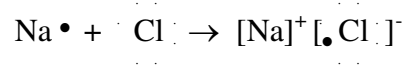


הקשר הכימי

הקשר היוני- קשר אשר בו אלקטרונים מאטום אחד עוברים לקליפת הערכיות (הקליפה החיצונית) של האטום השני, כך שכל אחד מגיע למצב של קליפה מלאה. לדוגמה:



הקשר נוצר בין אטום בעל אנרגיית יון נמוכה (מתכת אלקלית או מתכת אלקלית עפרורית) לבין אטום בעל אפניות אלקטרונית גבוהה (למשל הלוגן). הקשר יוצר אם בסה"כ התהליך נפלטת אנרגיה:

$$1) M \rightarrow M^+ + e^- \quad \Delta E = E_I > 0 \quad \text{יון M:}$$

$$2) X + e^- \rightarrow X^- \quad \Delta E = E_A < 0 \quad \text{X מקבל אלקטרון:}$$

$$3) M^+ + X^- \rightarrow [M^+][X^-] \quad \Delta E = \frac{kq_1q_2}{r} \quad \begin{array}{l} \text{משיכה אלקטרוסטטית} \\ \text{בין מטענים מנוגדים:} \end{array}$$

$$M^+ + X^- \rightarrow [M^+][X^-] \quad \Delta E = E_I + E_A + \frac{kq_1q_2}{r} \quad \text{בסה"כ:}$$

$$\frac{kq_1q_2}{r} = \frac{14.4}{r} \frac{\text{ev} \cdot \text{\AA}}{e^2} \left(\begin{array}{l} \text{מס' מטענים} \\ \text{חיוביים על M (+)} \end{array} \right) \left(\begin{array}{l} \text{מס' מטענים} \\ \text{שליליים על X (-)} \end{array} \right) \quad \text{ביחידות ev:}$$

$$\left(\begin{array}{l} \text{רדיוס יוני של} \\ \text{M}^+ \text{ (}\text{\AA}\text{)} \end{array} \right) + \left(\begin{array}{l} \text{רדיוס יוני} \\ \text{של X}^- \text{ (}\text{\AA}\text{)} \end{array} \right)$$

יש להקפיד שהתוצר $[M^+][X^-]$ יהיה מאוזן מבחינה חשמלית: Na^+Cl^- .

קשר קוולנטי: קשר שבו האלקטרונים משותפים במידה שווה ע"י שני אטומים, בכדי להשלים את

קליפת הערכיות של שניהם. למשל: F_2 .

את זוג אלקטרוני הקשר מסמנים ב- בקו: $\text{F}-\text{F}$.

אלקטרושליליות: מבטאת את היכולת של האטום למשוך כלפיו אלקטרונים המשתתפים בקשר

כימי. סקלת המספרים 0-4. היסוד F הוגדר כ- 4. גודל זה אינו מדיד והוא נגזר מחישובים מתמטיים. ככל שהאלקטרושליליות גבוהה יותר כך גם כך האלקטרון רוצה יותר למשוך אליו את האלקטרוני הקשר.

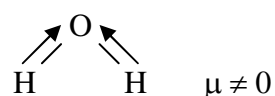
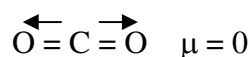
האלקטרושליליות עולה עם ההתקדמות ימינה בטבלה המחזורית, ויורדת לאורך הטורים. כאשר ההפרש באלקטרושליליות גדול מ- 1.9 יוצר קשר יוני.

מומנט דיפול: זהו גודל מדיד (יחידות: Debay), המודד את מידת קוטביות (פולריות) הקשר הנובע מכך שאחד האטומים יותר אלקטרו שלילי, כלומר, אלקטרוני הקשר יהיו מוסטים לכיוונו.

$$\mu = \delta \cdot d \quad \begin{array}{l} \text{מומנט דיפול} \\ \downarrow \\ \text{עודף המטען של אטום אחד} \\ \text{ביחס לשני (המטען המועבר).} \end{array} \quad \begin{array}{l} \text{המרחק בין} \\ \text{האטומים} \end{array}$$

$$\delta^- \text{X} \leftarrow \text{Y} \delta^+$$

מומנט הדיפול הוא גודל וקטורי ובכל מולקולה ניתן לחשב את גודל מומנט הדיפול הכולל כסכום וקטורי של המומנטים של הקשרים היחידים. למשל:



מומנט הדיפול של זוג מטענים שהמרחק ביניהם הוא 1 \AA הוא:

$$4.8D = 4.8 \cdot 10^{-18} \text{ esu} \cdot \text{cm} = 1.610^{-29} \text{ C} \cdot \text{m}$$

קשר קוולנטי קוטבי: קשר קוולנטי בין אטומים שיש הבדל באלקטרושליליות שלהם, כך שאלקטרוני הקשר מוסטים לעבר האטום האלקטרושלילי יותר.

מולקולה קוטבית (פולרית): מולקולה בה השקול הכולל של מומנט דיפול שונה מאפס.

אחוז האופי היוני: בקשר יוני מעבר האלקטרון מלא, ומומנט הדיפול הוא: $\mu = 4.8D \cdot d$

כאשר הקשר הוא בין קשר יוני טהור לבין קשר קוולנטי טהור, מגדירים את אחוז האופי היוני:

$$\% \text{ האופי היוני} = \frac{\text{esu} \cdot \text{cm}}{d(\text{cm}) 4.8 \times 10^{-10} (\text{esu})} \cdot 100$$

נוסחת לואיס: ציור האלקטרונים הוולנטים (החיצוניים, אלקטרוני הערכיות) המשתתפים בקישור + האלקטרונים הוולנטים שלא משתתפים בקישור, ומהווים זוגות גלמודים (lone pair). הציור נעשה בדרכי על בסיס כלל האוקטט – השאיפה של כל אטום למלא את הקליפה החיצונית ב-8 אלקטרונים. כלל זה אינו תקף מהשורה השלישית (במערכה במחזורית) ומטה, ולגבי יוצאים מן הכלל מהשורה השנייה.

עד עכשיו ראינו קשרים שנוצרו משתוף של שני אלקטרונים – קשרים בודדים.

ישנם גם **קשרים כפולים** (המכילים 4 אלקטרונים) $\text{O}_2: \text{O} = \text{O}$

קשרים משולשים (המכילים שישה אלקטרונים) $\text{N}_2: \text{N} \equiv \text{N}$

כללים לכתיבת מבנה לואיס

- I. נוסחת המולקולה והקשרים בין האטומים נקבעים באופן ניסיוני, וניתנים בבעיה.
- II. יש לספור את סך כל האלקטרונים הערכיים במולקולה.
- III. יש לחבר בין האטומים הקשורים ביניהם על ידי שתי נקודות (זוג אלקטרונים) או על ידי קו.
- IV. ספור את מספר האלקטרונים בקשרים שכתבת, והשווה את המספר שקבלת למספר האלקטרונים הוולנטים הכללי.
- V. הוסף זוגות אלקטרונים כך שמספר רב ככל האפשר של אטומים יגיע לאוקטט (מלבד מימן שמקבל רק שני אלקטרונים). אם מספר האלקטרונים אינו מספיק לקבלת אוקטט לכל האטומים, הוסף אלקטרונים לאטומים לפי סדר אלקטרושליליות יורד.

VI. אם יש אטומים שלא קבלו אוקטט, השתמשו באלקטרונים בלתי קושרים לקבלת קשר כפול או משולש עד לקבלת אוקטט.

VII. יש לחשב מטען פורמלי לכל אטום.

חישוב מטען פורמלי:

I. ספור את מספר האלקטרונים סביב אטום כלשהו המופיע בנוסחת לואיס.

II. הפחת ממספר זה את מספר הקשרים שיצר האטום.

III. אם מספר האלקטרונים שקבלת בסעיף ב' קטן ממספר אלקטרוני הערכיות של האטום, לאטום יהיה מטען פורמלי חיובי.

אם מספר האלקטרונים גדול ממספר אלקטרוני הערכיות של האטום, לאטום יהיה מטען פורמלי שלילי.

אם המספרים זהים, המטען הפורמלי יהיה אפס.

קשר קואורדינטיבי: קשר הנוצר כאשר אטום אחד תורם 2 אלקטרונים לשותף, למשל:

ארבעת הקשרים ב- NH_4^+ זהים.

רזוננס: מבנים אלקטרוניים של מולקולות (בשיטת לואיס) כך שקיימים מספר מבנים המתארים את אותה המולקולה. המרכזים הגרעיניים נשארים במקום קיים הבדל בסידור של האלקטרוניים

לדוגמא: CO_3^{-2}