

הקשרים שבחומר – מדריך למורה

כתיבה: ד"ר יעל שורץ

ייעוץ פדגוגי, פיתוח תרגילים ופעילויות: נאוה תמם

ייעוץ מדעי: ד"ר תמי לוי נחום וד"ר ליאור קרוניק

רציונל הפרק

הנושא קישור כימי ומבנה חומרים הוא אחד הנושאים החשובים והמרכזיים בכימיה ובהוראת הכימיה, והבנתו נחוצה וחיונית להבנת נושאים רבים אחרים. אולם, נושא זה נחשב כקשה במיוחד הן בקרב המורים והן בקרב מדענים בכירים בארץ ובעולם. מורים, חוקרים ומעריכי בחינות בגרות נתקלים בטעויות המשגה חמורות בנושא זה, ועל אף הניסיונות לשפר הבנתם של התלמידים טעויות אלו חוזרות ונשנות שנה אחר שנה

מהו מקור הבעייתיות הרבה בהוראת נושא הקישור הכימי ברמת בית הספר התיכון?

המודל המדעי הרווח בהוראת קישור כימי בעולם הנה הסבר הקישור כמאזן של כוחות אלקטרוסטטיים. מודל זה מצליח אמנם להסביר מגמות מסוימות, אך נכשל בהסבר כל מגוון התכונות והתופעות הנוגעות לקישור בעולם החומרים. המודל הקובל להסבר כל התופעות הנו מניקה קוואנטית – מודל שמסיבות ברורות איננו יכולים להציג במלואו ללומדי כימיה בתיכון. גישת ההוראה בה נוקט הפרק משלבת בין שני המודלים: המודל המוצג בפני התלמידים הנו מודל מאזן הכוחות האלקטרוסטטיים **תוך התייחסות למגבלותיו**. במקומות בהם הדבר נחוץ ואפשרי מוסברים ללומד מספר עקרונות קוואנטיים - מושג האורביטל, רמות אנרגיה, הדואליות גל-חלקיק של האלקטרון, גישה הסתברותית ועוד. מטרת השילוב בין שני המודלים היא הבנה של עקרונות יסוד, ופיתוח האינטואיציות הכימיות של התלמיד. על התלמיד להבין כי ברמה זו של לימודיו יתכן שלא יוכל להסביר את כל התופעות בהן יתקל, אך כי מודל מניקת הקוונטים, בהתבססות על יכולת חישובית גבוהה מאוד של מחשבי-על מסוגל להסבירן.

במה שונה גישת ההוראה בפרק זה מהגישה המסורתית?

ובכן, ברמת העיקרון גם בגישה המסורתית הושתתו ההסברים על עקרונות אלקטרוסטטיים, אך הושם דגש רב על כוחות המשיכה כמהות הקשר, תוך הזנחה או התעלמות מקיומם של כוחות דחיי. גישה זו רחוקה מאוד מהתפישה המדעית, מה עוד שקיומם של כוחות הדחיי, ה, חוזקם וטווח פעולתם מסבירים תופעות רבות. יתרה מזו, קיומו של חומר תלוי בקיומם של כוחות הדחיי החשמליים. ללא כוחות דחיי חשמליים אטומים היו קורסים זה אל זה ודבר ממה שסובב אותנו, כולל גופנו - לא היה קיים.

בנוסף, בגישה המסורתית לא הושם דגש על המהות המשותפת לכל הקשרים הכימיים, אלא יותר על דיפרנציאציה וחלוקה לסוגים שונים של קשרים. לעיתים, נוצר מצב בו חלוקה זו יצרה "מגרות" קשיחות, הכללות יתר ומצב שבו התלמידים יצרו תמונת "שחור-לבן" של נושא הקישור. גם בהוראת הפרק הזה

נדבר על מאפייני קבוצות חומרים (חומרים יוניים, מוליקולריים וכו') אך נדון בקבוצות החומרים תוך הבנת הבסיס המשותף לכל סוגי הקישור, ומתוך גמישות מחשבתית לגבי האופן בו אנו "מקטלגים" חומרים על פי תכונותיהם.

באופן כללי - מורה המלמד את נושא הקישור הכימי צריך להבין כי כל מודל שהוא מציג בפני תלמידיו הנו מודל פשוט יחסית למודל המדעי המקובל כיום ולכן גם מוגבל. אחת הסכנות בהצגת מודל פשוט יותר הנה "פשטנות" יתר. במודל פשוטני אנו מתכוונים למודל שטחי, לא מעמיק, שגם אינו משכנע.

כיצד נציג בפני התלמידים מודל פשוט אך לא פשוטני?

- נקפיד על הבנת עקרונות יסוד ולא על שינון

- נמנע מהכללות יתר

- נמנע מיצירת "מגירות קשיחות" במוחו של הלומד

בהמשך נביא דוגמאות לגישה זו ונפנה את תשומת לב במקרים בהם "פישוט" עלול להפוך ל"פישוט יתר". במדריך ישולבו גם שאלות שהועלו על ידי מורים בשנות ההפעלה 2005-2008 ותשובות אפשריות להתמודדות עם שאלות אלו.

גישת ההוראה

אחד מעקרונות היסוד בהם עוסק הפרק הנו כי הקישור הכימי מבוסס על קיומם של כוחות אלקרוסטטיים בין חלקיקים הנושאים מטען חשמלי. על מנת להבין מהם הכוחות האלקטרוסטטיים ובין אלו חלקיקים הם פועלים אנו מתחילים בדיון ממערכת פשוטה ביותר – חלקיקים טעונים באטום בודד, ומעלים בהדרגה את מורכבות המערכת – דיון בשני אטומים "כשאטום פוגש אטום", מוליקולות רב אטומיות ורק לבסוף – צברים. הסבר תכונות הצבר הופך אם כן לשלב האחרון בלמידה בו התלמיד מיישם את עקרונות היסוד שנלמדו להסבר מערכת מורכבת, **ולא**, כפי שמאופיינת הגישה המסורתית, כנקודת התחלה להוראה – "על מנת להסביר תכונות של קבוצות חומרים נלמד על הקישור בחומרים אלו".



איור 1: מעקרונות יסוד לחומרים ותכונות

הצעות לארגון ההוראה: א. שילוב חלק מתכני הפרק כבר בכיתה י'

ב. תחילת הפרק בכיתה י"א – עפ"י סדר הפרקים בספר הלימוד.

להלן הצעה שפיתחה נאוה תמם לשילוב תכני המבנית בהוראת כימיה בכיתה י' (בכחול – שילוב תכני המבנית).

טבלה 1: שילוב תכני המבנית בהוראת הכימיה בכיתה י'

מושגי יסוד: תערובת (הומוגנית, הטרוגנית), חומר טהור, יסוד, תרכובת, אטום, מולקולה
תהליך החקר המדעי: דגש על חשיבות התצפיות. מומלץ לשלב במעבדה "מסיסות של חומרים במים" מתוך הספר "כימיה במנהרת הזמן" (עמ' 18). במהלך העבודה במעבדה והדיון שלאחריה נעשה תרגול מושגי היסוד.
שפת כימאים: סימול יסודות חד אטומיים, מוליקולות, כתיבת מצבי צבירה.
ניסוח תגובה ואיזון תגובה – יישום של חוק שימור החומר במודל החלקיקי. ניתן לשלב פעילויות ותרגילים מפרק ב' במבנית "יחסים וקשרים בעולם החומרים" עמ' 89-103 בספר התלמיד
מבנה האטום: החלקיקים באטום – גרעין ואלקטרונים. הרכב הגרעין – פרוטונים ונויטרונים. הערכות אלקטרונים ברמות אנרגיה. לימוד מושג האורביטל, שימוש בצורה המרחבית כמתארת את הסיכוי למצוא אלקטרון (עמ' 14-15 בספר התלמיד)
הכרת הטבלה המחזורית: הקשר בין הערכות אלקטרונים ברמות אנרגיה למיקום היסודות בטבלה המחזורית הכרת משפחות בטבלה המחזורית: הלוגנים, גזים אצילים, מתכות אלקליות.
תכונות מחזוריות: רדיוס אטומי ואנרגיית יינון. ההסברים יתבססו על חוק קולון: 1). מרחק האלקטרונים מהגרעין; 2) גודל המטען הגרעיני יש להדגיש את משמעות q_1 ו- q_2 בחוק קולון לעניין אנרגיית היינון: q_1 : מטען אלקטרון בודד $2Q$: מטען הגרעין r – המרחק ביניהם (עמ' 13 בספר התלמיד)
מה יקרה כש"אטום פוגש אטום"? פה מתחילה הוראת הפרק על פי סדר העניינים המופיע בו.

גישת ההערכה

העיקרון המנחה את גישת ההוראה הוא גם העיקרון המנחה את גישת ההערכה: הערכת הבנת עקרונות ושימוש בהם.

סוגי שאלות הבודקות הבנת עקרונות:

- הסבר תופעה תוך נימוק המתבסס על עקרונות היסוד. כך למשל, לא נסתפק בתשובה כגון: "כשהמולקולה קוטבית – כוחות ון דר ולס חזקים יותר" – זוהי מעין סיסמא שהתלמיד יכול לשנן לעצמו מבלי להבין מדוע, כיצד תורמת הקוטביות לחוזקם של כוחות ון דר ולס? התלמיד צריך להמשיך ולהסביר כי כוחות המשיכה בין דו-קטבים קבועים מנוגדים במולקולות סמוכות (בנוסף לאינטראקציות רגעיות

המתקיימות כל הזמן) תורמים ליותר כוחות משיכה בין מולקולות סמוכות, ואפילו להמחיש את הסברו באיור.

- **יישום ידע בהקשר השונה מההקשר בו נלמד הידע**

- **הבאת דוגמא נוספת הדומה ומחזקת טיעון/דוגמא המובאת בשאלה**

- **הבאת דוגמא הסותרת טיעון המובא בשאלה**

- **העלאת טיעוני בעד/נגד תוך התבססות על עקרונות יסוד.** כך למשל ניתן לדון בחוזק הקשר בשני החלקיקים הבאים: H_2 ו- H_2^+ . שימוש עקבי בעקרונות המשיכה והדחייה בין חלקיקים טעונים מהווה תרגול מצויין. העובדה הניסונית באיזה חלקיק הקשר אכן חזק יותר פחות חשובה.

- **כתיבת טיעון המתבסס על ידע מדעי (תוצאות ניסיוניות).**

- **ציור מודלים.** ניתן לבקש מתלמידים בכל הזדמנות לצייר מודל המתאר את החלקיקים, את הכוחות הפועלים ביניהם, את מבנה המוליקולה, את הקשרים הפועלים בין שתי מוליקולות וכו'. ציור מודלים תורם הן להמחשת הידע המופשט כל כך והן ככלי דיאגנוסטי מצויין לאיבחון טעויות המשגה של תלמידים.

מאילו שאלות רצוי להימנע?

- שאלות בהן יש גורמים רבים המשפיעים על תופעה מסוימת (למשל חוזק קשר) באופנים הסותרים זה את זה.

- שאלות הדורשות מהתלמיד לנבא. במקום לשאול את התלמידים באיזה זוג אטומים אורך הקשר קצר יותר, ניתן להביא את ערכי אורך הקשר ולבקש מהם להסביר את התוצאות הניסיוניות.

הפלוס והמינוס ומה שביניהם: המבנה האלקטרוני של האטום הבודד

(עמ' 13-16 בספר התלמיד)

הנקודות המרכזיות בהוראת נושא זה הן:

- חזרה על מבנה האטום תוך שדרוג ושילוב מושגי יסוד קוונטיים: רמת אנרגיה, אורביטל.
- הצגת חוק קולון כמודל המאפשר דיון בגורמים המשפיעים על כוחות המשיכה והדחייה בין חלקיקים טעונים.
- דיון במגבלותיו של חוק קולון.

עקרון היסוד המובע באופן מתימטי בחוק קולון הנו הגדרת הפרמטרים המרכזיים המשפיעים על מהות הכוח האלקטרוסטטי (כוח משיכה או דחיה חשמלי):

- סוג המטענים יקבע את מהות הכוח החשמלי – מטענים מנוגדים – כוח משיכה; מטענים זהים – כוח דחיה
 - יחס ישר בין גודל הכוח החשמלי לגודל המטענים
 - יחס הפוך בין גודל הכוח החשמלי ל(ריבוע) המרחק שבין המטענים
- הבנת עקרונות אלו מקנה לתלמיד תפישה **אינטואיטיבית** של קישור כימי כמבוסס על כוחות אלקטרוסטטיים.

הדיון בחוק קולון

מומלץ לא לבצע "קיצורי דרך" ולדון עם התלמידים בפירוט בנקודות הבאות:

- להגדיר מיהם בדיוק q_1 ו- q_2 . להדגיש כי חוק קולון מגדיר את המשיכה בין **שני גופים נקודתיים** בלבד, כלומר בין אלקטרון יחיד לגרעין.
- יש לדון בסוגים שונים של כוחות אפשריים:
 - מהם הכוחות הפועלים בין שני חלקיקים הטעונים מטען חיובי?
 - מהם הכוחות הפועלים בין שני חלקיקים הטעונים מטען שלילי?
 - מהם הכוחות הפועלים בין חלקיק הנושא מטען חיובי לחלקיק הנושא מטען שלילי?
- באופן ניסויי נמצא כי למרחק השפעה גדולה יותר על הכוח הפועל בין שני חלקיקים טעונים מאשר לגודל המטען. כיצד בא הדבר לידי ביטוי באופן מתימטי בחוק קולון?

חשוב לא פחות לדון עם התלמידים **במגבלותיו של חוק קולון**:

חוק קולון מגדיר את הכוחות הפועלים רק בין שני גופים נקודתיים (ניתן להשתמש באנלוגיה של שני כדורי ביליארד). על פי מכניקת הקוונטים, ההתייחסות לאלקטרון כאל כדורון זעיר שהמרחק בינו לבין הגרעין ניתן לקביעה בכל רגע נתון הינה שגויה. התנהגות האלקטרון היא דואלית – האלקטרון לא מתנהג רק כחלקיק אלא גם כגל. מכאן נובע שאנו יכולים להתייחס רק להסתברות למציאת אלקטרון במרחב מסוים ולא למיקומו הספציפי.

חוק קולון כפשוטו אף אינו יכול לבטא באופן מדויק את כלל הכוחות הפועלים בין גרעין לבין אלקטרונים רבים יחד הפועלים סביבו. טעות נפוצה של תלמידים הנה להשתמש בחוק קולון על מנת להסביר את הכוחות הפועלים בין הגרעין לבין כל האלקטרונים הסובבים אותו בהתייחסם לכל האלקטרונים כ"מטען השלילי הכולל".

חוק קולון הנו כלי חשיבה יעיל בבואנו לנתח באופן איכותי את סך כוחות הדחייה והמשיכה החשמליים הפועלים בין חלקיקים טעונים שונים, אך בשל מגבלותיו לא נשתמש בו באופן חישובי.

אילו תופעות ניתן להסביר בשלב זה באמצעות חוק קולון?

תכונות מחזוריות – יש להסביר לתלמידים כי מגמה מסוימת בהתנהגות לאורך טור או שורה, נחשבת בכימיה כתכונה מחזורית.

התכונות בהן ניתן לדון:

אנרגיית יינון – האנרגיה הדרושה על מנת להוציא אלקטרון מן האטום.

רדיוס אטומי - רדיוס של אטום בודד במצב הגזי מוגדר כמרחק ממרכז הגרעין ועד לאלקטרונים ברמה האחרונה

הרדיוס אטומי – הבהרה

לאטום אין גבולות ברורים וזאת משום שהענן האלקטרוני המתאר את ההסתברות למצוא אלקטרונים במרחב סביב האטום אינו מהווה גבול חד.

כאשר אטומים מאתו סוג ארוזים יחד במוצק, מרכזיהם נמצאים במרחקים מוגדרים זה מזה. רדיוס האטומי נמדד במצב המוצק ומוגדר כמחצית המרחק בין הגרעינים של אטומים סמוכים.

כימאים מכנים את הרדיוסים האטומיים של קבוצות שונות בשמות שונים וכך תמצאו אותם בטבלאות נתונים:

רדיוס אטומי של אטומי מתכת – רדיוס מתכתי

רדיוס אטומי של אטומי אל-מתכת – רדיוס קוולנטי

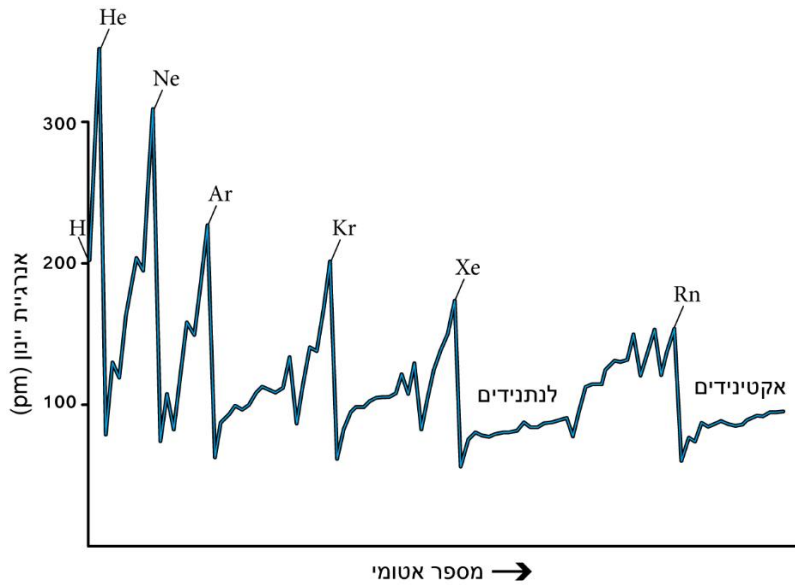
רדיוס אטומי של אטומי גז אציל (בדגימת גז שהתמצק) – רדיוס ון דר ואלס.

בשלב זה של ההוראה – אין להיכנס לדיון בהגדרות השונות ויש להתייחס אל הרדיוס של כל אטום מכל סוג שהוא כאל "רדיוס אטומי בלבד".

יש לשלב שאלות הבודקות הבנה הן במהלך הדיונים בכיתה והן בדפי עבודה ומשימות עליהן עונים התלמידים בכתב. חשוב כי עקרונות חוק קולון ישולבו בהסברים הניתנים.

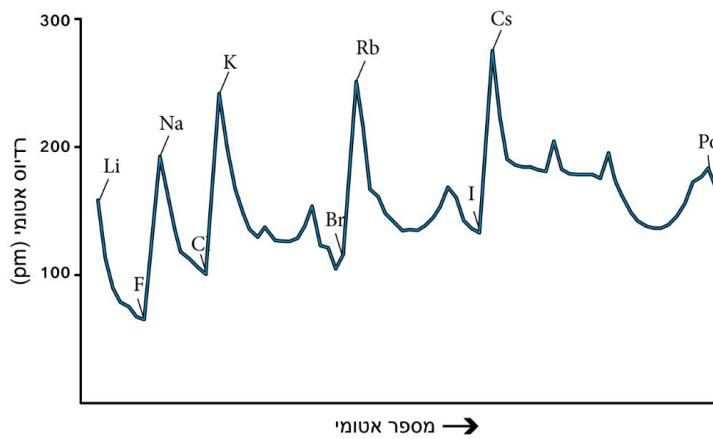
תרגילים לנושא: הפלוס, המינוס ומה שביניהם

אנרגיית ייבון:



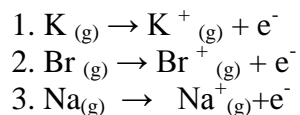
- על פי רב אנרגיות הייבון הראשונות של יסודות המצויים באותה שורה, עולים עם עליית המספר האטומי. השתמש בעקרונות חוק קולון להסבר מגמה זו.
- בניתוח המגמה לאורך שורה - מדוע אנרגיית הייבון של אטומי גז אציל היא הגבוהה ביותר?
- מדוע יש ירידה משמעותית באנרגיית הייבון של יסודות שמספרם האטומי עוקב את מספרו האטומי של אטום גז אציל (למשל: אנרגיית הייבון של נתרן נמוכה משמעותית מאנרגיית הייבון של ניאון. הסבר מדוע)

רדיוס אטומי



מדוע קטן הרדיוס לאורך שורה עד לטור 7 (ההלוגנים) וגדל בטור 8 (גזים אצילים)?

נתונים 3 תהליכים:



1. מדוע נדרש להשקיע אנרגיה בכל אחד מהתהליכים הנ"ל?
 2. באיזה מהתהליכים תדרש אנרגיה רבה יותר? נמק
 3. למי מבין שלושת האטומים יש את הרדיוס הגדול ביותר? נמק
 4. נסה לשער למי רדיוס גדול יותר ל- Na או ל- Na^+ ? הסבר
2. נתונה טבלה עבור מס' אטומי יסודות:

A	B	C	D	E	
17	15	4	9	15	מס' פרוטונים
18	16	5	10	18	מס' ניטרונים

- א. רשום היערכות אלקטרונים לאטומים המסומנים באותיות A-E.
 - ב. דרג את החלקיקים D-A לפי אנרגיית יינון עולה, ונמק את קביעתך.
 - ג. האם ישנם איזוטופים? הסבר
 - ד. דרג את האטומים המסומנים באותיות D-A לפי רדיוס אטומי עולה. נמק.
3. אם נתייחס למשפחה כימית נתונה בטבלה המחזורית מלמעלה למטה, כל אחת מן התכונות הבאות **גדלה**, מלבד אחת. איזוהי התכונה אשר אינה גדלה?
- א. המספר אטומי.
 - ב. המספר הכולל של אלקטרונים.
 - ג. מספר האלקטרונים ברמה האחרונה.
 - ד. מספר רמות האנרגיה.
4. נתונים ארבעה אטומים של יסודות עוקבים, A-D. ל-B יש את אנרגיית היינון הקטנה ביותר. הסעיפים הבאים מתייחסים ליסודות A-D:
- א. נתון כי היסוד A נמצא במחזור (שורה) השני בטבלה המחזורית. רשום את נוסחאות היסודות שאותיות אלה מייצגות A-D.
 - ב. למי מבין היסודות יש את הרדיוס הגדול ביותר? נמק קביעתך.
 - ג. למי מבין ארבעת היסודות יש את אנרגיית היינון הקטנה ביותר? נמק.
 - ד. לאטום קסנון, Xe, יש רדיוס גדול מאטום הברום, Br. הסבר.

כשאטום "פוגש" אטום

(עמודים 16-30 בספר התלמיד)

הנקודות המרכזיות בהוראת נושא זה הן:

- הבנת מהות הקשר הכימי כנקודת איזון בין כוחות המשיכה והדחייה הפועלים בין זוג אטומים
- יישום עקרונות חוק קולון ביצירת קישור בין אטומים זהים ואטומים שונים
- הבנת השפעת האלקטרושליליות על אופי הקשרים הכימיים
- הבנה כי כל סוגי הקישור הכימי מצויים על רצף מסוים מבחינת חוזקי הקשר

לאחר דיון במבנה האלקטרוני של אטום בודד ובכוחות הדחיי והמשיכה הפועלים בין חלקיקים בעלי מטען חשמלי יש להעלות את השאלה המרכזית העומדת בבסיס הקישור הכימי – מה קורה כאשר שני אטומים מתקרבים זה לזה?

הפרק דן במספר מפגשים כאשר בכל אחד מהם מוצגים מושגי יסוד בנושא הקישור: מפגש בין שני אטומי מימן, מפגש בין אטום מימן לאטום כלור, ומפגש בין אטום כלור לאטום נתרן. חשוב להדגיש, כי אנו נוקטים בגישה של "מפגשים תיאורטיים" או "ניסויים" – כלומר הנתונים המוצגים לתלמיד הושגו באמצעות ניסויים בהם שני אטומים בודדים במצב הגזי מתקרבים זה לזה. "מפגש" שכזה מאפשר לתלמיד להתמקד בקשר הבודד, מבלי שנדרש לקחת בחשבון השפעות מרחביות והשפעות הצבר כולו.

מורים הביעו קושי לדון ברעיון כי אטום כלור "פוגש" אטום נתרן, אך זאת מפני שאנו ככימאים, חושבים באופן מיידי על הצבר ועל העובדה כי במציאות נתרן כלורי אינו חומר מולקולרי. הצעתנו היא כי אין לדבר בשלב זה על יצירת מולקולות כלל. לא נשתמש במושג מולקולה במקרה של מפגש בין אטום נתרן לאטום כלור, ממש כשם שלא נדבר על מולקולה במפגש בין אטום בודד של פחמן לאטום בודד של מימן.

אנרגיית קשר ואורך קשר

ראשית, עלינו להיות מודעים לשימוש שאנו עושים במושגים כוח ואנרגיה.

המחקר הניסויי בתחום המאפיין את חוזק הקישור הכימי עוסק במדידת שני גדלים: **אנרגיית קשר ואורך קשר**. עקרונות המשיכה והדחיי ה בין חלקיקים טעונים הנם **המודל** המדעי המשמש אותנו להסבר התוצאות הניסוייות באופן איכותני בלבד. חשוב להבין כי מבחינה פיסיקלית שפת האנרגיה ושפת הכוח הן שפות חלופיות לתיאור ולניתוח מצבים. לכל אחת מתמונות המצב – ניתוח כוחות או ניתוח מאזן אנרגיה יתרונות וחסרונות משלה. מדענים משתמשים בשתי תמונות העולם להסבר תופעות.

מדוע במסגרת לימודי בית הספר התיכון לא נוכל לחשב את כל כוחות המשיכה והדחיי הפועלים בין אטומים במולקולות?

ראשית, נחזור ונזכיר כי בשל האופי הדואלי של האלקטרון ועיקרון אי הוודאות באשר למיקומו המדויק, החישוב הנו חישוב על פי עקרונות קוונטיים ולא על פי חוק קולון כפשוטו. המשמעות היא שנדרשת לכך

מתמטיקה ברמה גבוהה ביותר. זאת ועוד, במערכות מרובות אטומים (מולקולות המורכבות מיותר משני אטומים, ובוודאי בצברים המכילים מולקולות רבות מאוד) - מסובך מאוד (אך בוודאי אפשרי) לחשב את סך כל כוחות הדחייה והמשיכה הפועלים במערכות שכאלו. זו הסיבה שהשימוש בכוחות משיכה ודחייה

להלן קטע מהרצאה לכימאים באוניברסיטה, המיישם את חוק קולון בחישוב האנרגיה של מוליקולת

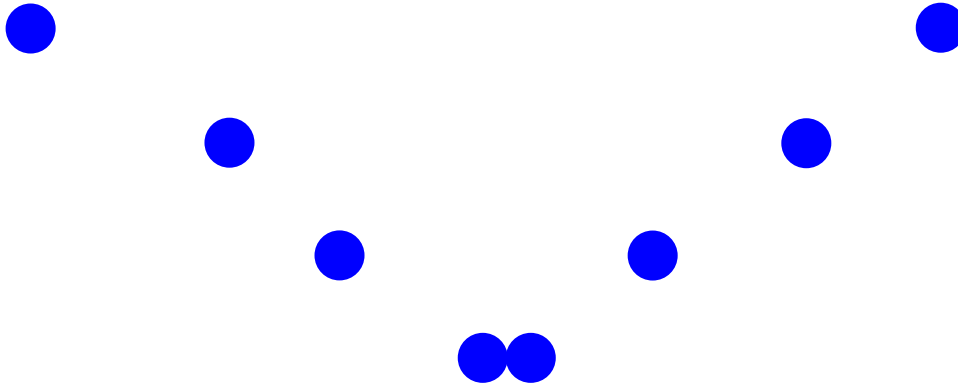
מימן

האנרגיה הפוטנציאלית של מולקולת מימן $E_n(R)$, מתארת את שינוי האנרגיה **האלקטרונית** של המולקולה כפונקציה של המרחק בין הגרעינים. $n=1,2,\dots$ מציינ את מצב הקונגו האלקטרוני של המולקולה. מדובר בתיאור מקורב בו מניחים שהאנרגיה הקינטית של הגרעינים הוא אפס (לא זזים). אין הכרח לקבל מינימום ב- $E_n(R)$. עבור $n=1$ (מצב יסוד) קיים מינימום ב- $R = R_0$, אך במצב המעורר הראשון, $n=1$, לפונקציה $E_1(R)$ אין מינימום כלל והאנרגיה הנמוכה ביותר מתקבלת כאשר אטומי המימן נמצאים במרחק אין סופי זה מזה.

בחישוב האנרגיה האלקטרונית של מולקולת מימן לוקחים בחשבון את האינטראקציות הקולומביות שמתארות את: (1) משיכת אלקטרונים לגרעינים שהיא סימטרית ביחס ל R , $(V_{ee}(R) = V_{ee}(-R))$, (2) דחייה של האלקטרונים בינם לבין עצמם (לא תלויים R) (3) הדחיה בין הגרעינים $V_{eN}(R) = e^2/|R|$. כאשר $R = R_A - R_B$ ו- R_B מציינים את מיקום הגרעינים לאורך ציר שמוגדר כציר המולקולרי.

חשמליים, בשלב זה, הוא איכותני בלבד.

בעמוד 17 בספר התליד מופיע גרף המתאר את השתנות האנרגיה של שני אטומים כפונקציה של המרחק ביניהם. ניתן לדון בגרף, או לקיים ניתוח של הכוחות הפועלים בין שני אטומים המתקרבים זה לזה. מומלץ לצייר באופן סכמטי שני אטומים (גרעין וסביבו ענן אלקטרוני) ולבקש מהתלמידים לסמן את כל הכוחות האלקטרוסטטיים שעשויים לפעול בין שני אטומים, כאשר הם מתקרבים זה לזה. בכל מקרה יש לדון בתיאור מצב בו שני אטומים מצויים במרחק אינסופי והולכים ומתקרבים זה לזה, בשני היבטים המשלימים זה את זה: ההיבט האנרגטי והיבט הכוחות האלקטרו סטטיים.



איור 2: שני אטומים מתקרבים זה לזה

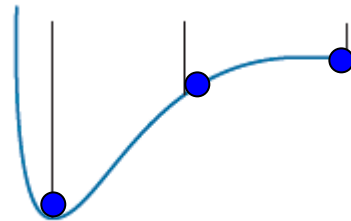
ראשית יש לוודא כי התלמידים מבינים כי:

- א. בטמפרטורה קבועה - לכל גוף יש אנרגיה מסוימת, לכל מערכת (מערכת היא מושג המוגדר על ידי הצופה) אנרגיה מסוימת.
- ב. אחת הדרכים לשנות אנרגיה של גוף היא פעולת כוח כלשהו על הגוף.
- ג. בדיון "כשאתום פוגש אתום" המערכת מוגדרת כשני אטומים.
- ד. במרחק מסוים בין האטומים יתחילו לפעול ביניהם כוחות משיכה ודחיה – אלקטרוני אתום אחד ימשכו אל גרעיון האטום השני (ולהיפך), יתקיימו גם כוחות דחיה בין ענני האלקטרונים של שני האטומים ובין שני הגרעינים.

שאלות לדיון:

- כשאתומים מצויים במרחק אינסופי זה מזה – אילו כוחות פועלים ביניהם, אם בכלל?
- מהם הכוחות שיפעלו כאשר אטומים מתחילים להתקרב זה לזה?
- שתי שאלות אלו חוזרות על עקרונות היסוד שנלמדו עד כה.
- האם האטומים ימשיכו להתקרב זה לזה עד אינסוף? מדוע לא?
- ניתן להשתמש בתרגיל החשיבתי של שני אטומים המתקרבים זה לזה ולחשוב על מקרה תיאורטי בו רק כוחות משיכה היו באים לידי ביטוי בתהליך ההתקרבות – אזי, האטומים היו צריכים להמשיך ולהתקרב עד לחפיפה מושלמת ביניהם. כוחות הדחיה בין ענני האלקטרונים לבין עצמם ובין שני הגרעינים, מאזנים את כוחות המשיכה והם אלו שגורמים לכך ששני האטומים יוצרים קשר במרחק מסוים ביניהם.
- מדוע דרושה אנרגיה לניתוק שני אטומים הקשורים ביניהם?
- התשובה לשאלה זו אינה טריוויאלית, שהרי אם במצב של קישור בין שני אטומים קיים איזון של כוחות משיכה ודחיה – לכאורה אין צורך בהשקעת אנרגיה על מנת להפרידם. מורים ותלמידים רבים מנמקים את הצורך בהשקעת אנרגיה לשבירת קשר כימי בכך שיש "להתגבר" על המשיכה, שוב – הסבר שאינו עולה בקנה אחד עם תמונת המצב של איזון בין כוחות משיכה ודחיה.
- ובכן, ההסבר המדעי הוא כי במהלך התקרבות האטומים זה לזה (מצב שנמשך כל עוד כוחות המשיכה היו דומיננטיים יותר מכוחות הדחיה) נפלטת אנרגיה מהמערכת לסביבה. על מנת להרחיק את האטומים שוב

זה מזה, כלומר להחזיר את המצב לקדמותו יש "להחזיר" למערכת את האנרגיה שנפלטת. בנוסף, על מנת להוציא מערכת מאיזון (הן להמשיך ולקרב את האטומים זה לזה והן להרחיקם זה מזה) יש להשקיע אנרגיה. ניתן להשתמש בגרף האנרגיה ובאנלוגיה של כדורון המתגלגל מטה במישור משופע אל בור. ההתגלגלות מטה הנה ספונטנית ובמהלכה קטנה האנרגיה הפוטנציאלית של הכדורון. כאשר הכדורון מצוי בתחתית הבור תידרש השקעת אנרגיה על מנת להוציאו. כל תזוזה של הכדורון ממצב המינימום לכל כיוון – דורשת השקעת אנרגיה. ראה איור:



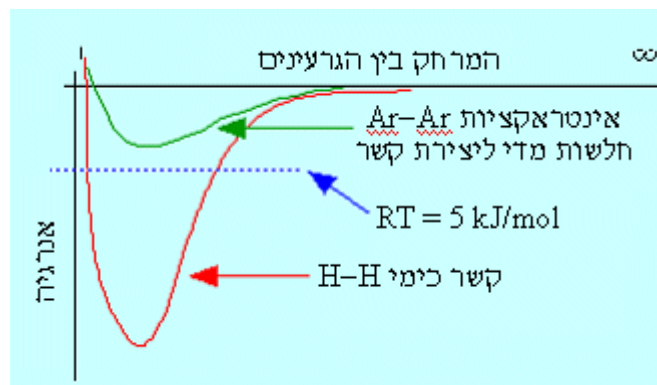
איור 3: אנלוגיית "כדורון בבור"

טבלה 2 : הצעה לסיכום הדיון בכיתה

מצב	תיאור מצב מנקודת מבטו של צופה ברמה האטומית	היבט כוחות אלקטרוסטטיים (הסברי, איכותני)	היבט אנרגטי (מדיד)
1	שני האטומים במרחק אינסופי	חוזק הכוחות האלקטרוסטטיים הוא פונקציה של המרחק. במרחק אינסופי לא פועלים כוחות משיכה או דחייה בין שני האטומים ולכן אין שום שינוי באנרגיה שלהם.	לכל אטום אנרגיה מוגדרת משלו. אין שינוי באנרגיה של שני האטומים
2	שני האטומים מתקרבים זה לזה	כל עוד שני האטומים מתקרבים זה לזה ניתן להסיק כי כוחות המשיכה גדולים יותר מכוחות הדחייה.	אנרגיה נפלטת לסביבה. כלומר קיימת ירידה באנרגיית המערכת.
3	שני האטומים הפסיקו להתקרב זה לזה, וגם אינם מתרחקים זה מזה. המרחק ביניהם קבוע	כאשר האטומים מצויים במרחק מסוים זה מזה קיים איזון בין כוחות המשיכה והדחייה. מאזן הכוחות החשמליים הוא אפס. המרחק בין גרעיני שני האטומים במצב זה מכונה אורך הקשר	המערכת (שני האטומים) מצויים במינימום אנרגיה. המשמעות היא שעל מנת להוציא אותם ממצב זה (לשנות את המרחק ביניהם, בין להגדיל ובין להקטין) יש להשקיע אנרגיה.
4	שני האטומים מתקרבים זה לזה אך מיד מתרחקים וחוזרים למצב מס' 3	כאשר מנסים לקרב את שני האטומים למרחק קצר יותר מנקודת האיזון – גוברים כוחות הדחייה. האטומים יחזרו באופן ספונטני למרחק בו קיים איזון בין כוחות המשיכה וכוחות הדחייה (הערה: בתנאים מסוימים הדחייה הרבה הנוצרת בניסיון לקרב באופן מלאכותי שני אטומים גורמת להתפרקות המערכת כולה)	על מנת לקרב שני אטומים זה לזה למרחק הקטן יותר מאורך הקשר יש להשקיע אנרגיה רבה (דבר הגורם לעליה חדה באנרגיית המערכת). המערכת חוזרת באופן ספונטני לנקודת מינימום האנרגיה, תוך פליטת אנרגיה לסביבה. (הערה: בתנאים מסוימים הדחייה הרבה הנוצרת בניסיון לקרב באופן מלאכותי שני אטומים גורמת להתפרקות המערכת כולה)

מצב בו סך כל האנרגיה של האטומים נמוך מסך האנרגיה של האטומים הנפרדים. מכאן, שהיווצרות קשר כרוכה בירידה באנרגיה הכוללת של שני האטומים. ירידה זו באה לידי ביטוי באופן ניסויי בפליטת אנרגיה במהלך יצירת קשר כימי (ראה שלב 2)	מרחק מסוים בין אטומים בו מתקיים איזון בין כוחות משיכה ודחייה	הגדרת "קשר כימי"
--	--	------------------

בהמשך - חשוב להדגיש לתלמידים שהמגמה הכללית של גרף זה זהה לכל זוג אטומים מתקרבים זה לזה. מומלץ לצייר על אותו גרף סוגי אטומים שונים: 2 אטומי מימן, 2 אטומי יוד, 2 אטומי ארגון, אטום נתרן ואטום כלור וכו'.



איור 4: שינויי אנרגיה בסוגי אינטראקציות שונות

ככל שפליטת האנרגיה במהלך היווצרות הקשר תהיה רבה יותר, נקודת המינימום של הגרף תהיה נמוכה יותר. ניתן לראות כי בכל מקרה, נקודת המינימום מתארת מצב בו קיים איזון בין כוחות הדחייה לבין כוחות המשיכה. ההבדל בנקודת המינימום בין העקומות מראה כי, בין אטומי הארגון קיימת אינטראקציה חלשה יחסית לזו שבין שני אטומי מימן בנקודת האיזון - האטומים קרובים, אבל לא יוצרים מולקולה. אולם מאידך, אלו הם הכוחות האחראיים על כך שאטומי ארגון מוחזקים יחד בנוזל ובמוצק. (כוחות ון דר ולס)

קשר בין שני אטומים – ההיבט הקוואנטי

הדיון במפגש בין זוגות שונים של אטומים ויצירת קשר כימי ביניהם התרכז עד כה באפיון הקשר מבחינת כוחות משיכה ודחייה הפועלים בין הגרעינים לבין האלקטרונים של שני האטומים. חשוב שהוראת הנושא תכלול גם היבט קוואנטי. יש להציג בפני התלמידים את המושגים חפיפת אורביטלים ויצירת אורביטל מוליקולרי – המייצג את המרחב המשותף לשני האטומים בו קיים סיכוי למצוא את זוג האלקטרונים הקשר. בעמ' 19 בספר התלמיד קיימת פעילות בלומדה המתארת באופן ויזואלי אורביטל מוליקולרי.

הבדלים המשפיעים על הקישור הכימי במפגשים בין זוגות אטומים שונים

לאחר שדנו בעקרונות היסוד המשותפים ליצירת כל קשר כימי בין כל שני אטומים ניתן להעלות את השאלות הבאות:

- מה משפיע על אופי הקישור בין אטומים שונים?
 - האם תמיד שני אטומים מושכים את אלקטרוני הקשר במידה שווה בדיוק?
- המושג המרכזי שיש לדון בו בשלב זה הוא קוטביות הקשר. בהקשר זה יש להגדיר את המושגים הבאים:
 דו-קוטב רגעי, דו קוטב קבוע ואלקטרושליליות.

ניתוח מערך הגורמים המשפיעים על אופי הקישור מאפשר לכימאים לסווג את הקשרים על פי מידת השיתופיות של זוג אלקטרוני הקשר: קשר קוולנטי טהור, קשר קוולנטי קוטבי וקשר יוני.

סוגי קישור – הבהרות:

הדיון בסוגים השונים של הקישור יעשה תוך הדגשת העקרונות המשותפים לכל סוגי הקשרים בשלב זה אנו עדיין דנים במפגש (ניסויי במעבדה, או מחשבתית) בין זוגות **בודדים** של אטומים. עדיין אין דיון במולקולות, צברים וסוגי חומרים, לכן לגיטימי הדיון בקשר בין שני אטומי ליתיום למשל, וסיווג הקשר כקשר קוולנטי טהור. יש להימנע בשלב זה מדיון בצברים.

כמו כן מומלץ להימנע מקריאה לזוגות האטומים מולקולות, שהרי כאשר אטום כלור פוגש אטום כלור – זוהי אכן מולקולה, אך כשאטום פחמן פוגש אטום מימן – זו בוודאי אינה מולקולה.

קשר יוני: כאשר יש הבדל מהותי בין שני אטומים ביכולתם למשוך את אלקטרוני הקשר, נוצר מצב בו זוג האלקטרונים עובר אל האטום המושך אותם חזק יותר ונוצר זוג יונים: יון חיובי ויון שלילי. לגבי רוב זוגות היונים קיימת מידה מסוימת של חפיפת אורביטלים, כלומר קיים אופי שיתופי, קוולנטי גם בקשר יוני. עם זאת, מבחינת התלמידים ניתן להגדיר קשר יוני כקשר שאין בו חפיפת אורביטלים כלל. כאשר דנים בשבירת הקשר בין זוג אטומים היוצרים קישור יוני יש לדון בשלב זה בשבירה ל-2 אטומים נייטרלים (חזרה למצב היסוד), ולא פירוק לשני יונים.

מומלץ לדון עם התלמידים באופי הקישור בין זוגות אטומים שונים, תוך הדגשת העקרונות הדומים בניחות כל קשר, באופי הקשר ובצורת האורביטל המוליקולרי.

טבלה 3: קישור בין זוגות אטומים מסוגים שונים

זוג האטומים	הקשר המתקבל	צורת האורביטל בו מצויים אלקטרוני הקשר
Br-Br	קשר קוולנטי טהור	סימטרי
H-Cl	קשר קוולנטי קוטבי. דו קוטב קבוע. ההסתברות למצוא את זוג אלקטרוני הקשר סביב גרעין אטום הכלור גדולה יותר, מההסתברות למוצאם בקרבת גרעין אטום המימן.	לא סימטרי
Li-Li	קשר קוולנטי טהור	סימטרי
Li-Cl	קשר יוני. זוג האלקטרונים לא נמצא כמעט ליד גרעין אטום הליתיום, אלא כמעט ב-100% סביב גרעין אטום הכלור.	אין חפיפת אורביטלים. אין אורביטל משותף

אלקטרושליליות:

המושג אלקטרושליליות הנו מושג מרכזי המאפשר לכימאים לכמת את יכולתו של האטום למשוך אליו אלקטרונים. קיימות כיום שתי גישות מקובלות להגדרת אלקטרושליליות – האחת – הנה היכולת היחסית

של אטום למשוך אליו את אלקטרוני הקשר (גישה שפותחה ע"י לינוס פאולינג); והשנייה – כי אלקטרושליליות הנה ערך מדיד ואבסולוטי המחושב עבור אטומי כל אחד מהיסודות באופן בלתי תלוי. בעמוד הבא מובא תקציר מאמר המפרט שלוש מהדרכים לחישוב אלקטרושליליות. ניתן להציג בפני התלמידים את השיטות השונות ולהדגיש כי המדד של אלרד ורשוהו הנו בעצם מקרה פרטי של חוק קולון וכי העקרון העומד מאחוריו הוא אותו עקרון היסוד של חישוב משיכה ודחיה בין חלקיקים בעלי מטען חשמלי.

אלקטרושליליות

מובא כאן תקציר של מאמר שכתב פרופ' דני מנדלר מהמחלקה לכימיה אורגנית ואנליטית באוניברסיטה העברית בירושלים, בעיתון על-כימיה גיליון 4 (2003).
נהוג להגדיר אלקטרושליליות כ "מדד למשיכת האלקטרונים על ידי האטום". מבחינה מדעית, נקבעו מספר שיטות לחישוב אלקטרושליליות, נציג כאן בקצרה שלוש מהן.
לראשונה, נטבע מושג האלקטרושליליות על-ידי לינוס פאולינג (Pauling) בשנת 1932. פאולינג הציע משוואה לקביעת הפרש האלקטרושליליות בין שני חומרים B-1A, בהתבסס על הממוצע ההנדסי של אנרגיות הקשר אנרגיות הקשר A-A, B-B ו-A-B על פי הגדרה זו לא ניתן לקבוע את האלקטרושליליות של יסוד באופן מוחלט, כלומר תמיד האלקטרושליליות על-פאולינג תהיה תלויה בהפרש או ביחס בין יסוד אחד ליסוד אחר. מכאן, שגם לא ניתן על פי הגדרה זו לחשב אלקטרושליליות של אטומי גז אציל.

המדענים אלרד ורושהו (Allred and Rochow) הציעו בשנת 1958 תיאור כמותי של מידת המשיכה של אלקטרון על-ידי היסוד. הם הניחו כי הגורם העיקרי שיכתיב את מידת המשיכה של האלקטרון על-ידי האטום הוא הכוח החשמלי על פניו. הכוח החשמלי תלוי כמובן במטען הגרעיני האפקטיבי, (המטען הגרעיני האפקטיבי שווה למספר הפרוטונים פחות אפקט המיסוך של האלקטרונים), ובריבוע המרחק בין האלקטרון לגרעין, כלומר בריבוע הרדיוס האטומי r^2 . שיטת חישוב זו מאפשרת לקבוע את האלקטרושליליות של כל יסוד באופן בלתי תלוי ביסוד אחר ולראשונה לקבל ערכי אלקטרושליליות בעבור הגזים האציליים. קיימת התאמה טובה מאוד בין חישוב אלקטרושליליות בשיטה זו לערכי האלקטרושליליות המחושבים על-פי פאולינג.

מדד נוסף לאלקטרושליליות נקבע על-ידי מיליקן (Mulliken) בשנת 1934. ההגדרה לאלקטרושליליות על-פי מיליקן היא ממוצע של אנרגיית היינון E_i , ואנרגיית היינון האניונית (הערך השלילי של הזיקה האלקטרונית) E_a . לאחר נרמול הערכים המתקבלים על-פי ההגדרה של מיליקן התאמה טובה מאוד עם ערכי האלקטרושליליות של פאולינג.

אלקטרושליליות וגזים אציליים: לאטומי גזים אציליים ערכי אלקטרושליליות גבוהים במיוחד. עובדה זו אינה צריכה להפתיע מאחר שהגורם העיקרי המשפיע על האלקטרושליליות על-פי ההגדרה של מיליקן הוא אנרגיית היינון, שכן לרוב אנרגיית היינון האניונית (חישובו על הערך השלילי של הזיקה האלקטרונית) של מרבית היסודות קטנה באופן ניכר לעומת אנרגיית היינון.

קוטביות הקשר.

לאחר הדיון במפגשים בין סוגי אטומים שונים והצגת מושג האלקטרושליליות יש לדון במושג קוטביות הקשר.

את הדיון בקוטביות הקשר יש לחלק לשניים:

1. דיון בקשר קוטבי לעומת קשר טהור ((בלתי קוטבי)

2. דיון בהבדל במידת הקוטביות בקשרים שונים.

• חשוב לציין כי אטומים הנם מערכות דינמיות ביותר. האלקטרונים מצויים בתנועה מתמדת ולכן גם בקשר בלתי קוטבי קיים כל הזמן מצב של דו-קוטב רגעי. קשר בלתי קוטבי משמעו כי הסיכוי למצוא את זוג אלקטרוני הקשר בסביבת אטום אחד זהה לסיכוי למצוא בסביבת האטום השני ולא כי האלקטרונים מצויים במיקום מסוים כל הזמן.

• בקשר קוטבי מתקיימים סוגים שונים של אינטראקציות בו-זמנית:

משיכה בין זוגות האלקטרונים הקושרים לגרעיני שני האטומים וכן משיכה חשמלית בין שני זו הקטבים הקבועים (בין ה + δ ל - δ). המשיכה החשמלית בין דו-הקטבים הקבועים מחזקת את הקשר.

גורמים המשפיעים על חוזק הקשר

חשוב להדגיש כי בדיון זה נגביל את עצמנו רק לדיון בחומרים בהם אכן חל זיווג אלקטרוני. הדיון לא כולל אם כן, קשרי מימן ואינטראקציות ון דר ולס.

חוזק הקשר הקוולנטי בא לידי ביטוי באנרגיית הקשר. ככל שהקשר חזק יותר, כך תידרש אנרגיה רבה יותר להרחקת זוג האטומים זה מזה ולשבירת הקשר.

קיימים גורמים רבים המשפיעים על אורך הקשר. בלימוד פרק זה נתייחס רק לגורמים הבאים, עפ"י חשיבותם: סדר הקשר, גודל האטומים (בא לידי ביטוי ברדיוס אטומי) וקוטביות הקשר. גורמים נוספים כגון: השפעת אטומים אחרים במולקולה או אל-איתור, אינם מוזכרים במסגרת הדיון הנוכחי המתמקד במפגש בין שני אטומים בלבד.

גורמים אחרים המוזכרים ע"י מורים כגון המטען הגרעיני, או הפרש האלקטרושליליות באים לידי ביטוי ומגולמים תחת הגורמים שנדונים בפרק: המטען הגרעיני מגולם בגודל האטום, והפרש האלקטרושליליות מגולם בקוטביות הקשר. בכל מקרה – יש להקפיד על כך יסבירו את המהות תוך שימוש בעקרונות היסוד של גודל כוחות המשיכה והדחייה בין זוג אלקטרוני הקשר לשני הגרעינים, ולא על "יצירת סיסמאות" שאין מאחוריהן הבנה.

הגורמים המשפיעים על חוזק הקשר:

סדר הקשר: בשלב ראשון יש להסביר מהו קשר כפול ומשולש. ניתן לומר כי קשר כפול בין שני אטומים הוא קשר בו 2 זוגות אלקטרונים משותפים. מבחינה קוואנטית – כל אחד מזוג אלקטרוני הקשר מצוי באורביטל נפרד. בשלב זה אין להיכנס להגדרת אורביטלי סיגמה או פאי.

מבחינת חוזק הקשר - על התלמידים להבין שהקשר הכפול חזק יותר מהיחיד והמשולש חזק מהכפול, וזאת על פי חוק קולון. ככל שיש יותר אלקטרוני קשר הנמשכים לאותו מספר גרעינים – תורגש משיכה

בין כל אחד מזוגות האלקטרונים הקושרים לכל אחד מהגרעינים, והמשיכה הכוללת שתיווצר תהיה רבה יותר. לפיכך, גרף האנרגיה יהיה "עמוק" יותר, אנרגיית קשר רבה יותר, והקשר יהיה חזק יותר. כמו כן, אורך הקשר קצר יותר.

ניתן להשתמש באופן איכותי בחוק קולון על מנת לנתח את המטענים ואת כמות וסוג הכוחות הפועלים בקשר כפול בהשוואה לקשר יחיד.

גודל האטומים (רדיוס אטומי): לרב, אלקטרוני הקשר מצויים ברמת האנרגיה המאוכלסת המרוחקת ביותר מהגרעין. למרחק בין אלקטרוני הקשר לבין הגרעינים השפעה על חוזק הקשר. ככל שהמרחק בין אלקטרוני הקשר לגרעינים קטן יותר כך המשיכה בין האלקטרונים לגרעינים חזקה יותר. לגודל האטומים (מבוטא כרדיוס אטומי) השפעה על המרחק בין אלקטרוני הקשר לגרעינים. חשוב לזכור כי כאשר מתייחסים לרדיוס האטומי כמשפיע על חוזק הקשר הרי שהרדיוס האטומי מושפע בין היתר מגודל המטען החיובי בגרעין. לפיכך, אין להתייחס אל המטען הגרעיני כאל גורם נפרד המשפיע על חוזק הקשר. ניתן לומר כי השפעת המטען הגרעיני כבר "מגולמת" בגודלו של הרדיוס האטומי. יחד עם זאת, אם תלמיד ישתמש בנימוק כי גודל המטען הגרעיני משפיע על חוזק הקשר מפני שכוח המשיכה שמפעילים הגרעינים על אלקטרוני הקשר חזק יותר, ויסביר זאת באופן עקבי התואם את הנתונים – יש לקבל את תשובתו, גם אם לא השתמש במפורש בגורם "גודל האטומים".

על הקורלציה בין אורך הקשר לחוזקו:

מורים ותלמידים רבים נוטים לפשטנות יתר באומרם: "אורך הקשר משפיע על חוזק הקשר – ככל שאורך הקשר קצר יותר – הקשר חזק יותר". חשוב להדגיש כי קיימת קורלציה הפוכה, כמובן בין אורך הקשר לבין חוזקו, אך קורלציה זו אינה נובעת מקשר של סיבה ותוצאה אלא מהעובדה כי שני המאפיינים, הן אורך הקשר והן חוזקו, מושפעים מאותו עקרון יסודי: כאשר קיימת משיכה חזקה יותר – האטומים יתקרבו יותר זה לזה, עד לאיזון כוחות המשיכה על ידי כוחות דחייה. האיזון בין כוחות הדחייה והמשיכה יושג אם כן, כאשר האטומים מצויים במרחק קצר יותר זה מזה. מאידך, כאשר קיימת משיכה רבה יותר, הרי שבמהלך התקרבות האטומים זה לזה נפלטת אנרגיה רבה יותר (עד להגעה לנקודת האיזון בין כוחות משיכה ודחייה) ומכאן גם, שתידרש גם אנרגיה רבה יותר לשבירת הקשר.

מכאן ששני המאפיינים – אורך הקשר ואנרגיית הקשר נקבעים/מתהווים בעת ובעונה אחת במהלך היווצרות הקשר ונובעים מאותו מקור. לפיכך לא מדויק מדעית לומר כי אורך הקשר הוא שיקול המשפיע על קביעת חוזק הקשר.

קוטביות הקשר: ניתן לדון בגורם זה רק באטומים בהם סדר הקשר דומה, וכן גודל האטומים המשתתפים דומה. רק במקרים אלו ניתן להכליל כי קשר קוטבי חזק יותר מקשר בלתי קוטבי, וככל שקוטביות הקשר גדולה יותר, כל הקשר יהיה חזק יותר.

יש להבחין בשימוש נכון ורלבנטי בשני טיעונים שונים:

1. בהשוואה בין חוזק קשר קוטבי לקשר בלתי קוטבי – קיים כוח משיכה חשמלי נוסף (שלא קיים בקשר הבלתי-קוטבי) בין שני דו הקטבים הקבועים (בין $\delta +$ ל $\delta -$).
2. בהשוואה בין החוזק היחסי של שני קשרים קוטביים – קיימים אותם סוגים של כוחות משיכה ודחייה, אל חוזקם משתנה (למשל בהשוואת חוזק הקשר H-F לחוזק הקשר H-Cl).
על התלמידים להשתמש בגודל ההפרש באלקטרושליליות בין שני האטומים כמדד לקוטביות הקשר.

שיקולים הנוגעים לתרגול נושא השוואת חוזקי קשר:

- כאשר דנים בהשוואה בין חוזקי קשרים, בין אטומים שונים, יש לקחת בחשבון ששינוי זהות האטום הקשור לא משנה רק את האלקטרושליליות אלא תכונות נוספות של אותו אטום כמו למשל גודלו, המבנה האלקטרוני שלו ועוד. במקרים בהם הגורמים שהוזכרו מעלה עשויים להשפיע באופן סותר על חוזק הקשר – אין לתת לתלמידים לנבא מי מבין שני זוגות קשרים יהיה חזק יותר. ניתן לתת להם את הנתונים ולבקש לנסות להסביר את הממצאים האמפיריים.
- במקרים בהם קיימים מספר גורמים המשפיעים על הבדלים בחוזק הקשר באופן דומה – ההנחיה לתלמידים צריכה להיות להתייחס **לכל** הגורמים התומכים בטענתם או בהסבר תוצאות ניסויית.
- כדאי להימנע ממתן תרגילים הדורשים השוואת חוזקי קשר ואורכי קשר שונים לקשר F-F וזאת מפני שבקשר זה מתקיים אפקט מיוחד הקרוי charge-shift bonding המשפיע באופן לא אופייני.
- כתיבת הסברים והתייחסות מילולית להבדלים בחוזק קשר מהווים נושא מתאים לשילוב מיומנויות טיעון – argumentation בהוראה. ניתן לתרגל מיומנויות טיעון ברמות שונות: תרגול השימוש בנתונים ניסויים לתמיכה בטענה מסוימת, התייחסות לטענה שטוען המורה, או כתיבת טענה מנומקת באופן מלא על ידי התלמיד.

קשרי מימן ואינטראקציות ון דר וולס – 2 גישות הוראה אפשריות

ניתן לשלב את הוראת שני סוגי הקשרים הללו בשני מקומות אפשריים בהוראת הפרק: (1) תחת תת הפרק "כשאתם פוגש אטום": מיד אחרי הדיון בסוגי המפגשים שנדונו עד כה ניתן להעלות את השאלה "האם כל אינטראקציה מסתיימת ביצירת מולקולה ובה קישור קוולנטי טהור?" (עמ' 25 בספר התלמיד) ולהדגים שני מפגשים בהם הקישור איננו קוולנטי. במקרה זה יש להציג את שני המפגשים הללו בקצרה (עמ' 26-28 בספר התלמיד). חשוב להדגיש בשלב זה את נקודות הדמיון והשוני בין כוחות ון דר וולס לבין סוגי הקישור האחרים. זהו אמנם סוג קישור בו אין כלל חפיפת אורביטלים אך עקרונות היסוד זהים:

- זוג אטומים בו קיימת אינטראקציה בין האטומים יציב יותר מאשר המצב בו האטומים בודדים ואינם מצויים באינטראקציה.
- כשאתם פוגש אטום באים לידי ביטוי כל העקרונות האלקטרוסטטיים: כוחות משיכה ודחייה, נקודת איזון, אפיון של אנרגיית קשר ואורך קשר.

(2) תחת תת הפרק הבא: "צברים של חלקיקים" כאשר דנים בכוחות בין-מולקולריים ובשאלה מה מלכד את המולקולות במצב צבירה נוזל ומוצק?"

סיכום: על הדמיון והשוני בין הקשרים הכימיים (עמ' 29 בספר התלמיד)

בשלב זה יש לסכם את מאפייני הקישור הכימי. מומלץ לדון הן בעקרונות המשותפים לכל סוגי הקשרים (קווי הדמיון) והן בגורמים הייחודיים המאפיינים כל סוג קשר (השוני בין הקשרים).

הסקלה שמסכמת את הפריסה של סוגי הקישור השונים בהתייחס לחוזק הקשר בין שני אטומים, היא סקלה שמצד אחד מספקת לתלמיד נקודת אחיזה וראייה כללית של "מיקום" סוגי הקישור השונים מבחינת חוזקם, אך מצד שני אינה קובעת באופן נחרץ שקשר קוטבי תמיד חזק יותר מקשר קוולנטי טהור. דוגמאות לכך הן למשל: קשרים בלתי קוטביים החזקים יותר מקשרים קוטביים:

השוואת חוזקי הקשר מימן-מימן במולקולת מימן (436 קילוג'ול למול) לחוזק הקשר מימן כלור במולקולת מימן כלורי (431 קילוג'ול למול). או השוואת חוזקי הקשר פחמן פחמן (346 קילוג'ול למול) לחוזק הקשר פחמן-כלור (327 קילוג'ול למול). בשתי הדוגמאות גודל האטום הוא הגורם הדומיננטי המשפיע על חוזק הקשר.

תרגילים לנושא "כשאתום פוגש אתום"

כתבה: מלכה יאיון

הסבר את ההבדל בחוזק בין זוגות הקשרים הבאים:

ההסבר:	Cl-Cl	H-H	הקשר
	242	436	אנרגיית קשר (קילו'ול למול)

ההסבר:	Cl-Cl	Br-Br	הקשר
	242	193	אנרגיית קשר (קילו'ול למול)

ההסבר:	Cl-Cl	H-H	הקשר
	242	436	אנרגיית קשר (קילו'ול למול)

ההסבר:	H-F	H-H	הקשר
	565	436	אנרגיית קשר (קילו'ול למול)

ההסבר:	H-F	H-Cl	הקשר
	565	431	אנרגיית קשר (קילו'ול למול)

מולקולות רב אטומיות

(עמ' 30-45 בספר התלמיד)

בשלב זה רצוי להזכיר לתלמידים את רצף ההוראה עד כה:

- למדנו על מאפייני האטום היחיד
- למדנו על הקישור בין שני אטומים בלבד (כשאטום פוגש אטום) והגורמים המשפיעים על סוג הקישור ואופיו.

כעת נעבור לדון במולקולות רב אטומיות – מולקולות הבנויות ממספר אטומים הקשורים ביניהם בקשר כימי. במהלך הדיון במולקולות רב-אטומיות נראה כיצד העקרונות אותם למדנו עד כה באים לידי ביטוי וכן נלמד על מאפיינים נוספים של המולקולה כולה כגון צורתה המרחבית והשפעתם של מאפיינים אלו. להלן מאפייני המולקולה על פי סדר הצגתם בספר התלמיד:

מאפייני המולקולה	הנושאים הנלמדים
הרכב המולקולה	מודל לואיס המודל הקוונטי: אורביטלים רדיקלים איזומרים קבוצות פונקציונליות נוסחאות ייצוג שונות למולקולות
צורה מרחבית	מודל דחיית זוגות האלקטרונים צורות מרחביות בסיסיות: טטראדר, פירמידה משולשת, משולש מישורי, קווית
קוטביות מולקולה	שימוש במידע על קוטביות הקשרים ועל צורת המולקולה לקביעת קוטביותה.

מולקולה:

בשלב זה כדאי לחזור ולשאול את התלמידים מהי מולקולה? ניתן לרשום את תשובות התלמידים והגדרותיהם על הלוח ולפתח דיון בנושא. ההגדרה המדעית המקובלת היא כי מולקולה הנה חלקיק ניטרלי, בעל מספר סופי ומוגדר של אטומים (להבדיל ממבני ענק) שבו האלקטרונים הערכיים של כל האטומים מזווגים.

לפני שמתחילים את הוראת נושא הרכבן של מולקולות ונוסחאות ייצוג אלקטרוניים, יש לחזור על נוסחאות ייצוג של אטומים בודדים. על מנת להסביר את אופן אכלוס האלקטרוניים באורביטלים באטום בודד, מבלי להיכנס להסבר של חוק הונד וכיוון הספין של האלקטרוניים, ניתן לומר כי כאשר אלקטרוני

הערכיות מצויים באורביטלים נפרדים – הדחייה החשמלית בין האלקטרונים קטנה יותר. רק לאחר שהם מפוזרים באופן מקסימלי – מתחילים לזווג אותם לזוגות באותו אורביטל.

הרכב המולקולה:

מטרת הוראת נושא זה היא להציג בפני התלמידים את העקרונות על פיהם קובעים כימאים באופן תיאורטי את הרכבן של מולקולות שונות – כמה קשרים עשוי ליצור כל אטום? מי עשוי להיות קשור למי? מהו המבנה האפשרי של המולקולה אם ידוע מאילו אטומים היא בנויה? חשוב לציין כי הניבויים הנקבעים על פי עקרונות אלו מאומתים באופן ניסיוני, וכן כי נעשה שימוש בהבנת עקרונות אלו בתכנון וסינתזה של מולקולות חדשות כגון: תרופות המתאימות לאתר ספציפי, פולימרים בעלי תכונות מסוימות וכו'. 2 המודלים לקביעת הרכב ומבנה של מולקולה הנם מודל לואיס והמודל הקוונטי. מודל לואיס: חשוב לציין כי מודל לואיס הנו מודל שימושי לגבי מספר רב מאוד של מולקולות בעולם, אך לא מסביר ובודאי שאינו בעל כוח ניבויי לגבי הרכבם של כל המוליקולות והחלקיקים המוכרים עד כה. בנוסף, מודל לואיס הציע שיטה שימושית לתיאור אופני הקישור של אטומים שונים, אך לא הציע מנגנון קישור. מכניקת הקוואנטים ומודל חפיפת האורביטלים מספקים מנגנון המסביר את הקישור. עקרונות המודל:

- רק האלקטרונים הערכיים משתתפים בקישור כימי
- זיווג אלקטרונים: מספר האלקטרונים הערכיים הבלתי מזווגים מצביעים על מספר הקשרים שעשוי האטום ליצור.
- כלל האוקטט: כאשר אטומים יוצרים קשרים, יהיו בד"כ 8 אלקטרונים ערכיים, קושרים ובלתי קושרים יחד, (סה"כ 4 זוגות אלקטרונים) סביב כל אטום המשתתף בקישור. מערך אלקטרוני זה דומה למערך האלקטרוני של אטומי הגזים האצילים.

המודל הקוונטי: יצירת קישור כימי משמעה יצירת חפיפה בין אורביטלים של שני אטומים ויצירת אורביטל מולקולרי – אורביטל משותף לשני האטומים ובו מצויים שני אלקטרוני קשר. האנרגיה שיש לאלקטרונים באורביטל המולקולרי נמוכה מסכום האנרגיות שהיו לכל אחד מהם לחוד באורביטל האטומי, ולכן המולקולה המתקבלת יציבה יותר מאשר קיומם של האטומים כאטומים נפרדים. המודל הקוונטי מאפשר להסביר קיומן של מולקולות רבות שאינן מקיימות את כלל האוקטט כגון: BF_3 או PCl_5 .

בשלב זה ניתן להציג איזומרים וקבוצות פונקציונליות: נושא זה נכלל בפרק הקישור בשל ביטול פרק נפרד המוקדש לתרכובות הפחמן במסגרת רמת הבסיס (3 י"ל). יש ללמד נושאים אלו בקצרה בלבד, תוך התייחסות למבנה המולקולרי ובהתאם לפירוט המופיע בעמ' 36-39 ועמ' 43 בספר התלמיד). שימוש במושגי היסוד איזומרים וקבוצה פונקציונלית ייעשה במבניות הבאות.

איזומרים: מולקולות בעלות הרכב מולקולרי זהה (אותם אטומים), אך מבנה שונה. רצוי להציג את נושא האיזומרים מתוך התנסות של התלמידים עצמם בציור נוסחת מבנה או בניית מודל לנוסחה מוליקולרית כדוגמת C_2H_6O , ולהגיע לאפשרות שיש מספר מבנים אפשריים מתוך תשובות התלמידים. יש להדגיש כי ההגדרה של איזומרים היא הגדרה ברמה המולקולרית, ולקשור זאת לרמת המקרו – כי מדובר בשני חומרים שונים לחלוטין, בעלי תכונות שונות.

ניתן להציג בקצרה את המבנה האלקטרוני של חלקיקים נוספים הקיימים בטבע ולהם חשיבות ביולוגית עצומה: רדיקלים חופשיים.

רדיקלים חופשיים: חלקיקים (אטומים או מולקולות) בעלי מספר אי זוגי של אלקטרונים (לרב בשל אלקטרון חסר), המוביל לקיומם של אלקטרונים לא מזווגים. על פי רוב, הם מאוד לא יציבים ומאוד פעילים כימית, ולכן הרדיקלים משתתפים בקלות בתגובות כימיות בגלל הנטייה שלהם לתפוס אלקטרון. כאשר רדיקל חופשי מצליח לקחת אלקטרון מאטום או מולקולה יציבים מבחינה אלקטרונית, הם הופכים עצמם לרדיקל חופשי ולעיתים קרובות נוצרת מעין תגובת שרשרת. כאשר חמצן O_2 משתתף בתגובות שונות בתאים חיים עלולים להיווצר רדיקלים חמצניים פעילים מאוד. רדיקלים אלו תוקפים בעיקר שומנים, חלבונים ומולקולות DNA. שרשרת התהליכים בהם מעורבים רדיקלים חופשיים מאיצים את תהליך ההזדקנות, ומזרזים התפתחות תאים סרטניים. נוגדי חמצון (אנטיאוקסידנטים) הם חומרים המסוגלים 'לתרום' אלקטרון לרדיקל, תוך תהליך מסוים בו הם עצמם נשארים מיוצבים מבחינה אלקטרונית. אחד מנוגדי החמצון הידועים ביותר הנו ויטמין C.

למידת הנושא תגובות חמצון חיזור והרחבת הידע על נוגדי חמצון - במבנית "כימיה זה בתוכנו".

צורות ייצוג שונות למולקולות:

על התלמידים להבין כי נוסחאות ייצוג שונות מספקות רמות מידע שונות לגבי המולקולה. דרכי הייצוג שעל התלמיד להכיר בשלב זה הנן: נוסחה מולקולרית ונוסחת ייצוג אלקטרונית. ניתן להציג גם את צורת הרישום של נוסחה מקוצרת, בה כל אטום פחמן מצוין כקודקוד בין שני קשרים, המימנים אינם מצוינים, והאטומים היחידים המצוינים כאותיות הנם אטומי הקבוצה הפונקציונלית, כולל מימנים. שימוש בנוסחאות מקוצרות רווח בכימיה בכלל ובהוראת המבנית טעם של מזון בפרט. על התלמיד לדעת לעבור מנוסחה מולקולרית לנוסחת ייצוג אלקטרונית. בשלב זה מומלץ לא להתעכב על הצורה המרחבית המשקפת את צורת המולקולה אלא להמשיך ולפתח את הדיוק של צורת הייצוג תוך כדי ולאחר הוראת נושא הצורה המרחבית של מולקולות.

צורה מרחבית של מולקולות

המאפיין השני של מולקולות רב אטומיות בו נדון הנו הצורה המרחבית של המולקולה. ניתן לשאול את התלמידים כבר בהתחלה מדוע הם חושבים שיש חשיבות לצורת המולקולה ועל מה תשפיע הצורה המרחבית של המולקולה. מטרת השאלות בשלב זה היא לגרום לסיעור מוחין ולתחילת מחשבה על הנושא ולכן אין להתייחס לתשובות התלמידים באופן שיפוטי

בשלב זה ניתן לצפות לתשובות הלקוחות מעולם הידע הקודם שלהם, בעיקר לימודי ביולוגיה בחטיבת הביניים, כמו: "צורת המולקולה תקבע אם היא תוכל להיקשר לאתר פעיל או לא".

חשוב לדעת כי יש תלמידים שמבחינה גיאומטרית לא ברור להם ההבדל בין מבנה חד מימדי (קוי), דו מימדי (מישורי) ותלת מימדי (מרחבי). לעיתים כדאי להתעכב על הבהרת מושגים אלו ולא על שינון מיותר של צורות מולקולות.

המודל המוצג בפרק הנו מודל דחיית זוגות האלקטרונים. חשוב להדגיש את הקשר בין מודל דחיית האלקטרונים לבין תוצאות ניסויית: המודל מצליח לנבא בהצלחה צורות מולקולות אשר נקבעות אחר כך באופן ניסיוני). מודל דחיית זוגות האלקטרונים מהווה הזדמנות נוספת לחזור על עקרונות המשיכה והדחייה החשמליים המסבירים תופעות רבות בכימיה

עקרונות מודל דחיית זוגות האלקטרונים (עמ' 33-36 בספר התלמיד)

- איזורים בעלי ריכוז אלקטרונים גבוה – ידחו זה את זה כלומר - זוגות האלקטרונים הערכיים יסתדרו במרחב באופן כזה שהדחייה החשמלית ביניהם תהיה מינימלית.
- צורת המולקולה נקבעת על פי פיזור האלקטרונים סביב האטום המרכזי. אם יש יותר מאטום מרכזי אחד – קובעים את הצורה המרחבית סביב על אטום מרכזי.
- זוג אלקטרונים לא קושר המצוי על האטום המרכזי במולקולה משפיע על צורת המולקולה
- זוג אלקטרונים קושרים תופשים מרחב קטן יותר מזוג אלקטרונים לא קושרים בשל המשיכה המופעלת על זוג האלקטרונים מצד שני גרעינים (ולא רק גרעין אחד, כמו במקרה של אלקטרונים בלתי-קושרים).
- על פי מודל זה מתייחסים לקשר כפול או משולש כאל קשר יחיד.

חשוב להדגיש בפני התלמידים כי למרות שהשימוש במודל גורם לנו להתמקד בזוגות האלקטרונים סביב האטום המרכזי הרי שהצורה המרחבית שמתקבלת אינה מתייחסת למיקומם של זוגות האלקטרונים אלא למיקומם היחסי של האטומים במולקולה. זוית הקשר מתייחסת לזווית המתקבלת בין אורביטלי האלקטרונים הערכיים.

צורות מולקולות - המחשה:

לא ניתן להגזים בחשיבות המחשה הויזואלית של צורות המולקולות על למידת התלמיד. בעמ' 34 בספר התלמיד מוצעת פעילות עם בלונים להמחשת צורת המולקולה (חסרונו של מודל זה הוא בכך שהאורביטל נתפס כמקום פיסי בלבד, והמימד ההסתברותי אובד במודל זה).

בעמ' 36 בספר התלמיד מוצעת פעילות עם מודלים ממוחשבים. בנוסף, שימוש בערכות מודלים על ידי התלמידים עצמם מומלץ ביותר.

ציור על הלוח הנו הדרך הזמינה ביותר למורה להמחיש את צורתן של מולקולות – אך יש לדון עם התלמידים במגבלות הציור הדו מימדי בתיאור מולקולות תלת-מימדיות

לעובדה כי קיימות מולקולות קוטביות ומולקולות בלתי קוטביות חשיבות עצומה בהסבר תופעות רבות הקשורות לתכונות החומר ולתפקודו. הוראת נושא זה צריכה לכלול את תתי-הנושאים הבאים:

- **הגדרה אופרטיבית למולקולה קוטבית:** מולקולה בה פיזור המטען השלילי על גבי המולקולה אינו סימטרי באופן קבוע. במולקולה לא קוטבית – פיזור האלקטרונים סביב האטום המרכזי אחיד.
- **קביעת קוטביות מולקולה:** על פי השלבים המפורטים בעמ' 29 בספר התלמיד. ניתן להראות לתלמידים כיצד לצורך קביעת קוטביות המולקולה הם נדרשים ליישם הבנה הן של הרכב המולקולה (נוסחת מבנה), הבדלי אלקטרושליליות וקוטביות קשרים וכן קביעת צורה מרחבית של מולקולה. זוהי דוגמא לתהליך של ארגון וסינתזה בין פרטי ידע רבים.
- בספר התלמיד מומלץ להסתכל אם פיזור האלקטרונים על פני המולקולה סימטרי או לא. מולקולה תהיה קוטבית אם קיים מישור סימטריה אחד לפחות העובר דרך מרכז המולקולה שסביבו יהיה פיזור לא-אחיד של אלקטרונים. לתלמידים לומדי פיסיקה, וכן כיישום נוסף של עקרונות המשיכה והדחייה הפועלים ככוחות יסודיים בהבנת תופעות כימיות ניתן להתייחס אל כוח המשיכה המופעל על זוג אלקטרונים כאל וקטור (כוח בעל גודל וכיוון) ולומר כי אם הוקטורים הפועלים על כל האלקטרונים במולקולה שקולים זה לזה - המולקולה אינה קוטבית.
- שני כללי אצבע המשמשים מורים רבים:
 - אם קיים זוג אלקטרונים לא קושר – המולקולה תמיד קוטבית
 - אם יש יותר משלושה סוגי אטומים במולקולה – המולקולה תמיד קוטבית בשל הבדלי האלקטרושליליות ואורכי הקשר השונים בין האטומים.
- **חשיבות הבנת נושא הקוטביות להסבר תופעות.** מומלץ לשלב בשלב זה ניסוי להעלאת המוטיבציה ודיון להצפת תפישות התלמידים, אך לחזור ולהסביר תופעות הנוגעות לקוטביות מולקולות רק בפרק הבא: "צברים של חלקיקים" שם ההקשר הוא טבעי ורלבנטי יותר.

צברים של חלקיקים (עמ' 85-47 בספר התלמיד)

מבוא

בפרק המרכזי העוסק בקשור כימי עסקנו בשאלה "מה קורה כשאטום פוגש אטום?". ניתן להתחיל את הוראת נושא הצברים בשאלת המשך – "מה קורה כשמולקולה פוגשת מולקולה?" ולהרחיב את השאלה לרמת הצבר – "כשמולקולות פוגשות מולקולות".

דיון במשמעות המילולית של המילה צבר תורם להבנת התלמידים כי מדובר בהרבה מאוד מולקולות, גם אם לפעמים ניתוח האינטראקציות נעשה, לשם הפשטות, רק בין מספר מצומצם של חלקיקים.

את הדיון בשאלה "מה קורה כשמולקולות פוגשות מולקולות?" ניתן לחלק לשניים –

1. מה קורה כשהמולקולות זהות (חומר טהור)? ניתן להזכיר לתלמידים חומרים מצויים במצב צבירה נוזל או מוצק ולשאול – מה מחזיק את המולקולות יחד? האם קיימות אינטראקציות בין המולקולות וכיצד ניתן לאפיין אינטראקציות אלו?
 2. מה קורה כאשר המולקולות שונות? האם החומרים יתערבבו זה בזה? יש לחזור על המושגים תערובת הומוגנית ותערובת הטרוגנית מכיתה י' ולדון באפשרות כי במקרה של תערובת הטרוגנית – למשל מים ושמן לא נוצרת אינטראקציה בין המולקולות של שני החומרים. במקרה של תערובת הומוגנית נוצרת אינטראקציה בין מולקולות החומרים השונים.
- מבוא זה יוצר קונטקסט מתאים להבנת הצורך בהתעמקות ולמידה על סוגי קישור בין-מוליקולרי.

אינטראקציות ון דר ולס

אינטראקציות ון דר ולס מוגדרות כמשיכה חשמלית בין דו קטבים (רגעיים או קבועים) הנובעים מהעובדה כי האלקטרונים באטומים מצויים בתנועה אקראית מתמדת. אינטראקציות ון דר ולס קיימות למעשה בין כל שני חלקיקים טעונים (דו קוטב רגעי או קבוע) בכל החומרים בעולם, אך בשל היותן חלשות יחסית הן באות לידי ביטוי רק במקרים בהן אין אינטראקציה חזקה ומשמעותית יותר (כך למשל קיימות אינטראקציות ון דר ולס גם בין יונים אך הקישור היוני חזק כל כך שניתן להזניח את אינטראקציות ון דר ולס). כשמסבירים את אינטראקציות ון דר ולס יש לחזור שוב לעקרונות היסוד – אינטראקציות משיכה ודחייה בין חלקיקים טעונים.

הגורמים המשפיעים על חוזק אינטראקציות ון דר ולס:

גודל ענן האלקטרונים – ככל שענן האלקטרונים גדול יותר, הסיכוי לקיטוב רגעי גדול יותר וכן המטען החלקי שיוצר בדו-קטבים הרגעיים גדול יותר לכן יהיו כוחות משיכה רבים יותר וחזקים יותר בין המולקולות.

קוטביות המולקולה – במולקולה קוטבית יש כוחות משיכה נוספים בין דו קטבים קבועים, כוחות משיכה שלא קיימים במולקולות בהן הקיטוב הוא רגעי בלבד.

שטח המגע - שטח האינטראקציה בין דו קטבים במולקולות סמוכות. גורם זה בא לידי ביטוי בעיקר בהבדל בטמפרטורות הרתיחה של איזומרים מסועפים ובלתי מסועפים.

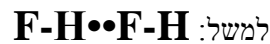
- הערה לגבי תרגול הבדלים בחוזק כוחות ון דר ולס:
אם נותנים לתלמיד להשוות בין חוזק אינטראקציות ון דר ולס במולקולות קוטביות ובלתי קוטביות, יש להקפיד על בחירת מולקולות בהן גודל ענן האלקטרונים דומה.

קשרי מימן

לחומר רקע למורה והעשרה בנושא קשרי מימן – ראה נספח מס' 1.

קשר מימן הוא קשר ייחודי הנוצר בין מימן חשוף מאלקטרונים (בשל קישור קוולנטי לאטום המושך אליו בחוזקה את אלקטרוני הקשר עם המימן), לבין אטום במולקולה סמוכה, המסוגל למשוך אליו את המימן. אטום זה יהיה בעל זוג אלקטרונים לא קושר.

מערכות קלאסיות בהן מתקיימים קשרי מימן הן מערכות בהן מימן קשור קוולנטית לאטום מאוד אלקטרושלילי (NOF) לבין אטום אלקטרושלילי (NOF) במוליקולה סמוכה.



ייחודיותו של הקשר המימני אינה נובעת רק מההבדל הגדול באלקטרושליליות בין המימן לבין שותפיו לקישור, אלא מגודלו הקטן במיוחד של גרעין המימן ומהעובדה שבאטום המימן אלקטרון אחד בלבד. כך, להבדיל מאטומים בהם יש אלקטרונים נוספים אין כוחות דחיה בין האלקטרונים, אין מיסוך המשפיע על גודל כוח המשיכה ולכן מצליח המימן להתקרב מאוד אל האטום עמו הוא יוצר אינטראקציה, דבר המשפיע כמובן על אורך הקשר הנוצר וחוזקו.

הערה חשובה: במסגרת לימודי הכימיה בתיכון אנו מתרכזים בהבנת קשרי מימן קלאסיים בלבד (מימן קשור קוולנטית לאטום NOF לבין אטום אלקטרושלילי NOF במוליקולה סמוכה). יחד עם זאת חשוב לא להיות נחרצים ולומר כי אין שום אפשרות אחרת לקיום קשרי מימן, וזאת משום שהוכח קיומם של קשרי המימן גם במערכות אחרות (ראה נספח למורה). ממש כשם שלא נהיה נחרצים ונאמר כי קשרי המימן הם רק בין מולקולריים שהרי ידוע על קיומם וחשיבותם העצומה של קשרי מימן **בתוך** מולקולות ענק כחלבון, פולימרים פלסטיים או חומצות גרעין.

מאפייני קשר מימני:

קשר מוגדר כקשר מימני אם מתקיימים בו זמנית כל המאפיינים הרשומים מטה. רצוי להציג את מאפייני הקשר המימני תוך שימוש במערכת:



(1) **מרחק:** המרחק בין המימן לאטום Y קטן מסכום רדיוסי ון דר ולס של המימן ושל אטום Y. רדיוסי ון דר ולס הם הרדיוסים שהיו נמדדים אם האינטראקציה היתה אינטראקציית ון-דר ולס בלבד בין חלקיקים בעלי דו-קוטב קבוע.

- (2) **כיווניות:** בניגוד לאינטראקציה ון-דר ולס, קשר מימני הוא קשר מכוון. המימן הקשור קוולנטית לאטום X צריך להגיע לחפיפה עם זוג האלקטרונים הלא קושרים על אטום Y במולקולה אחרת. כלומר, שלושתם צריכים להימצא על קו ישר אחד. (אם סביב האטום האלקטרושלילי קיים טטרהדר המורכב מ-3 אורביטלים קושרים ואורביטל אחד בלתי קושר הרי שהמוליקולה מסתדרת כך שאטום המימן פונה רק לכיוון האורביטל הבלתי קושר)
- (3) **אופי האינטראקציה:** קשר מימני הוא במהותו יותר מאינטראקציה דיפול-דיפול. קיימות עדויות מחקריות לרוזוננס ואל-איתור בין אלקטרוני הקשר הקוולנטי H-X לזוג האלקטרונים של אטום Y, ולחפיפת אורביטלים חלקית בין המימן לבין אטום Y. (לא לתלמידים: יש לזכור כי בחפיפת אורביטלים יחד עם האורביטל הקושר נוצר גם אורביטל בלתי-קושר, ויש לדבר השפעה על יציבות הקשר). ממצאים אלו מאפשרים לומר כי קיים אופי קוולנטי בקשרי המימן.
- (4) **הוכחה ספקטראלית:** שיטות ספקטרוסקופיות מסוימות מספקות מידע לגבי אטום המימן והאינטראקציה שלו עם שכניו. כאשר מתקיים קשר מימני – "טביעת האצבע" של אטום המימן שונה, יחסית ל"טביעת האצבע" של אותו אטום במולקולה מבודדת.

חשיבות הקישור הבין מוליקולרי:

הבנת נושא הקישור הבין מוליקולרי תורם להבנת מגמות והבדלים בטמפרטורות היתוך ורתיחה של חומרים שונים וכן להבנת נושא המסיסות של חומרים אלו באלו. ניתן בשלב זה לחזור לדיון המבוא (מה קורה כשמולקולות פוגשות מולקולות ולדון בדוגמאות ספציפיות).

עוד על טמפרטורות היתוך ורתיחה ומסיסות

כמורים, חשוב לזכור כי טמפרטורות היתוך ורתיחה תלויות כמובן בחוזק הקשרים הבין מולקולריים אך גם בשינוי האנטרופיה החל בתהליך ולכן לא ניתן בכל המקרים לייחס הבדל מסוים או מגמה מסוימת באופן בלעדי לחוזק הקשרים בלבד $T_{\text{melting/boiling}} = \Delta H / \Delta S$.

כך גם מסיסות של חומר בחומר אחר תלויה בשני גורמים עיקריים. האחד, אנתלפיית ההמסה (בתמיסה מימית שווה לסכום אנתלפיית הסריג ואנתלפיית המיום של התרכובת), והשני, מאזן בין השינוי באנטרופיה של התמיסה לשינוי באנטרופיה של הסביבה.

למעשה, כלל האצבע "דומה נמס בדומה" מבוסס על העיקרון בו הכוחות הפועלים בין מולקולות הממס לבין עצמן דומים לכוחות הפועלים בין מולקולות המומס למולקולות הממס ולכן השינוי מבחינת אנרגיה קטן ביותר ואפילו זניח. לכן האפקט העיקרי המשפיע על היווצרות התמיסה הנו הרווח האנטרופי הנוצר מיצירת תערובת.

נציין גם את תלות המסיסות בטמפרטורה וקיומן של תופעות כתמיסה קריטית – תמיסה עבודה פונקציה האנרגיה החופשית (אנרגיית גיבס) מקבלת שני ערכי מינימום בשני ריכוזים שונים בתחום טמפרטורות שערכן קטן מערך קריטי מסויים T_c . מעל טמפרטורה זו מתקבלת נקודת מינימום אחת המתאימה לפאזה הומוגנית אחידה ומתחת לטמפרטורה זו יש הפרדה לשתי פאזות.

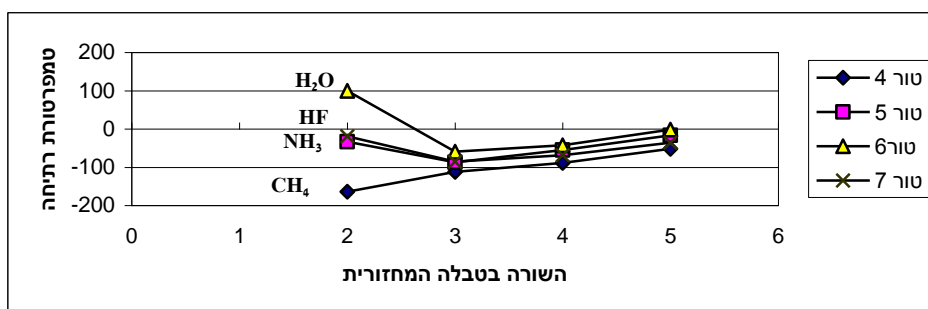
כדאי לחזור ולהדגיש כי בכל סוג קישור קיים טווח רחב של חוזקי קשר וקיימת חפיפה מסוימת בין חוזק הקישור בין סוגי קישור שונים (ראו עמ' 29 בספר התלמיד). הדוגמא המובאת בספר התלמיד בעמ' 57 מתארת את תהליך הטיגון של צ'יפס. תהליך זה מתאפשר הודות לעבודה כי טמפ' הרתיחה של השמן גבוהה מזו של המים ולכן המים בתוך תפוחי האדמה רותחים תוך כדי התרככות ובישול תפוח האדמה.

חשיבותם של קשרי מימן

- לינק מצוין הממחיש את תפקידם של קשרי המימן באנומליה של המים – מדוע צפיפותו של קרח מוצק קטנה מצפיפות מים נוזליים?

http://www.worldofmolecules.com/interactive_molecules/ice.htm

- תופעות של מתח פנים (ראו מעבדות חקר מתאימות בנושא זה)
 - לקשרי מימן חשיבות רבה במערכות ביולוגיות (חלבונים, קישור בין חומצות גרעין וכו')
- תרגול בנושא קשרים בין מולקולריים:
- (1) הכימיה אתגר מדריך למורה, שאלה 6 בעמ' 210 – הסבר מגמות בגרף נקודות היתוך ורתיחה של הידרידים.



- (2) נתון כי כאשר מערבבים תרי כלורו מתאן CHCl_3 ואצטון $(\text{CH}_3)_2\text{C}=\text{O}$ מתקבלת תמיסה הומוגנית.

א. רשום נוסחאות מבנה עבור שני החומרים

ב. חקר סוגי הקשרים הבין-מוליקולריים העלה כי בין אטום החמצן במוליקולת האצטון לבין אטום

מתקיים קשר מימני. שרטט דוגמא לקשר מימני בין מולקולות שני החומרים

ג. הסבר את הממצא לגבי סוג הקישור בהתייחס לערכי אלקטרושליליות ולקוטביות המולקולות הנתונות.

צברים שאינם בנויים ממולקולות

ההבדל העיקרי בין צברי ענק לבין צבר מולקולרי הוא שבצברי ענק לא ניתן להצביע על תת-יחידה מוגדרת כמולקולה ספציפית המרכיבה את הצבר.

את המעבר לצבר שאיננו מולקולרי ניתן לעשות תוך חזרה קצרה על הנושא "כשאתום פוגש אתום". ניתן להציג שורת מפגשים בין שני אתומים שהפרש האלקטרושליליות ביניהם הולך וגדל:



ניתן לשאול מה יקרה לדעתכם לענן האלקטרונים במפגש NaF ? כאשר ההסתברות למצוא את אלקטרוני הקשר סביב אתום הנתרן מאוד קטנה (ולמעשה זניחה) מתייחסים למצב זה כאל מצב בו האלקטרון הערכי של הנתרן "עבר" אל אתום הפלואור ולכן מתקבל למעשה זוג יונים Na^+ ו- F^- .

הגדרת יון: חלקיק הנושא מטען חשמלי. חלקיק בו מספר הפרוטונים שונה ממספר האלקטרונים.

בסריג הענק היוני אין "זוגות ספציפיים" של יוני נתרן ויוני פלואור וזאת משום שלאחר היווצרות היונים אינטראקציות המשיכה והדחייה פועלים באופן דומה בין כל היונים לבין כל שכניהם מכל הכיוונים.

המשך הוראת נושא הקישור היוני נעשית על פי העקרונות שהותוו בתוכנית הבסיס בכיתה י': נוסחה אמפירית, הסבר תכונות הסריג היוני, הסבר תופעות כהמסה ושיקוע.

נספח 1: קשרי מימן – חומר רקע למורה חיברה: יעל שורץ

הערה: המידע המובא בסקירה זו מבוסס על סקר ספרות מקיף שחיבר ד"ר ארונן מן המחלקה לכימיה פיסיקלית ואג-אורגנית במכון ההודי למדע, בבנגלור. סקר הספרות הקיף ספרים מדעיים, ספרי לימוד בכימיה, מאמרי מחקר, ומקורות מידע אינטרנטיים. <http://ipc.iisc.ernet.in/~arunan/DEFINITIONSOF-A-HYDROGEN-BOND.doc>

מהות הקשרי המימני הנו אחד הנושאים "החמים" במחקר העכשווי בכימיה. למרות שהמושג הוצג לראשונה בספרות המחקרית בשנת 1902, הרי שעוד היום קיימות מחלוקות בין מדענים, וחיפוש אחר הגדרה אופרטיבית שתהיה מקיפה מצד אחד ומדויקת מדעית מן הצד השני ותסכם את הידע הרב שנצבר בנושא זה. בשנת 2002 כתב Dunnenberg כי "מי שחושב כי קיימת הגדרה מדייקת לקשרי מימן משלה את עצמו". בשנת 2004 יצא ארגון IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) בקריאה לכינוס צוות פעולה שמטרתו גיבוש הגדרה לקשרי מימן. כחלק מעבודתו של צוות הפעולה בוצע סקר ספרות מקיף בנושא זה.

ההגדרות הראשוניות שהופיעו בספרות המחקרית בין השנים 1902-1920 תיארו "פרוטון הקשור לשני אטומים" או "קומפלקס מיוצב בו גרעין מימן מצוי בין שני מבני אוקטט אלקטרוניים". לינוס פאולינג (Pauling) חקר מים, אדים וקרח ואישר את קיומן של האינטראקציות הללו בין אטום מימן בודד לשני אטומי חמצן. הוא אפיין את אורך הקשר בין המימן לכל אחד מאטומי החמצן בקרח מוצק, והגיע למסקנה כי הקשר הנו "כמעט יוני" באופיו ולכן הסיק כי המימן חייב להיות מצוי בין שני אטומים בעלי אלקטרושליליות מאוד גבוהה. כיום ידוע כי הדרישה לאלקטרושליליות גבוהה במיוחד איננה מאפיין בלעדי של קשרי המימן.

בשנים שחלפו התמקד המחקר בתחום קשרי המימן במספר כיוונים:

- 1) מציאת הוכחות ספקטרוסקופיות ואנרגטיות לקיומם של קשרי מימן. קיומן של הוכחות המקובלות על כל הקהילה המדעית מהווה מפתח בהחלטה האם במערכות מסוימות מתקיימים קשרי מימן או לאו.
- 2) חקר ואפיון מערכות כימיות שונות בהן מתקיימים קשרי מימן. תקצר היריעה מלסקור את כל המערכות שנחקרו. נציין רק כי הוכח כי בין מולקולות HCl או HCN, בין מערכות C-H לבין אטום או יון ובו זוג אלקטרוניים בלתי קושרים, ובכלל בתרכובות הידרידיות של היסודות האל-מתכתיים בשורה השנייה, הוכח קיומם של קשרי מימן.
- 3) שימוש בממצאים המחקריים לגיבוש קריטריונים להגדרת קשרי מימן.

במהלך שנות ה-70 החלו להשתמש במערכת הבאה על מנת לאפיין קשר מימן:



כאשר X הוא אטום הקשור קוולנטית למימן ובעל אלקטרושליליות גבוהה משל מימן ומושך אליו את אלקטרוני הקשר הקוולנטי (לכן המימן מקוטב חיובית) ו-Y הוא אטום, יון ואפילו רדיקל בעל זוג אלקטרוניים בלתי קושר. זוג אלקטרוניים זה מהווה הבסיס לאינטראקציה בין אטום Y לגרעין המימן החשוף מאלקטרוניים. לרוב יהיה החלקיק Y בעל מטען (מלא או חלקיקי) שלילי. רווח גם השימוש במונחים חומצות לואיס: מוסר הפרוטון Donor ומקבל הפרוטון Acceptor לתיאור המערכת הנ"ל.

ייחודיותו של הקשר המימני אינה נובעת מההבדל הגדול באלקטרושליליות בין המימן לבין שותפיו לקישור כפי שסבר פאולינג, אלא מגודלו הקטן במיוחד של גרעין המימן ומהעובדה שבאטום המימן אלקטרון אחד בלבד. כך, להבדיל מאטומים בהם יש אלקטרוניים נוספים אין כוחות דחייה בין האלקטרוניים, אין מיסוך המשפיע על גודל כוח המשיכה ולכן מצליח המימן להתקרב מאוד אל האטום עמו הוא יוצר אינטראקציה, דבר המשפיע כמובן על אורך הקשר הנוצר וחוזקו.

בהתייחס להגדרה זו נביא סקירה של מאפייני הקשר המימני כפי שהתקבלו בניסויים. המאפיינים המקובלים כיום במחקר הם: המרחק בין החלקיקים המצויים באינטראקציה מימנית, כיוונית, אופי האינטראקציה ועדות ספקטרוסקופית. יש לזכור כי המאפיינים השונים באים לידי ביטוי בעוצמות שונות במערכות כימיות שונות:

- (1) המרחק בין המימן לאטום Y קטן מסכום רדיוסי ון דר ולס של המימן ושל אטום Y.
- (2) כיוונית: בניגוד לאינטראקציות ון-דר ולס, קשר מימני הוא קשר מכוון. המימן הקשור קוולנטית לאטום X צריך להגיע לחפיפה עם זוג האלקטרונים הלא קושרים על אטום Y במולקולה אחרת. כלומר, שלושתם צריכים להימצא על קו ישר אחד.
- (3) אופי האינטראקציה: קשר מימני הוא במהותו יותר מאינטראקציה דיפול-דיפול. קיימות עדויות מחקריות לרזוננס ואל-איתור בין אלקטרוני הקשר הקוולנטי H-X לזוג האלקטרונים של אטום Y, ולחפיפת אורביטלים חלקית בין המימן לבין אטום Y. (יש לזכור כי בחפיפת אורביטלים יחזד עם האורביטל הקושר נוצר גם אורביטל בלתי-קושר, ויש לדבר השפעה על יציבות הקשר). ממצאים אלו מאפשרים לומר כי קיים אופי קוולנטי בקשרי המימן.
- (4) NMR: היסט מוקטן של הפרוטון הקשור בקשר מימני למולקולה סמוכה, יחסית להיסט של אותו פרוטון במולקולה מבודדת.

חוזקם של קשרי מימן

באופן כללי, חוזקם של קשרי מימן נע על סקלה רחבה – בין 200-5 קג'אול למול. קשרי מימן לרב חלשים (פי 10 ויותר) מרב הקשרים הקוולנטיים (כאשר מדברים על אותו סוג של אטומים), אך חזקים משמעותית מאינטראקציות ון דר ולס.

מקובל לחלק את קשרי המימן לשלוש קבוצות עיקריות על פי חוזקם:

קשרי מימן חזקים (קלאסיים): חוזק הקשר נע בין 150-50 קג'אול למול.

קשרי מימן בינוניים: חוזקם נע בין 25-20 קג'אול למול

קשרי מימן חלשים: חוזקם הנו פחות מ-20 קג'אול למול.

לדוגמא חוזק קשרי המימן בין מוליקולות המים עומד על 23.3 קג'אול למול.

בשלב זה נביא את ההגדרה שהציע צוות הפעולה ל-IUPAC, בהתייחס למערכת:

A-H ••B

אינטראקציה בה בסיס לואיס B "עשיר באלטרונים", לרב נושא זוג אלקטרונים לא קושר, לבין חומצת לואיס הידרידית AH. לרב יהיה A אטום אלקטרושלילי. בקשר מימני יש שותפות חלקית - הבסיס והחומצה מתחלקים בפרוטון. הקשר המימני מאופיין על ידי מאפיינים מבניים (גיאומטריה), ספקטרוסקופיים, ומידת הריאקטיביות. קשרי מימן עשויים להיות אינטר ואינטרא מוליקולריים, עשויים לערב יונים, רדיקלים וחלקיקים ניטרליים וחוזקם עשוי לנוע בין 200-5 קג'אול למול.

לסיכום, נראה כי למרות שנושא הקשר המימני נחקר כבר למעלה מ-75 שנים קיים מספר מרשים של שאלות פתוחות המהוות כמובן נושא למחקרים עתידיים. זוהי דוגמא לדינאמיות של התפתחות הכימיה ולהיותה מדע עכשווי, חי ומרתק.