

מבוא

סיכום חומר הלימוד ואסטרטגיות פתרון לשאלות נפוצות

מדע הכימיה ורמות הבנה בכימיה

כימיה היא המדע שעוסק בתיאור החומרים, תכונותיהם והתגובות הכימיות האופייניות להם.

חומר ניתן לתיאור בשלוש רמות הבנה:

הרמה המאקרוסקופית – רמת התופעה. ברמה זו מתארים חומר כפי שהוא נקלט על ידי החושים (בעיקר חוש הראייה והריח), כלומר מתייחסים למצב צבירה, לצבע, לריח אופייני ועוד. כמו כן ברמה זו מתארים את החומר גם על ידי מכשירי המדידה המודדים פרמטרים כגון טמפרטורה, pH, מוליכות וכדומה. הרמה המאקרוסקופית מספקת תצפיות בלבד ללא פירושים.

הרמה המיקרוסקופית – הרמה החלקיקית. ברמה זו מתייחסים לחלקיקים המרכיבים את החומר: אטומים, מולקולות, יונים. בתיאור חומר באופן מלא ברמה המיקרוסקופית נדרש להתייחס לשלושת המאפיינים הבאים:

1. סוג החלקיקים הקיימים – בכל חומר יש לפרט את סוגי החלקיקים בחומר (אטומים, יונים, מולקולות וכו').
2. ארגון החלקיקים וסוג הקשרים ביניהם – בכל חומר יש להתייחס לסוג הקשרים בין החלקיקים בחומר: יוני (בחומר יוני), מתכתי (בחומר מתכתי), קוולנטי (בחומר אטומרי), קשרי מימן ו/או אינטראקציות ון-דר-וולס (חומר מולקולרי).
- ראו פירוט בפרק מבנה החומר בטבלה המסכמת.
3. סידור החלקיקים ואופני תנועה – יש להתייחס לסידור החלקיקים בהתאם למצב הצבירה של החומר הנתון וכן לאופני התנועה של החלקיקים. ראו פירוט בפרק מבנה החומר בטבלה המסכמת.
4. רמת הסמל – ייצוג חזותי המורכב מסמלים מוסכמים: בשפת הכימיה סמלים כימיים, נוסחאות וניסוחי תגובות, מודלים, משוואות וגרפים.

מושגי יסוד

חומרים יכולים להימצא בטבע בשתי צורות עיקריות: **חומרים טהורים ותערובות**.

חומר טהור – חומר המורכב מסוג אחד בלבד של חלקיקים. חלקיקים אלו עשויים להיות אטומים בחומרים מסוימים או מולקולות בחומרים אחרים. ההרכב הכימי של חומר טהור מוגדר וקבוע.

חומר טהור יכול להיות **יסוד** או **תרכובת**.

יסוד – חומר טהור המורכב מסוג אחד בלבד של אטומים. ברמה המאקרוסקופית, יסוד הוא החומר הפשוט ביותר מבחינה כימית. אי אפשר להרכיבו מחומרים אחרים, ואי אפשר לפרקו או לשנותו לחומר אחר בתהליכים כימיים רגילים. יסודות מולקולריים – יסודות המורכבים ממולקולות. רצוי לזכור כי היסודות הבאים מורכבים ממולקולות דו-אטומיות:



(אפשר לזכור את החומרים הללו על ידי ראשי התיבות **HOF BrINCl**).

לא בכל היסודות המולקולריים יש מולקולות דו־אטומיות; ישנם יסודות מולקולריים שבהם יש מולקולות עם מספר שונה של אטומים: S_8 , P_4 .

תרכובת – חומר טהור המורכב משני סוגי אטומים ויותר, כאשר בין סוגי האטומים השונים יש יחס מספרי קבוע. ברמה המאקרוסקופית, זהו חומר שמורכב משני יסודות כימיים לפחות ביחס קבוע. לתרכובת תכונות כימיות משל עצמה, השונות מתכונות מרכיביה.

תערובת – חומר המכיל לפחות שני חומרים טהורים המעורבבים ביחד. היחסים בין מרכיבי התערובת יכולים להשתנות, לכן הרכב התערובת אינו קבוע ואין לו תכונות קבועות. כל התערובות אינן חומרים טהורים, שכן הן ערבוב של שני חומרים טהורים או יותר.

יש להבחין בין שני סוגים עיקריים של תערובות:

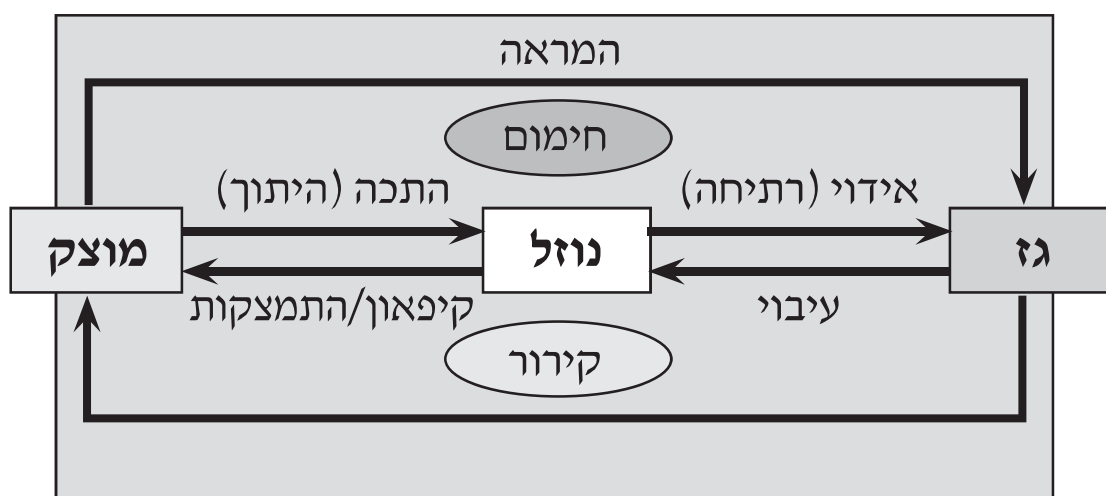
תערובת הומוגנית (=תמיסה) – תערובת אחידה שאי אפשר להבחין בין מרכיביה.

החלקיקים השונים שמרכיבים את התערובת מפוזרים באופן אחיד בתערובת.

תערובת הטרוגנית – תערובת שבה אפשר להבחין בחלק ממרכיבי התערובת או בכולם, לא מתרחש פיזור אחיד של החלקיקים.

מצבי צבירה

רוב החומרים בטבע מופיעים בשלושה מצבים עיקריים: מוצק, נוזל וגז. מצבים אלו נקראים מצבי צבירה משום שהם מתארים את המצב, מבחינת ארגון, מרחקים ומהירויות, של צבר החלקיקים שממנו מורכב החומר. המעברים בין מצבי הצבירה הם:



- **אידוי/רתיחה** – מעבר של חלקיקי חומר מנוזל לגז.
- **עיבוי** – שינוי מצב הצבירה של החומר מגז לנוזל.
- **המראה** – שינוי מצב הצבירה של החומר ישירות ממוצק לגז.

- **התכה** – שינוי מצב הצבירה של החומר ממוצק לנוזל בנקודת ההתכה.
- **קיפאון/התמצקות** – שינוי מצב הצבירה של החומר מנוזל למוצק בנקודת הקיפאון.

יש לזכור:

טמפרטורת התכה = טמפרטורת קיפאון.

טמפרטורת רתיחה = טמפרטורת עיבוי.

בכל מצב צבירה של אותו החומר נמצאים אותם חלקיקים, אך סידורם זה לעומת זה ותכולת האנרגיה שלהם שונה. אפשר לתאר כל מצב צבירה על פי הטבלה הבאה:

רמה מאקרוסקופית			רמה מיקרוסקופית	
	הצורה וההופעה של החומר	מצב החלקיקים	חוזק הקשרים בין החלקיקים	אופני תנועה של החלקיקים
גז (g)	ללא צורה מוגדרת משל עצמו, מתפשט לכל נפח הכלי.	רחוקים מאוד זה מזה, ללא סדר כלל	לא קיימים קשרים בין החלקיקים	תנועה, סיבוב ומעתק
נוזל (l)	בעל נפח קבוע. ללא צורה מוגדרת, מקבל את צורת הכלי.	קרובים זה לזה הסדר נשמר בחלקו. יכולה להתבצע תנועה חלקית של החלפת מיקום	קשרים חלשים בין החלקיקים	תנועה וסיבוב
מוצק (s)	בעל צורה ונפח קבועים	מסודרים, קרובים זה לזה. סידור כגביש	קשרים חזקים בין החלקיקים	תנועה בלבד

מעבר בין מצבי צבירה

ניסוח מעבר בין מצבי הצבירה נכתב כך שמשמאל לחץ כותבים את החומר לפני השינוי ומימין לחץ את החומר לאחר השינוי.

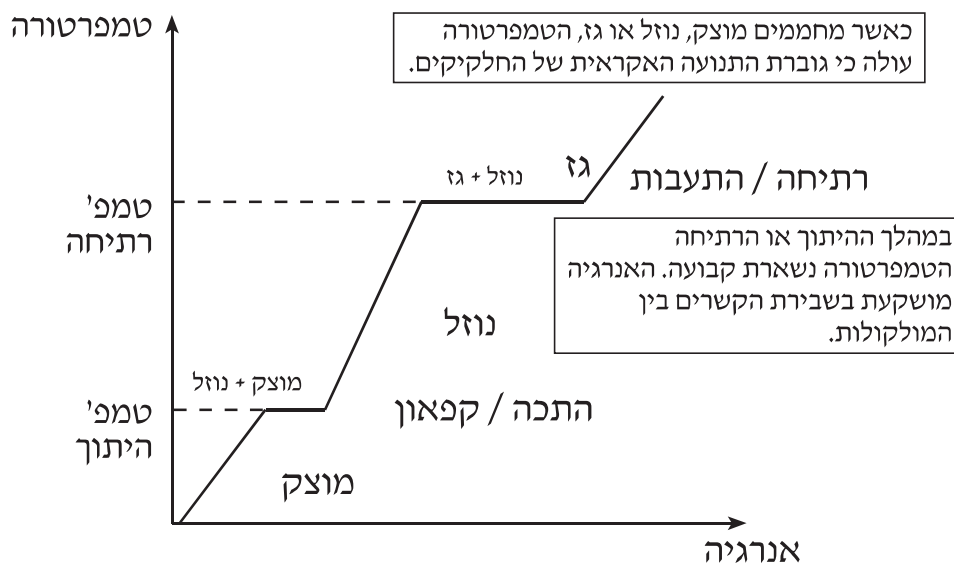
לדוגמה: היתוך של מים $H_2O_{(s)} \rightarrow H_2O_{(l)}$

עיבוי של מתאן $CH_{4(g)} \rightarrow CH_{4(l)}$

בתגובות אלו רק מצב הצבירה של החומר משתנה, לא מהות החומר.

עבור כל חומר קיימות טמפרטורות מעבר ממצב צבירה אחד למשנהו האופייניות לו. נקודת מעבר מצב צבירה יכולה לשמש גם נקודת זיהוי שלו (בדומה לטביעות אצבעות).

השפעת הטמפרטורה על מצבי הצבירה



כשמחממים חומר הנמצא במצב מוצק, חלקיקי החומר קולטים את האנרגיה והטמפרטורה של החומר עולה, עד שהיא מגיעה לטמפרטורת ההיתוך של החומר. בשלב זה נעצרת עליית הטמפרטורה. כאשר ממשיכים את החימום לא תעלה הטמפרטורה משום שהאנרגיה נצרכת להחלשת הקשרים בין החלקיקים ולקבלת סוג תנועה נוסף – סיבוב. זהו שלב ההתכה, שינוי מצב הצבירה ממוצק לנוזל. בשלב זה מתקיימים שני מצבי צבירה – מוצק ונוזל. עליית הטמפרטורה תתחדש רק לאחר שכל המוצק הותך, כלומר כל החומר שינה את מצב הצבירה והפך לנוזל. המשך חימום יגרום לעלייה בטמפרטורת החומר, עד שהחומר יגיע לטמפרטורת הרתיחה. בנקודה זו נעצרת עליית הטמפרטורה משום שהאנרגיה מושקעת בשבירת כל הקשרים בין החלקיקים ובקבלת סוג תנועה נוסף – מעתק. החל מההגעה לטמפרטורת הרתיחה, כאשר נעצרת הטמפרטורה, מתקיימים שני מצבי צבירה בכלי – נוזל וגז. כאשר החומר כולו רתח והפך לגז, המשך חימום יגרום שוב לטמפרטורת אדי החומר להתחיל לעלות, כלומר מהירות תנועת החלקיקים עולה.

שפה כימית

אטום מסמנים באות לועזית גדולה אחת או באות לועזית גדולה ולאחריה אות קטנה:

H	מימן
O	חמצן
N	חנקן
He	הליום
P	זרחן
F	פלואור
C	פחמן
Ca	סידן

מומלץ להכיר היטב את הסימולים של 20 היסודות הראשונים ומתכות נפוצות.

כאשר היסוד מורכב ממולקולות – מציינים את מספר האטומים במולקולה על ידי מספר בצד ימין למטה, לדוגמה היסוד חמצן מורכב ממולקולות דו־אטומיות ולכן: O_2 .

ככלל המספר מימין למטה, 2, מצייני שני אטומים מחוברים בקשר כימי.

כאשר יש צורך לציין מספר מולקולות משתמשים ברישום מספר (מקדם) משמאל למולקולה, לדוגמה ב־ $5O_2$ הסימול מצייני חמש מולקולות שבכל אחת שני אטומי חמצן מחוברים בקשר כימי. חמשת המולקולות אינן מחוברות ביניהן בקשר כימי.

תרכובות מסמלים על ידי הצמדת סימולי האטומים המרכיבים אותן:

א. יחס של 1:1:

תרכובת של מימן וכלור: מימן כלורי, HCl

תרכובת של נתרן וכלור: נתרן כלורי, $NaCl$

ב. יחס אחר בין סוגי האטומים השונים:

תרכובת של מימן וחמצן (מים): שני אטומי מימן על כל אטום חמצן: H_2O

ג. יחס מורכב יותר בין האטומים השונים:

תרכובת של מגנזיום וחנקן: מגנזיום חנקני, Mg_3N_2

* יש להבחין בין סימול של חומר (צבר) - אשר כולל מצב צבירה.

לבין סימול של חלקיק לבדו - שאינו כולל מצב צבירה.

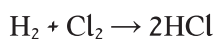
ניסוח סכמתי של תגובות כימיות:

תוצרים → מגיבים

המגיבים הם חומרי המוצא של התהליך.

התוצרים הם החומרים המתקבלים בסוף התהליך.

דוגמה: ערבוב של יסוד כלור עם יסוד מימן נותן מימן כלורי:



חוק שימור החומר ואיזון משוואות כימיות

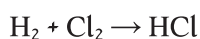
חוק זה (המכונה גם חוק שימור המסה) קובע שמסה במערכת חומרים מסוימת אינה יכולה להופיע או להיעלם, אם כי היא יכולה לשנות צורה. על פי חוק שימור המסה, סכום המסות של המגיבים שווה לסכום המסות של התוצרים, כלומר מספר האטומים מכל סוג במגיבים שווה למספר האטומים מכל סוג בתוצרים.

תגובות כימיות מתקיימות רק תוך כדי שמירה על חוק שימור החומר. בעקבות זאת יש לוודא שהמשוואות הכימיות המתארות את אותן תגובות הן מאוזנות, כלומר מספר האטומים מכל סוג במגיבים שווה למספר האטומים מכל סוג בתוצרים.

תהליך איזון המשוואות

1. רושמים את המגיבים ואת התוצרים, לפני איזון.
2. סופרים ורושמים בטבלה את מספר האטומים מכל סוג.
3. מאזנים את המספרים של אחד האטומים על ידי שינוי המקדם בלבד באחד הצדדים, כאשר על המקדם ברוב המקרים להיות מספר שלם, ועורכים ספירה מחדש של שאר האטומים.
4. מאזנים את סוגי האטומים האחרים באותו האופן.

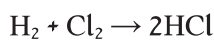
שלב 1:



שלב 2:

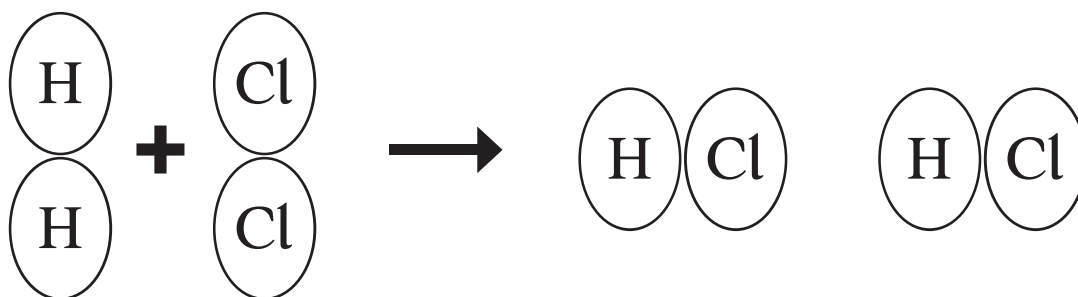
מגיבים		תוצרים	סוג אטומים
H_2	Cl_2	HCl	
2		1	אטומי H
	2	1	אטומי Cl

שלב 3: לאחר הכפלת התוצר ב-2:



מגיבים		תוצרים	סוג אטומים
H_2	Cl_2	HCl	
2		$1 \rightarrow 2$	אטומי H
	2	$1 \rightarrow 2$	אטומי Cl

שלב 4: בדוגמה זו אין צורך בפעולה נוספת.



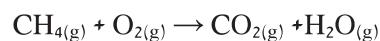
תגובות שריפה של תרכובות אורגניות – תרכובות אורגניות (המורכבות מאטומי פחמן, C, מימן, H, ולעיתים גם חמצן, O) עוברות תגובת שריפה בנוכחות חמצן. בתגובת שריפה מלאה, כל אחד מאטומי התרכובת האורגנית יוצר תרכובת עם חמצן לקבלת פחמן דו-חמצני, CO_2 , ואילו אטומי המימן יוצרים אדי מים, H_2O , כלומר תמיד ייראו תגובות אלו אותו הדבר, מלבד החומר המגיב ואיזון המשוואה.

יש לדעת לנסח ולאזן תגובות מסוג זה.

לדוגמה:

תגובת שריפה מלאה של מתאן

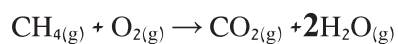
שלב 1:



שלב 2:

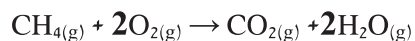
מגיבים		תוצרים		סוג אטומים
$\text{CH}_{4(g)}$	$\text{O}_{2(g)}$	$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$	$\text{CO}_{2(g)}$	
4		2		אטומי H
1			1	אטומי C
	2	1	$+2 = 3$	אטומי O

שלב 3:



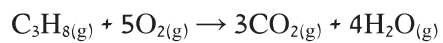
מגיבים		תוצרים		סוג אטומים
$\text{CH}_{4(g)}$	$\text{O}_{2(g)}$	$2\text{H}_2\text{O}_{(g)}$	$\text{CO}_{2(g)}$	
4		$2 \cdot 2 = 4$		אטומי H
1			1	אטומי C
	2	$2 \cdot 1 = 2$	$+2 = 4$	אטומי O

שלב 4: המשוואה מאוזנת:

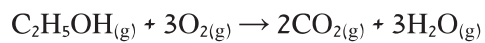


מגיבים		תוצרים		סוג אטומים
$\text{CH}_{4(g)}$	$\text{O}_{2(g)}$	$2\text{H}_2\text{O}_{(g)}$	$\text{CO}_{2(g)}$	
4		$2 \cdot 2 = 4$		אטומי H
1			1	אטומי C
	$2 \cdot 2 = 4$	$2 \cdot 1 = 2$	$+2 = 4$	אטומי O

תגובת שריפה מלאה של פרופאן, $\text{C}_3\text{H}_{8(g)}$:



תגובת שריפה מלאה של אתאנול, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(g)}$:



מבנה האטום

כל האטומים בנויים מאותם חלקיקים ובאותו המבנה. האטום מורכב משלושה סוגי חלקיקים:

פרוטונים, p^+ , שנמצאים בגרעין האטום ובעלי מטען חיובי;

נויטרונים, n , שנמצאים בגרעין האטום ונייטרליים מבחינה חשמלית;

אלקטרונים, e^- , שנמצאים בחלל המקיף את הגרעין ובעלי מטען שלילי.

הגרעין

הגרעין כאמור מכיל פרוטונים ונויטרונים. הפרוטונים הם בעלי מטען חיובי ומסה של 1 ימ"א (יחידת מסה אטומית), ואילו הנויטרונים הם חלקיקים ללא מטען חשמלי ומסה של 1 ימ"א. רוב המסה של האטום מרוכזת בגרעין.

המספר האטומי – מספר הפרוטונים בגרעין האטום. המספר האטומי מגדיר את היסוד, לכל אטומי אותו היסוד יש את אותו מספר פרוטונים.

המטען הגרעיני – מטען הגרעין הוא חיובי וזהה למספר הפרוטונים בגרעין.

מסה אטומית, או מספר מסה – מספר הפרוטונים + מספר הנויטרונים בגרעין האטום.

סימול האטום – נהוג לכתוב את המספר האטומי בכתב תחת משמאל לסימול של היסוד ואת מספר המסה בצד השמאלי העליון.



בסימול זה של מגנזיום, המספר האטומי הוא 12 ומספר המסה הוא 25. לאטום זה 12 פרוטונים, 12 אלקטרונים ו-13 נויטרונים.

איזוטופים – אטומים של אותו יסוד בעלי מספר אטומי זהה (אותו מספר פרוטונים), אך שונים במספר המסה (כלומר שונים במספר הנויטרונים).

לדוגמה שני איזוטופים של חמצן:



אלקטרונים והחלל המקיף את הגרעין

האלקטרונים נמצאים בחלל המקיף את הגרעין, ורוב נפח האטום הוא חלל ריק.

באטום נייטרלי, מספר האלקטרונים שווה למספר הפרוטונים בגרעין. האלקטרונים נמצאים בתנועה אקראית מתמדת, ומהירותם גבוהה מאוד (כ-1,000 קילומטר לשנייה). המרחק בין הגרעין לקצה האטום גדול פי 10,000–100,000 מזה של הגרעין (תלוי בסוג האטום).

ענן אלקטרונים – החלל המקיף את הגרעין נקרא ענן אלקטרונים, בשל דמיונו לענן (צורה לא מוגדרת שתופסת נפח בחלל).

על פי המודל הקוונטי של האטום, ענן האלקטרונים מורכב ממספר אורביטלים. אורביטלים הם צורות מרחביות מוגדרות המתארות את הסיכוי למצוא אלקטרונים בסביבת הגרעין.

על פי מספר השורה שבה הוא נמצא, נשרטט 3 רמות אנרגיה:

Mg _ _ , _ , _

על פי מספר הטור שבו הוא נמצא, לאטום זה 2 אלקטרוני ערכיות:

Mg _ _ , 2

נאכלס את שאר האלקטרונים על פי סדר הרמות, ורק כאשר הרמה מלאה, נמשיך לרמה שמעליה.

Mg 2, 8, 2

כלל האוקטט – הנטייה של כל אטום היא ל-8 אלקטרונים ברמת הערכיות. על פי כלל האוקטט אפשר לדעת מהו מספר הקשרים הקוולנטיים שיוצר כל אטום אל-מתכת, כמו גם אם אטום ימסור או יקבל אלקטרונים ליצירת יונים, ומהו היות היציב של כל אטום.

יונים – יון הוא אטום בעל מטען חשמלי.

אניון – אטום בעל מטען שלילי שמכיל עודף של אלקטרונים (כשנוספים אלקטרונים לאטום ניטרלי נוצר אניון).
קטיון – אטום בעל מטען חיובי שחסרים בו אלקטרונים (כשמוציאים אלקטרונים מאטום ניטרלי נוצר יון חיובי קטיון).
את מטען היות מסמנים מימין לסימול היות בכתב עילי:
יון הסידן, Ca^{2+} , מכיל 20 פרוטונים חיוביים, ו-18 אלקטרונים שליליים.
יון הכלור, Cl^- , מכיל 17 פרוטונים חיוביים, ו-18 אלקטרונים שליליים.

נוסחת ייצוג אלקטרונית (מבנה לואיס) – נוסחה המציגה את כל האלקטרונים ברמת האנרגיה האחרונה (אלקטרוני ערכיות). האלקטרונים מסומלים באמצעות נקודות סביב סימול האטום. האלקטרונים יכולים להיות בודדים (בלתי מזווגים) או מזווגים.

אלקטרונים מזווגים אינם משתתפים בקשר כימי, ולכן הם נקראים אלקטרונים בלתי קושרים.

אלקטרונים בלתי מזווגים (בודדים) משתתפים ביצירת הקשר.

כללים לרישום נוסחות ייצוג אלקטרוניות של אטומים:

1. רושמים את סימול האטום.
2. קובעים את מספר אלקטרוני הערכיות על פי הטור בטבלה המחזורית.
3. מסמנים אלקטרונים ב-4 מקומות סביב סמל האטום כנקודות, כל אלקטרון נוסף מעל 4 רושמים בזוג עם אלקטרון בודד שנרשם קודם.

זוג אלקטרונים
בלתי קושר



אלקטרון בלתי מזווג

משפחות כימיות בטבלה המחזורית

חומרים שנוצרים מאטומים הנמצאים באותו הטור בטבלה המחזורית חולקים תכונות כימיות משותפות ונקראים משפחה כימית. שמות המשפחות הכימיות מופיעים בטבלה:

[illegible]

רדיוס אטומי, אנרגיית יינון

חוק קולון

בין שני חלקיקים טעונים פועלים כוחות משיכה או דחייה חשמליים. חוק קולון, שאותו ניסח הפיזיקאי הצרפתי שארל דה קולון, מתאר את עוצמת הכוח החשמלי הפועל בין שני גופים טעונים.

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

F – כוח המשיכה או הדחייה הנוצר בין שני הגופים הטעונים.

$q_1 q_2$ – מכפלת המטענים של שני הגופים.

r – המרחק בין שני הגופים.

k – קבוע קולון (מספר קבוע).

מהנוסחה אפשר לראות כי:

א. כוח המשיכה בין חלקיקים טעונים גדל ככל שהמטען של אותם חלקיקים גדל.

ב. כוח המשיכה בין חלקיקים טעונים קטן ככל שהמרחק בין אותם חלקיקים גדל.

הגורמים המשפיעים על הכוחות הפועלים באטום על פי חוק קולון:

אין צורך לדעת להשתמש בנוסחה זו, אך מחוק קולון אפשר לראות כי שני גורמים משפיעים על גודלו של האטום ועל חוזק הקשר בין האלקטרונים לגרעין.

א. המרחק בין הגרעין לאלקטרוני הערכיות:

ככל שבאטום יש יותר רמות אנרגיה, כך אלקטרוני הערכיות רחוקים יותר מהגרעין וכוחות המשיכה בין הגרעין לאלקטרוני הערכיות קטנים.

ב. גודל המטען החשמלי של הגרעין:

המטען החיובי של גרעין האטום שווה למספר הפרוטונים בגרעין שלו או למספר האטומי של היסוד. ככל שמטען הגרעין גדול יותר, יגדל כוח המשיכה בין הגרעין לאלקטרוני.

לדוגמה: לאטום צורן Si יש 14 פרוטונים בגרעין, ולכן המטען הגרעיני שלו גדול מזה של האטום הבא באותה שורה, האלומיניום, Al, בעל 13 פרוטונים בגרעין. כוח המשיכה בין הגרעין לאלקטרוני באטום צורן, Si, גדול יותר.

בעזרת חוק קולון אפשר להסביר הבדלים במבנה אטומים וקשרים קוולנטיים שונים:

א. רדיוס אטומי – רדיוס של אטום הוא מרחק ממוצע בין מרכז גרעין האטום לבין אלקטרוני הערכיות.

הרדיוס האטומי נמדד ביחידות אנגסטרם $\text{\AA}$.

$1 \text{\AA}$ הוא: 10^{-10} מטר.

הרדיוס האטומי מושפע מחוק קולון: ככל שכוחות המשיכה בין הגרעין לאלקטרוני חזקים יותר, כך הרדיוס האטומי יהיה קטן יותר.

הגורמים המשפיעים על הרדיוס האטומי (נדרש להכיר את הגורמים המשפיעים, אך לא נדרש לנמק):

1. מספר רמות האנרגיה המאוכלסות באטום: ככל שבאטום יש יותר רמות אנרגיה מאוכלסות, כך רדיוס

האטום גדול יותר, לכן ככל שיורדים לאורך טור בשורה המחזורית, ונוספת רמת אנרגיה מאוכלסת, הרדיוס

האטומי גדל.

אסטרטגיה לפתרון שאלות בהשוואת רדיוס אטומי או אנרגיית יון בין אטומים שונים:

- קודם כול משווים את מספר הרמות המאוכלסות באטומים הנתונים. ככל שלאטום מספר גדול יותר של רמות מאוכלסות, כך קטנים כוחות המשיכה לגרעין. כתוצאה מכך רדיוס האטום גדול יותר ואנרגיית היינון קטנה.
- אם מספר הרמות המאוכלסות בין האטומים זהה, יש לבדוק את המטען הגרעיני של כל אטום (המספר האטומי). במקרה זה, ככל שהמטען הגרעיני גדול יותר, כוחות המשיכה חזקים יותר ולכן הרדיוס קטן יותר ואנרגיית היינון גדלה.

דוגמה:

נתונים שלושה אטומים: Ne, F, Cl.

א. דרגו את שלושת האטומים הבאים על פי רדיוס אטומי. הסבירו.

ב. דרגו את אותם אטומים על פי אנרגיית היינון. הסבירו.

תשובה:

א. דירוג על פי רדיוס אטומי: $Ne < F < Cl$

הסבר: אטום הכלור נמצא בשורה השלישית בטבלה המחזורית, ופלואור ונאון נמצאים בשורה השנייה. כלומר לאטום הכלור רמה מאוכלסת נוספת. לכן לאטום הכלור יהיה הרדיוס הגדול ביותר. לפלואור מטען גרעיני קטן מלאטום נאון, לכן רדיוס אטום הנאון יהיה קטן יותר.

ב. דירוג על פי אנרגיית יינון: $Cl < F < Ne$

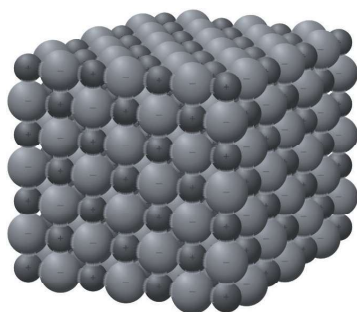
הסבר: אטום הכלור נמצא בשורה השלישית בטבלה המחזורית, ופלואור ונאון נמצאים בשורה השנייה. כלומר לאטום הכלור רמה מאוכלסת נוספת, וככל שלאטום מספר גדול יותר של רמות מאוכלסות, כך קטנים כוחות המשיכה לגרעין. כתוצאה מכך אנרגיית היינון של אטום הכלור היא הקטנה ביותר. לאטום הפלואור מטען גרעיני קטן מלאטום הנאון. ככל שהמטען הגרעיני קטן יותר, כוחות המשיכה נחלשים ולכן אנרגיית היינון קטנה ולאטום הפלואור תהיה אנרגיית יינון קטנה מזו של אטום הנאון.

מבנה וקישור

חומרים יוניים

יונים הם אטומים שנטענו חשמלית על ידי קבלה או מסירה של אלקטרון/אלקטרונים. חומרים יוניים או מלחים הם חומרים המורכבים מחלקיקים טעונים חשמלית, כלומר מיונים חיוביים ושליילים. חומרים אלו נוצרים לרוב בתגובה בין אטומי מתכת לאטומי אל-מתכת. בתגובה זו, אטום המתכת הופך ליון חיובי ואטום האל-מתכת הופך ליון שלילי. המשיכה החשמלית בין היונים החיוביים לאלו השלייליים נקראת קשר יוני, והיא יוצרת מבנה תלת-ממדי ענק שבו כל יון חיובי מוקף יונים שליילים, ולהפך. מבנה זה נקרא הסריג היוני, הגביש היוני או מלח. לדוגמה, היונים המרכיבים את מלח הבישול – נתרן כלורי – הם: יונים חיוביים של נתרן, המסומנים Na^+ ; ויונים שליילים של כלור, המסומנים Cl^- .

הסריג היוני



שחור: יון חיובי

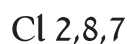
אפור: יון שלילי

יונים יציבים – אפשר לקבוע מהו היון היציב עבור כל אטום על פי כלל האוקטט, שקובע שנטייה של כל אטום היא ל-8 אלקטרונים ברמת האנרגיה האחרונה.

לאטומים בעלי 5 אלקטרונים ומעלה ברמת הערכיות יש נטייה לקבל אלקטרונים וליצור יון שלילי, על מנת להגיע ל-8 אלקטרונים. לעומת זאת לאטומים בעלי 3 אלקטרונים ומטה ברמת הערכיות יש נטייה למסור אלקטרונים וליצור יון חיובי. במקרה זה מתקיים כלל האוקטט על רמת האנרגיה הקודמת. לדוגמה:

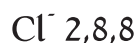
היון היציב של אטום הכלור הוא במטען של -1.

היערכות האלקטרונית של אטום כלור ניטרלי:



על פי כלל האוקטט, על ידי הוספת אלקטרון אחד בלבד יון הכלור הופך יציב.

היערכות אלקטרונית של **יון הכלור**:



מכיוון שנוסף לאטום הכלור אלקטרון אחד, נוצר יון כלור יציב, בעל מטען שלילי שאותו מסמלים כך: Cl^- . לדוגמה:

היון היציב של אטום הנתרן הוא במטען של +1.

היערכות האלקטרונית של אטום נתרן ניטרלי:

