגרף כקו ישר). בניסוי הזה תבנו עקומת טיטרציה בה הגדלים שמייצגים הצירים מוחלפים, לעומת המקובל, כלומר: ציר ה-X ייצג את ה-pH, וציר ה-Y ייצג את הנפח של תמיסת החומר המגיב. נעביר ישר דרך הנק' שנמדדו באיזור בו התמיסה היא בופר. כאשר הצירים נבחרים באופן הזה, נוכל בעזרת השיפוע של הישר (אותו יימצא המחשב), לחשב את קיבולת הבופר, לפי הנוסחה הבאה:

$$BufferCapacity = \frac{C_{NaOH}}{V_{Buffer}} A$$

כאשר C מציין את ריכוז הבסיס, V את נפח הבופר ההתחלתי, ו-A את שיפוע הגרף.
למי שמעוניין, נביא כאן את ההוכחה לכך:

קיבולת הבופר מוגדרת כמס' מולים ליחידת נפח של בופר, שייגרמו לשינוי של יחידת pH. כאשר Δn מציין את השינוי במס' מולים של בסיס שהוספו בקטע מסויים בטיטרציה, V נפח, וΔpH את השינוי במס' יחידות הpH בקטע מסויים בטיטרציה, נוכל לכתוב:

$$BufferCapa\ city = \frac{\dfrac{\Delta n_{NaOH}}{V_{Buffer}}}{\Delta pH} = \frac{\Delta n_{NaOH}}{V_{Buffer} \cdot \Delta pH} = \frac{\Delta (C_{NaOH} V_{NaOH})}{V_{Buffer} \cdot \Delta pH} = \frac{C_{NaOH}\,\Delta V_{NaOH}}{V_{Buffer} \cdot \Delta pH}$$

כיוון ששיפוע של גרף נתון ע"י ΔY/ΔX, בגרף שלנו השיפוע הוא $A=\Delta V_{NaOH}/\Delta pH$, ומכאן נובעת ישירות הנוסחה:

$$BufferCapacity = \frac{C_{NaOH}}{V_{Buffer}} A$$

(הערה לגבי האמור בחוברת המעבדה: אילו היינו גוזרים גרף בו במקום לציין נפח בסיס היינו מציינים מס' מולים של בסיס, והיינו מתייחסים לעקומת טיטרציה של ליטר של תמיסת בופר, השיפוע של הישר היה שווה לקיבולת הבופר. בפועל, זה **לא** מה שתעשו בניסוי הזה.)

שימו לב, שבניסוי זה אין כל חשיבות לנק' הנמדדות בעקומת הטיטרציה לאחר איזור הבופר – אתם לא הולכים להשתמש בהם. לכן, כדאי לחפף במדידות האלה, כדי לצאת מוקדם יותר מהמעבדה.

ניסוי מס' 4
אלקטרוכימיה

ניסוי זה מתבסס על מושגים בסיסיים באלקטרוכימיה. את רובם למדתם בקורס "מבוא לכימיה", וכדאי לוודא שלא שכחתם אותם.

ההסבר שבחוברת המעבדה על חוק פרדי הוא מספיק, ולכן לא נעסוק כאן בנושא זה. את הניסוי של פרדי למדידת מטען האלקטרון הייתם אמורים ללמוד בתחילת השנה, וכדאי לחזור עליו, אם אתם לא זוכרים אותו (אם כי זה לא הכרחי). שימו לב שהניסוי שאתם מבצעים כאן משתמש במטען האלקטרון כנתון, והנעלם הוא המסה המולרית. בניסוי של פרדי, המצב היה הפוך.

הוספתי הסבר על משוואת נרנסט, למרות שחומר זה כלול בחומר של "מבוא לכימיה". הסיבה היא, שאנחנו לא הספקנו ללמוד נושא זה ב"מבוא לכימיה", וחששתי שזה עלול היה לקרות גם בחלק מהשנים הבאות.

משוואת נרנסט (Nernst)

בקורס "מבוא לכימיה" למדתם על פוטנציאלי חיזור סטנדרטיים, כאשר כל הריכוזים בחצי התא שווים ל1M. משוואת נרנסט נותנת לנו את פוטנציאל החיזור של חצי תא, בו הריכוז שונה.

נדבר על תגובה של חצי תא, שמנוסחת כתגובת חיזור, כמקובל:

$$aA + bB + ne^- \rightarrow cC + dD$$

משוואת נרנסט עבור חצי התא תהיה:

$$E = E^0 - \frac{RT}{nF}\ln\frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

כאשר:

E : פוטנציאל החיזור של חצי התא

E^0 :פוטנציאל החיזור הסטנדרטי של חצי התא

R : קבוע הגזים המוכר לנו ממשוואת הגז האידיאלי

T : הטמפ' **במעלות קלווין**

F : קבוע פרדי – המטען של מול אלקטרונים, 96485C

n : מס' האלקטרונים המשתתפים בריאקציה, כפי שניסחנו את תגובת חצי התא

הריכוזים הם במולר. עבור מוצקים או נוזלים, הריכוז שווה 1, בדיוק כמו במשוואת שיווי-המשקל.

כאשר הטמפ' היא 25 מעלות צלזיוס, לאחר שנציב את הערכים המספריים עבור R, T, ו-F, ונעבור מ-ln ל-log, נקבל:

$$E = E^0 - \frac{0.0592}{n}\log\frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

כיוון שבמעבדה הטמפ' קרובה ל-25 מעלות צלזיוס, הביטוי הזה שימושי עבורנו, וייתן לנו מדד למהימנות התוצאות בניסוי.

מיד ניתן דוגמאות:

עבור חצי התא:

$$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn_{(s)}$$

המשוואה היא: $E = E^0 - \frac{0.0592}{2}\log\frac{1}{[Zn^{2+}]}$

עבור חצי התא:

$$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$$

המשוואה היא: $E = E^0 - \frac{0.0592}{5}\log\frac{[Mn^{2+}]}{[MnO_4^-][H^+]^8}$

כמו ששמתם לב, השימוש במשוואת נרנסט מזכיר את השימוש במשוואת שיווי המשקל, וזה ממש לא עניין מסובך.

אלקטרודת ייחוס

בניסוי אנו מודדים פוטנציאל חיזור סטנדרטי של חצי תא מסוים. את פוטנציאל החיזור הסטנדרטי אנו מקבלים ממדידות שונות של פוטנציאלי החיזור של חצאי תא לא סטנדרטיים (נעסוק בכך בהמשך). כעת נעסוק בדרך למדידת הפוטנציאל של חצי תא כלשהו.

על מנת למדוד פוטנציאל חיזור של חצי תא, יש למדוד את המתח (הפרש הפוטנציאלים) בינו לבין חצי תא שפוטנציאל החיזור שלו ידוע. מדידת המתח מתבצעת בעזרת וולטמטר. מקובל שהאלקטרודה שאנו מודדים את המתח שלה משמשת כקתודה, והאלקטרודה שפוטנציאל החיזור שלה ידוע משמשת כאנודה.

נוח יהיה להשתמש באלקטרודה בעלת פוטנציאל חיזור ידוע למדידות רבות ושונות. אבל קיימת בכך בעיה: כאשר נחבר את חצאי התא לוולטמטר, נסגר מעגל, ויש זרם של אלקטרונים בתא (אמנם נמוך, כיוון שהתנגדות הוולטמטר מאוד גדולה). כתוצאה מכך, הריכוזים בחצי התא בעל הפוטנציאל הידוע משתנים, וכך גם הפוטנציאל משתנה, כך שהוא כבר לא ידוע.

אלקטרודת ייחוס היא אלקטרודה שפוטנציאל החיזור שלה נשאר קבוע במהלך המדידה. כך נוכל להתגבר על הבעיה שהזכרנו. בתור דוגמא, נדבר על האלקטרודה בה אנו משתמשים בניסוי הזה:

אלקטרודת Ag/AgCl. תגובת חצי התא היא:

$$AgCl_{(s)} + e^- \rightarrow Ag_{(s)} + Cl^-$$

פוטנציאל החיזור הסטנדרטי של חצי התא הוא 0.222V. משוואת נרנסט לחצי התא היא:

$$E = 0.222 - 0.0592\log[Cl^-]$$

הפוטנציאל נקבע, אם כן, רק ע"י ריכוז הכלוריד. אם נעבוד בריכוז כלוריד גבוה, השינויים במהלך המדידות בריכוזו יהיו זניחים, ולכן ניתן להתייחס לאלקטרודה כבעלת פוטנציאל קבוע. בניסוי נכין אלקטרודה דומה לאלקטרודות Ag/AgCl המסחריות: היא תהיה טבולה בתמיסה רוויה של KCl שהוא מלח קל תמס, כך שנקבל ריכוז כלוריד מאוד גבוה.

מציאת קבוע ש"מ של תגובה בעזרת פוטנציאלי חיזור סטנדרטיים

ניתן לחשב בעזרת פוטנציאלי החיזור של שני חצאי תא את קבוע שיווי המשקל של תגובות חימצון-חיזור. אם נעסוק בתגובת חימצון חיזור שבה עוברים n אלקטרונים מהגורם המחזר למחמצן, קבוע שיווי המשקל ב-25 מעלות צלזיוס נתון ע"י הנוסחה הבאה:

$$K = 10^{nE^0/0.0592}$$

כאשר E^0 הוא ההפרש בין פוטנציאל החיזור הסטנדרטי של הגורם המחמצן, כאשר הוא מנוסח כתגובת חצי תא, לפוטנציאל החיזור הסטנדרטי של המחזר.

לדוגמא: נרצה לחשב את קבוע שיווי המשקל של התגובה הבאה:

$$Cu_{(s)} + 2Fe^{3+} \rightarrow 2Fe^{2+} + Cu^{2+}$$

החומר המחמצן הוא Fe^{3+}, והמחזר הוא Cu. נחלק את תגובת החימזור לשני חצאי תא, נרשום אותם כתגובות חיזור, ונרשום את פוטנציאלי החיזור הסטנדרטיים לכל חצי תא (+ מסמל קתודה, בה מתרחש חיזור. – מסמל אנודה, בה מתרחש חימצון):

$$2Fe^{3+} + 2e^- \rightarrow 2Fe^{2+} \quad E_+^0 = 0.771\ V$$

$$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)} \quad E_-^0 = 0.339\ V$$

המתח של תא סטנדרטי הוא: $E^0 = 0.771V - 0.339V = 0.432V$.

קבוע ש"מ נתון ע"י: $K=10^{(2)(0.432)/(0.0592)}$

בשביל מי שמעוניין, נכתוב כאן את ההסבר התיאורטי והפיתוח של הנוסחה:

נניח שיש לנו תא המורכב משני חצאי התא הבאים:

קתודה: $aA + ne^- \rightarrow cC$

אנודה: $dD + ne^- \rightarrow bB$

$aA + bB \rightarrow cC + dD$ היא התגובה הכוללת המתרחשת בתא (באנודה מתרחשת תגובת חמצון, התגובה ההפוכה לתגובת החיזור שכתבנו, שבה מקובל לייצג חצי תא). כאשר שני חצאי התא

מחוברים, אלקטרונים עוברים מהאנודה לקתודה. הריכוזים של הצורונים השונים בשני חצאי התא משתנים. לכן גם פוטנציאלי החיזור של שני חצאי התא משתנים.

משוואת נרנסט לחצי התא של הקתודה היא: $E_+ = E_+^0 - \frac{0.0592}{n}\log\frac{[C]^c}{[A]^a}$

המשוואה לחצי התא של האנודה: $E_- = E_-^0 - \frac{0.0592}{n}\log\frac{[B]^b}{[D]^d}$

המתח (E) בין שני חצאי התא שווה להפרש בין פוטנציאל החיזור של הקתודה והאנודה:

$$E = E_+ - E_- = E_+^0 - \frac{0.0592}{n}\log\frac{[C]^c}{[A]^a} - (E_-^0 - \frac{0.0592}{n}\log\frac{[B]^b}{[D]^d}) =$$

$$= E_+^0 - E_-^0 - \frac{0.0592}{n}\log\frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b} = E_{cell}^0 - \frac{0.0592}{n}\log\frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

כאשר עשינו שימוש בכלל: $\log a - \log b = \log(a/b)$

קל להיווכח כי במהלך זרימת האלקטרונים מן האנודה לקתודה, פוטנציאל החיזור של הקתודה יורד, ואילו פוטנציאל החיזור של האנודה עולה. בסך הכל, המתח של התא יורד.

הזרם יעבור באופן ספונטאני כל עוד פוטנציאל החיזור של הקתודה יהיה גדול משל האנודה. ברגע שהמתח בין האלקטרודות שווה ל-0, הזרם ייפסק. בנקודה זו, המערכת הגיעה **לשיווי משקל**. אין הבדל, מבחינת הספונטאניות של התגובה, בין מצב בו התגובה מתבצעת בשני חצאי תא המחוברים ע"י מוליך, למצב בו הצורונים השונים נמצאים ביחד באותה תמיסה; הריכוזים בשני חצאי התא במצב של שיווי משקל מצייתים למשוואת שיווי המשקל של התגובה הכוללת של שני חצאי התא:

$$K = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

כיוון ש- E=0 בש"מ, נוכל לכתוב:

$$0 = E_{cell}^0 - \frac{0.0592}{n}\log\frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b} = E_{cell}^0 - \frac{0.0592}{n}\log K$$

$$\log K = \frac{nE_{cell}^0}{0.0592}$$

לפי הגדרת הlog (כפי שהיא נלמדת בתיכון) נקבל: $K = 10^{nE^0/0.0592}$

וזה מה שחיפשנו.

ציפוי אנודי Anodizing

נדבר רק על ציפוי אנודי של אלומיניום, כי זה מה שנעשה בניסוי. זהו תהליך המשמש בתעשייה ליצירת שכבה עבה של תחמוצת אלומיניום, Al_2O_3, על גבי אלומיניום מתכתי. הצורך בציפוי כזה על גבי האלומיניום: הוא נותן הגנה טובה יותר מפני קורוזיה. בנוסף לכך, הוא מצע יותר טוב מהמתכת עצמה לקליטה של מולקולות צבע. לכן, משתמשים בתהליך זה כשמעוניינים לצבוע גוף מאלומיניום, וזה מה שתעשו בניסוי.

האופן שבו יוצרים את השכבה בציפוי אנודי: האלומיניום ישמש כאנודה בחצי תא בסביבה חומצית. נעביר זרם במעגל. האלומיניום יתחמצן (באנודה מתרחש חמצון של האלקטרודה), ויתרכב עם חמצן, ליצירת התחמוצת.

לסיום, חשוב לי להדגיש שהכרחי לקרוא את כל חוברת המעבדה. בניסוי הזה, סמכתי על כך שההסברים שם עשויים להיות מספיקים, ולא התייחסתי לכל מה שאתם צריכים לדעת. יש נקודה אחת שנדמה לי שעשויה להיות לא ברורה בחלק ג', לגבי האופן בו מוצאים את E^0 של התא. לאחר שתקראו את החוברת, אם עדיין לא ברור לגמרי מה עושים, אפשר לקרוא את ההסבר הבא:

כפי שהוסבר בחוברת, המתח של התא של חצי התא של קומפלקסי הברזל עם אלקטרודת הייחוס הוא: $E=E^0-k\log([Fe(CN)_6^{4-}]/[Fe(CN)_6^{3-}])$ כאשר E^0 הוא קבוע, שבאופן אידיאלי אמור להיות 0.159V, ו-k הוא קבוע שבאופן אידיאלי אמור להיות 0.0592 ב-25 מעלות צלזיוס. בניסוי אתם מודדים את המתח המתקבל בתמיסות עם יחסים שונים של קומפלקסי הברזל. לאחר הניסוי, תבנו גרף בעזרת תכנה גרפית, בו המתח E יהיה ציר ה-y, ו-$\log([Fe(CN)_6^{4-}]/[Fe(CN)_6^{3-}])$ יהיה ציר ה-x. הקשר בין ערכי E לערכי $\log([Fe(CN)_6^{4}]/[Fe(CN)_6^{3-}])$ הוא לינארי, כלומר – אמור להתקבל מהתוצאות קו ישר, בעל שיפוע k- ונקודת חיתוך E^0 עם ציר ה-y. צריך לבקש מהתוכנה לעשות התאמה לינארית של התוצאות. תקבלו את משוואת הישר. האיבר החופשי הוא נקודת החיתוך עם ציר ה-y, וזה מה שחיפשנו.

ניסוי מס' 5
מוליכות ופוטנציומטריה

הניסוי הזה הוא בעייתי עבור מי שלא עשה את הניסויים מס' 3 ו-4, וגם לא למד את החומר בקורס "כימיה אנליטית א'". מי שלא מכיר את נושא הבופרים, יכול לקרוא בסיכום לניסוי 3 הסבר קצר על בופרים, תחת הכותרת: "בופר". אם נתקלתם בקשיים נוספים, ניתן לקרוא שם גם על טיטרציה של חומצה חלשה.

לגבי ניסוי מס' 4: למי שלא מכיר את החומר, לא אמורה להיות בעיה גדולה מדי. עדיף להכיר את משוואת נרנסט, אבל זה ממש לא הכרחי. נתייחס להלן למושג "אלקטרודת ייחוס", וניתן לקרוא על כך בסיכום לניסוי מס' 4, אם כי גם זה לא כל כך עקרוני לצורך הניסוי (אני לא יכול להבטיח שלא ישאלו על זה בבוחן).

כשעשיתי את הניסוי הזה, קיבלנו דרישות מוגזמות לחלוטין לגבי רקע תיאורטי בדו"ח. החלטתי לקחת את הרקע התיאורטי שכבר כתבתי בתור בסיס לסיכום החומר לניסוי זה. לכן, הסגנון הוא שונה, והדברים כתובים ביתר קיצור. אני מקווה שבכל זאת הדברים ברורים.

מוליכות

<u>רקע תיאורטי</u>

ל**תמיסות אלקטרוליטיות** (תמיסות המכילות יונים) יש יכולת להוליך זרם חשמלי, בשל תנועה של היונים (צורונים טעונים במטען חשמלי, בשל עודף או חוסר באלקטרונים) בתוך התמיסה. באופן זה ניתן להעביר מטען חשמלי דרך תמיסות, כאשר האלקטרונים מן המעגל החיצוני עוברים אל הצורונים בתמיסה, או מן הצורונים אל המעגל החיצוני. תנועת היונים בתמיסה מעבירה את המטען לצד השני של המעגל.

כמו לכל חומר מוליך, גם לתמיסות יש התנגדות (מסומנת: R) האופיינית להן. הזרם במעגל חשמלי קשור ביחס הפוך להתנגדות, לפי חוק אוהם: $I=V/R$, כאשר:

I: הזרם במעגל.

V: המתח החשמלי המסופק למעגל, שהוא הפרש של הפוטנציאלים החשמליים בין שני קצות ספק המתח (המתח עשוי להגיע גם ממספר מקורות).

R: ההתנגדות הכוללת של המעגל.

ניתן להגדיר עבור חומר מסוים התנגדות סגולית, קבוע פרופורציה אופייני לחומר, שיתאר את מידת ההתנגדות האופיינית לחומר, ללא קשר לצורתו של הגוף העשוי מאותו חומר. ההתנגדות הסגולית קשורה להתנגדות באופן הבא: $R=\rho l/A$ כאשר:

ρ: ההתנגדות הסגולית של החומר.

l: אורך הרכיב במעגל בכיוון הזרם.

A: שטח החתך של הרכיב.

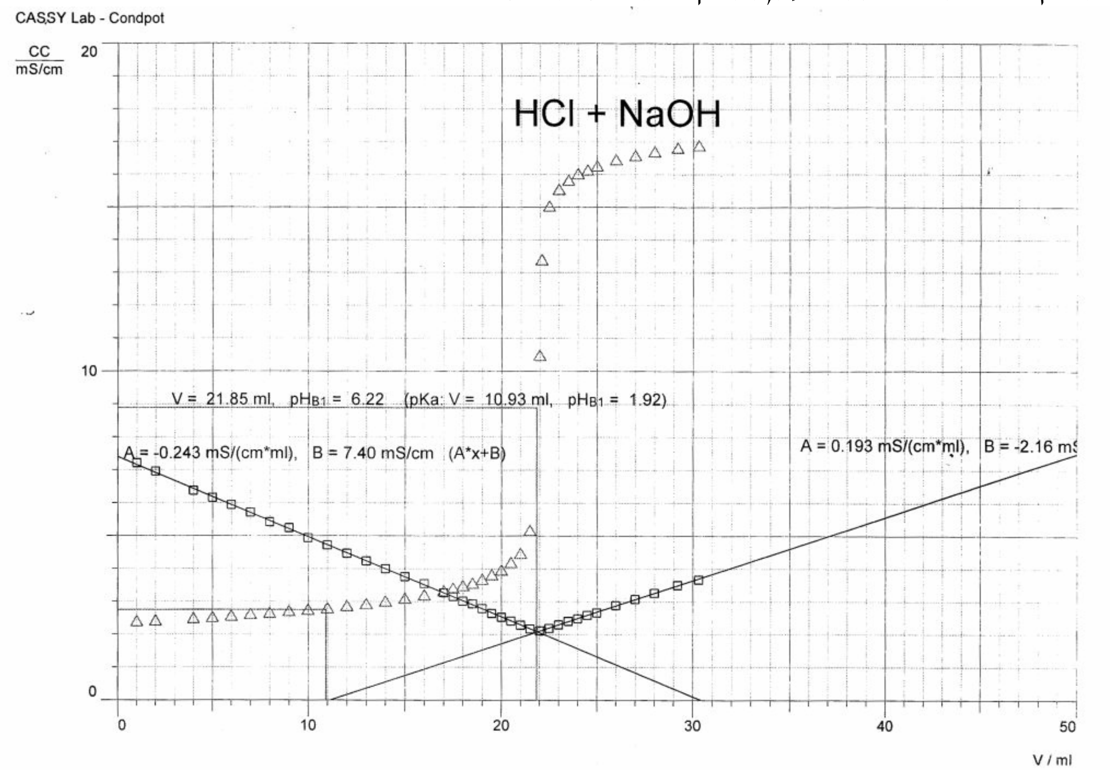
מוליכות מוגדרת כערך ההפכי להתנגדות: $L=1/R$, מושג שיתאר את יכולת ההולכה החשמלית של רכיב במעגל. **המוליכות הסגולית** מוגדרת: $k=1/\rho$, ומתארת יכולת הולכה של חומר מסוים.

המוליכות של תמיסה משתנה לפי הרכבה: יונים שונים תורמים לתמיסה מוליכות סגולית שונה. ריכוז גבוה יותר של יון מסויים בתמיסה יגדיל את יכולת ההולכה של התמיסה, והמוליכות הסגולית תגדל באופן לינארי עם הריכוז. יש לציין עם זאת, שהמוליכות הסגולית המולארית של כל יון (מסומנת: Λ) – מוליכות סגולית עבור יחידת ריכוז – קטנה בריכוזים גבוהים יותר, בשל אינטראקציות בין היונים בתמיסה שמפריעות לתנועת היונים ולהולכת החשמל. תופעה זו תפריע להתנהגות הלינארית שצוינה. שינויים בטמפ' גם הם משפיעים על מידת המוליכות (אני לא יודע באיזה אופן בדיוק, ולא מצאתי את התשובה לכך במקור שצוין בחוברת המעבדה. כדאי לדעת שהאלקטרודות בהן תשתמשו יעשו תיקון אוטומטי להבדלים הנובעים משינויי טמפרטורה).

<u>השיטה</u>

בניסוי ננצל את ההבדלים במוליכות הסגולית של תמיסה הקשורים בהרכבה לשם קביעת הריכוז בתמיסה, כפי שנפרט:

חומצה חזקה היא **אלקטרוליט חזק**, כלומר חומר שיש לו נטייה גדולה להתפרדות ליונים בתמיסה. מבחינתנו המשמעות לכך היא שהחומר עובר דיסוציאציה מלאה (עבור כל הצרכים המעשיים שלנו) בתמיסה מימית. עבור חומצה חזקה, המוליכות תקטן באופן לינארי עד לנקודה האקוויוולנטית בטיטרציה. הסיבה לכך היא שהמוליכות הסגולית המולארית של הפרוטון שנסתר עם הבסיס גבוהה יותר מהמוליכות הסגולית המולארית של הקטיון שנכנס לתמיסה במקומו במהלך הטיטרציה. לאחר הנקודה האקוויוולנטית המוליכות תעלה באופן לינארי, כיוון שמתוספים לתמיסה יוני הידרוקסיד בעלי מוליכות סגולית מולארית גבוהה יחסית, וגם הקטיון של הבסיס תורם לעלייה במוליכות. לאחר שנבנה גרף של המוליכות כפונקציה של החומר המטטר, נוכל לזהות מנקודת החיתוך של שני הקווים הלינאריים את הנקודה האקוויוולנטית. ליתר בהירות, נצרף כאן את הגרף שהתקבל בניסוי שאנחנו בצענו, ונוסיף כמה דברי הסבר:



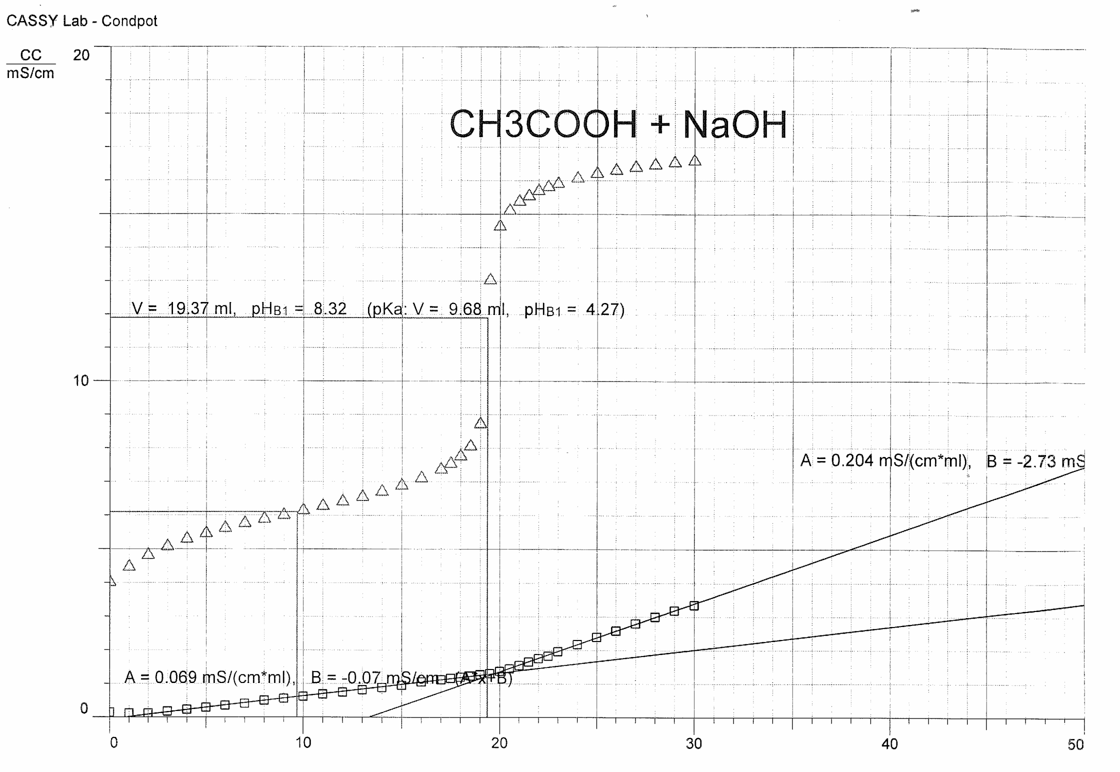
בגרף מופיעות הן התוצאות של מדידות המוליכות, והן של המדידות הפוטנציומטריות, עליהן נדבר בהמשך. מה שחשוב כרגע לדעת, שהמדידה הפוטנציומטרית מודדת ערכי pH. ציר ה-X מייצג את כמות הבסיס שהוספנו (בהמשך, כשנדבר על שיטת העבודה בניסוי, נעמיד את הדברים על דיוקם). ציר ה-Y מייצג במקביל את ערכי המוליכות הסגולית של התמיסה, עבור מדידות המוליכות, ואת ערכי ה-pH, עבור המדידות הפוטנציומטריות. הריבועים מייצגים את תוצאות מדידת המוליכות, והמשולשים את ערכי ה-pH, שנמדדו במדידות הפוטנציומטריות. בוודאי זיהיתם את הצורה של עקומת טיטרציה רגילה, שנוצרת ע״י המשולשים, המייצגים ערכי pH. ממדידות המוליכות ניתן לראות את הירידה הלינארית במוליכות עד לנק׳ האק׳, ואת העלייה הלינארית אחריה. הקווים הישרים הם ההתאמה הלינארית שהמחשב ביצע עבור התוצאות. החיתוך בין הקווים נמצא בנק׳ האקוויוולנטית, ובו זמנית ניתן לראות את העלייה החדה שנמדדה בערכי ה-pH, האופיינית לנק׳ זו.

לעומת חומצה חזקה, שהיא אלקטרוליט חזק, חומצה חלשה היא **אלקטרוליט חלש**, שעובר פירוק ליונים בתמיסה מימית במידה מעטה. כאן נצפה בהתנהגות שונה: בתחילת הטיטרציה המוליכות תרד, כיוון שנוצר המלח של החומצה (ביטוי אחר לבסיס המצומד של החומצה) במהלך הטיטרציה:

$$HA + MOH \rightarrow M^+ + A^- + H_2O$$

המלח של החומצה הוא בסיס, ויגרום לירידה בpH. בד בבד עם מגמת הירידה במוליכות, קיים גורם שמעלה את המוליכות: המלח של החומצה הוא לרוב אלקטרוליט חזק, ולכן ייתוספו יונים לתמיסה שיעלו את המוליכות. לאחר התקדמות מעטה במהלך הטיטרציה המגמה השנייה תהיה המשמעותית,

והמגמה הראשונה תהיה זניחה, בשל היווצרות של בופר, שמונע שינויים משמעותיים בpH. נקבל קו לינארי עולה עד לנקודה האקוויוולנטית. לאחר הנקודה האקוויוולנטית יפסיק להווצר הבסיס המצומד של החומצה, אבל יתחילו להצטבר בתמיסה יוני הידרוקסיד, בעלי מוליכות סגולית מולארית גבוהה יותר. לכן נקבל קו לינארי בעל שיפוע גדול יותר. מנקודת החיתוך בין הקווים ניתן לקבל את הנקודה האקוויוולנטית. באיזור הנ. א. קיימת סטייה מן ההתנהגות הלינארית. הסיבה לכך היא שבריכוזים מאוד נמוכים של החומצה החלשה הפירוק שלה מתחיל להיות משמעותי, והגידול בריכוז הבסיס המצומד לא תלוי ישירות רק בבסיס המטטר. לכן, תהיה סטייה מההתנהגות הלינארית שצוינה. נצרף את הגרף שאנחנו קיבלנו :



שימו לב שניתן להבחין בירידה קלה במוליכות בתחילת הטיטרציה, ובסטייה מההתנהגות הלינארית באיזור הנק' האק'. הקווים הישרים נבנו על סמך המדידות באזורים בהם יש התנהגות לינארית של המוליכות עם הוספת הבסיס.

עבור חומצות בחוזק בינוני – עם קבוע פירוק K_a בסדר גודל בסביבות 10^{-3} (כמו בנקודה האקוויוולנטית הראשונה של החומצה הזרחתית, שאיתה נתעסק בניסוי זה), לא כדאי להשתמש בשיטת מדידת המוליכות: הגורם של הירידה במוליכות הנגרם כתוצאה מהחלפת יוני הידרוניום בקטיון של הבסיס, והגורם של העלייה במוליכות כתוצאה מן העלייה בריכוז הבסיס המצומד, שניהם רלוונטיים, ולא ניתן להזניח את האחד מול השני. לכן, אין התנהגות לינארית ברורה לגמרי לפני הנק' האק', ונקבל שגיאות משמעותיות עם מדידת מוליכות.

לאחר מציאת הנקודה האקוויוולנטית נוכל לקבוע את הריכוז ההתחלתי של החומצה בעזרת הנפח של הבסיס שהוסף עד לנקודה האקוויולנטית, שריכוזו ידוע לנו.

פוטנציומטריה

מדידות פוטנציומטריות הן מדידות של ריכוז המתבססות על מדידת הפרשים בפוטנציאל החשמלי – מתח, בין תמיסות שונות. בניסוי שלנו אנו עוסקים בסוג מסויים של מדידה פוטנציומטרית, המתבססת על עיקרון הפעולה של אלקטרודה סלקטיבית – אלקטרודה הרגישה (כמעט) רק ליון מסויים. אצלנו מדובר ב**אלקטרודת זכוכית**, שרגישה ליוני H^+, ויכולה למדוד את הpH. האלקטרודה מבוססת על ממברנת זכוכית שקושרת אליה באופן סלקטיבי יוני H^+ בתהליך של מעבר של יוני H^+ שבתמיסה המכילה ריכוז מסויים של H^+ לממברנה, הקושרת את היונים, מצטבר פוטנציאל חשמלי

בתוך התמיסה (**Junction Potential**). הסיבה לכך היא שמעבר היונים מתוך הממברנה לתמיסה החיצונית ולהפך לא מתבצע באותו קצב, ונוצרים הפרשי מטען בין הממברנה והתמיסה. תהליך זה תלוי גם בריכוז התמיסה – יהיה יותר מעבר יונים לממברנה בתמיסה בה ריכוז ה-H^+ גדול יותר. בתוך האלקטרודה, מהצד השני של הממברנה, מצויה תמיסת ייחוס בעלת ריכוז קבוע (שנשמר בעזרת בופר). כאשר נחבר כל אחת מהתמיסות לאלקטרודת ייחוס זהה שהפוטנציאל שלה קבוע נקבל הפרשי פוטנציאלים שונים, בשל ההבדלים בריכוז בין התמיסות. מתקן בו מצויה מערכת כזו נקרא **Combined Electrode**. המכשיר המסחרי המכיל מערכת כזו נקרא "pH-meter". השיטה היא לקבוע את הריכוז בתמיסה על סמך הפרשי הפוטנציאל בין התמיסה הנמדדת לתמיסת הייחוס בתוך האלקטרודה.

הקשר בין הריכוז להפרשי הפוטנציאל נתון ע"י משוואה שנגזרת ממשוואת Nernst וגורמים נוספים:

$$E=E_0 + 0.05916\beta\log A_{H+}$$

E_0 הוא קבוע, שנובע מכל הגורמים שאינם קשורים בpH, כמו האנרגיה החופשית של תהליך מעבר היונים בין התמיסה והממברנה, תמיסת הייחוס ועוד (למי שלא מבין מה כתוב כאן – זה לא חשוב).

A_{H+} : האקטיביות של יוני H^+ בתמיסה (למי שעוד לא מכיר את מושג האקטיביות – תניחו שבמקום "אקטיביות" כתוב: "ריכוז" – ביחידות של מולר).

0.05916 הוא מקדם בטמפ' של 25 מעלות צלזיוס בלבד, ועולה עם הטמפ' בצורה לינארית.

β הוא מקדם קטן מעט מ – 1, שקיים באלקטרודות מסויימות.

כיוון שהקבועים לא ידועים לנו, נצטרך לפני העבודה עם האלקטרודה לכייל אותה בעזרת 2 תמיסות בעלות pH ידוע, וכך לקבוע את המקדמים (באלקטרודות חדשות מתבצע באופן אוטומטי ע"י המכשיר).

במהלך טיטרציה, נוכל לעקוב בעזרת האלקטרודה אחר שינויים בpH. לאחר שנבנה עקומה של הpH כתלות בנפח המטטר, נוכל למצוא את הנק' האקוויוולנטית לפי צורת העקומה: בנקודה האקוויוולנטית תהיה עלייה חדה מאוד בpH, ונקבע את הנקודה האקוויוולנטית באמצע העלייה. לפני ואחרי הנ. א. השיפוע יהיה מאוד מתון. קיימים מספר הבדלים בין עקומת טיטרציה לחומצה חזקה וחלשה:

1. בחומצה חזקה העלייה בpH בנ. א. תהיה חדה ותלולה יותר.
2. בחומצה חלשה העלייה בpH קרוב מאוד לתחילת הטיטרציה תהיה חזקה הרבה יותר מאשר בהמשך, עד הנק' האקוויוולנטית, בשל היווצרות בופר, שמונע שינויים משמעותיים בpH. בחומצה חזקה העלייה בpH עד לאיזור הנק' האק' תהיה אחידה.
3. בחומצה חזקה הנ. א. היא בpH 7, ואילו בחומצה חלשה היא בpH גבוה יותר.

כיוון שבטכניקת מדידה זו אנו מודדים את הpH לאורך כל מהלך הטיטרציה, נוכל למצוא את קבוע הדיסוציאציה של החומצה החלשה לפי הנק' החצי – אקוויוולנטית: הנק' בה נסתרה חצי מהכמות ההתחלתית של החומצה, כפי שנסביר:

עבור חומצה חלשה HA , ניתן להניח שמידת הפירוק שלה זניחה לאורך רוב הטיטרציה. לכן, בנק' בה נסתרה חצי מהכמות ההתחלתית, ריכוז A^- שנוצר מהסתירה זהה בקירוב לריכוז HA שנותר (כמובן שבחומצה חזקה, בה הפירוק הוא מלא, לא ניתן להשתמש בקירוב כזה, ולפני תחילת הטיטרציה ריכוז HA הוא כבר זניח לחלוטין).

קבוע הפירוק הוא:

$$K_a = [H^+][A^-]/[HA]$$

בנקודה החצי אקוויוולנטית, $[HA]=[A^-]$ ולכן $K_a = [H^+]$. לכן $pH=pK_a$.

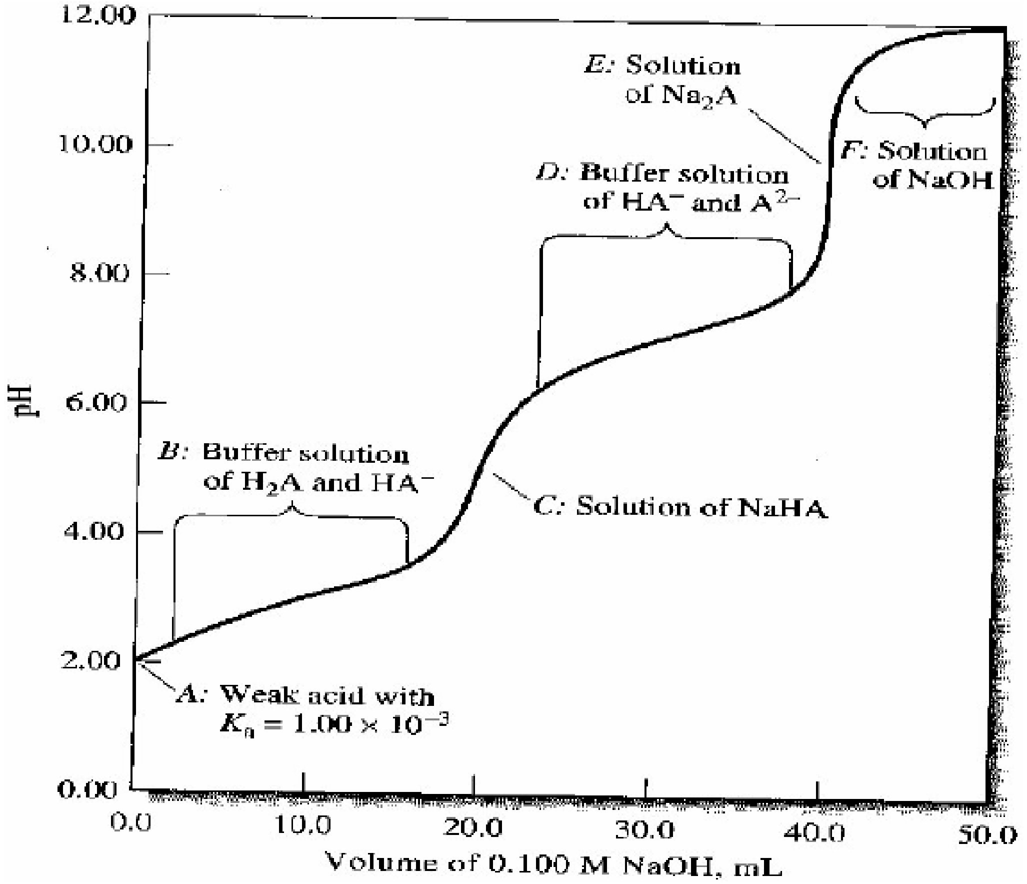
<u>שיטת העבודה בניסוי</u>

נמדוד בעזרת אלקטרודת זכוכית ואלקטרודה למדידת מוליכות באופן סימולטאני את הריכוז והמוליכות במהלך הטיטרציה. בעזרת המחשב נבנה עקומה של הpH והמוליכות הסגולית כפונקצייה של **נפח** הבסיס שהוספנו. הריכוז לא ישתנה באופן לינארי עם הכנסת הבסיס, בשל דילול התמיסה על ידי הנפח שהוספנו. במקרה של המוליכות המחשב יבצע תיקון אוטומטי ע"י חלוקה בפקטור דילול, לקבלת עקומה לינארית (פקטור הדילול: כאשר V מסמל נפח: $(V_{\text{התחלתי}} + V_{\text{שהוספנו}})/V_{\text{התחלתי}}$).

נמצא את הנק' האק' במדידות המוליכות באמצעות בניית ישרים מתאימים מהנתונים ומציאת נק' החיתוך שלהם.
במדידות הפוטנציומטריות נוכל למצוא את הנ. א. בעזרת צורת עקומת הטיטרציה, ואת קבוע הדיסוציאציה עבור חומצה חלשה לפי הנק' החצי אק', כפי שהסברנו.

חומצות רב-פרוטיות (פולי-פרוטיות)

בחוברת המעבדה צוין הרבה חומר קריאה על הנושא. למעשה, צריך חלק קטן מאוד ממנו לצורך הניסוי הזה.
חומצה רב-פרוטית היא חומצה שיכולה לשחרר יותר מפרוטון אחד לתמיסה, עבור כל מולקולה של חומצה. לדוגמא: חומצה זרחתית, H_3PO_4, יכולה לשחרר 3 פרוטונים. H_2SO_4 יכולה לשחרר שניים.
קבוע הפירוק, K_a, של הפרוטון הראשון בחומצה רב פרוטית (מסומן: $K_{a,1}$), תמיד יהיה גדול מקבוע הפירוק של הפרוטון השני ($K_{a,2}$), וכן הלאה. בד"כ ההבדלים יהיו גדולים – של מספר סדרי גודל. אם יש הבדל של 3 סדרי גודל לפחות בין קבועי הפירוק (מה שנכון לגבי רוב החומצות הרב-פרוטיות), נקבל עקומת טיטרציה עם 2 נקודות אקוויוולנטיות:



חומצה רב פרוטית יוצאת דופן היא החומצה הגופרתית, H_2SO_4. היא יוצאת דופן משתי בחינות:

1. עבור הפרוטון הראשון החומצה היא חומצה חזקה, שלא כמו ברוב החומצות הרב-פרוטיות. עבור הפרוטון השני, החומצה היא חלשה.
2. כיוון שקבוע הפירוק של הפרוטון השני אינו קטן כל כך: $K_{a,2}=1.02*10^{-2}$, הפירוק של הצורון HSO_4^- יתחיל כבר באזור הנקודה האקוויוולנטית של הפרוטון הראשון, ונקבל עקומת טיטרציה עם נקודה אקוויוולנטית אחת בלבד.

מושגים נוספים

נוסיף הגדרות של מושגים נוספים, שבקושי קשורים לניסוי, אבל ייתכן שיידרשו מכם להגדיר אותם בדו"ח:

מוביליות – גודל שמתאר את המהירות שבה יון יכול לנוע בתמיסה. מוביליות גדולה יותר משמעותה: היון יכול לנוע מהר יותר.

Hydrated Radius – כל צורון בתמיסה מוקף במולקולות של ממס. הרדיוס של יון בתמיסה מימית, יחד עם מולקולות המים המקיפות אותו, הוא ה-Hydrated Radius. עבור Hydrated Radius גדול יותר – המוביליות של היון תהיה קטנה יותר.

גורמים לטעויות במדידת pH ע"י אלקטרודת זכוכית

(חשוב בשביל הדיון בדו"ח. לא נזכיר את כל הגורמים הכתובים בספרים.)

1. אלקטרודת זכוכית רגישה בעיקר ליוני הידרוניום, אבל יש לה גם רגישות קטנה ליוני Na^+, שעשויים להיקשר לממברנה במקום יוני ההידרוניום. התוצאה תהיה: מדידה של ריכוז גבוה מהריכוז האמיתי (ערך pH קטן יותר). התופעה נעשית משמעותית בריכוזים גבוהים של Na^+, ובערכי pH גבוהים מ-9.
2. בסביבה חומצית חזקה, ה-pH הנמדד יהיה גבוה יותר מהערך האמיתי (כלומר, ריכוז נמוך יותר). הסיבה לכך היא שהממברנה הקושרת את יוני ההידרוניום כבר רוויה, ולא יכולים להתקשר אליה יונים נוספים.
3. כפי שהסברנו, הגורם להבדלים בגודל ה-Junction potential בין תמיסות שונות הבאות במגע עם האלקטרודה הוא בעיקר הריכוז של יוני ההידרוניום – כך שיש מידה שונה של מעבר של היונים מהתמיסה לממברנה. גורמים נוספים עשויים להשפיע בצורה לא צפויה על ה-Junction potential. לכן, ייתכן שתמיסות בעלות pH זהה, אבל נבדלות בהרכב היוני שלהן, ייתנו תוצאות שונות במדידה של אלקטרודת זכוכית.
4. אנו מכיילים את האלקטרודה באמצעות בופרים. טעות בהכנת הבופר, או תהליכים שונים שעשויים לגרום לקלקול שלו במשך הזמן, ייגרמו לתוצאות שגויות.
5. אלקטרודת זכוכית חייבת להיות טבולה במים כדי לעבוד. אם האלקטרודה הייתה מחוץ למים מספיק זמן – נקבל טעויות בקריאת ה-pH.
6. צריך לכייל את האלקטרודה באותה טמפ' בה אנו עובדים. הבדלי טמפ' בין זמן הכיול לזמן העבודה ייתנו קריאה שגויה (לא נראה לי שגורם זה יוכל להיות משמעותי בעבודה שלכם במעבדה).
7. צריך לחכות מספיק זמן עד שהקריאה במכשיר תתייצב, כדי לקבל תוצאה מהימנה. אם ממהרים מדי – עלולים לקבל טעויות מסויימות.

ניסוי מס' 6
קלורימטריה

הניסוי הזה מתבסס על החומר שלמדתם ב"מבוא לכימיה", כך שאין לכם הרבה מה להכין. צריך לוודא שאתם זוכרים מושגים בסיסיים בתרמוכימיה, ובחוברת המעבדה יש חזרה טובה על החומר. לכן, נוסיף רק כמה דברים שעשויים להיות נחוצים:

חלק א – מציאת הקבוע של הקלורימטר:

אנחנו משתמשים בכלל שסך כל שינויי החום במערכת סגורה ומבודדת שווים ל-0 (כל עוד אין שינויי אנרגיה שאינם קשורים לחום, וזה המצב אצלנו). מעבירים מים קרים שמדדנו את הטמפ' שלהם לקלורימטר עם מים חמים, כאשר אנו מודדים את הטמפ' במערכת לפני הוספת המים ואחריה. הטמפ' של המערכת של הקלורימטר תרד לאחר הוספת המים הקרים; חום עבר מהמים החמים והקלורימטר למים הקרים. כמות החום שאיבדו המים החמים נתונה ע"י: $m_{hot}C_p\Delta T_{hot}$, כאשר ΔT_{hot} הוא ההפרש בין הטמפ' הסופית במערכת לטמפ' ההתחלתית של המים החמים (ערך שלילי, כלומר: המים החמים איבדו חום). באותו אופן, ניתן למצוא את כמות החום שקיבלו המים הקרים, עם ההפרש בין הטמפ' הסופית לטמפ' ההתחלתית של המים הקרים. כמות החום שאיבד הקלורימטר נתונה ע"י: $C_{cal}\Delta T_{hot}$, כיוון שהטמפ' ההתחלתית של הקלורימטר זהה לטמפ' של המים החמים שבתוכו. סך כל השינויים בחום חייבים להיות שווים ל-0, כי מדובר במערכת סגורה ומבודדת. כך נקבל את המשוואה שכתובה בחוברת המעבדה.

אנחנו מחפשים את הטמפ' במערכת מיד לאחר הערבוב. לאחר העירבוב, חום יתחיל לעבור מהמערכת לקלורימטר, הטמפ' תרד עם הזמן, ולא נקבל ממנה מידע מהימן לגבי החום שעבר מהקלורימטר והמים החמים למים הקרים. לכן צריך לעשות את האקסטרפולציה.

ערכים ספרותיים שתזדקקו להם (ב-kJ/mol):

עבור התגובה: $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$:ΔH^0=-57.3

עבור: $H_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$:ΔH^0=-114.6

הערכים מתוך: General Chemistry, Petrucci and Hill, 2nd ed., page 251, appendix C pages A15-A18

ניסוי מס' 7
פלואוריד

הניסוי הזה הוא בעייתי מאוד למי שלא מכיר מושגים בסיסיים בפוטנציומטריה. עבור מי שעשה את ניסויים מס': 3, 4, ו-5, יהיה הרבה יותר קל מאשר עבור מי שלא עשה אותם. נשתדל שבכל זאת שהדברים יהיו מובנים לכולם.

אלקטרודה סלקטיבית

מדידות פוטנציומטריות הן מדידות של ריכוז המתבססות על מדידת הפרשים בפוטנציאל החשמלי – מתח, בין תמיסות שונות. בניסוי שלנו אנו עוסקים בסוג מסויים של מדידה פוטנציומטרית, המתבססת על עיקרון הפעולה של אלקטרודה סלקטיבית – אלקטרודה הרגישה רק ליון מסוים, ומיועדת לקביעת ריכוז שלו בתמיסות. כשנכניס את האלקטרודה לתמיסה המכילה את היון בו אנו מעוניינים, וצורונים רבים נוספים, באופן אידיאלי היא תמדוד רק את ריכוז היון המסוים שהיא מיועדת אליו. בניסוי שלנו נשתמש באלקטרודה סלקטיבית הרגישה ליוני F^-. בעזרתה נמדוד את ריכוז הפלואוריד בתמיסה המכילה משחת שיניים, ונוכל אח"כ לחשב את ריכוז הפלואוריד במשחה עצמה.

(בניסויים מס' 3 ו-5 משתמשים לצורך קביעת ה-pH באלקטרודה סלקטיבית אחרת, הרגישה ליוני הידרוניום – "אלקטרודת זכוכית". מי שהכין את חוברת המעבדה הניח שכבר עשיתם את ניסוי מס' 5, ולכן אנו נאלצים להתייחס אליו, כאן ובהמשך.)

ברגע שנכניס את האלקטרודה לתמיסה, ייווצר בה פוטנציאל חשמלי. האלקטרודה תמדוד את הפרש הפוטנציאלים – המתח - בין התמיסה הנמדדת לתמיסת ייחוס אחרת. קיימת נוסחה המקשרת את **המתח הנמדד** באלקטרודה ל**ריכוז** של יוני הפלואוריד, והיא תהווה את הבסיס לחישוב הריכוז.

לא חשוב לצורך הניסוי להבין את אופן הפעולה של האלקטרודה. למי שמעוניין, נוסיף כאן הסבר:

האלקטרודה מבוססת על סריג יוני שמכיל יוני פלואוריד, שיש לו מבנה מיוחד, המאפשר מעבר של יוני פלואוריד בתוכו. הוא עביר (כמעט) **רק** עבור יוני פלואוריד. בתהליך של מעבר של הפלואוריד שבסריג אל תוך תמיסה הבאה במגע עם הסריג, מצטבר פוטנציאל חשמלי שלילי בתמיסה. הסיבה לכך היא שהסריג עביר רק עבור יוני הפלואוריד, והיונים החיוביים בתמיסה לא יכולים להכנס לסריג כדי לאזן את הפרשי המטען. מידת התרחשות התהליך תלויה בריכוז יוני הפלואוריד בתמיסה – יהיה פחות מעבר לתמיסה בה ריכוז הפלואוריד גבוה יותר.

בתוך האלקטרודה מצוייה תמיסת ייחוס בעלת ריכוז פלואוריד קבוע. כאשר נחבר כל אחת מהתמיסות לאלקטרודת ייחוס זהה, בעלת אותו פוטנציאל, נקבל הפרשי פוטנציאלים שונים עבור ריכוזים שונים. הגודל אותו מודדת האלקטרודה הוא הפרשי הפוטנציאל – המתח, בין **התמיסה הנמדדת** ל**תמיסת הייחוס** בתוך האלקטרודה.

אלקטרודות סלקטיביות אינן אידיאליות – הן רגישות גם ליונים נוספים, מלבד היון שהן מיועדות אליו. לכל אלקטרודה יש יונים מסוימים שעלולה להיות להם השפעה על המדידה, שתגרום לתוצאה שגויה. אלקטרודת פלואוריד רגישה גם ליוני הידרוקסיל. ***מקדם הסלקטיביות*** של האלקטרודה מתאר את מידת ההשפעה של יון אחר מסויים על מדידת האלקטרודה הסלקטיבית. הוא מוגדר כיחס בין תגובת האלקטרודה ליון המפריע, לבין תגובת האלקטרודה ליון הנמדד:

$k_{A,X}$ = (response to X)/(response to A)

כאשר:

A: היון שהאלקטרודה מיועדת אליו

X: היון המפריע

$k_{A,X}$: מקדם הסלקטיביות של היון X עבור אלקטרודה למדידת יוני A

(מקדם הסלקטיביות משמש כדי להכניס תיקון במשוואה המתארת את תגובת האלקטרודה, כדי לקחת בחשבון את ההפרעות מיון אחר. לא חשוב לצורך השאלות או הדו"ח לדעת בדיוק כיצד.)

מקדם סלקטיביות גדול יותר מתאר הפרעה גדולה יותר למדידה.

נעדיף לעבוד בסביבה בה נוכחות היון המפריע תהיה קטנה ככל האפשר (בהמשך נסביר כיצד נדאג לכך בניסוי זה).

מציאת הריכוז ממדידת האלקטרודה

לעת עתה, נכתוב את הנוסחה המקשרת בין המתח הנמדד באלקטרודה לבין הריכוז בצורה לא מדויקת. לאחר שנכיר את מושג האקטיביות, נעמיד את הדברים על דיוקם (נדמה לי שזו תהיה הדרך הטובה ביותר להציג את הדברים). המשוואה היא (נגזרת ממשוואת נרנסט, למי שכבר מכיר, וגורמים נוספים):

$$E=E_0 + k\log[F^-]$$

E : המתח הנמדד באלקטרודה

E_0 : קבוע, שנובע מכל הגורמים שאינם קשורים בריכוז של F^-.

$[F^-]$: הריכוז במולר של יוני הפלואוריד בתמיסה.

k : קבוע ששווה ל-(0.05916β-) ב-25 מעלות צלזיוס, כאשר :

0.05916- : מקדם בטמפ׳ של 25 מעלות צלזיוס בלבד, ועולה עם הטמפ׳ בצורה לינארית (מי שרוצה להרחיב יותר לגבי מקדם זה, יוכל לקרוא על משוואת נרנסט בסיכום לניסוי מס׳ 4).

β : מקדם קטן מעט מ – 1, שקיים באלקטרודות מסוימות.

הקבועים E_0 ו-k אינם ידועים לנו. לכן, לא נוכל למצוא ישירות את הריכוז ממדידת המתח שמבצעת האלקטרודה. בניסוי נשתמש בשתי דרכים שונות ונפרדות כדי לפתור את הבעייה:

<u>בניית עקומת כיול - פוטנציומטריה ישירה:</u>

ניתן לראות במשוואת האלקטרודה שיש קשר לינארי בין המתח הנמדד, E, לבין $\log[F^-]$. ננצל עובדה זו כדי לבנות גרף לינארי (קו ישר), שבעזרתו נוכל למצוא את ריכוז הפלואוריד המתאים למתח הנמדד בתמיסת משחת השיניים.

נכין מס׳ תמיסות סטנדרטיות, בעלות **ריכוז פלואוריד ידוע**, בעזרת שקילה מדוייקת של מלח המכיל פלואור (NaF) והמסה בנפח מדויק של מים. נמדוד עבור כל אחת מהתמיסות את המתח המתקבל מהאלקטרודה. לאחר מכן, נבנה גרף של המתח, E, כפונקציה של $\log[F^-]$, בעזרת תוכנה גרפית, בהתאמה לינארית לתוצאות (ניתן לראות איור בחוברת המעבדה, תחת הכותרת: ״חישובים״). בעזרת משוואת הגרף, ניתן למצוא את ערך $\log[F^-]$ המתאים למתח הנמדד בתמיסת משחת השיניים. מערך זה ניתן למצוא בקלות את הריכוז, לפי הגדרת ה-log הנלמדת בתיכון.

<u>תוספות סטנדרטיות:</u>

קיימת בעייה בשיטת הפוטנציומטריה הישירה: חומרים שונים עשויים להשפיע באופן בלתי צפוי על תגובת האלקטרודה. תמיסת משחת השיניים מכילה חומרים נוספים מלבד הפלואוריד, ואין לנו מושג מהם בדיוק. ייתכן שתגובת האלקטרודה בתמיסת משחת השיניים שונה מתגובת האלקטרודה בתמיסה הסטנדרטית, המכילה רק NaF. שיטת התוספות הסטנדרטיות נועדה לתת מענה לבעייה הזו.

בשיטת התוספות הסטנדרטיות, אנו משווים בין המדידה המתבצעת בתמיסת משחת השיניים, לבין מדידה המתבצעת באותה תמיסה, לאחר תוספת של תמיסה סטנדרטית של פלואוריד (בריכוז ידוע). מהשוואה זו נוכל למצוא את הריכוז במשחת השיניים. הרעיון בשיטת התוספות הסטנדרטיות הוא לעבוד בסביבה דומה ככל האפשר לסביבה של תמיסת הנעלם – תמיסת משחת השיניים. נמדוד את המתח עבור שתי התמיסות. בעזרת משוואת האלקטרודה, נוכל לקבל שתי משוואות עם שני נעלמים, שאחד מהם הוא הריכוז בתמיסת משחת השיניים. הנוסחה המתקבלת מהפתרון של המשוואות ודרך הפיתוח שלה כתובים בחוברת המעבדה. (הערה: שימו לב שמניחים שהקבוע k מהמשוואה ידוע. המדריך שלנו אמר להשתמש ב-k שהתקבל בשיטה הקודמת. תבדקו אם זה מה שגם המדריך שלכם יירצה.)

נחזור על התהליך שתיארנו עבור 3 תמיסות שונות, עם תוספות סטנדרטיות בנפחים שונים. נשווה בין כל אחת מהתמיסות לתמיסת משחת השיניים. את התוצאה הסופית בניסוי נקבל מממוצע של שלוש התוצאות שהתקבלו.

אקטיביות
מבחינת ביצוע הניסוי הזה, נושא זה תופס מקום שולי, אבל זה בעיקר מה שרוצים שתבינו. החלטתי להאריך, אפילו מעבר למה שדרוש לניסוי, כדי למנוע קשיים בהבנה שיכולים לנבוע מחוסר בהירות.

כדי להמחיש את המושג, כדאי שנדבר על תופעה המוכרת לכם – שיווי משקל. למדנו שמערכות כימיות מצייתות בשיווי משקל למשוואת שיווי המשקל, בה יש תלות מסוימת בין הריכוזים של הצורונים השונים. מתברר שבריכוזים מספיק גבוהים בתמיסה, נגלה סטייה מהתנהגות זו. נדבר, למשל, על תגובה פשוטה: $AgCl \rightarrow Ag^+ + Cl^-$. ריכוזי היונים נקבעים לפי קבוע מכפלת המסיסות: $K_{sp} = [Ag^+][Cl^-]$. אם נוסיף לתמיסה מלח אחר, קל תמס, בריכוז מספיק גבוה, נתחיל להבחין בכך שהמלח AgCl מתמוסס יותר ממה שהיינו מצפים לפי משוואת שיווי המשקל שכתבנו. ככל שריכוז המלח הנוסף יהיה גבוה יותר, מסיסות ה-AgCl תהיה גבוהה יותר.

מה המקור לתופעה המשונה הזו? בתמיסה המכילה יונים, כל יון בעל מטען חיובי יהיה מוקף ב"ענן" של יונים שליליים בסביבתו שנמשכים אליו, ויון שלילי יהיה מוקף ב"ענן" של יונים חיוביים. ה"ענן" הזה ממסך חלק ממטענו של היון, וכתוצאה מכך הוא יהיה **פחות פעיל**. ככל שריכוז היונים בתמיסה גבוה יותר, ה"ענן" יהיה בעל מטען גדול יותר, והמיסוך הזה יהיה משמעותי יותר. במקרה שלנו, הנטייה של היונים Ag^+ ו-Cl^- להתקשר וליצור את המלח תקטן, כיוון שהמטען האפקטיבי של כל יון הוא קטן יותר, והמשיכה הגורמת להם להתרכב קטנה יותר. בסך הכל, **ההתנהגות** של היונים בתמיסה תהיה **כאילו הריכוז שלהם קטן יותר מהריכוז בפועל**.

אם כן, מתברר שמשוואת שיווי המשקל לא עוזרת לנו בחישוב הריכוזים ברוב המקרים. במקום לזרוק לזבל את משוואת שיווי המשקל, ניתן להציע פתרון אחר: ניתן להגדיר מושג חדש, שיחליף את מושג הריכוז; במקום להתייחס לריכוז הממשי בפועל, נתייחס לריכוז האפקטיבי, כלומר: **הריכוז הפעיל**, לאחר שלקחנו בחשבון את תופעת המיסוך שהזכרנו. מושג זה נקרא: **אקטיביות**. האקטיביות מסומנת ב-A או a. כעת, נרשום מחדש את משוואת שיווי המשקל עבור התגובה שלנו: $K_{sp} = A_{Ag+}A_{Cl-}$.

האקטיביות לעולם תהיה נמוכה מהריכוז – הריכוז הפעיל קטן מהריכוז בפועל. האקטיביות תקטן בתמיסות המכילות ריכוז גבוה יותר של יונים. ניתן להגדיר **מקדם אקטיביות** (מסומן: γ), שיתאר את הקשר בין הריכוז הממשי והאקטיביות באופן הבא (עבור Ag^+, בתור דוגמא):

$$A_{Ag+} = \gamma_{Ag+}[Ag^+]$$

כיוון שהאקטיביות קטנה מהריכוז, מקדם האקטיביות לעולם יהיה קטן מ-1. בתמיסה המכילה ריכוז גבוה יותר של יונים, המקדם יהיה קטן יותר. בתמיסות בריכוז נמוך, ערכו יהיה קרוב ל-1. מקדם האקטיביות משתנה בהתאם לגורמים שונים. עבור צורונים שונים – יש מקדמים שונים. קיימת משוואה די מגעילה שלא נשתמש בה – משוואת Debye-Huckel, שבעזרתה ניתן לחשב את מקדם האקטיביות (אין טעם להיכנס לזה). הגורם היחיד במשוואה שחשוב לנו להכיר אותו הוא **החוזק היוני**: זהו מדד למידת ההשפעה של היונים בתמיסה על הריכוז הפעיל. בחוזק יוני גבוה יותר – מקדם האקטיביות יהיה קטן יותר. החוזק היוני מוגדר באופן הבא:

$$\mu = ½(c_1z_1^2 + c_2z_2^2 + \dots + c_iz_i^2)$$

כאשר:

μ: החוזק היוני

$1, 2, \dots i$: מציינים יונים שונים בתמיסה.

c: הריכוז של יון מסוים בתמיסה

z: המטען של היון

היחידות של החוזק היוני הן מולר.

לדוגמא: עבור תמיסת NaCl 1M החוזק היוני יהיה:

$$\mu = ½\{[Na^+]*1^2 + [Cl^-]*(-1)^2\} = ½[1_M*1^2 + 1_M*(-1)^2] = 1M$$

עבור תמיסת $MgCl_2$ 1M:

$$\mu = ½\{[Mg^{2+}]*2^2 + [Cl^-]*(-1)^2\} = ½[1_M*4 + 2_M*1] = 3M$$

ניתן לראות שליונים בעלי מטען גדול יותר – יש תרומה גדולה יותר לחוזק היוני.

משוואת שיווי המשקל היא רק אחת מתופעות שונות הקשורות בריכוז, בהן ריכוז שונה ייתן תוצאה שונה. גם התגובה של אלקטרודה סלקטיבית היא תופעה כזו. כאשר אנו עובדים בחוזק יוני שאינו מאוד נמוך, בכל אחת מהתופעות האלה נצטרך להשתמש באקטיביות, ולא בריכוז.

כאן המקום לציין, שהגדרת ה-pH שלמדתם ב"מבוא לכימיה" אינה מדויקת: ה-pH אינו מוגדר כlog- של הריכוז, אלא של האקטיביות של H^+.

אקטיביות במדידת אלקטרודת הפלואוריד

לפי מה שהסברנו, נצטרך להכניס תיקון מסויים במשוואה של אלקטרודת הפלואוריד:

$$E=E_0 + k\log A_{F-}$$

כאשר A_{F-} : האקטיביות של יוני הפלואוריד בתמיסה.

כעת, מתברר שנצבת בפנינו בעייה: האלקטרודה נותנת לנו מידע לגבי **האקטיביות**, ואנחנו מחפשים את **הריכוז**. אמנם ראינו שניתן לקשר בין האקטיביות והריכוז בעזרת מקדם האקטיביות. בניסוי שלנו זה לא מעשי מהסיבות הבאות:

- לא ניתן לדעת מהו מקדם האקטיביות בתמיסת משחת השיניים, כיוון שאין לנו מושג מה הרכבה, ולא ניתן לחשב את החוזק היוני שלה. אותו הדבר נכון גם לתמיסה לאחר התוספת הסטנדרטית.
- לא נרצה לחשב את האקטיביות מהריכוז גם עבור התמיסות הסטנדרטיות בשיטת הפוטנציומטריה הישירה; הסיבה היא שאף אחד לא רוצה להשתמש במשוואת Debye-Huckel המכוערת לשם חישוב מקדמי האקטיביות.

(חשוב עבור השאלות בחוברת המעבדה ובבוחן: בניסוי מס' 5 מבצעים טיטרציה פוטנציומטרית – טיטרציה העוקבת אחרי שינויי ה-pH בעזרת מדידות של אלקטרודה סלקטיבית ליוני הידרוניום. שם הבעיה הזו לא קיימת, כי באמת מעוניינים במדידת אקטיביות, לפי הגדרת ה-pH.)

תחילת הפתרון לבעייה תהיה בכך שנרשום את המשוואה של האלקטרודה כפונקצייה של הריכוז:

$$E=E_0 + k\log(\gamma_{F-}[F^-]) = E_0 + k(\log\gamma_{F-} + \log[F^-]) = E_0 + k\log\gamma_{F-} + k\log[F^-]$$

עשינו כאן שימוש בכלל: $\log(ab) = \log a + \log b$. נוכל להגדיר קבוע חדש, E_0`, כך ש:

$$E_0` = E_0 + k\log\gamma_{F-}$$

כעת, המשוואה תיראה כך:

$$E=E_0` + k\log [F^-]$$

E_0 אמנם לא משתנה ממדידה למדידה, והוא קבוע אפייני לאלקטרודה. אולם הקבוע החדש שהגדרנו, E_0`, בהחלט יישתנה, כיוון שלתמיסות השונות יש הרכב שונה, חוזק יוני שונה, וכך גם מקדם האקטיביות יהיה שונה. אם כך, לא נוכל למצוא אותו בעזרת מדידות מתמיסות אחרות, ואנחנו עדיין תקועים.

הפתרון לבעייה הוא לדאוג לכך שבכל התמיסות בניסוי יהיה חוזק יוני קבוע וזהה. כיצד? נוסיף לכל התמיסות בניסוי שלנו **תמיסת TISAB** המכילה, בין השאר, מלח (NaCl) בריכוז מאוד גבוה, כך שהחוזק היוני יהיה מאוד גבוה. ההשפעה של רכיבי התמיסות שנשתמש בהן על החוזק היוני תהיה זניחה לעומת השפעת המלח שב-TISAB. כך, מקדם האקטיביות בכל הניסוי יהיה זהה מבחינה פרקטית. לכן, גם הקבוע E_0` יהיה קבוע. אם כן, קיבלנו משוואה דומה בצורתה למשוואה המקורית, שהיא נכונה עבור כל התמיסות בניסוי. כך נוכל, בעזרת השיטות שהזכרנו (פוטנציומטריה ישירה ותוספות סטנדרטיות), למצוא את הריכוז של תמיסת משחת השיניים בעזרת מדידות של תמיסות אחרות.

נדגיש נקודה מסויימת, כדי למנוע בלבול: גודלם של הקבועים במשוואת האלקטרודה לא מעניין אותנו. הוא משמש רק כדי לחשב את הריכוז מהמשוואה. אם יש לנו משוואה אחרת, עם קבוע אחר, וניתן למצוא את הקבוע שלה – אין בכך שום בעייה מבחינתנו.

תמיסת TISAB מכילה גם רכיבים נוספים, שחיוניים לצורך הניסוי. נסכם את הרכב התמיסה, ואת הצורך בכל רכיב:

1. NaCl: כבר הסברנו מה תפקידו.
2. בופר ב-pH=5.5 המורכב מחומצה אצטית – CH_3COOH, ונתרן אצטט – $Na^+CH_3COO^-$, שהוכן בעזרת סתירת חלק מהחומצה בעזרת NaOH (למי שלא מכיר את נושא הבופרים – כל מה שחשוב לדעת לצורך ניסוי זה הוא שבופר היא תמיסה המשמשת לשמירה על pH קבוע, ומכילה חומצה חלשה והבסיס המצומד לה): אנו מעוניינים לשמור על התמיסה הנמדדת ברמת חומציות נמוכה. בסביבה חומצית חזקה

הפלואוריד מתרכב עם ה-H^+ ויוצר את החומצה החלשה HF. תהליך זה מקטין את ריכוז הפלואוריד בתמיסה, ונקבל תוצאה שגויה. מצד שני, חשוב שהתמיסה תהיה חומצית, כדי שריכוז יוני ההידרוקסיל יהיה נמוך; כפי שכבר הזכרנו, יוני ההידרוקסיל עלולים להפריע למדידות, כיוון שלאלקטרודת הפלואוריד רגישות מסויימת גם אליהם, מלבד עבור יוני פלואוריד.

3. CDTA: חומר אורגני שמתרכב עם כל מיני יונים שנמצאים במים, ומונע מהם להתרכב עם יוני הפלואוריד ולהוריד את ריכוזם.

ניסוי מס' 8
חוקי הגזים

כל החומר הדרוש לניסוי זה נלמד בקורס "מבוא לכימיה", בפרק על הגזים. לכן, אין הרבה מה להכין לניסוי. אם אתם לא זוכרים, תעברו על החומר שנלמד ב"מבוא לכימיה", לפי המושגים המרכזיים לניסוי הכתובים בחוברת המעבדה. למי שמתקשה בתיאורים הגרפיים המתאימים לחוקי הגזים – הם נמצאים במצגת של מנדלר.

נוסיף כמה נקודות שאולי נחוצות:

- **ברומטר ומנומטר**: אלה הם מכשירים למדידת לחץ. ברומטר מודד את לחץ הסביבה. מנומטר מודד את הלחץ במערכת מסויימת. נדמה לי שלא צריך לדעת יותר מזה. למי שלחוץ על העניין – ניתן למצוא הסברים מפורטים יותר באינטרנט:

  http://en.wikipedia.org/wiki/Barometer

  http://fluidengineering.co.nr/Manometer.htm

- הקבוע a במשוואת הגז הריאלי יהיה גדול יותר כאשר כוחות המשיכה בין מולקולות הגז גדולים יותר. כוחות המשיכה תלויים בדיפול של המולקולה (קבוע/רגעי, גדול/קטן). הקבוע b יהיה גדול יותר עבור מולקולות גדולות יותר.

- ערכים ספרותיים של גודלי הקבועים a ו-b ניתן למצוא במצגת של מנדלר.