

The diagram illustrates various molecular structures using colored circles (red, yellow, blue, green, white) connected by black lines, representing different types of chemical bonds and molecular arrangements. The structures include:

- A red circle connected to a white circle.
- A yellow circle connected to a blue circle.
- A yellow circle connected to two blue circles.
- A yellow circle connected to a blue circle, which is further connected to another blue circle.
- A green circle connected to another green circle.
- A red circle connected to a white circle.

נחזור על הגדרת הקשר הקוולנטי 

נעמיק בחוזק הקשרים הקוולנטיים 

נלמד מה הן אלקטרושליליות וקוטביות קשר 

נתרגל מושגים אלה 

מה אנחנו צריכים כבר לדעת?

מערכה מחזורית 

תכונות של אטומים 

היערכות אלקטרונית של אטומים 

שימוש בכל מושגי היסוד (מולקולה, יסוד, תרכובת...)

כתיבה של נוסחות ייצוג אלקטרוניות ונוסחות מבנה 

משיכה חשמלית בין גרעינים חיוביים ואלקטרוני הקשר השליליים.

אטום אל-מתכת

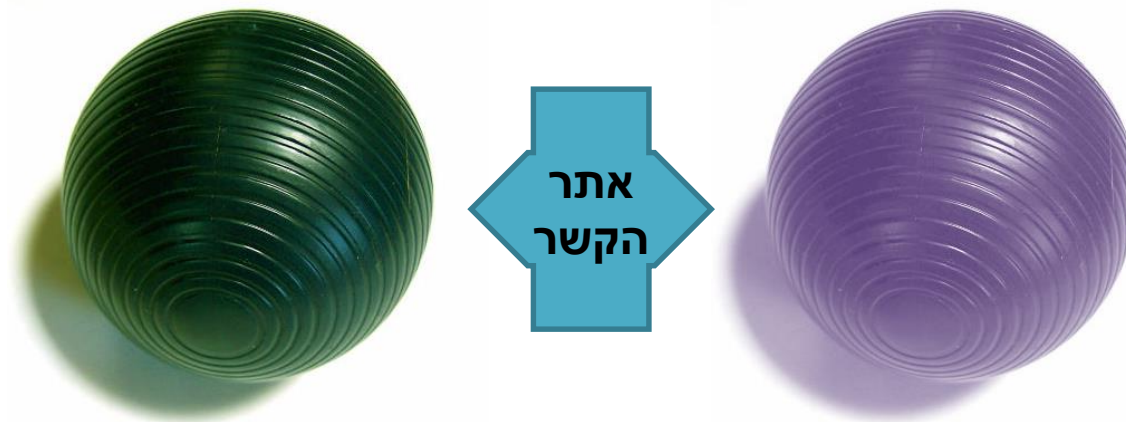
אנרגיית יינון גבוהה

זיקה אלקטרונית גבוהה

אטום אל-מתכת

אנרגיית יינון גבוהה

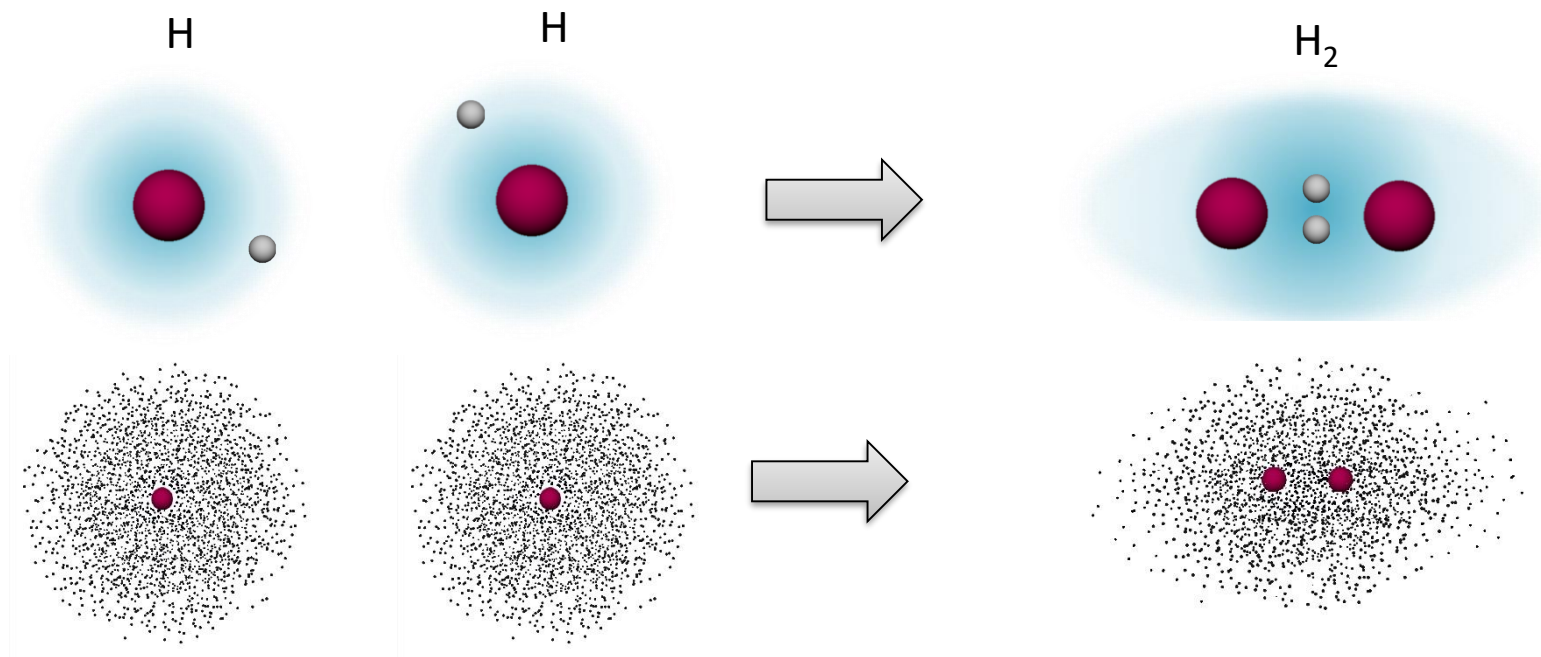
זיקה אלקטרונית גבוהה



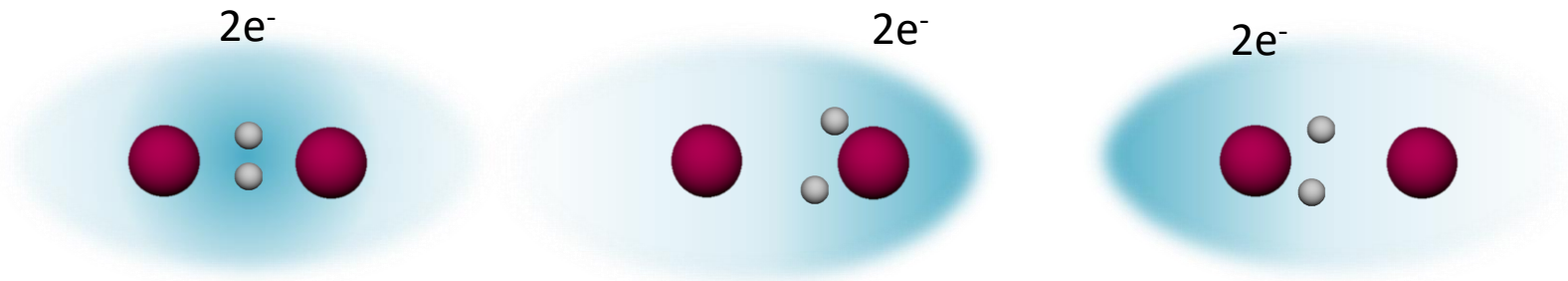
שיתוף אלקטרונים קושרים בכדי
למלא רמות אלקטרוניות

שיתוף האלקטרונים בקשר הקוולנטי נעשה על ידי יצירת
אורביטל חדש – **אורביטל מולקולרי**.

זהו איזור חדש במרחב בו קיימת הסתברות גבוהה למציאת
זוג האלקטרונים המשותפים. האלקטרונים המשותפים
נמשכים על ידי שני הגרעינים.



יתכן מצב בו האלקטרונים באורביטל המולקולרי נמשכים יותר לאטום אחד בקשר מאשר לאטום שני.



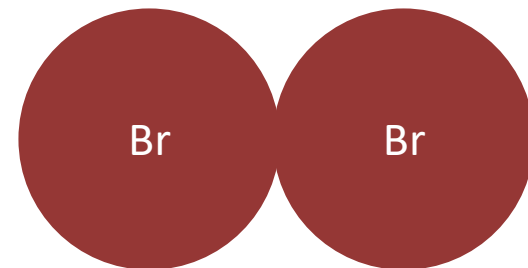
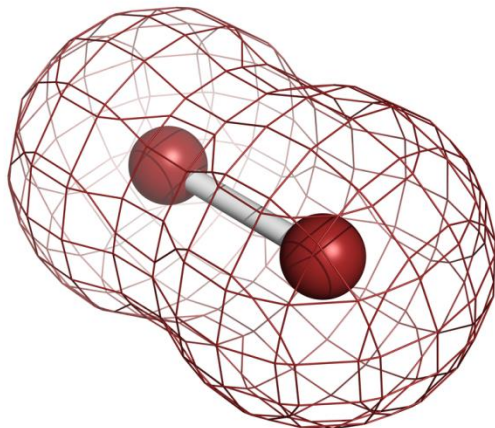
שינוי זה יגרום ליצירת איזורים בעלי מטענים חשמליים הנקראים **קטבים**.

הקוטב (איזור) בו ההסתברות למצוא את האלקטרונים גבוהה יותר יהיה **הקוטב השלילי**.

הקוטב (איזור) בו ההסתברות למצוא את האלקטרונים נמוכה יותר יהיה **הקוטב החיובי**.

כאשר שני אטומים **זהים** יוצרים קשר, כל אחד מהם מושך במידה שווה את אלקטרוני הקשר. האלקטרונים מתחלקים במידה שווה בין האטומים המושכים אותם וענן האלקטרונים "מרוח" במידה אחידה סביב האטומים.

Br-Br היא מולקולה בעלת קשר לא קוטבי



כאשר שני אטומים **שונים** יוצרים קשר, כל אחד מהם מושך במידה שונה את אלקטרוני הקשר. האלקטרונים אינם מתחלקים במידה שווה בין האטומים המושכים אותם וענן האלקטרונים "מרוח" במידה שונה סביב האטומים, כך שנוצרים קטבים בקשר:

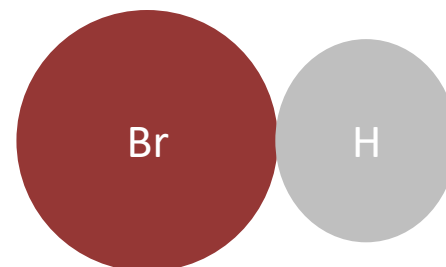
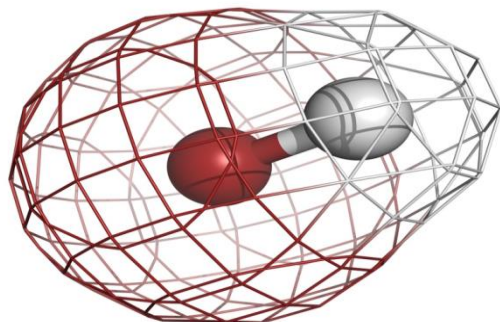
- הקוטב (אטום) לידו אלקטרוני הקשר נמצאים רוב הזמן הוא

הקוטב השלילי

- הקוטב (אטום) לידו אלקטרוני הקשר נמצאים מעט מהזמן הוא

הקוטב החיובי

H-Br היא מולקולה בעלת קשר קוטבי



נצפה בסרטון

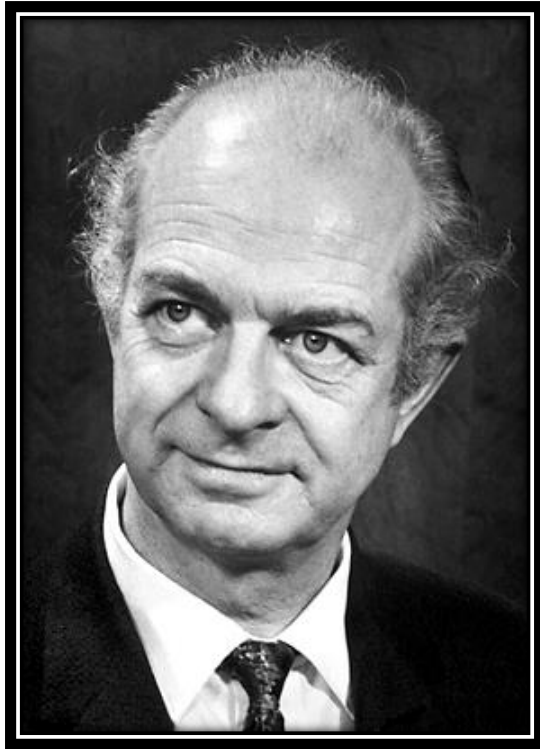


כלבים מלמדים כימיה

https://youtu.be/_M9khs87xQ8?list=PLLFp5JvS6ihd5BQOaxVGodvyGOzJVJY-T&t=62

איך נקבע היכן ייווצר הקוטב החיובי והיכן הקוטב השלילי?

אלקטרושליליות היא מדד ליכולת הגרעין למשוך אליו את אלקטרוני הקשר



לינוס קארל פאולינג
1901-1994

(בניגוד לזיקה אלקטרונית המתייחסת לאלקטרונים באופן כללי).

לינוס פאולינג (הזוכה היחיד שזכה בפרס נובל פעמיים ללא שותפים),
פאולינג סידר את יכולת האטומים למשוך את אלקטרוני הקשר בסולם הנקרא:
סולם אלקטרושליליות.

H 2.1							He -
Li 1.0	Be 1.5	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne -
Na 0.9	Mg 1.2	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar -
K 0.8	Ca 1.0	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr 2.9

מדד ליכולת הגרעין למשוך אליו את אלקטרוני הקשר

סולם אלקטרושליליות:

ערכי הסולם נעים בין 0-4 

לפלואור, F , הערך הגדול ביותר ($= 4$) 

לאל-מתכות אלקטרושליליות גדולה יותר מאשר למתכות 

גורמים המשפיעים על ערך האלקטרושליליות :
(חוק קולון)

רדיוס החלקיק (המרחק מהגרעין) 

מספר הפרוטונים בגרעין 

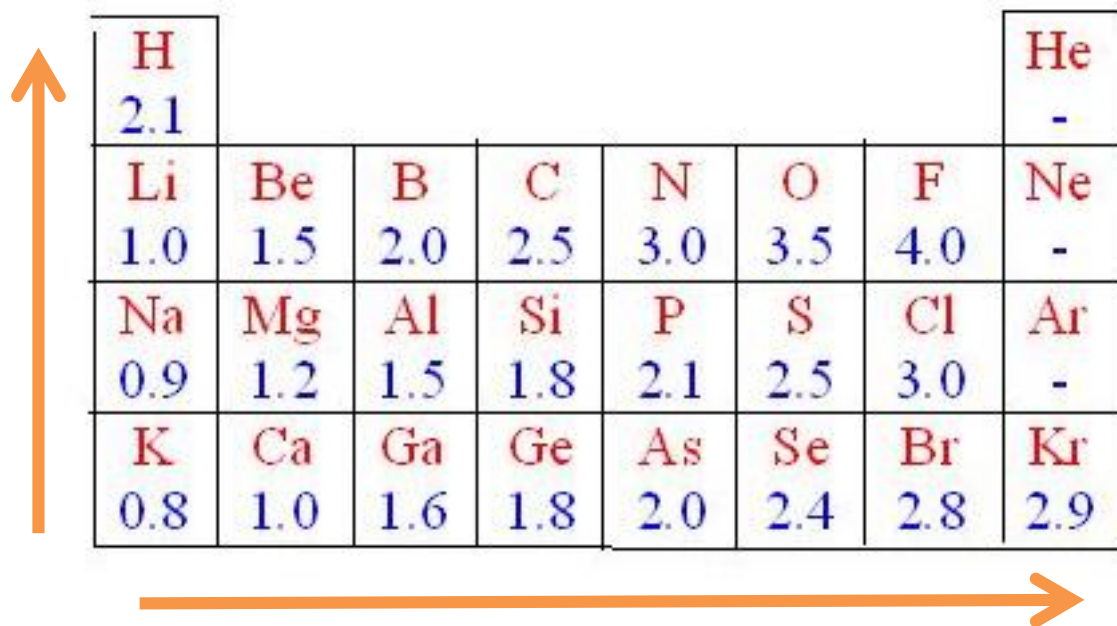
לאורך הטור (משפחה)

גורם משפיע עיקרי: רדיוס החלקיק (מרחק מהגרעין)

לאורך השורה (רמה אלקטרונית)

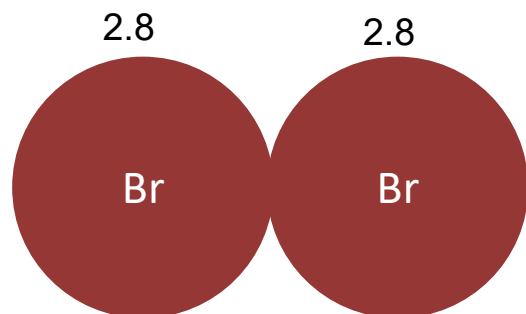
גורם משפיע עיקרי: מספר הפרוטונים בגרעין

גזים אצילים לא יוצרים בדרך כלל קשר כימי ולכן חסרי ערך אלקטרושליליות

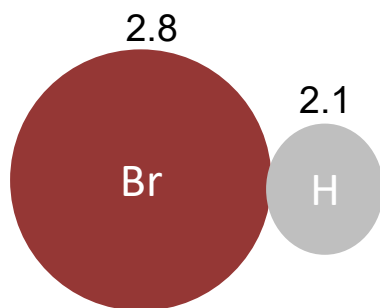


H 2.1							He -
Li 1.0	Be 1.5	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne -
Na 0.9	Mg 1.2	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar -
K 0.8	Ca 1.0	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr 2.9

הקשר קוטבי, כאשר אטום אחד אלקטרושלילי יותר מהאחר, ומושך אליו יותר את אלקטרוני הקשר. במקרה כזה, נוצרים שני קטבים: קוטב שלילי (ליד האטום האלקטרושלילי יותר) וקוטב חיובי (ליד האטום האלקטרושלילי פחות).



Br-Br הוא קשר לא קוטבי



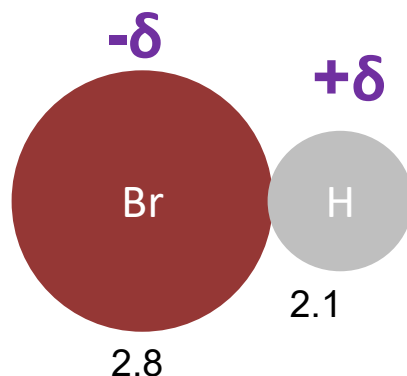
H-Br הוא קשר קוטבי

מבחינה מעשית במעבדה, לעיתים מגדירים הפרש של 0.4 בערכי אלקטרושליליות על מנת לקבוע כי קשר הוא קוטבי. אך זהו אינו גבול מוגדר וניתן למצוא כמה גרסאות בנושא.

נסמן את הקטבים במולקולה באות היוונית הקטנה δ דלתא

הקוטב השלילי: $-\delta$

הקוטב החיובי: $+\delta$



H-Br היא מולקולה קוטבית

ניעזר בטבלת ערכי אלקטרושליליות כדי לקבוע את הקוטביות:

H 2.1							He -
Li 1.0	Be 1.5	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne -
Na 0.9	Mg 1.2	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar -
K 0.8	Ca 1.0	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr 2.9

עבור הקשרים הבאים קבעו האם הקשר הוא קוטבי.
אם הקשר קוטבי סמנו את הקטבים.

H 2.1							He -
Li 1.0	Be 1.5	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne -
Na 0.9	Mg 1.2	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar -
K 0.8	Ca 1.0	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr 2.9

F-F •

O-C •

P-H •

F-Br •

עבור הקשרים הבאים קבעו האם הקשר הוא קוטבי.
אם הקשר קוטבי סמנו את הקטבים.

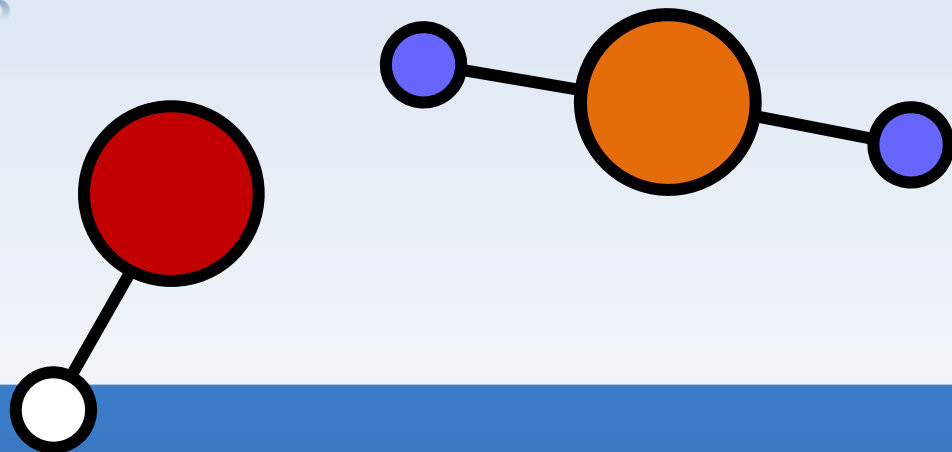
H 2.1							He -
Li 1.0	Be 1.5	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne -
Na 0.9	Mg 1.2	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar -
K 0.8	Ca 1.0	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr 2.9

• F-F – לא קוטבי

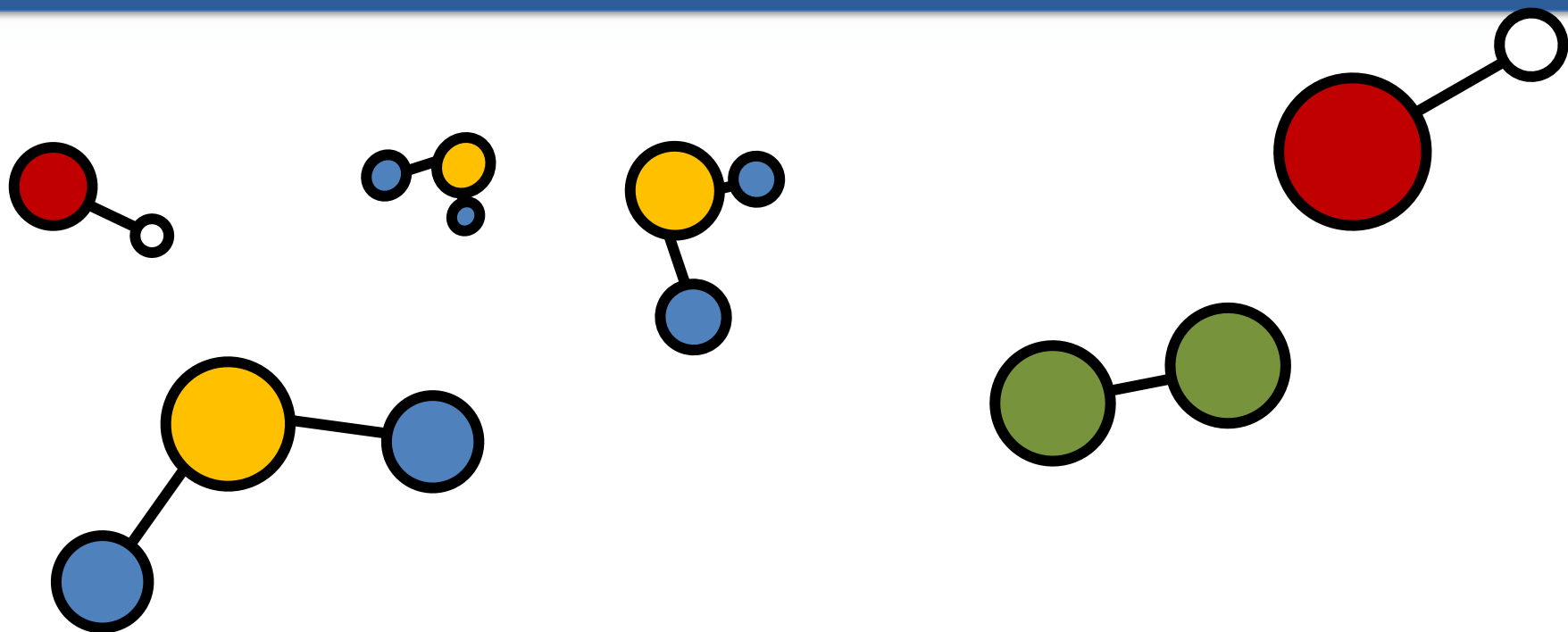
• O-C – δ^- δ^+ קוטבי

• P-H – לא קוטבי

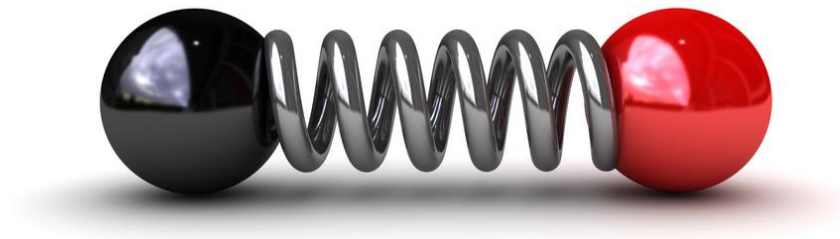
• F-Br – δ^- δ^+ קוטבי



חוזק ואורך הקשר



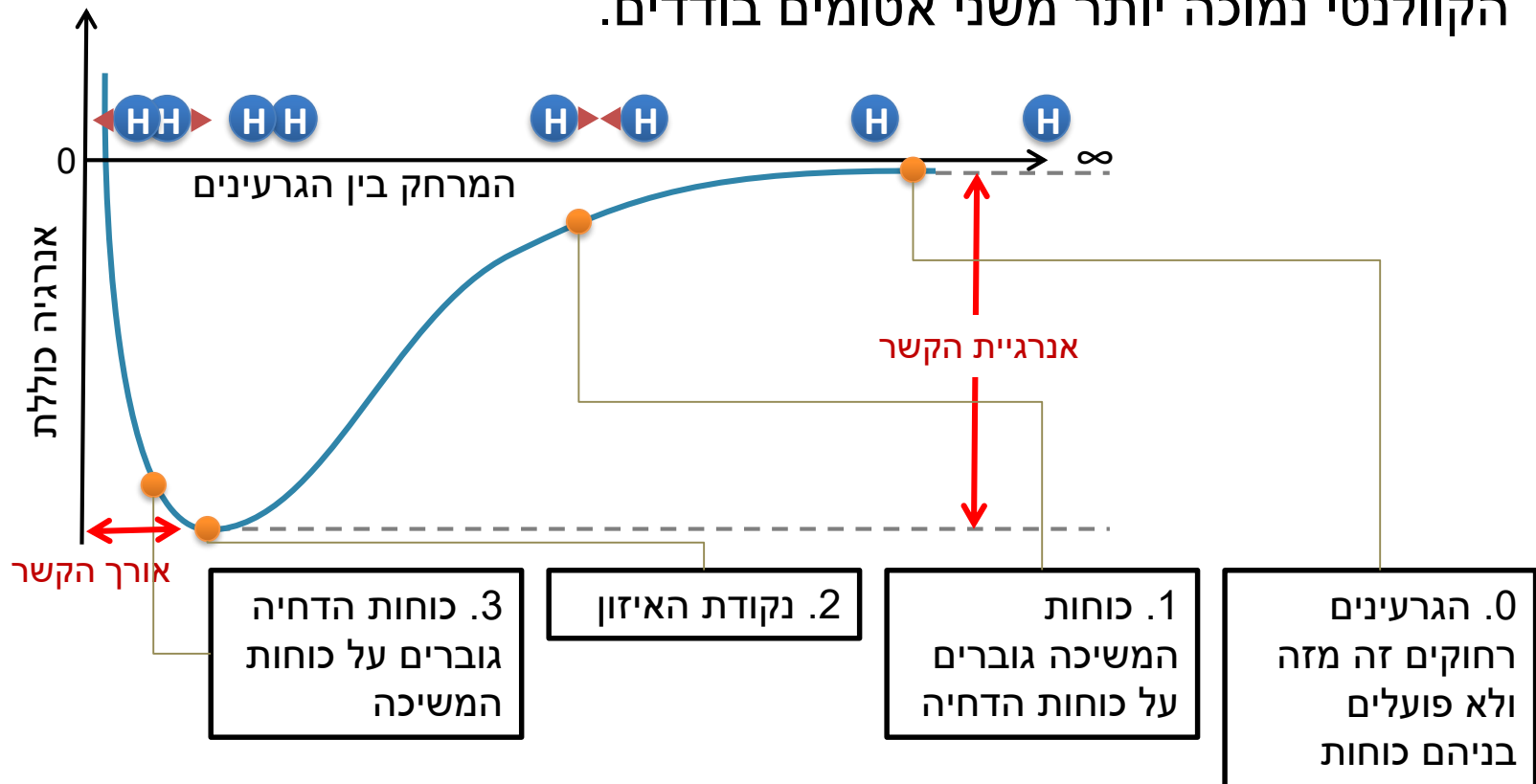
אחת האנלוגיות המקובלות היא להציג את הקשר הקוולנטי כקפיץ המקשר שני כדורים:



- כשהקפיץ רפוי סך הכוחות הפועלים עליו הוא 0.
- אם נרצה להרחיק את הכדורים: תידרש **השקעת אנרגיה** על מנת למתוח את הקפיץ.
- אם נרצה לקרב את הכדורים תידרש **השקעת אנרגיה** לשם כיווצו של הקפיץ.
- **נק' האיזון** היא המצב האנרגטי הנמוך ביותר. על כן, זהו המצב היציב ביותר שכן צריך להשקיע אנרגיה כדי "לצאת" ממנו.

הקשר הקוולנטי הוא קשר של שיתוף אלקטרוני ערכיות. כל זוג אלקטרוני קשר נמשך בו זמנית לשני הגרעינים.

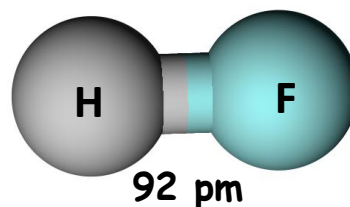
"המוטיבציה" ליצירת הקשר הקוולנטי היא להגיע למצב אנרגטי יציב (נמוך) יותר. האנרגיה הכוללת של 2 אטומים לאחר יצירת הקשר הקוולנטי נמוכה יותר משני אטומים בודדים.



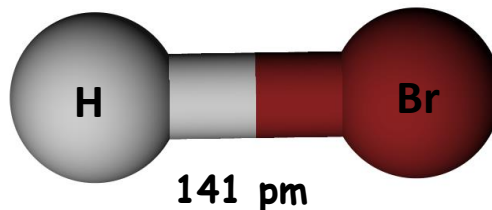
לקשרים כימים בין אטומים שונים יש חוזקי קשר שונים.
את חוזק הקשר מודדים **באנרגיית קשר** - כמות האנרגיה שיש להשקיע בכדי לשבור את הקשר.

ככל שקשר יותר חזק, אורכו יותר קצר ולהפך

568 kJ/mol



366 kJ/mol



א. רדיוס אטומי של האטומים המשתתפים בקשר –

ככל שרדיוס האטומים יותר קטן הקשר יותר חזק

ב. סדר הקשר –

ככל שסדר הקשר יותר גדול, יותר אלקטרונים

מעורבים בקשר והקשר יותר חזק

ג. קוטביות הקשר –

ככל שהקשר יותר קוטבי (הפרש האלקטרושליליות

יותר גדול) הקשר יותר חזק

א. רדיוס אטומי של האטומים המשתתפים בקשר–

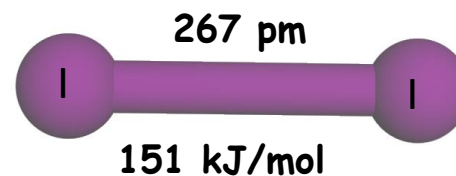
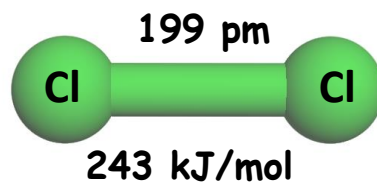
ככל שרדיוס האטומים יותר קטן

הקשר יותר חזק ויותר קצר

הסבר:

ככל שהרדיוס האטומי של האטומים המשתתפים בקשר יותר קטן, קטן המרחק בין אלקטרוני הקשר לגרעינים ויפעלו ביניהם כוחות משיכה חזקים יותר.

הגרעינים יתקרבו ואורך הקשר יהיה קצר יותר
תידרש אנרגיה רבה יותר לניתוק הקשר



ב. סדר קשר –

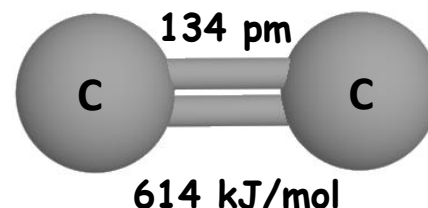
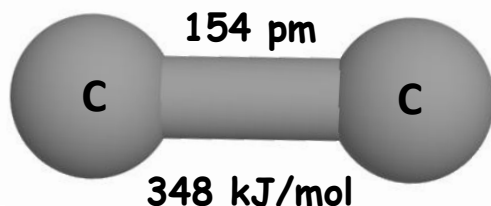
ככל שיותר אלקטרונים נמצאים באתר הקשר,

הקשר יותר חזק ויותר קצר

הסבר:

ככל שיותר אלקטרונים משתתפים בקשר, המטען השלילי שנמשך אל הגרעינים הוא יותר גדול. ככל שהמטען יותר גדול, כוחות המשיכה יותר חזקים.

הגרעינים יתקרבו ואורך הקשר יהיה קצר יותר
תידרש אנרגיה רבה יותר לניתוק הקשר



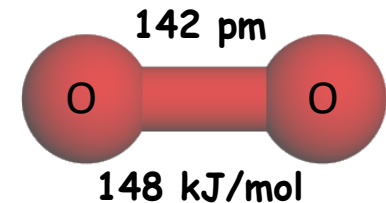
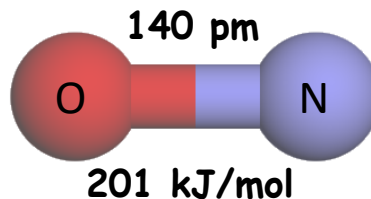
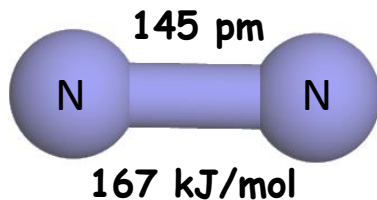
ג. קוטביות הקשר –

ככל שהקוטביות יותר גדולה, הקשר יותר חזק ויותר קצר*

הסבר:

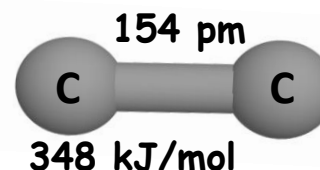
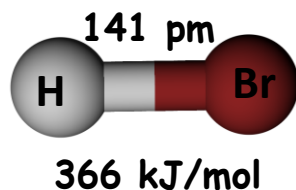
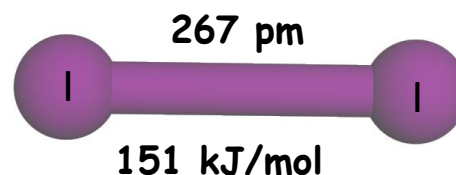
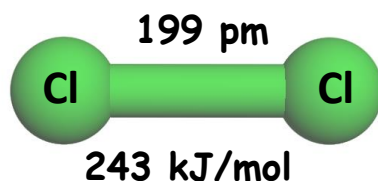
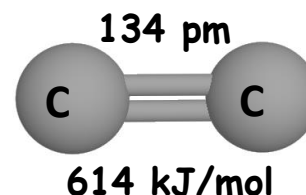
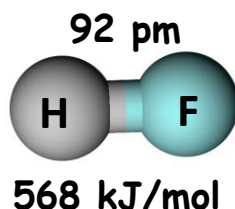
בקשר קוולנטי קוטבי, בנוסף למשיכה בין אלקטרוני הקשר לגרעיני האטומים, פועלים כוחות משיכה בין הקטבים. ככל שהקשר יהיה קוטבי יותר הרי שהמטענים החלקיים על הקטבים יהיו גדולים יותר ובעקבות כך המשיכה תהיה חזקה יותר.

הגרעינים יתקרבו ואורך הקשר יהיה קצר יותר
תידרש אנרגיה רבה יותר לניתוק הקשר



* עבור אטומים בעלי רדיוס דומה

כאשר משווים בין שני קשרים על מנת לקבוע איזה מהם חזק יותר ו/או קצר יותר, נבחן את שלושת הגורמים ונחפש את **כל** הגורמים התומכים בקביעה



באיזה מהחומרים הבאים יש להשקיע את האנרגיה הגבוהה ביותר כדי לשבור את הקשר הקוולנטי: H-H , Cl-Cl , Br-Br ?

א. לכולם נדרשת אותה אנרגיה

ב. H-H

ג. Cl-Cl

ד. Br-Br

מהו הגורם המשפיע?

- רדיוס האטומים המשתתפים בקשר
- סדר הקשר
- קוטביות הקשר

באיזה מהחומרים הבאים יש להשקיע את האנרגיה הגבוהה ביותר כדי לשבור את הקשר הקוולנטי: $H-H$, $Cl-Cl$, $Br-Br$?

א. לכולם נדרשת אותה אנרגיה

ב. $H-H$

ג. $Cl-Cl$

ד. $Br-Br$

הסבר:

לאטומי המימן רדיוס אטומי קטן מאטומי הברום והכלור, כי יש להם פחות רמות אלקטרוניות מאוכלסות. לכן, אורך הקשר קצר יותר, המרחק בין הגרעינים לבין האלקטרונים המשותפים קצר יותר, ולכן המשיכה בין אלקטרוני הקשר לבין גרעיני האטומים חזקה יותר ונדרשת יותר אנרגיה בכדי לשבור את הקשר.

מה ניתן לומר על אנרגיית הקשר $O=O$ ביחס לאנרגיית הקשר $O-O$?

א. אנרגיית הקשר $O=O$ גבוהה יותר מאנרגיית הקשר $O-O$

ב. אנרגיית הקשר $O=O$ נמוכה יותר מאנרגיית הקשר $O-O$

ג. אנרגיית הקשר $O=O$ שווה לאנרגיית הקשר $O-O$

מהו הגורם המשפיע?

- רדיוס האטומים המשתתפים בקשר
- סדר הקשר
- קוטביות הקשר

מה ניתן לומר על אנרגיית הקשר $O=O$ ביחס לאנרגיית הקשר $O-O$?

א. אנרגיית הקשר $O=O$ גבוהה יותר מאנרגיית הקשר $O-O$

ב. אנרגיית הקשר $O=O$ נמוכה יותר מאנרגיית הקשר $O-O$

ג. אנרגיית הקשר $O=O$ שווה לאנרגיית הקשר $O-O$

מהו הגורם המשפיע?

- רדיוס האטומים המשתתפים בקשר
- סדר הקשר
- קוטביות הקשר

מדוע אנרגיית הקשר $C=C$ (610 kJ) גבוהה
מאנרגיית הקשר $C-O$ (358 kJ)?

מהו הגורם המשפיע?

- רדיוס האטומים המשתתפים בקשר
- סדר הקשר
- קוטביות הקשר

מדוע אנרגיית הקשר $C=C$ (610 kJ) גבוהה
מאנרגיית הקשר $C-O$ (358 kJ)?

נתונים

הקשר $C=C$ הוא קשר כפול בו שני זוגות אלקטרונים. לעומת זאת
הקשר היחיד $C-O$ הוא קוטבי ורדיוס האטום O קטן יותר.

הסבר

במקרה זה, על פי אנרגיית הקשר הנתונה, המשיכה לגרעינים
בקשר הכפול אשר בו שני זוגות אלקטרונים, חזקה ומשפיעה יותר
מאשר המשיכה בקשר היחיד שבו רק זוג אלקטרונים אחד.

לפניך נוסחאות של שתי מולקולות: H_2O_2 ו- N_2H_4
כמו כן נתונים ערכי אלקטרושליליות של אטומי מימן, חנקן וחמצן

האטום	O	N	H
אלקטרושליליות	3.5	3.0	2.1

- א.** רשמו נוסחת ייצוג אלקטרונית לכל אחת מהמולקולות
- ב.** אורך הקשר H-N במולקולה N_2H_4 גדול מאורך הקשר H-O במולקולה H_2O_2 . הסבירו עובדה זו.

לפניך נוסחאות של שתי מולקולות: H_2O_2 ו- N_2H_4
 כמו כן נתונים ערכי אלקטרושליליות של אטומי מימן, חנקן וחמצן

האטום	O	N	H
אלקטרושליליות	3.5	3.0	2.1

א. רשמו נוסחת ייצוג אלקטרונית לכל אחת מהמולקולות



לפניך נוסחאות של שתי מולקולות: H_2O_2 ו- N_2H_4
 כמו כן נתונים ערכי אלקטרושליליות של אטומי מימן, חנקן וחמצן

האטום	O	N	H
אלקטרושליליות	3.5	3.0	2.1

ב. אורך הקשר H-N במולקולה N_2H_4 גדול מאורך הקשר H-O במולקולה H_2O_2 . הסבירו עובדה זו.

מהו הגורם/ים המשפיע/ים?

- רדיוס האטומים המשתתפים בקשר
- סדר הקשר
- קוטביות הקשר

לפניך נוסחאות של שתי מולקולות: H_2O_2 ו- N_2H_4
 כמו כן נתונים ערכי אלקטרושליליות של אטומי מימן, חנקן וחמצן

האטום	O	N	H
אלקטרושליליות	3.5	3.0	2.1

ב. אורך הקשר H-N במולקולה N_2H_4 גדול מאורך הקשר H-O במולקולה H_2O_2 . הסבירו עובדה זו.

מהו הגורם/ים המשפיע/ים?

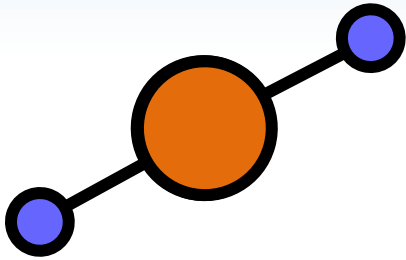
- רדיוס האטומים המשתתפים בקשר ✓
- סדר הקשר ✗
- קוטביות הקשר ✓

מהו הגורם/ים המשפיע/ים?

- רדיוס האטומים המשתתפים בקשר ✓
- סדר הקשר ✗
- קוטביות הקשר ✓

אורך הקשר H-N גדול מאורך הקשר H-O כי הקשר O-H יותר קוטבי. הפרש האלקטרושליליות בין החנקן למימן נמוך יותר מאשר בין החמצן למימן כך שהקשר O-H יותר קוטבי. המטענים החלקיים שעל האטומי החנקן והמימן בקשר N-H נמוכים יותר מאשר המטענים החלקיים של אטומי החמצן והמימן בקשר H-O ולכן בקשר O-H המשיכה החשמלית בין אטומי הקשר לגרעינים גבוהה יותר כך שהאטומים בקשר יתקרבו יותר זה לזה.

בנוסף, אטום החמצן בעל רדיוס אטומי קטן יותר מאשר אטום החנקן שכן לשני האטומים אותו מספר רמות אנרגיה אך לחמצן יותר פרוטונים (8 פרוטונים) מאשר לאטום חנקן (7 פרוטונים). לכן, אטום החמצן מושך את האלקטרונים סביבו יותר חזק ומכאן שהאטומים בקשר H-O יתקרבו יותר זה לזה.



נזכרנו בהגדרת הקשר הקוולנטי 

למדנו מהם הגורמים המשפיעים על חוזק ואורך
הקשר הקוולנטי 

למדנו מהי תכונת האלקטרושליליות, מהי קוטביות
וכיצד היא מסומנת 



תרגלנו מושגים אלה 