

מבנה וקישור

מבנה האטום

האטום בנוי מגרעין שבו פרוטונים, נויטרונים ואלקטרונים שנעים סביבו.

אלקטרון	נויטרון	פרוטון	החלקיק
1-	0	1+	מטען החלקיק
0.0018 (זניחה)	1	1	מסת החלקיק (ביחידות אטומיות)

הגדרות:

מספר אטומי: מספר הפרוטונים שבחלקיק. מספר הפרוטונים שבחלקיק קובע את היסוד.

המטען הגרעיני: שווה למספר הפרוטונים שבגרעין.

מספר מסה: סכום מספר הפרוטונים עם מספר הנויטרונים.

איזוטופים: אטומים של אותו יסוד, כלומר בעלי אותו מספר פרוטונים, אך בעלי מספר נויטרונים שונה, ולכן מספר מסה שונה.

מטען החלקיק: אטום שמוסר אלקטרון/ים הופך ליון חיובי ומטען החלקיק חיובי.

אטום שמקבל אלקטרון/ים הופך ליון שלילי ומטען החלקיק שלילי.

סימול האטום:



דוגמאות לאיזוטופים:

האטומים: ^{35}Cl , ^{37}Cl , איזוטופים זה של זה.

האטומים: ^1H , ^2H , ^3H , איזוטופים זה של זה.

לעתים מסתפקים ברישום מספר המסה, שכן סמל האטום "מסגיר" את המספר האטומי.

קרינה רדיואקטיבית

קרינה רדיואקטיבית היא קרינה גרעינית, כלומר קרינה שנובעת מהגרעין של האטום, באופן ספונטאני. קרינה זו היא בעלת אנרגיה רבה, והחשפות לקרינה רדיואקטיבית עלולה לפגוע בבריאות. יחד עם זאת מנצלים אותה במחקר, בתחומים רפואיים ולייצור חשמל. מתכות כגון ראדיום Ra, פולוניום Po, והגז האציל: ראדון Rn ידועים בפעילות הרדיואקטיבית שלהם. כידוע, לאטומים רבים יש מספר איזוטופים, לעיתים חלקם רדיואקטיביים וחלקם אינם רדיואקטיביים: כך, האיזוטופ השכיח של אטומי המימן: ^1_1H והאיזוטופ ^2_1H אינם רדיואקטיביים, ואילו האיזוטופ ^3_1H הוא רדיואקטיבי.

ישנם שלושה סוגים של קרינה רדיואקטיבית:

קרינת אלפא α : קרינה חלקיקית שבה האטום פולט שני פרוטונים ושני נויטרונים: למעשה, אילו יוני $^4_2\text{He}^{+2}$ כשאתם פולט קרינת אלפא: מספר הפרוטונים שלו יורד בשניים ומספר הנוטרונים יורד בשניים מספר המסה שלו יורד בארבע, ומתקבל אטום של יסוד אחר:



דוגמה: 

קרינת ביתא β : זוהי קרינה חלקיקית שבה נפלטים אלקטרונים - בקרינה זו נויטרון (שבגרעין) מתחלק לפרוטון ואלקטרון - האלקטרון נפלט מהאטום באנרגיה רבה - והפרוטון נשאר בגרעין. כשאתם פולט קרינת ביתא: מספר הפרוטונים בגרעין האטום גדל באחד, ולכן מתקבל אטום של יסוד אחר, מספר הנויטרונים קטן באחד ומספר המסה - לא משתנה.

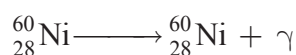


דוגמה: 

אפשר לראות, שהאיזוטופ של ^3_2He שהתקבל אינו האיזוטופ השכיח: ^4_2He . למעשה, התגובות הרדיואקטיביות השונות, הן אחת הסיבות לקבלת איזוטופים שונים של אותו יסוד בטבע.

קרינת גמא γ : זוהי קרינה של גלים אלקטרומגנטיים בעלי אנרגיה רבה (ולא קרינה חלקיקית) בדומה לקרני רנטגן - X-ray אולם בעלת רמת אנרגיה גבוהה מזו של קרני רנטגן. כשאתם פולט קרינת גמא: האטום נשאר אותו יסוד עם אותו מספר מסה.

דואלה:



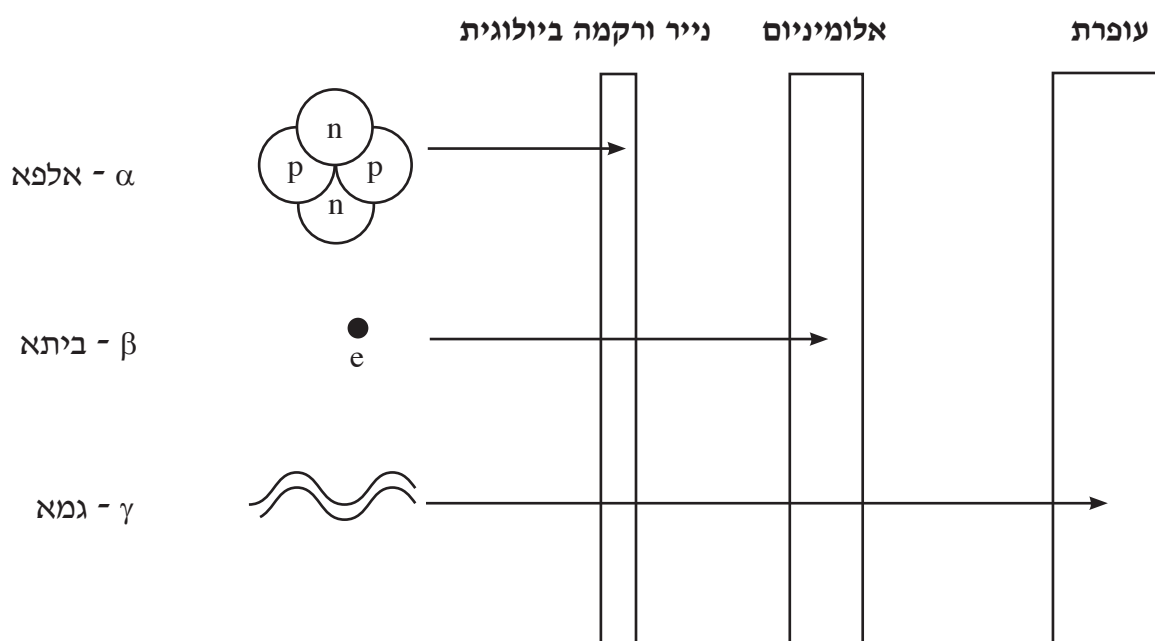
החדירות של קרינה רדיואקטיבית:

חדירות הקרינה הרדיואקטיבית תלויה בסוג הקרינה. באופן כללי, ככל שהחלקיקים בקרינה קטנים יותר, יש להם יותר סיכוי לעבור דרך חומרים, ולהיפך: ככל שהחלקיק גדולים יותר, קל לעצור אותם. כך, קרינת גמא γ , שהיא קרינה של גלים אלקטרומגנטיים, חדירה יותר מקרינת ביתא β , שהיא קרינה של אלקטרונים, וקרינת β חדירה יותר מקרינת אלפא α , שחלקיקיה בנויים משני פרוטונים ושני נויטרונים. **קרינת אלפא** α נעצרת על ידי דף נייר, היא מזיקה במיוחד לבריאות, משום שהיא מסוגלת לחדור לרקמות ביולוגיות (לעור למשל), ולהישאר ברקמות ולפגוע בהן.

קרינת ביתא β עוברת נייר, ועוברת את הרקמה הביולוגית ונעצרת על ידי אלומיניום, Al.

קרינת גמא γ עוברת נייר ואת הרקמה הביולוגית, עוברת אלומיניום ונעצרת רק על ידי עופרת, Pb.

מודל לחדירות הקרינה הרדיואקטיבית:

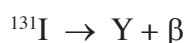


תרגיל:

א. כל המנגנונים האלקטרוניים בגשית Voyager 1 מופעלים מאנרגיה שמתקבלת מדעיכה רדיואקטיבית של פלוטוניום:



מהו X?



ב. מהו תוצר Y של הדעיכה הרדיואקטיבית הבאה?

היערכות אלקטרונים על פי רמות אנרגטיות:

האלקטרונים מסודרים ברמות אנרגטיות סביב הגרעין. האלקטרונים השליליים נמשכים לגרעין החיובי בכוחות משיכה חשמלית, והסיבה שהאלקטרונים אינם "נדבקים" לגרעין על פי הפיסיקה הקלאסית היא שהם נמצאים בתנועה מעגלית מתמדת, ולכן פועלים עליהם כוחות צנטריפוגליים, המרחיקים אותם ממרכז האטום, מהגרעין. כיום, יש הסברים נוספים לכך שהאלקטרונים אינם "נדבקים" לגרעין. הסברים אלה הם על פי התורה הקוונטית, (לא בחומר הלימוד).

האלקטרונים השליליים נמשכים לגרעין החיובי, לכן הרמה הראשונה, הקרובה ביותר לגרעין, מתמלאת ראשונה, ונכנסים בה עד שני אלקטרונים. אחר כך הרמה השנייה מתמלאת, ונכנסים בה עד שמונה אלקטרונים. אחר כך הרמה השלישית מתמלאת, ונכנסים בה עד 18 אלקטרונים. האלקטרונים של אשלגן, K, וסידן, Ca, נכנסים לרמה הרביעית, למרות שהרמה השלישית עוד לא מלאה:



הקשר בין היערכות האלקטרונים לבין מיקום היסוד בטבלה המחזורית

- באטומים ניטרליים מספר רמות האלקטרונים שווה למספר השורה בטבלה המחזורית.
- באטומים ניטרליים מספר האלקטרונים ברמה האחרונה שווה למספר הטור בטבלה המחזורית.

היערכות אלקטרונים של יונים:

יוניים חיוביים של מתכות:

בתרכובות יוניות האטומים של המתכת מוסרים אלקטרון/ים מהרמה האחרונה.

למתכות טור ראשון: מטען היום: Na^+ : 2, 8 +1 Na: 2, 8, 1

למתכות טור שני: מטען היום: Mg^{+2} : 2, 8 +2 Mg: 2, 8, 2

למתכות טור שלישי: מטען היום: Al^{+3} : 2, 8 +3 Al: 2, 8, 3

למתכות המעבר לעתים קרובות יש מספר יונים אופייניים: Fe^{+2} , Fe^{+3} , Sn^{+2} , Sn^{+4}

יונים שליליים של אל-מתכות:

בתרכובות יוניות לאטומים של האל-מתכות נוספים אלקטרון/ים לרמה האחרונה.

לאל-מתכות טור שבע: מטען היום: Cl^{-1} : 2, 8, 8 -1 Cl: 2, 8, 7

לאל-מתכות טור שש: מטען היום: S^{-2} : 2, 8, 8 -2 S: 2, 8, 6

לאל-מתכות טור חמש: מטען היום: P^{-3} : 2, 8, 8 -3 P: 2, 8, 5

לאל-מתכת מימן, H: מטען היום: H^{-1} : 2 -1 H: 1

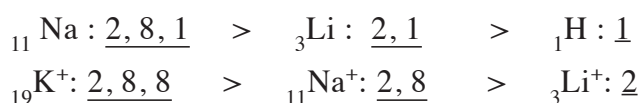
תרגיל:

רשמו היערכויות אלקטרוניים לאטומים וליונים האופייניים שלהם:

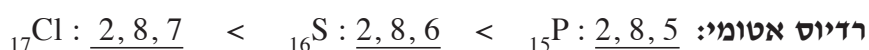
K: _____ Be: _____ N: _____ O: _____ F: _____
 K⁺: _____ Be²⁺: _____ N⁻³: _____ O⁻²: _____ F⁻¹: _____

רדיוס אטומי, רדיוס יוני:

1. ככל שיש באטום יותר רמות מאוכלסות באלקטרונים, כך הרדיוס של האטום או של היום גדול יותר. לכן, כשיורדים בטור בטבלה המחזורית הרדיוס האטומי עולה.



2. אם מספר הרמות המאוכלסות באלקטרונים שווה, ככל שהמטען הגרעיני גדול יותר, כך כוחות המשיכה החשמליים בין האלקטרונים לגרעין גדלים, ורדיוס האטום או היום קטן. לכן, כשמתקדמים בשורה בטבלה המחזורית משמאל לימין הרדיוס האטומי יורד.



משפחות בטבלה המחזורית

1. מתכות טור 1 - המתכות האלקאליות: Li, Na, K ...
 מתכות אילו מאוד פעילות, ומגיבות עם מים תוך התמוססות, יצירת תמיסה בסיסית ויצירת גז מימן.

2. מתכות טור 2 - המתכות האלקאליות העפרוריות: Be, Mg, Ca ...
 מתכות אילו גם כן פעילות, ולאחר חימום מגיבות עם מים באופן דומה למתכות טור 1.

3. טור 7 - ההלוגנים: F_{2(g)}, Cl_{2(g)}, Br_{2(l)}, I_{2(s)}
 יסודות של אל-מתכות, שמשמשים כחומרים מחטאים.

4. טור 8 - הגזים האצילים: He_(g), Ne_(g), Ar_(g)
 אינם נוטים להגיב.

תרגיל:

רשמו היערכויות אלקטרוניים לגז האציל שנמצא בשורה 3.

חוק קולון:

חוק קולון מבטא את הקשר בין הכוח החשמלי שפועל בין שני חלקיקים טעונים חשמלית, F , לבין המטען של החלקיקים והמרחק ביניהם.

k	מספר קבוע.
q_1	מטען אחד: באטום זה הגרעין.
q_2	מטען שני: באטום זה האלקטרון.
r	המרחק בין שני המטענים.
F	הכוח החשמלי הפועל בין שני מטענים.

$$|F| = \frac{k \cdot |q_1| \cdot |q_2|}{r^2}$$

משמעות חוק קולון:

1. ככל שהמטענים גדולים יותר, פועלים ביניהם כוחות משיכה חשמלית חזקים יותר.
2. ככל שהמטענים רחוקים יותר זה מזה, פועלים ביניהם כוחות חשמליים חלשים יותר.

אלקטרו- שליליות:

המידה שבה אטום מושך אליו אלקטרוני הקשר.

ערך זה חושב על ידי המדען פאולינג, בעזרת ערכי אנרגיית היינון והזיקה האלקטרונית של האטום. כשנוצר קשר קוולנטי בין אטומים בעלי ערכי אלקטרו-שליליות שונים, לאטום האלקטרו-שלילי יותר, יהיה מטען חלקי שלילי: δ^- , ולאטום בעל האלקטרו-שליליות הנמוכה יותר יהיה מטען חלקי חיובי: δ^+ .

נתונים ערכי אלקטרו-שליליות של אטומים:

H							He
2.1							-
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
1.0	1.5	2.0	2.5	3.0	3.5	4.0	-
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
0.9	1.2	1.5	1.8	2.1	2.5	3.0	-
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
0.8	1.0	1.6	1.8	2.0	2.4	2.8	

הגורמים המשפיעים על ערך האלקטרו- שליליות:

1. ככל שהרדיוס האטומי קטן יותר, האלקטרו-שליליות גבוהה יותר, משום שעל פי חוק קולון, כוחות המשיכה החשמלית בין הגרעין לבין אלקטרוני הקשר חזקים יותר. כך, כשעולים בטור בטבלה המחזורית, הרדיוס האטומי יורד והאלקטרו-שליליות עולה.
2. כשהרדיוס האטומי דומה, ככל שהמטען הגרעיני עולה, האלקטרו-שליליות גבוהה יותר, משום שעל פי חוק קולון, כוחות המשיכה החשמלית בין הגרעין לבין אלקטרוני הקשר חזקים יותר, והאלקטרו-שליליות עולה. כך, כשמתקדמים בשורה משמאל לימין, האלקטרו-שליליות עולה.

שאלות לדיון:

- א. הסבירו מדוע האלקטרו-שליליות של N גבוהה מזו של P.
- ב. הסבירו מדוע האלקטרו-שליליות של Cl גבוהה מזו של Si.

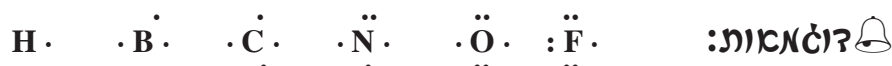
פתרונות:

א. האטומים P ו-N נמצאים באותו טור. לאטום N יש שתי רמות מאוכלסות באלקטרונים ואילו לאטום P יש שלוש רמות מאוכלסות באלקטרונים. מכאן, שבאטום N המרחק בין הגרעין לבין אלקטרוני הקשר קטן יותר, לכן, על פי חוק קולון, המשיכה החשמלית בין הגרעין לבין אלקטרוני הקשר חזקה יותר, והאטום N אלקטרו-שלילי יותר.

ב. האטומים Si ו-Cl נמצאים באותה שורה, לשניהם שלוש רמות מאוכלסות באלקטרונים. לאטום Cl מטען גרעיני גדול יותר, לכן, על פי חוק קולון, הגרעין של Cl מושך אליו את אלקטרוני הקשר במידה רבה יותר, והאטום Cl אלקטרו-שלילי יותר.

נוסחת לואיס – נוסחת ייצוג אלקטרוני של אטומים:

נוסחה שמייצגת את אלקטרוני הערכיות, שהם האלקטרונים של הרמה האחרונה של האטום, ששווה למספר הטור בטבלה המחזורית. אלקטרוני הערכיות יכולים לאכלס עד ארבעה אורביטלים. **אורביטל** הוא אזור שבו אלקטרון או זוג אלקטרונים יכול להמצא.



נוסחאות ייצוג אלקטרוני עבור יונים פשוטים

לעיתים מייצגים בעזרת נוסחת ייצוג אלקטרוני גם יונים חיוביים ושליליים. $[\text{Na}^+]$ $[:\ddot{\text{O}}:]^{2-}$ ביונים החיוביים בדרך כלל אין אלקטרוני ברמה האחרונה וביונים השליליים בדרך כלל יש 8 אלקטרוני ערכיות.

קשר קוולנטי

קשר קוולנטי הוא קשר של שיתוף אלקטרוני ערכיות בין שני אטומים (בדרך כלל). בקשר זה יש חפיפה של אורביטלים אטומיים לקבלת אורביטל מולקולרי משותף. הקשר נוצר בין אלקטרונים בלתי מזווגים בין שני אטומים קרובים. בקשר קוולנטי יש כוחות חשמליים בין הגרעינים של האטומים הקשורים לבין אלקטרוני הקשר.

קשרים קוולנטיים בין אטומים קיימים גם בחומרים מולקולריים וגם בחומרים אטומריים.

קשר קוולנטי טהור: קשר בין אטומים בעלי אותה אלקטרו-שליליות, לדוגמה: H - H.

קשר קוולנטי קוטבי: קשר בין אטומים בעלי אלקטרו-שליליות שונה.

האטום האלקטרו-שלילי יותר מקבל מטען חלקי שלילי, f^- , ואילו האטום הפחות אלקטרו-שלילי מקבל מטען חלקי חיובי, f^+ . ככל שההפרש בערכי האלקטרו-שליליות גדול יותר, הקשר הוא קוטבי יותר.

f^+ f^-		f^+ f^-		דוגמה:
H - S		H - Cl		
2.1	2.5	2.1	3.0	ערכי האלקטרו-שליליות:
0.5		0.9		ההפרש באלקטרו-שליליות:
				הקשר H - Cl קוטבי יותר מהקשר H - S.

אורך הקשר הקוולנטי: המרחק בין שני הגרעינים של האטומים שנקשרים בקשר הקוולנטי.

היחידות: ננומטר $= 10^{-9}$ מטר. **הגורם העיקרי** שמשפיע על אורך הקשר הוא מספר רמות האלקטרונים: ככל שיש לאטומים יותר רמות אלקטרוניות, הרדיוס האטומי גדול יותר ואורך הקשר גדול יותר.

אנרגיית הקשר - אנרגיית הקשר הקוולנטי: האנרגיה שיש להשקיע על מנת לשבור מול קשרים קוולנטיים כשהחומר במצבו הגזי. היחידות הן יחידות אנרגיה: קילוג'אול למול. **ככל שהקשר חזק יותר, אנרגיית הקשר גבוהה יותר.**

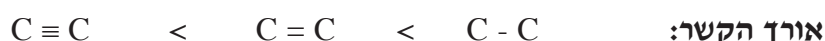
S - S		C - C		H - H		הקשרים:
3	>	2	>	1		מספר רמות אלקטרוניות באטום:
20.5	>	15.4	>	7.4		אורך הקשר (בננומטר):
265	<	346	<	436		אנרגיית הקשר (בקילוג'אול למול):

הגורמים המשפיעים על חוזק הקשר, על אנרגיית הקשר ועל אורך הקשר:

1. **הרדיוסים האטומיים:** ככל שהרדיוסים של האטומים קטנים יותר, כך המרחק בין הגרעינים של האטומים לבין אלקטרוני הקשר קטן יותר, ועל פי חוק קולון, המשיכה החשמלית ביניהם חזקה יותר, הקשר חזק יותר, אנרגיית הקשר גדולה יותר, ואורך הקשר - קטן יותר.



2. **סדר הקשר:** קשר קוולנטי משולש חזק יותר מקשר קוולנטי כפול, שחזק מקשר קוולנטי יחיד מאותו סוג, משום שככל שיש יותר אלקטרונים קושרים, מטענם גדול יותר, ועל פי חוק קולון, כוחות המשיכה החשמליים בין אלקטרוני הקשר השליליים לבין גרעינים חזקים יותר בדרך אחרת: ניתן לומר שככל שיש יותר זוגות אלקטרונים בין הגרעינים (אלקטרוני הקשר) הם נמשכים לגרעינים חזק יותר, ולכן אורך הקשר מתקצר. על פי חוק קולון - ככל שהקשר קצר יותר הכוח החשמלי גדול יותר ואנרגיית הקשר גדולה יותר.



3. **הקוטביות של הקשר:** ככל שההפרש בין ערכי האלקטרו-שליליות של האטומים גדול יותר, כך כוחות המשיכה בין האטומים חזקים יותר. זאת משום שנוסף על כוחות המשיכה בין אלקטרוני הקשר לבין הגרעינים, ישנם כוחות משיכה בין האטום האלקטרו-שלילי יותר, בעל המטען החלקי השלילי, לבין האטום השני, בעל המטען החלקי החיובי. כך, הקשר הקוולנטי חזק יותר, אנרגיית הקשר גדולה יותר, ואורך הקשר קטן יותר.

נתונים ערכי האלקטרו-שליליות:

H	N	O	F
2.1	3.0	3.5	4.0



שאלות לדיון:

(במידת הצורך היעזרו בערכי האלקטרו-שליליות שנתונים בטבלה שלמעלה)

1. דרגו את הקשרים הקוולנטיים הבאים על פי אורך הקשר:



2. איזה מבין הקשרים: $N-O$ או $O-O$ חזק יותר? נמקו.

3. לעתים חלק מהגורמים מחזקים קשר אחד, וחלק מהגורמים מחזקים את הקשר השני. במקרים

כאלה, יהיה נתון בשאלה איזה קשר חזק יותר, ורק נצטרך להסביר מדוע.

א. נתון שאנרגיית הקשר $C = C$ גבוהה מזו של $O-H$. הסבירו מדוע.

ב. נתון שאנרגיית הקשר $F-H$ גבוהה מזו של $H-H$. הסבירו מדוע.

פתרונות:

1. א. **דירוג אורכי הקשרים הקוולנטיים:** $H-H > B-B > P-P$

ככל שבאטומים יש יותר רמות מאוכלסות באלקטרונים, הרדיוסים האטומיים גדולים יותר ואורכי הקשר, שהם המרחק בין הגרעינים של שני האטומים הקשורים, גדולים יותר. באטומי P יש שלוש רמות מאוכלסות באלקטרונים, ואילו באטום B יש שתי רמות מאוכלסות באלקטרונים, ואילו באטומי המימן, H , יש רמה אחת מאוכלסת באלקטרונים.

ב. **דירוג אורכי הקשרים הקוולנטיים:** $C \equiv N > C = N > C - N$

שלושת הקשרים הם בין האטומים C ו- N , שבכל אחד מהם יש שתי רמות מאוכלסות באלקטרונים. שלושת הקשרים הם קשרים קוטביים, שכן אטום החנקן יותר אלקטרו-שלילי מאטום הפחמן. ההבדל בין הקשרים הוא סדר הקשר: על פי חוק קולון, קשר קוולנטי משולש, חזק יותר מקשר קוולנטי כפול שחזק יותר מקשר קוולנטי יחיד, משום שהמטען השלילי של אלקטרוני הקשר גדול יותר, ולכן כוחות המשיכה בין הגרעינים לבין אלקטרוני הקשר חזקים יותר, והמרחקים בין גרעיני האטומים, שהם אורכי הקשר, קטנים יותר ככל שסדר הקשר גדול יותר, כלומר הקשר הקוולנטי המשולש קצר מהקשר הקוולנטי הכפול, שקצר מהקשר הקוולנטי היחיד.

2. בשני הקשרים, לשני האטומים יש שתי רמות מאוכלסות באלקטרונים.

הקשר $O-N$ חזק יותר מהקשר $O-O$, משום שהקשר $O-N$ קוטבי, ואילו הקשר $O-O$ אינו קוטבי. בקשר $N-O$ אטומי N הם בעלי מטען חלקי חיובי δ^+ ואטומי O בעלי מטען חלקי שלילי δ^- . כך, נוסף על הקשרים החשמליים בין אלקטרוני הקשר לבין הגרעינים, יש קשר של משיכה חשמלית בין האטומים בעלי המטענים החלקיים המנוגדים.

3. א. הקשר $C = C$ חזק מהקשר $H - O$, משום שבקשר כפול המטען החשמלי של האלקטרונים הקושרים

גדול יותר, ועל פי חוק קולון, כוחות המשיכה החשמליים בין אלקטרוני הקשר השליליים לבין הגרעינים חזקים יותר ואנרגיית הקשר גדולה יותר (זאת למרות שאורך הקשר $O - H$ קטן יותר מזה של $C = C$, ולמרות שהקשר $H - O$ קוטבי, ואילו הקשר $C = C$ אינו קוטבי).

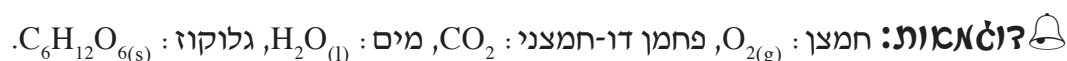
ב. דירוג הקשרים על פי חוזקם: $H - F > H - H$

הקשר $F - H$ חזק יותר מהקשר $H - H$ משום שהקשר $H - F$ קוטבי, ואילו הקשר $H - H$ אינו קוטבי. הקשר הקוטבי $H - F$ חזק יותר, מפני שהכוחות בין האטומים חזקים יותר כשהאטומים הם בעלי מטען חלקי חיובי (H) , $+ \delta$ ומטען חלקי שלילי (F) , $- \delta$ (זאת למרות שהקשר $H - H$ קצר יותר מהקשר $F - H$).

חומרים מולקולריים:

חומרים מולקולריים הם בדרך כלל יסודות ורכיבות של אל-מתכות הבנויים ממולקולות: קבוצות מוגדרות של אטומים הקשורים בקשרים קוולנטיים בתוך המולקולות (אך בין המולקולות ישנם קשרים חלשים יותר).

נוסחה מולקולרית: נוסחה שמייצגת את מספר האטומים מכל סוג שישנם במולקולה אחת.



נוסחת ייצוג אלקטרוניים (נוסחת לואיס) של מולקולות:

מציירים נוסחאות לאטומים הבודדים ויוצרים קשרים בין אלקטרוניים בלתי מזווגים בין אטומים שכנים.



נוסחת מבנה של מולקולה:

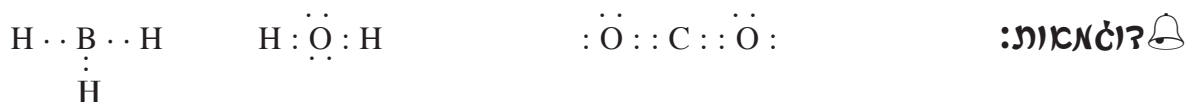
בנוסחת מבנה רושמים קו במקום כל זוג אלקטרוניים קושר, ומציינים את זוגות האלקטרוניים הלא קושרים בנקודות:



כלל האוקטט:

בחומרים מולקולריים, בדרך כלל סביב כל אטום ברמה האחרונה יש שמונה אלקטרוניים (ארבעה זוגות אלקטרוניים).

יוצאים מן הכלל: אטומי המימן, H, שיש סביבם רק שני אלקטרוניים, ואטומי בור, B, שיש סביבם רק שישה אלקטרוניים ברמה האחרונה.



טיפ: על מנת להצליח לרשום נוסחת ייצוג אלקטרוניים למולקולה, יש למקם את האטומים שיש להם יותר אלקטרוניים בלתי מזווגים במרכז המולקולה.

מולקולות בעלות מספר אטומים מרכזיים

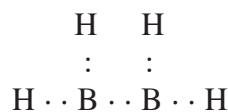
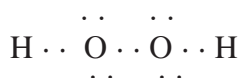
⚡ טיפ: אם יש שני אטומים מרכזיים או יותר, כדאי לקשור קודם את האלקטרונים הבלתי מזווגים של האטומים שבצדדים, ורק אחר כך לקשור את האלקטרונים הבלתי מזווגים של האטומים המרכזיים. זכרו לרשום גם את זוגות האלקטרונים הלא קושרים!

🔔 דוגמאות:



📝 תרגיל: רשמו נוסחת ייצוג אלקטרונים עבור מולקולות של: H_2O_2 N_2O_2 B_2H_4

✍️ פתרון:



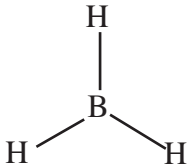
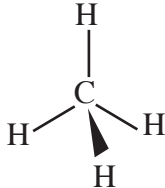
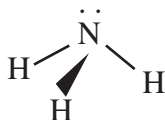
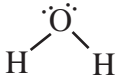
..

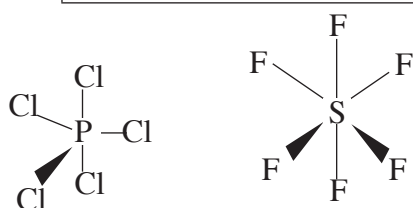
צורות של מולקולות ונוסחת מבנה מרחבי

הצורה של המולקולה תלויה במספר האטומים שקשורים לאטום המרכזי, ובמספר זוגות האלקטרונים הלא קושרים סביב האטום המרכזי, והיא נובעת מכוחות הדחייה החשמלית בין זוגות האלקטרונים שסביב האטום המרכזי. בשאלות, צורת המולקולה תהיה נתונה.

נוסחת מבנה מרחבי: נוסחת מבנה שמייצגת את הצורה המרחבית של המולקולה.

יש להכיר חמש צורות:

שם הצורה	נוסחה מולקולרית	נוסחת המבנה המרחבי
קווי	CO_2	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$
משולש מישורי	BH_3	
טטרהדר	CH_4	
פירמידה משולשת	NH_3	
זוויתי מישורי	H_2O	



ישנן צורות נוספות של מולקולות. **דוגמאות:** SF_6 , PCl_5 .