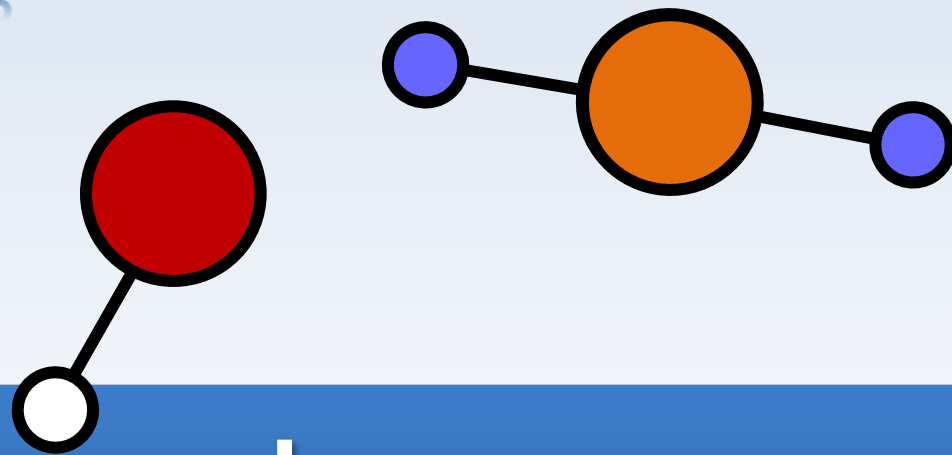
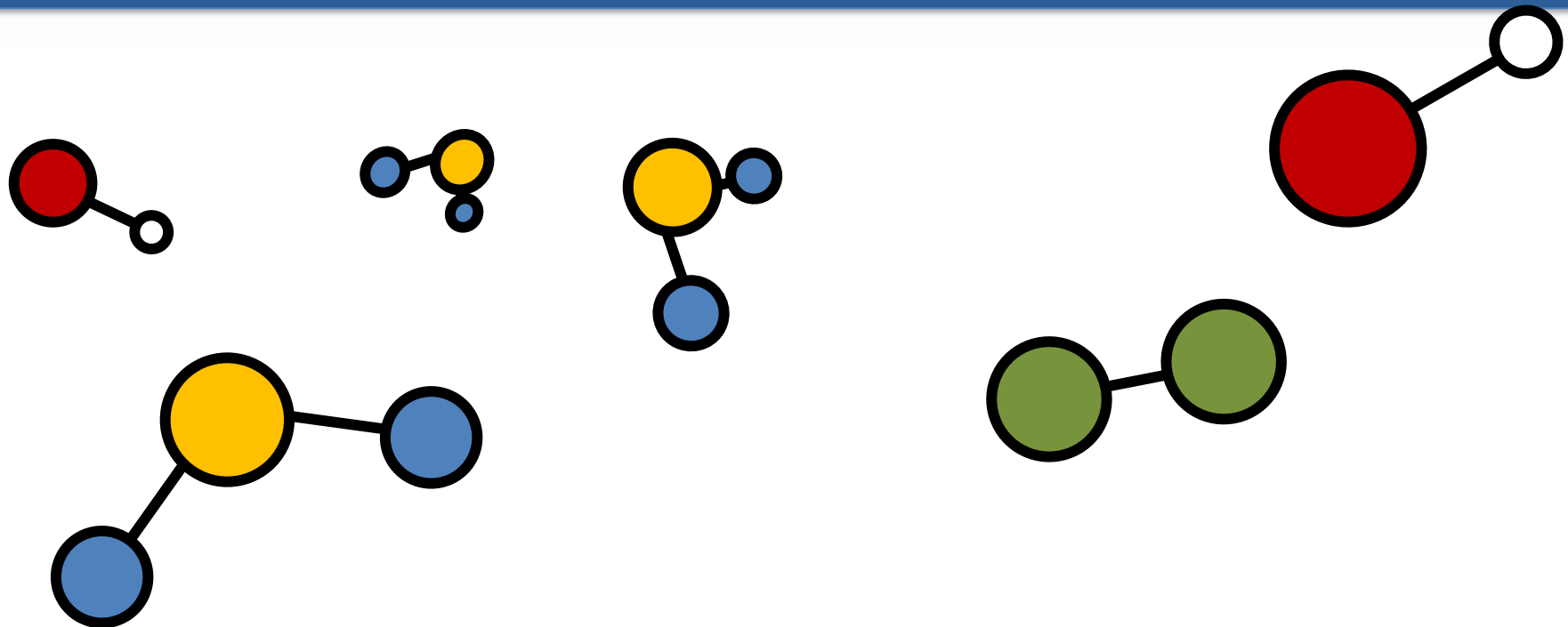
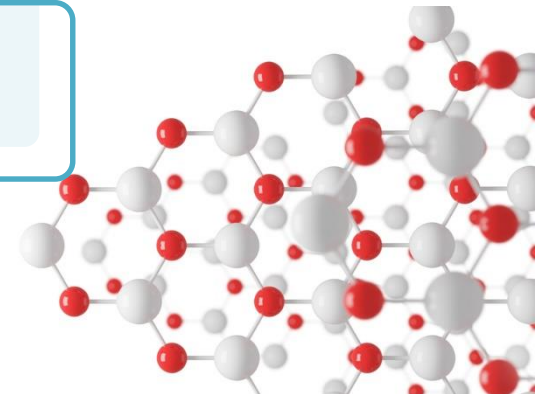
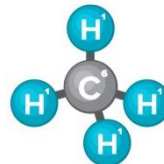
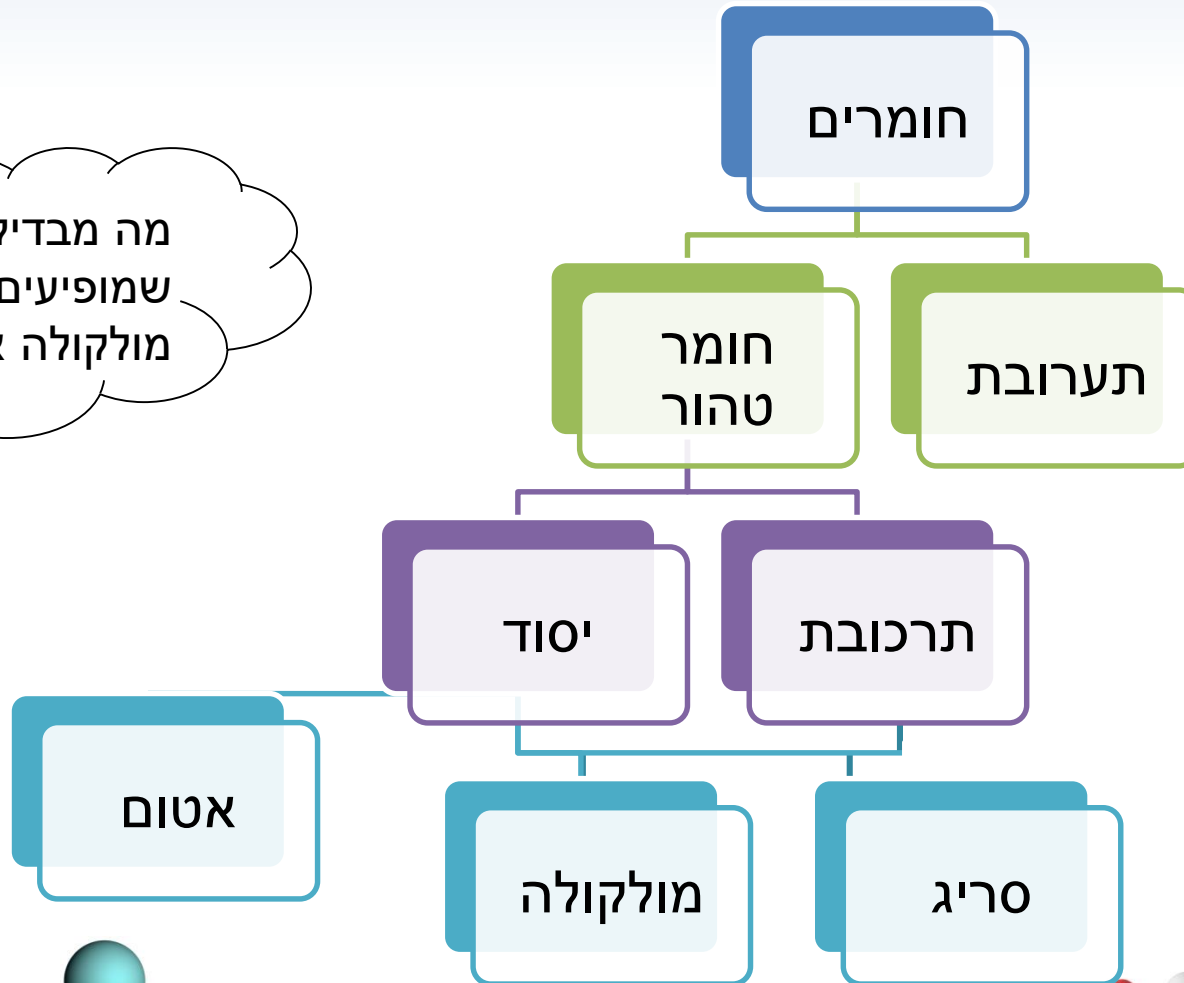




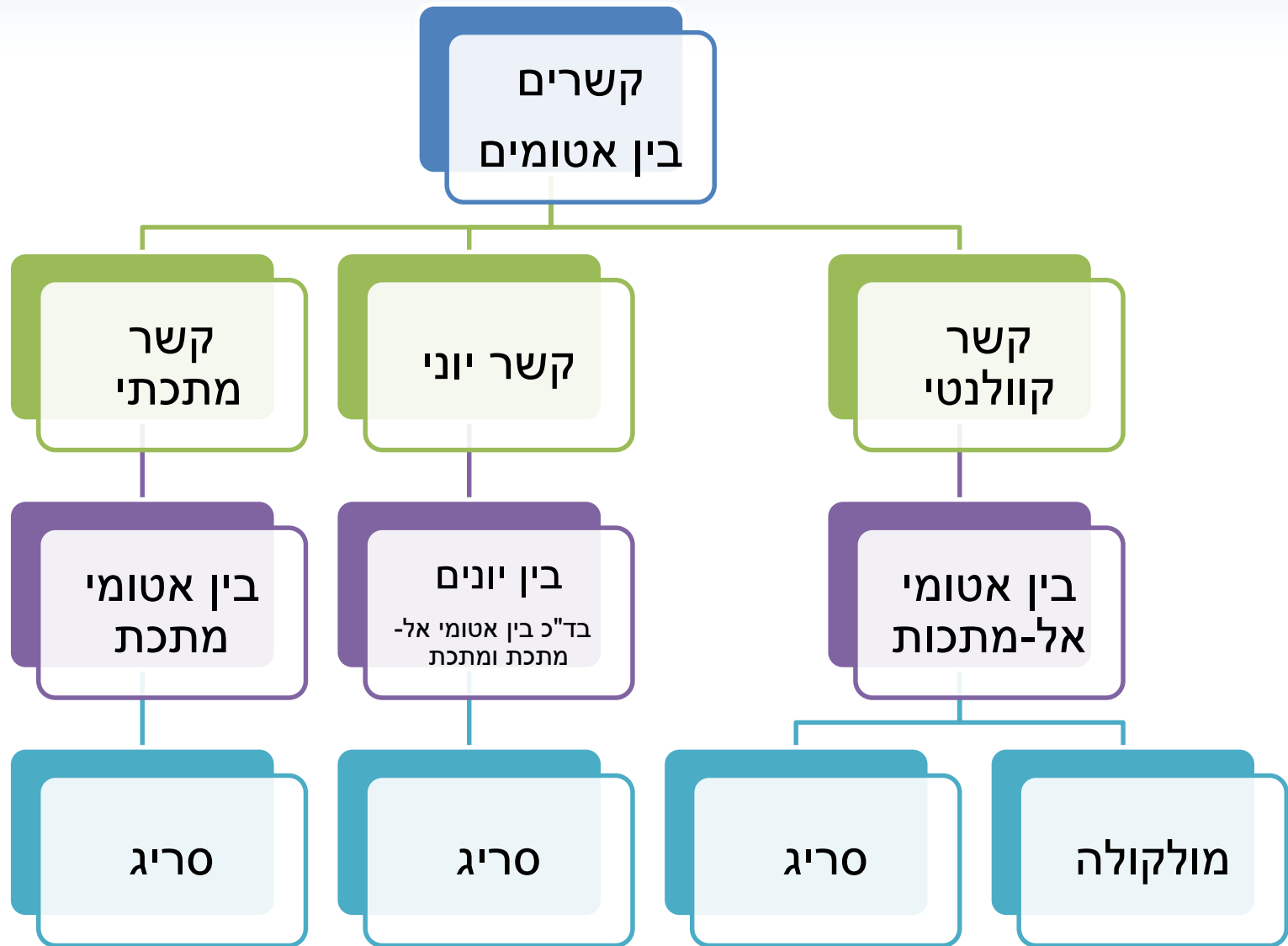
קצת לפני שמתחילים...



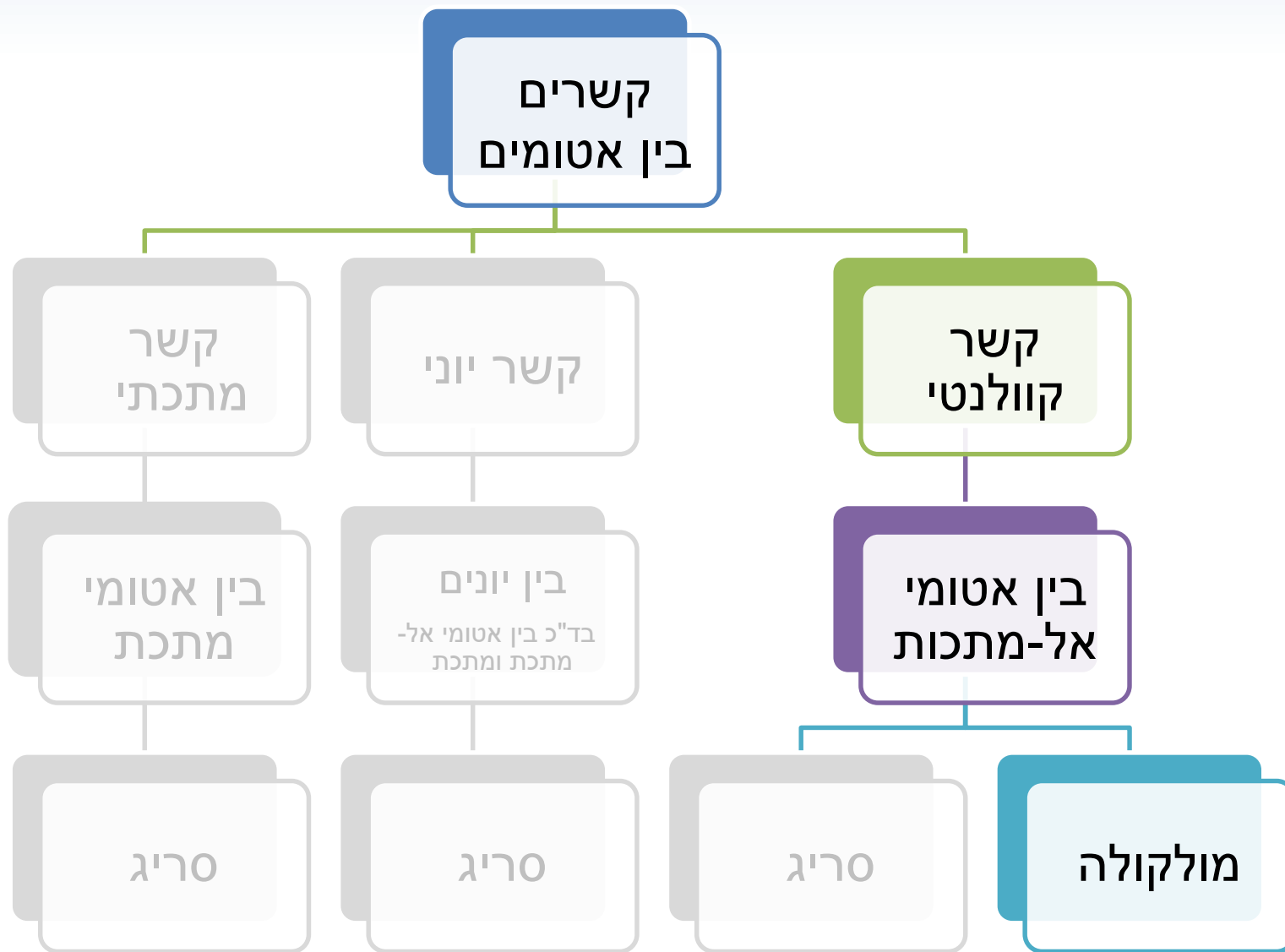
מה מבדיל בין חומרים
שמופיעים כאטום בודד,
מולקולה או סריג?

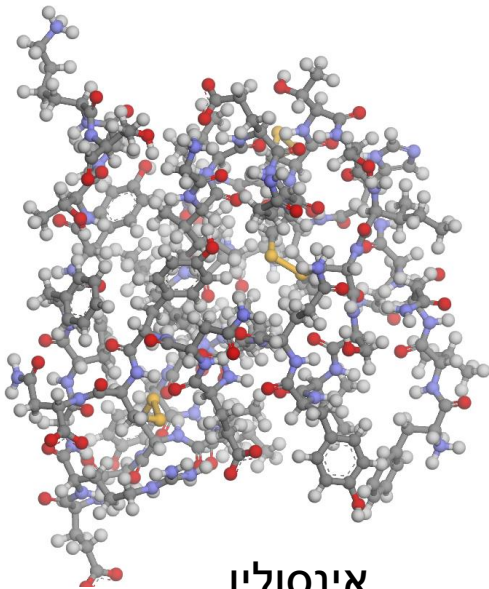


כוחות משיכה בין אטומים = קשרים

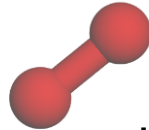


כוחות משיכה בין אטומים – קשרים

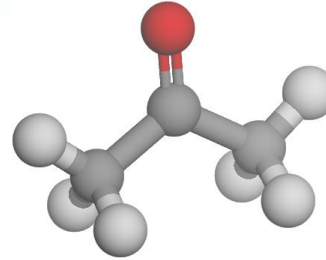




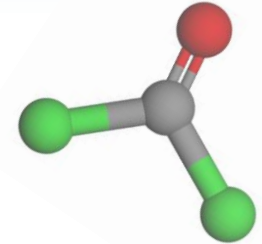
אינסולין
 $C_{254}H_{377}N_{65}O_{75}S_6$



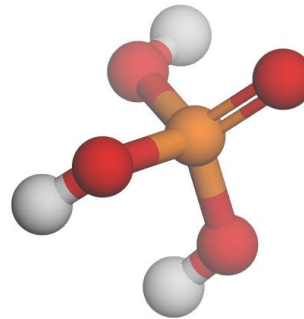
חמצן
 O_2



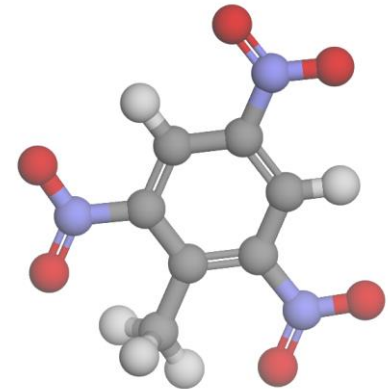
אצטון
 C_3H_6O



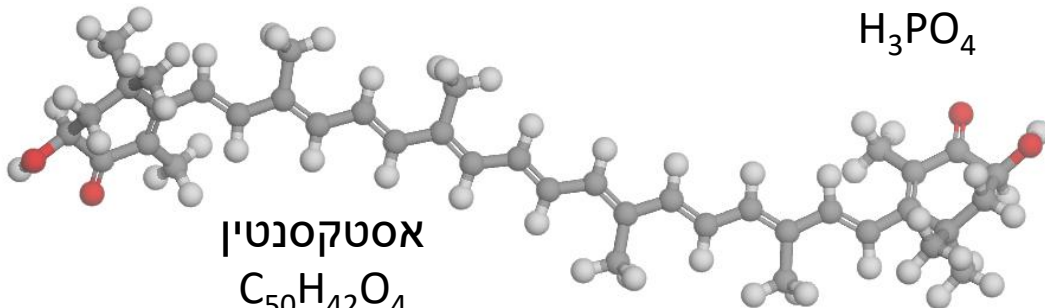
פוסגן
 $COCl_2$



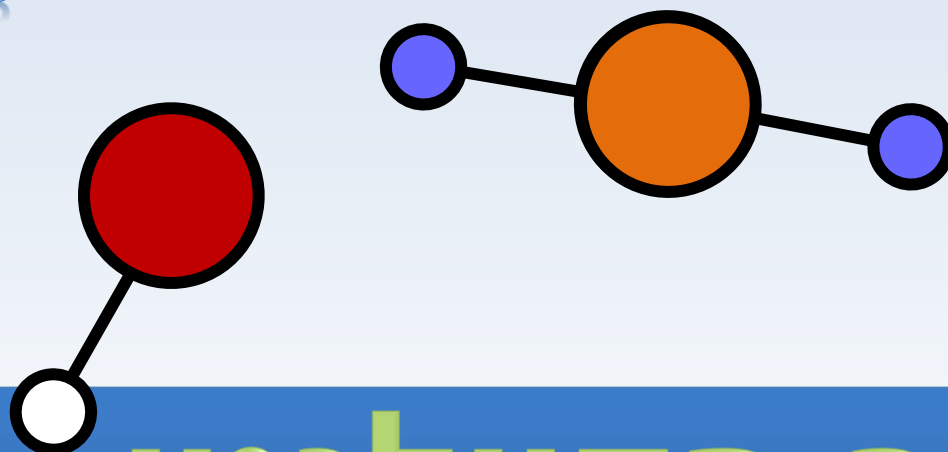
חומצה זרחיתית
 H_3PO_4



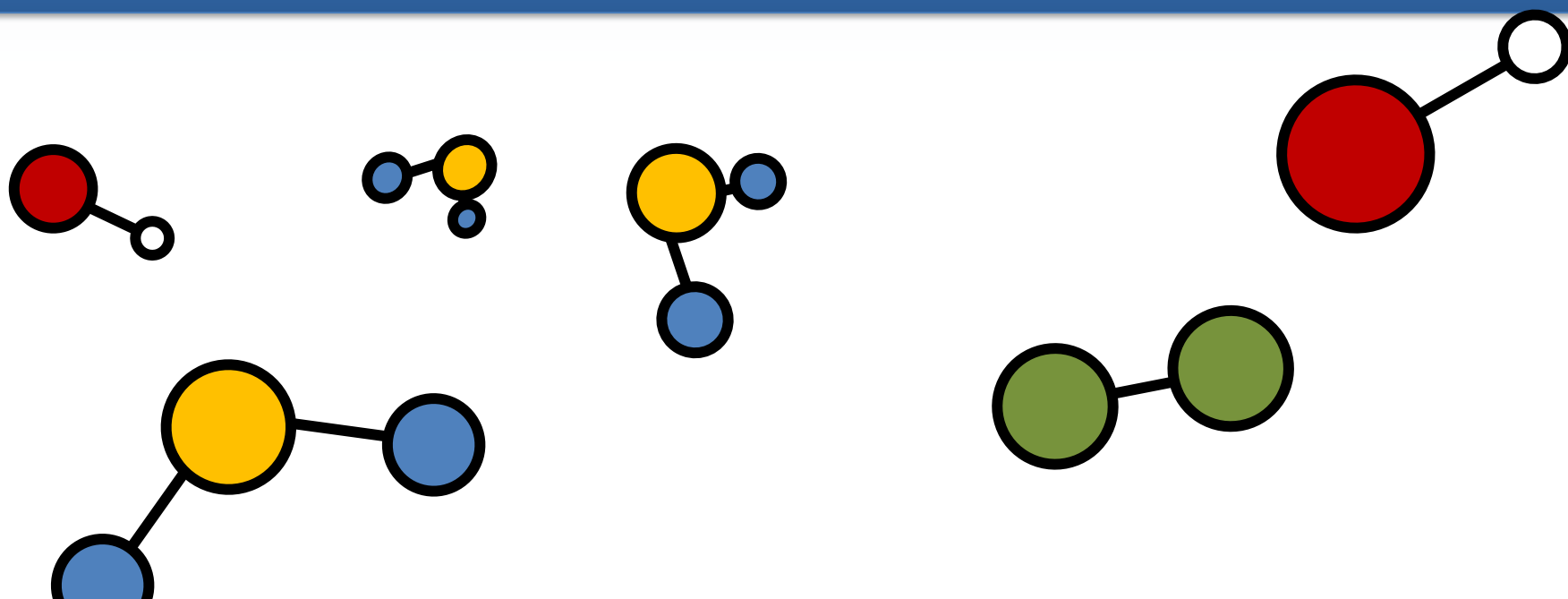
TNT
 $C_7H_5N_3O_6$

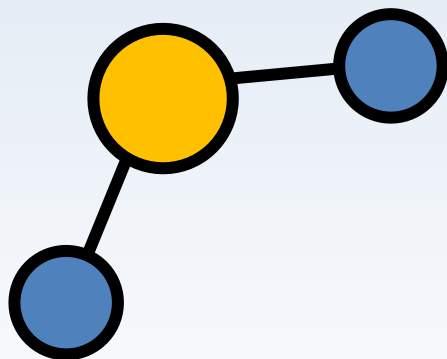


אסטקסנטין
 $C_{50}H_{42}O_4$



הקשר הקוולנטי





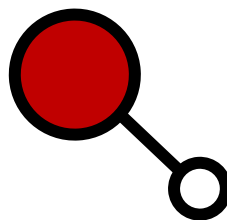
מהו קשר קוולנטי 

ייצוג חלקיקים: 

נוסחת ייצוג אלקטרונים (נוסחת לואיס)

נוסחת מבנה

קשר קוולנטי: יחיד, כפול ומשולש 



מה אנחנו צריכים כבר לדעת?

מערכה מחזורית 

* חלוקה למתכות ואל-מתכות

היערכות אלקטרונית של אטומים 

* נתרן: Na 2,8,1

* חמצן: O 2,6

תכונות האטומים 

* רדיוס, אנרגיית יינון וזיקה אלקטרונית של אטומים



קו = שיתוף

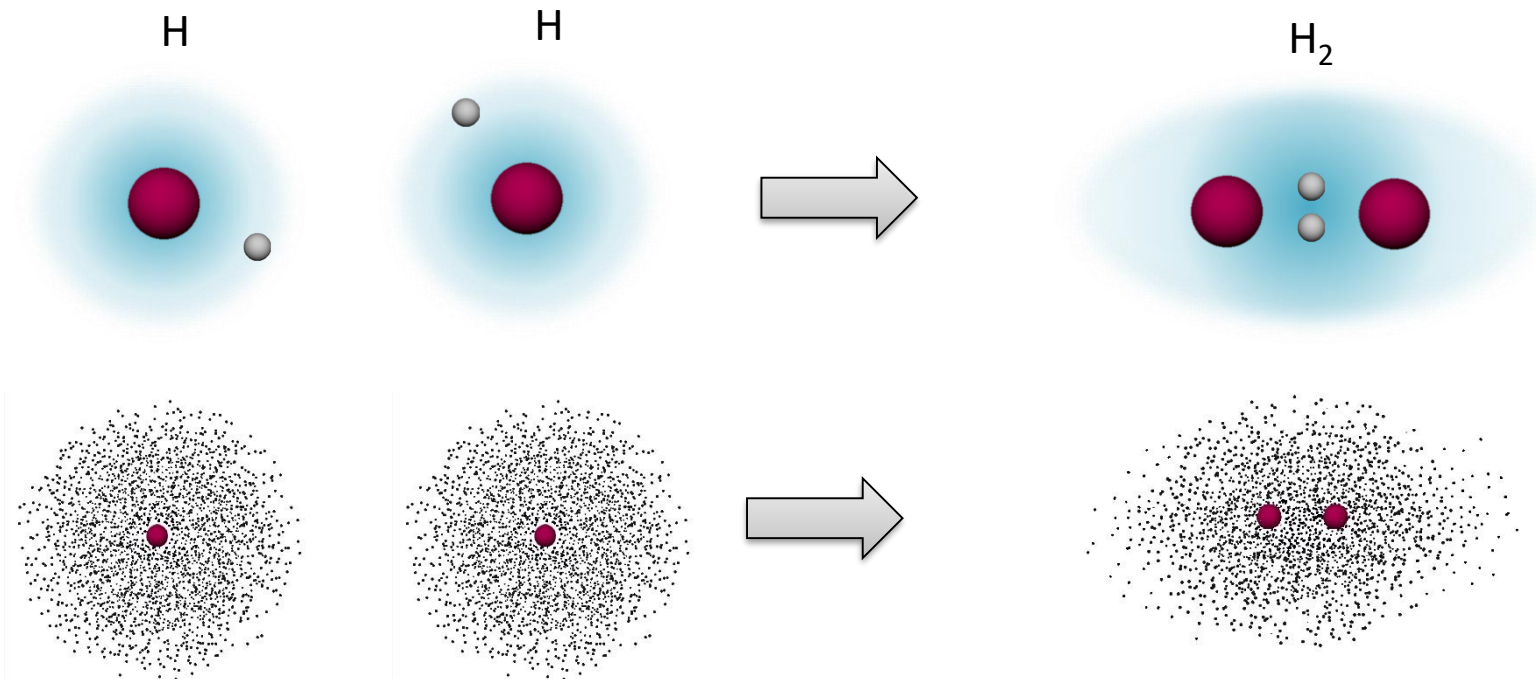
וולנטי = ערכיות

הקשר הקוולנטי נוצר בין אטומי אל-מתכות

לאל מתכות אנרגיית יינון גבוהה וזיקה אלקטרונית גבוהה, כלומר אטומי אל-המתכת לא "מוותרים" בקלות על האלקטרונים שלהם בעקבות זאת, ביצירת קשר כימי:

אטומים אל - מתכתיים משתפים את אלקטרוני הערכיות שלהם

שיתוף האלקטרונים בקשר הקוולנטי נעשה על ידי יצירת אורביטל חדש – אורביטל מולקולרי. זהו איזור חדש במרחב בו נמצאים **זוג אלקטרונים משותפים**. האלקטרונים המשותפים נמשכים על ידי שני הגרעינים



הקשר הוא של משיכה חשמלית בין גרעינים חיוביים לזוגות אלקטרוני קשר שליליים

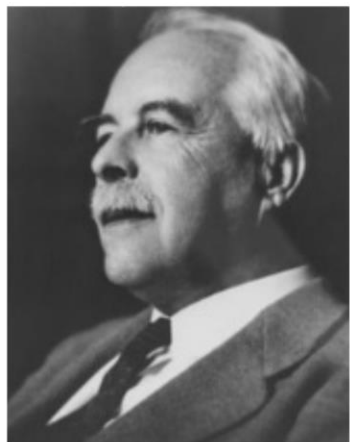
ניתן לייצג חלקיקים בצורות רבות.

עד כה, למדנו שאפשר לייצג אטומים על ידי שימוש

בסמל אטומי (אותיות לועזיות).

נלמד לייצג גם את האלקטרונים של האטום על ידי

נוסחת ייצוג אלקטרונים (נוסחת לואיס)



גילברט ניוטון לואיס
1875-1946

גילברט לואיס, כימאי פיזיקלי אמריקאי.

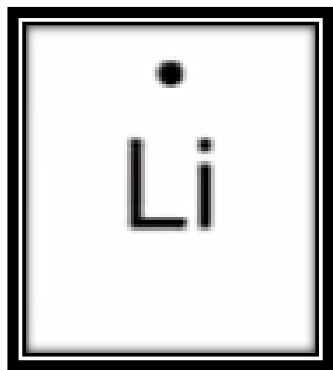
לואיס הגה שיטה לסימון האלקטרונים באטום שאפשרה לחזות את הקישור של האטומים.

עבודתו מ-1916 "האטום והמולקולה" אשר פותחה בתיאום עם אירווינג לאנגמיר, מהווה

את היסוד לתאוריית הקשר הקוולנטי המודרנית, וחשיבות הייצוג שפיתח נעוצה בעובדה שהאלקטרונים אחראיים במידה רבה להיווצרות הקשר הכימי בין החלקיקים.

לואיס נחשב הכימאי החשוב ביותר שלא זכה בפרס נובל.

בכדי לגלות את יכולת הקישור של החלקיק, סימן לואיס את אלקטרוני הערכיות שלו סביב סמל החלקיק.



למשל, עבור אטום הליתיום:

היערכות אלקטרונית עבור הליתיום: ${}_3\text{Li}: 2,1$
נרשום נקודה אחת ליד הסמל האטומי שלו.

**הנקודה מסמלת את אלקטרון הערכיות בלבד.
הסמל האטומי מייצג את הגלעין.**

גלעין = גרעין + אלקטרונים ברמות פנימיות

סימון האלקטרונים נעשה סביב סמל האטום (המסמל את הגלעין) כך שארבעת הפאות (הצדדים) של הסמל האטומי מנוצלות.

במהלך הסימון, נשמר תמיד הכיוון הנבחר.

סימון האלקטרונים נעשה סביב סמל האטום (המסמל את הגלעין) כך שארבעת הפאות (הצדדים) של הסמל האטומי מנוצלות.

במהלך הסימון, נשמר תמיד הכיוון הנבחר.

עבור חנקן N_7

שם	היערכות e^-	שלב 6	שלב 5	שלב 4	שלב 3	שלב 2	שלב 1
חנקן	$N_7^{2,5}$	$\cdot \ddot{N} \cdot$	$\cdot \ddot{N} \cdot$	$\cdot \ddot{N} \cdot$	$\cdot \ddot{N} \cdot$	$\ddot{N}$	N

בשמירה על כיוון הסימון, כל אלקטרון שומר על "בדידותו" עד כמה שניתן ורק כאשר אין ברירה, הוא מצטרף לאלקטרון קיים.

האלקטרונים הקושרים (הבלתי מזווגים), מספקים מידע לגבי ערכיות החלקיק

זוג אלקטרונים
לא קושר

שם	היערכות e ⁻	שלב 6	שלב 5	שלב 4	שלב 3	שלב 2	שלב 1
חנקן	$N_{7} 2,5$	$\cdot \ddot{N} \cdot$	$\cdot \ddot{N} \cdot$	$\cdot \ddot{N} \cdot$	$\cdot \ddot{N} \cdot$	$\ddot{N}$	N

לחנקן ערכיות 3
כלומר החנקן יכול ליצור 3 קשרים.

אלקטרון
קושר

לאור זאת, נביט באטומי המחזור השני:

מס' הטור	8	7	6	5	4	3	2	1
נוסחת ייצוג אלקטרונית	$\text{Ne} : \ddot{\cdot} \cdot$	$\text{F} : \ddot{\cdot} \cdot$	$\text{O} : \ddot{\cdot} \cdot$	$\text{N} \cdot \ddot{\cdot} \cdot$	$\text{C} \cdot \ddot{\cdot} \cdot$	$\text{B} \cdot \ddot{\cdot} \cdot$	$\cdot \text{Be} \cdot$	$\cdot \text{Li}$
יכולת קישור								

לאור זאת, נביט באטומי המחזור השני:

מס' הטור	8	7	6	5	4	3	2	1
נוסחת ייצוג אלקטרונית	$:\ddot{\text{Ne}}:$	$:\ddot{\text{F}}:$	$:\ddot{\text{O}}:$	$\cdot\ddot{\text{N}}\cdot$	$\cdot\ddot{\text{C}}\cdot$	$\cdot\ddot{\text{B}}\cdot$	$\cdot\text{Be}\cdot$	$\cdot\text{Li}\cdot$
יכולת קישור	0	1	2	3	4	3	2	1

מספר האלקטרונים הקושרים

נותן מידע על

מספר הקשרים שהאטום יכול ליצור

מה משותף לאטומי משפחה כימית אחת?

א. המספר האטומי

ב. מספר המסה

ג. מספר הרמות

ד. מספר האלקטרונים

ה. מספר אלקטרוני הערכיות

מה משותף לאטומי משפחה כימית אחת?

א. המספר האטומי

ב. מספר המסה

ג. מספר הרמות

ד. מספר האלקטרונים

ה. מספר אלקטרוני הערכיות

נוסחת ייצוג אלקטרונית במשפחה כימית

$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ : \text{F} : \\ \cdot \end{array}$	9 F
$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ : \text{Cl} : \\ \cdot \end{array}$	17 Cl
$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ : \text{Br} : \\ \cdot \end{array}$	35 Br
$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ : \text{I} : \\ \cdot \end{array}$	53 I
$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ : \text{At} : \\ \cdot \end{array}$	85 At

מכיוון שלחברי משפחה כימית

אחת יש אותו מספר של

אלקטרוני ערכיות, הרי

שנוסחת הייצוג האלקטרוניים

שלהם – זהה

משפחת ההלוגנים:

כמה אלקטרוני קשר יש ליסוד ארגון, ${}_{18}\text{Ar}$?

א. 0

ב. 2

ג. 4

ד. 8

ה. 18

כמה אלקטרוני קשר יש ליסוד ארגון, ${}_{18}\text{Ar}$?

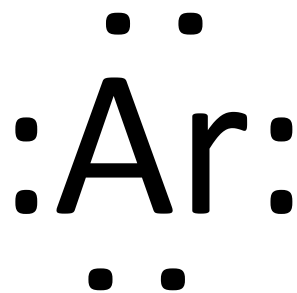
א. 0

ב. 2

ג. 4

ד. 8

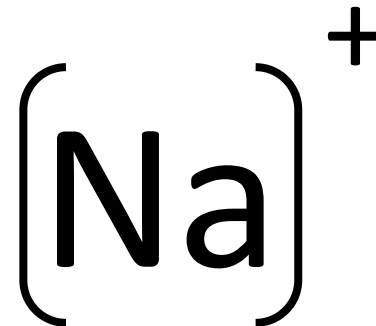
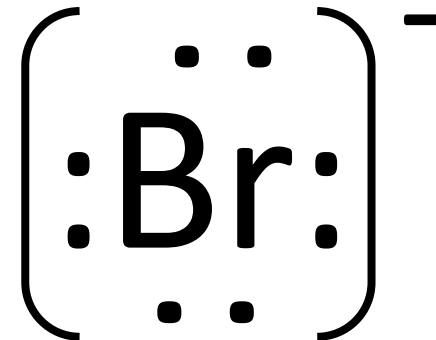
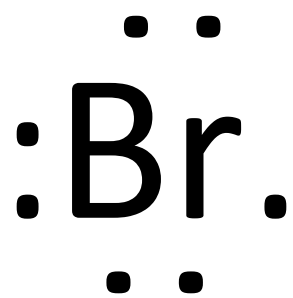
ה. 18



כל זוגות האלקטרונים מזווגים (בזוג)
← אלו זוגות אלקטרונים לא קושרים

ארגון לא יוצר קשרים!

נצייר את האטום הניטרלי ואז נוסיף או נחסיר אלקטרונים בהתאם למטען



נהוג לציין יונים בסוגריים מרובעים, כאשר המטען מסומן מחוץ לסוגריים

נתבונן (שוב) ביסודות המחזור השני:

מס' הטור	8	7	6	5	4	3	2	1
נוסחת ייצוג אלקטרונית	$:\ddot{\text{Ne}}:$	$:\ddot{\text{F}}:$	$:\ddot{\text{O}}:$	$\cdot\ddot{\text{N}}\cdot$	$\cdot\ddot{\text{C}}\cdot$	$\cdot\ddot{\text{B}}\cdot$	$\cdot\text{Be}\cdot$	$\cdot\text{Li}$



לפלואור, F_9 יש:

7 אלקטרוני ערכיות

3 זוגות לא קושרים

1 אלקטרון קושר

בדומה לשאר ההלוגנים, יסוד הפלואור

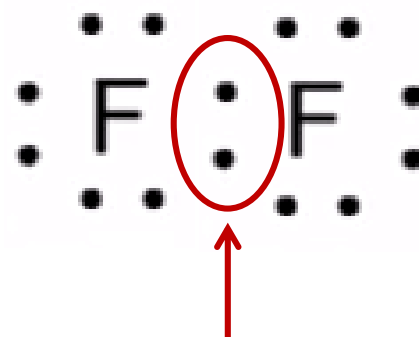
מופיע בטבע כמולקולה דו-אטומית: $\text{F}_{2(g)}$.

אטומים בודדים:



לפלואור אלקטרון קושר אחד. ב"מפגש" בין שני אטומי פלואור, שיתוף בין אלקטרונים אלה יוביל ליצירת קשר קוולנטי. יכולת הקישור של כל אחד מאטומי הפלואור מולאה ולשניהם היערכות אלקטרונים כשל גז אציל.

מולקולת F_2



אתר קשר

זוג אחד של אלקטרונים
באתר קשר אחד =
קשר קוולנטי יחיד

נתבונן (שוב) ביסודות המחזור השני:

מס' הטור	8	7	6	5	4	3	2	1
נוסחת ייצוג אלקטרונית	$:\ddot{\text{Ne}}:$	$:\ddot{\text{F}}:$	$:\ddot{\text{O}}:$	$\cdot\ddot{\text{N}}\cdot$	$\cdot\ddot{\text{C}}\cdot$	$\cdot\ddot{\text{B}}\cdot$	$\cdot\text{Be}\cdot$	$\cdot\text{Li}$



לחמצן, O_8 יש:

6 אלקטרוני ערכיות

2 זוגות לא קושרים

2 אלקטרונים קושרים

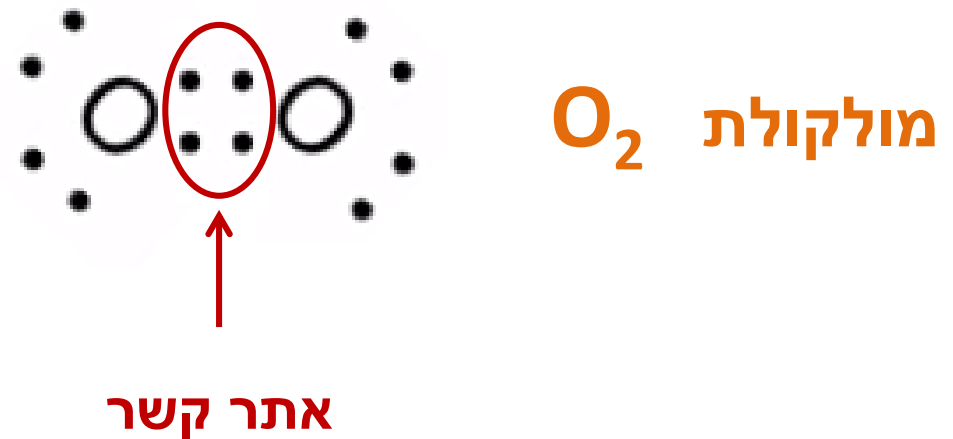
יסוד החמצן מופיע בטבע כמולקולה

דו-אטומית: $\text{O}_{2(g)}$.

קשר קוולנטי – כפול



לחמצן שני אלקטרונים קושרים. ב"מפגש" בין שני אטומי חמצן, שיתוף בין אלקטרונים אלה יוביל ליצירת שני קשרים. יכולת הקישור של כל אחד מאטומי החמצן מולאה ולשניהם היערכות אלקטרונים כשל גז אציל.



שני זוגות של אלקטרונים
= באתר קשר אחד =
קשר קוולנטי כפול

נתבונן (שוב) ביסודות המחזור השני:

מס' הטור	8	7	6	5	4	3	2	1
נוסחת ייצוג אלקטרונית	$:\text{Ne}:$	$:\text{F}:$	$:\text{O}:$	$\cdot\ddot{\text{N}}\cdot$	$\cdot\ddot{\text{C}}\cdot$	$\cdot\dot{\text{B}}\cdot$	$\cdot\text{Be}\cdot$	$\cdot\text{Li}$



לחנקן, N_7 יש:

5 אלקטרוני ערכיות

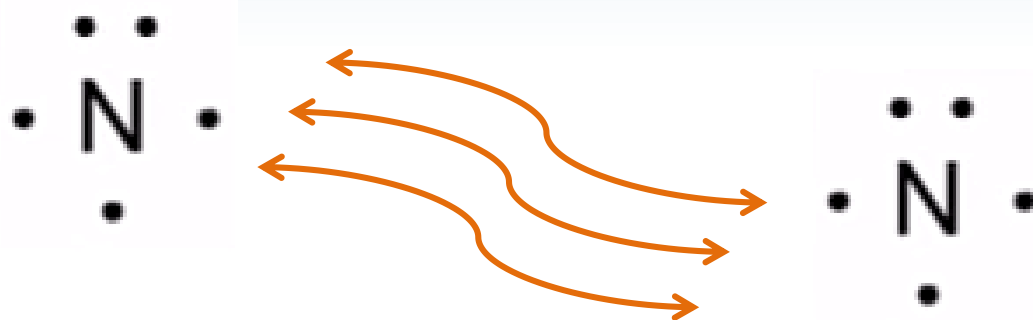
1 זוג אלקטרונים לא קושר

3 אלקטרונים קושרים

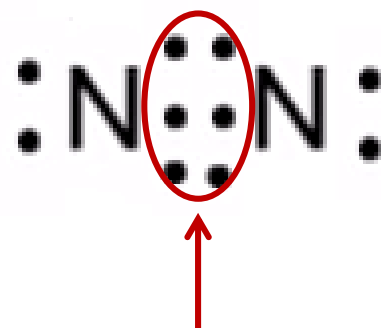
יסוד החנקן מופיע בטבע כמולקולה

דו-אטומית: $\text{N}_{2(g)}$.

אטומים בודדים:



לחנקן שלושה אלקטרונים קושרים. ב"מפגש" בין שני אטומי חנקן, שיתוף בין אלקטרונים אלה יוביל ליצירת שלושה קשרים. יכולת הקישור של כל אחד מאטומי החנקן מולאה ולשניהם היערכות אלקטרונים כשל גז אציל.



מולקולת N_2

אתר קשר

שלושה זוגות של אלקטרונים
באתר קשר אחד =
קשר קוולנטי משולש

נתבונן (שוב) ביסודות המחזור השני:

מס' הטור	8	7	6	5	4	3	2	1
נוסחת ייצוג אלקטרונית	$:\text{Ne}:$	$:\ddot{\text{F}}:$	$:\ddot{\text{O}}:$	$\cdot\ddot{\text{N}}\cdot$	$\cdot\ddot{\text{C}}\cdot$	$\cdot\ddot{\text{B}}\cdot$	$\cdot\text{Be}\cdot$	$\cdot\text{Li}$



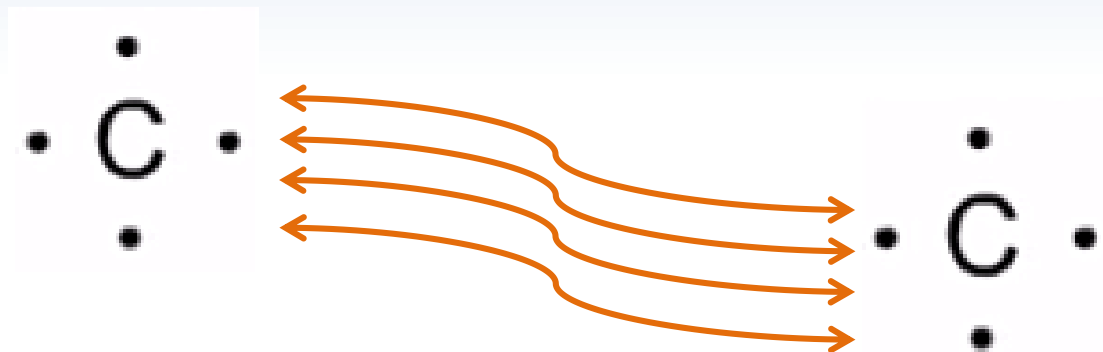
לפחמן, C_6 יש:

4 אלקטרוני ערכיות

0 זוגות לא קושרים

4 אלקטרון קשר

קשר קוולנטי – מרובע?

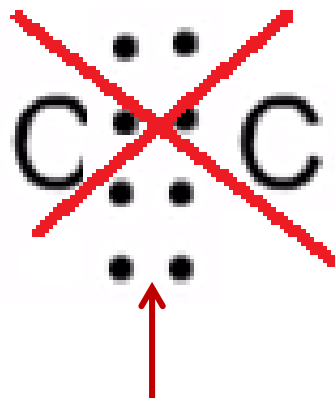


אטומים בודדים:

ארבעה זוגות של אלקטרונים

= באתר קשר אחד

דחיה גדולה מדי



אתר קשר

מולקולת C_2

סוגי קשרים קוולנטיים – סדר הקשר

שני זוגות של אלקטרונים

באתר קשר אחד =

קשר קוולנטי כפול

סדר הקשר = 2

זוג של אלקטרונים

באתר קשר אחד =

קשר קוולנטי יחיד

סדר הקשר = 1

ארבעה זוגות של אלקטרונים

באתר קשר אחד =

לא קיים

(לא קיים. דחייה גדולה מדי)

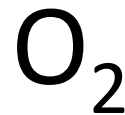
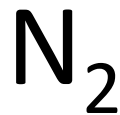
שלושה זוגות של אלקטרונים

באתר קשר אחד =

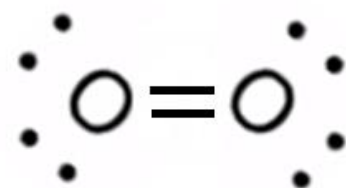
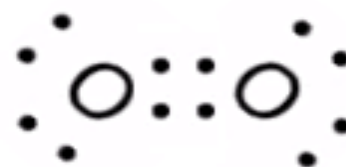
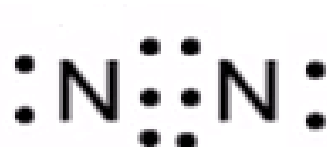
קשר קוולנטי משולש

סדר הקשר = 3

נוסחה מולקולרית - נוסחה המציינת את האטומים המרכיבים את המולקולה ומספרם.



נוסחת ייצוג אלקטרוניים (נוסחת לואיס) - מתארת את סידור אלקטרוני הערכיות ברמת האנרגיה האחרונה שלהם. את זוגות אלקטרוני הקשר ניתן לסמל כזוג נקודות או כקו



כללים לקביעת נוסחת לואיס:

1. רישמו את אטומי המולקולה באופן נפרד וציירו את נוסחת ייצוג האלקטרונים של כל אטום
2. האטום בעל יכולת הקישור הגבוהה ביותר הוא האטום המרכזי (לרוב).
3. אם ישנם שני אטומים בעלי יכולת קישור גבוהה התחילו מלחבר בניהם.
4. המשיכו לפזר את שאר האטומים סביב האטום/מים המרכזי/ם.
5. אם אינכם מצליחים לקבל סביב כל אטום את יכולת הקישור שלו, יכול להיות שישנם קשרים כפולים. בידקו אם קשר כפול יכול לפתור את הבעיה. נסו גם קשרים משולשים.

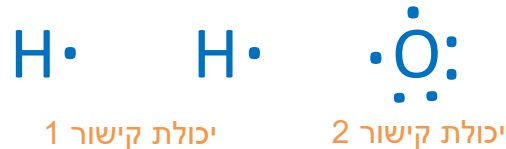
כללים לקביעת נוסחת לואיס:

1. רישמו את אטומי המולקולה באופן נפרד וציירו את נוסחת ייצוג האלקטרונים של כל אטום
2. האטום בעל יכולת הקישור הגבוהה ביותר הוא האטום המרכזי (לרוב).
3. אם ישנם שני אטומים בעלי יכולת קישור גבוהה התחילו מלחבר בניהם.
4. המשיכו לפזר את שאר האטומים סביב האטום/מים המרכזי/ים.
5. אם אינכם מצליחים לקבל סביב כל אטום את יכולת הקישור שלו, יכול להיות שישנם קשרים כפולים. בידקו אם קשר כפול יכול לפתור את הבעיה. נסו גם קשרים משולשים.



H₂O מים

• רישמו את אטומי המולקולה באופן נפרד וציירו את נוסחת ייצוג האלקטרונים של כל אטום



• האטום בעל יכולת הקישור הגבוהה ביותר הוא האטום המרכזי O יהיה האטום המרכזי

• אם ישנם שני אטומים בעלי יכולת קישור גבוהה התחילו מלחבר בניהם. אין

• המשיכו לפזר את שאר האטומים סביב האטום/מים המרכזי/ם.



• אם אינכם מצליחים לקבל סביב כל אטום את יכולת הקישור שלו, יכול להיות שישנם קשרים כפולים. בידקו אם קשר כפול יכול לפתור את הבעיה. נסו גם קשרים משולשים.

נוסחת ייצוג אלקטרונים: $\text{H} : \ddot{\text{O}} : \text{H}$ או $\text{H} - \ddot{\text{O}} - \text{H}$

כללים לקביעת נוסחת לואיס:

1. רישמו את אטומי המולקולה באופן נפרד וציירו את נוסחת ייצוג האלקטרונים של כל אטום
2. האטום בעל יכולת הקישור הגבוהה ביותר הוא האטום המרכזי (לרוב).
3. אם ישנם שני אטומים בעלי יכולת קישור גבוהה התחילו מלחבר בניהם.
4. המשיכו לפזר את שאר האטומים סביב האטום/מים המרכזי/ים.
5. אם אינכם מצליחים לקבל סביב כל אטום את יכולת הקישור שלו, יכול להיות שישנם קשרים כפולים. בידקו אם קשר כפול יכול לפתור את הבעיה. נסו גם קשרים משולשים.

CO_2 פחמן דו חמצני

CO₂ פחמן דו חמצני

רישמו את אטומי המולקולה באופן נפרד וציירו את נוסחת ייצוג האלקטרונים של כל אטום



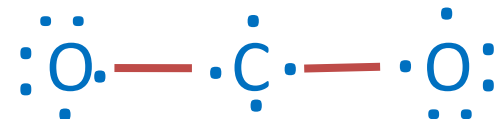
יכולת קישור 4

יכולת קישור 2

האטום בעל יכולת הקישור הגבוהה ביותר הוא האטום המרכזי. C יהיה האטום המרכזי

אם ישנם שני אטומים בעלי יכולת קישור גבוהה התחילו מלחבר בניהם. אין

המשיכו לפזר את שאר האטומים סביב האטום/מים המרכזי/ם.



אם אינכם מצליחים לקבל סביב כל אטום את יכולת הקישור שלו, יכול להיות שישנם קשרים כפולים.



נוסחת ייצוג אלקטרונים:

כללים לקביעת נוסחת לואיס:

1. רישמו את אטומי המולקולה באופן נפרד וציירו את נוסחת ייצוג האלקטרונים של כל אטום
2. האטום בעל יכולת הקישור הגבוהה ביותר הוא האטום המרכזי (לרוב).
3. אם ישנם שני אטומים בעלי יכולת קישור גבוהה התחילו מלחבר בניהם.
4. המשיכו לפזר את שאר האטומים סביב האטום/מים המרכזי/ם.
5. אם אינכם מצליחים לקבל סביב כל אטום את יכולת הקישור שלו, יכול להיות שישנם קשרים כפולים. בידקו אם קשר כפול יכול לפתור את הבעיה. נסו גם קשרים משולשים.

HCN מימן ציאנידי

HCN מימן ציאנידי

- רישמו את אטומי המולקולה באופן נפרד וציירו את נוסחת ייצוג האלקטרונים של כל אטום

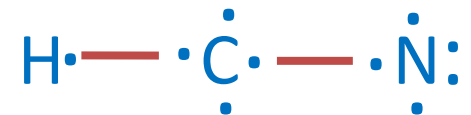


יכולת קישור 1 יכולת קישור 4 יכולת קישור 3

- האטום בעל יכולת הקישור הגבוהה ביותר הוא האטום המרכזי. C יהיה האטום המרכזי

- אם ישנם שני אטומים בעלי יכולת קישור גבוהה התחילו מלחבר בניהם. אין

- המשיכו לפזר את שאר האטומים סביב האטום/מים המרכזי/ם.



- אם אינכם מצליחים לקבל סביב כל אטום את יכולת הקישור שלו, יכול להיות שישנם קשרים כפולים או משולשים.



נוסחת ייצוג אלקטרונים: $\text{H} : \text{C} :: \text{N} :$ או $\text{H} - \text{C} \equiv \text{N} :$

כללים לקביעת נוסחת לואיס:

1. רישמו את אטומי המולקולה באופן נפרד וציירו את נוסחת ייצוג האלקטרונים של כל אטום
2. האטום בעל יכולת הקישור הגבוהה ביותר הוא האטום המרכזי (לרוב).
3. אם ישנם שני אטומים בעלי יכולת קישור גבוהה התחילו מלחבר בניהם.
4. המשיכו לפזר את שאר האטומים סביב האטום/מים המרכזי/ים.
5. אם אינכם מצליחים לקבל סביב כל אטום את יכולת הקישור שלו, יכול להיות שישנם קשרים כפולים. בידקו אם קשר כפול יכול לפתור את הבעיה. נסו גם קשרים משולשים.

C_2H_2 אתן

אתן C_2H_2

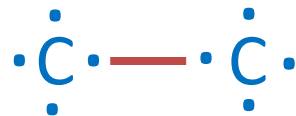
• רישמו את אטומי המולקולה באופן נפרד וציירו את נוסחת ייצוג האלקטרונים של כל אטום



יכולת קישור 1

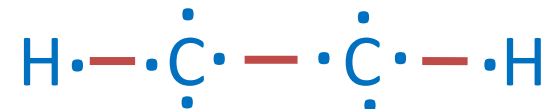
יכולת קישור 4

• האטום בעל יכולת הקישור הגבוהה ביותר הוא האטום המרכזי. C יהיה האטום המרכזי

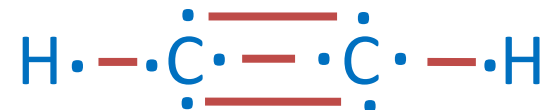


• אם ישנם שני אטומים בעלי יכולת קישור גבוהה התחילו מלחבר בניהם.

• המשיכו לפזר את שאר האטומים סביב האטום/מים המרכזי/ם.



• אם אינכם מצליחים לקבל סביב כל אטום את יכולת הקישור שלו, יכול להיות שישנם קשרים כפולים או משולשים.



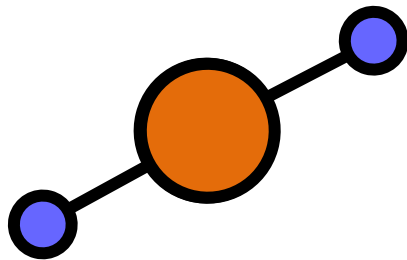
נוסחת ייצוג אלקטרונים:

נוסחת ייצוג אלקטרונית (נוסחת לואיס) 

- אלקטרון קושר, זוג לא קושר

- ערכיות = יכולת קישור

- אתר קשר



סדר הקשר קוולנטי: יחיד, כפול ומשולש 

לא קיים קשר קוולנטי מרובע

