

טבלת 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
Rb 0.8	Sr 1.0	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe

Group Period	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	1 H																	2 He	
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
6	55 Cs	56 Ba	57-71	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	
7	87 Fr	88 Ra	89-103	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og	
			57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb			
			89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No			

קבוצות פונקציונליות בתרכובות פחמן

נוסחת הקבוצה הפונקציונלית	סוג התרכובת על פי הקבוצה הפונקציונלית
—O—	אתר
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{—C—} \end{array}$	קטון
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{—C—H} \end{array}$	אלדהיד
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{—C—O—} \end{array}$	אסטר
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{—C—N—} \\ \\ \text{—} \end{array}$ או $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{—C—N—} \\ \\ \text{H} \end{array}$ או $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{—C—N—H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	אמיד

סטויכיומטריה — נוסחאות לחישובים

נוסחה	סמל	יחידות	שם
$n = \frac{m}{M_w}$	n	mol	מספר מולים
	m	gram	מסת החומר
	M_w	$\frac{\text{gram}}{\text{mol}}$	מסה מולרית
$n = \frac{V}{V_m}$	V	liter	נפח של גז
	V_m	$\frac{\text{liter}}{\text{mol}}$	נפח מולרי של גז
$n = \frac{N}{N_A}$	N		מספר חלקיקים
	N_A		מספר אבוגדרו
$c = \frac{n}{V}$	c	$\frac{\text{mol}}{\text{liter}}$	ריכוז מולרי
	V	liter	נפח התמיסה

מספר אבוגדרו $N_A = 6.02 \cdot 10^{23}$

מבוא

סיכום חומר הלימוד ואסטרטגיות פתרון לשאלות נפוצות

מבנה האטום

כל האטומים בנויים מאותם חלקיקים ובאותו המבנה. האטום מורכב משלושה סוגי חלקיקים: פרוטונים, p^+ , שנמצאים בגרעין האטום ובעלי מטען חיובי; נייטרונים, n , שנמצאים בגרעין האטום ונייטרליים מבחינה חשמלית; אלקטרונים, e^- , שנמצאים בחלל המקיף את הגרעין ובעלי מטען שלילי.

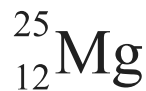
הגרעין

הגרעין כאמור מכיל פרוטונים ונייטרונים. הפרוטונים הם בעלי מטען חיובי ומסה של 1 ימ"א (יחידת מסה אטומית), ואילו הנייטרונים 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.

מסת האטום, או מספר מסה – מספר הפרוטונים + מספר הנייטרונים בגרעין האטום.

סימול האטום – נהוג לכתוב את המספר האטומי בצד השמאלי התחתון של היסוד ואת מספר המסה בצד השמאלי העליון.



בסימול זה של מגנזיום, המספר האטומי הוא 12 והמסה היא 25. לאטום זה 12 פרוטונים, 12 אלקטרונים ו-13 נייטרונים. איזוטופים – אטומים של אותו יסוד בעלי מספר אטומי זהה (אותו מספר פרוטונים), אך שונים במספר המסה (כלומר שונים במספר הנייטרונים).

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.

היערכות אלקטרונית – האלקטרונים שונים זה מזה במידת האנרגיה וערוכים על פי רמת האנרגיה שלהם, שהיא תכולת האנרגיה שיש לאלקטרון. מערך האלקטרונים על פי רמות האנרגיה נקרא היערכות אלקטרונית. רמות האנרגיה ממוספרות במספרים שלמים ומסומלות באות n.

ההיערכות האלקטרונית ככלל:

ברמת האנרגיה הראשונה, $n=1$, יכולים להימצא לכל היותר 2 אלקטרונים.

ברמת האנרגיה השנייה, $n=2$, יכולים להימצא לכל היותר 8 אלקטרונים.

ברמת האנרגיה השלישית, $n=3$, יכולים להימצא לכל היותר 18 אלקטרונים.

ברמת האנרגיה הרביעית, $n=4$, יכולים להימצא 32 אלקטרונים.

ההיערכות האלקטרונית עבור כל 20 האטומים הראשונים בטבלה (ההיערכות הנדרשת בבגרות):

ברמת האנרגיה הראשונה, $n=1$, יכולים להימצא לכל היותר 2 אלקטרונים.

ברמת אנרגיה השנייה, $n=2$, יכולים להימצא לכל היותר 8 אלקטרונים.

ברמת אנרגיה השלישית, $n=3$, יכולים להימצא לכל היותר 8 אלקטרונים.

ברמת האנרגיה הרביעית, $n=4$, יש אלקטרון אחד עבור אטום אשלגן ושני אלקטרונים עבור אטום סידן.

דרך מציאת היערכות האלקטרונים:

לכל אטום קיימות כל רמות האנרגיה, אך לא תמיד כולן מאוכלסות. בקביעת היערכות אלקטרונים ניעזר בטבלה המחזורית.

יש למצוא את מיקומו של האטום בטבלה ואת מספר האלקטרונים באטום זה.

מספר רמות האנרגיה המאוכלסות באטום שווה למספר השורה שבה הוא נמצא.

מספר האלקטרונים ברמה האחרונה זהה למספר הטור שבו נמצא אותו אטום. אלקטרונים אלו נקראים אלקטרוני הערכיות.

לאטום מגנזיום, לדוגמה, יש 12 אלקטרונים. האטום נמצא בשורה השלישית ובטור השני.

1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57-71	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89-103	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og
		57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb		
		89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No		

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

Mg $_{2,8,2}$

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

Mg $_{2,8,2}$

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 היון היציב של כל אטום.

יונים – יון הוא אטום בעל מטען חשמלי.

אניון – אטום שלילי שמכיל עודף של אלקטרונים (כשנוספים אלקטרונים לאטום ניטרלי נוצר אניון).

קטיון – אטום חיובי שחסרים בו אלקטרונים (כשמוציאים אלקטרונים מאטום ניטרלי נוצר יון חיובי קטיון).

את מטען היון מסמנים מימין לסימול היון בכתב עילי:

יון הסידן, Ca^{2+} , מכיל 20 פרוטונים, 20 ניוטרונים ו-18 אלקטרונים.

יון הכלור, Cl^- , מכיל 17 פרוטונים, 18 ניוטרונים ו-18 אלקטרונים.

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.

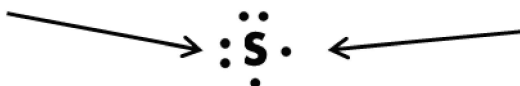
כללים לרישום נוסחות ייצוג אלקטרוניות של אטומים:

1. רושמים את סמל 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

מבנה הטבלה המחזורית

שורה (מחזור) – מציינת את מספר רמות האנרגיה שיש לאטום, ראו את המספור בשרטוט.
 טור (משפחה) – מציינ את מספר האלקטרונים ברמת האנרגיה האחרונה (רמת הערכיות), ראו את המספור בשרטוט.
 יש לדעת את החלוקה הקיימת בטבלה המחזורית למתכות ולא-מתכות.
 מתכות – נמצאות בטבלה המחזורית בצד השמאלי, ראו שרטוט. הן מוליכות חשמל במצב מוצק ומותך, בעלות ברק, ניתנות לריקוע, בדרך כלל בעלות צבע אפור, מוצקות לרוב בטמפרטורת החדר (חוץ מכספית, Hg) ומאופיינות באנרגיית יינון נמוכה יחסית.
 אל-מתכות – רוב האל-מתכות נמצאות בצד הימני העליון של הטבלה המחזורית. יוצא דופן הוא המימן, שמופיע בצד השמאלי העליון. שלא כמו מתכות, לאל-מתכות אין מצב צבירה אופייני, ובטמפרטורת החדר אפשר למצוא אל-מתכות מוצקות, נוזליות או במצב צבירה גז. נוסף על כך, אל-מתכות הן מבודדות ואינן מוליכות חשמל.

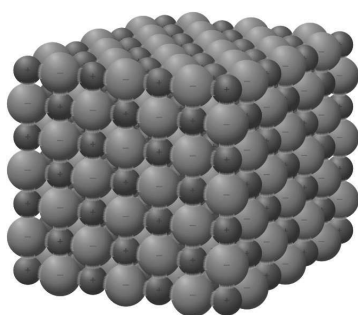
1	1																								8
1	1	2																							2
2	3	4																							10
3	11	12																							18
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36							36
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54							54
6	55	56	57-71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86							86
7	87	88	89-103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118							118
				57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70								
				La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb								
				89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102								
				Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No								

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 ושלייליים. 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 שליליים, 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 שליליים של כלור, המסומנים Cl^- .

הסריג היוני



שחור: יון שלילי

אפור: יון חיובי

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.

ההיערכות האלקטרונית של אטום כלור ניטרלי:

Cl 2,8,7

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

היערכות אלקטרונית של יון הכלור:

Cl 2,8,8

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

היון היציב של אטום הנתרן הוא במטען של +1.

ההיערכות האלקטרונית של אטום נתרן ניטרלי:

Na 2,8,1

על פי כלל האוקטט, על ידי מסירת אלקטרון אחד בלבד יון הנתרן הופך יציב. היערכות אלקטרונית של יון הנתרן:
Na 2,8

מכיוון שיצא מאטום הנתרן אלקטרון אחד, נוצר יון נתרן יציב, שאותו מסמלים כך: Na^+ .

מכיוון שמספר האלקטרונים ברמת הערכיות שווה למספר הטור שבו נמצא האטום, את היותו היציב האופייני לכל אטום אפשר לקבוע על פי מיקום האטום בטבלה המחזורית, ראו טבלה.

היונים היציבים של מספר יסודות

+1													
H^+	+2							+3	-3	-2	-1	He	
Li^+	Be^{2+}								N^{3-}	O^{2-}	F^-	Ne	
Na^+	Mg^{2+}							Al^{3+}		P^{3-}	S^{2-}	Cl^-	Ar
K^+	Ca^{2+}							Ga^{3+}		As^{3-}	Se^{2-}	Br^-	Kr
Rb^+	Sr^{2+}										Te^{2-}	I^-	Xe
Cs^+	Ba^{2+}												Rn
Fr^+	Ra^{2+}												

❖ למתכות המעבר ייתכנו כמה יונים יציבים. את מטען היות של מתכת המעבר בתרכובת יונית אפשר למצוא על פי היות השלילי.

דוגמה: מטען יון הברזל בתרכובת $\text{FeCl}_{3(s)}$ הוא +3 בהתאם לכך שמטענו של כל יון כלור הוא -1 ולכן שהתרכובת כולה ניטרלית.

נוסחת ייצוג אלקטרונית של יונים

כאשר אטום הופך ליון, מספר אלקטרוני הערכיות שלו יורד (יון חיובי) או עולה (יון שלילי).

נוסחת ייצוג אלקטרונית מייצגת את רמת הערכיות, ולכן יון שלילי ייוצג עם רמה אחרונה מלאה על פי כלל האוקטט (8 אלקטרונים), ויון חיובי ייוצג עם רמה ריקה (ללא אלקטרונים כלל).
את הסימול יש לשים בסוגריים מרובעים עם המטען מחוץ לסוגריים ולצידם.

לדוגמה:

האטום	נוסחת ייצוג אלקטרוניים של האטום	נוסחת ייצוג אלקטרוניים של היון
מגנזיום Mg	$\text{Mg} \cdot$	$[\text{Mg}]^{2+}$
ברום Br	$\cdot \ddot{\text{Br}} \cdot$	$[\ddot{\text{Br}}]^{-}$

נוסחאות אמפיריות של תרכובות יוניות

תרכובות יוניות הן כאמור מבנה ענק של יונים שליליים וחיוביים לסירוגין. הן מיוצגות באמצעות נוסחה אמפירית. הנוסחה מציגה את היחס המספרי הקטן ביותר בין היונים שמרכיבים את התרכובת. חומרים יוניים הם ניטרליים מבחינה חשמלית, כלומר סכום המטענים השליליים והחיוביים שווה לאפס. עובדה זו עוזרת בקביעת הנוסחה האמפירית של חומרים יוניים. לדוגמה, מלח בישול מורכב מהיונים Na^+ ו- Cl^- . החומר ניטרלי מבחינה חשמלית, ולכן היחס המספרי בין יוני הנתרן יוני הכלור הוא 1:1. הנוסחה המבטאת יחס זה היא: NaCl . מגנזיום ברומי מורכב מהיונים Mg^{2+} ו- Br^- . החומר ניטרלי מבחינה חשמלית, ולכן היחס המספרי בין יוני הברום ליוני המגנזיום בהתאמה הוא 1:2. הנוסחה המבטאת יחס זה היא: MgBr_2 .

כללים לקביעה ולרישום של נוסחה אמפירית לתרכובות יוניות

1. היונים יירשמו ללא המטענים.
2. היון החיובי יירשם משמאל, והשלילי – מימין.
3. מספר היונים מכל סוג ייבחר כך שהמטענים החשמליים יתאזנו.

שלבים בקביעת הנוסחה האמפירית:

את הנוסחה נמצא על פי היונים היציבים של האטומים הנתונים. היון היציב של אלומיניום: Al^{+3} , היון היציב של כלור: Cl^- . סכום כל המטענים בתרכובת יונית שווה לאפס.

$$\text{---} * \text{Cl}^- + \text{---} * \text{Al}^{+3} = 0$$

$$3 * \text{Cl}^- + 1 * \text{Al}^{+3} = 0$$

לכן הנוסחה האמפירית של התרכובת תהיה: AlCl_3 .

יונים מורכבים

קיימים גם יונים מורכבים, הבנויים מקבוצת אטומים המחוברים ביניהם בקשר קוולנטי והנושאים מטען חשמלי. להלן דוגמאות ליונים מורכבים נפוצים. מומלץ לזכור יונים אלו בעל פה.

שם היון	סימול
חנקתי	NO_3^-
פחמתי	CO_3^{2-}
זרחתי	PO_4^{3-}
גופרתי	SO_4^{2-}
הידרוקסיד	OH^-
אמון	NH_4^+

כדי לזכור את ההרכב ואת המטען של היונים המורכבים, אפשר להיעזר בדגשים הבאים: ראשי התיבות הנוצרים משמות היונים הם: חפזגה א. כל היונים, להוציא יון אמון, הם שליליים, ומכילים גם אטומי חמצן. לשניים הרשומים ראשונים יש 3 אטומי חמצן, לשניים הבאים 4 אטומי חמצן ולאחרון אטום חמצן אחד. המטענים של היונים בטבלה זו מסודרים בסדר עולה ואז יורד (-1, -2, -3, -2, -1).

נוסחה אמפירית ליונים מורכבים

נוסחה זו תיקבע בדיוק באותו האופן שבו קובעים נוסחה אמפירית ליונים פשוטים. לדוגמה:

הנוסחה האמפירית לאמון כלורי: NH_4Cl

הסבר: היון המורכב אמון בעל מטען +1 והיון כלור בעל מטען -1, לכן היחסים בתרכובת הם 1:1.

הנוסחה האמפירית לנתרן פחמתי (זו הנוסחה הכימית עבור החומר שנקרא סודה לשתייה, המשמש לאפייה): Na_2CO_3

הסבר: היון המורכב פחמתי בעל מטען -2 והיון נתרן בעל מטען +1, לכן היחסים בתרכובת הם 1:2.

הנוסחה האמפירית לסידן חנקתי: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

הסבר: היון המורכב חנקתי בעל מטען -1 והיון סידן בעל מטען +2, לכן היחסים בתרכובת הם 1:2.

מכיוון שיש שני יונים חנקתיים על כל יון סידן, סימול היון החנקתי כולו נמצא בתוך סוגריים כדי לסמל את היותו יון אחד, אף על פי שהוא מורכב מכמה אטומים. רק לאחר מכן מופיע המספר 2, המסמל שקיימים בתרכובת שני יונים חנקתיים על כל אטום סידן.

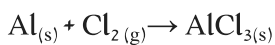
ניסוח ואיזון תגובה ליצירת חומר יוני מיסודותיו, תגובה בין מתכת ואל-מתכת
 כאמור, יצירת החומרים היוניים היא בתגובות בין מתכות לאל-מתכות.
 לדוגמה, אלומיניום, $Al_{(s)}$, מגיב עם גז כלור, $Cl_{2(g)}$. נסחו ואזנו את התגובה.

א. בשלב הראשון יש לרשום המגיבים כפי שהם מופיעים בשאלה.

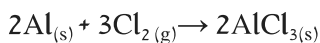


ב. קביעת נוסחה אמפירית לתרכובת הנוצרת בין כלור לאלומיניום, שאותה יש לרשום בתוצרים. כפי שהודגם, בסעיף הקודם, הנוסחה האמפירית של התרכובת תהיה: $AlCl_3$.

ג. הוספת הנוסחה לניסוח התגובה.



ד. רק בשלב האחרון יש לאזן את התגובה.

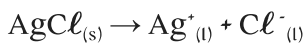


ניסוח ואיזון תגובות היתוך של חומרים יוניים

כאשר מתיכים תרכובת יונית, המבנה המסודר של הגביש קורס, הקשרים היוניים נחלשים והיונים נפרדים זה מזה. מתקבלים יונים במצב צבירה נוזלי.

ניסוח תגובת ההיתוך מייצג את התהליך.

לדוגמה, היתוך של כסף כלורי, $AgCl$:



כאשר הנוסחה האמפירית היא ביחס שונה מ-1:1, יש לזכור לאזן את המשוואה. לדוגמה:



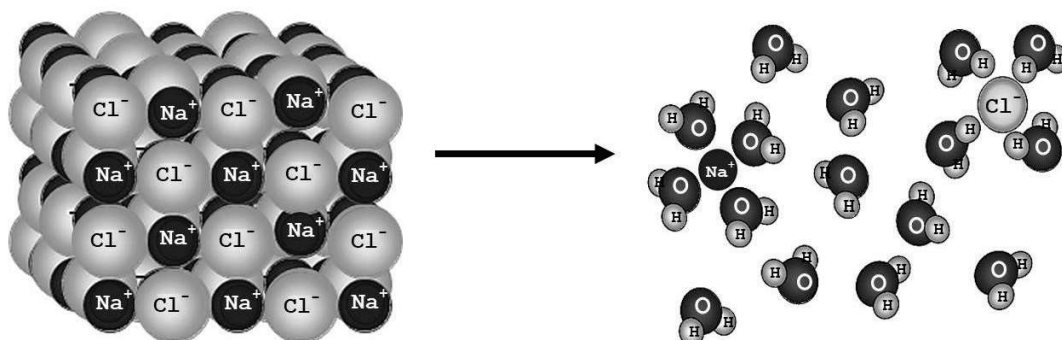
דגשים לניסוח:

ברישום הנוסחה האמפירית אין לרשום מטענים, משום שהתרכובת כולה ניטרלית.

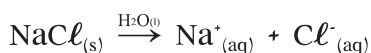
ברישום היונים הנפרדים בתוצרים יש להוסיף את המטענים של היונים, משום שכל יון נמצא כיחידה בפני עצמו.

ניסוח ואיזון תגובות המסה של חומרים יוניים

חומרים יוניים רבים מתמוססים במים. חומרים אלו נקראים חומרים קלי תמס. אך לא כל החומרים היוניים מתמוססים במים, דוגמת הגיר, CaCO_3 . חומרים שאינם מתמוססים במים נקראים חומרים קשי תמס. יש לזכור כי ייתכנו חומרים קשי תמס שמתמוססים בצורה זניחה. כאשר חומר יוני מתמוסס במים, מולקולות המים נמשכות אל היונים בגביש ומושכות את היונים ממנו. היונים (החיוביים והשליליים) מתפזרים בתמיסה באופן אקראי, כשהם מוקפים מולקולות מים. במצב כזה הם נקראים יונים ממוימים.



בהתאמה לתרשים הנתון, במגיבים יש לרשום את הנוסחה האמפירית המייצגת את הגביש היוני, ובתוצרים את היונים הנפרדים, עם ציון המטען. היונים הנפרדים אינם בודדים, אלא מוקפים במולקולות מים, ולכן יש להוסיף בסוגריים את הקיצור (aq), המסמל יון ממוימים. קיצור זה מגיע מן המילה aqua שפירושה תמיסה. בניסוח המסה במים, יש להוסיף מעל חץ התגובה סימול כימי של מים נוזלים. לדוגמה, ניסוח המסה של נתרן כלורי, NaCl :



בניסוח המסה של חומרים יוניים מורכבים, יש לשים לב כי היון המורכב אינו מתפרק וכי מולקולות המים מקיפות את כולו. בהתאם לכך, גם בניסוח תהליך המסה, היון המורכב יישאר כפי שהוא בתוצרים. לדוגמה, ניסוח תהליך המסה של נתרן גופרתי, Na_2SO_4 :



דגשים לניסוח:

ברישום הנוסחה האמפירית אין לרשום מטענים, משום שהתרכובת כולה ניטרלית. ברישום היונים הנפרדים בתוצרים יש להוסיף את המטענים של היונים, משום שכל יון נמצא כיחידה בפני עצמו. כמו בניסוח תגובות היתוך, גם כאן יש להקפיד ולאזן את המשוואה במידת הצורך.

מוליכות חשמלית של חומרים יוניים

מוליכות חשמלית היא תנועה מכוונת של מטענים חשמליים, אשר מתאפשרת רק כאשר קיימים מטענים חשמליים ניידים בחומר. חומרים יוניים אינם מוליכים במצב צבירה מוצק, אך מוליכים חשמל במצב צבירה נוזל או לאחר המסה בתמיסה מימית. המוליכות של חומר יוני מותך או מומס במים מתאפשרת על ידי המטענים החשמליים הניידים, שהם היונים החיובים והשליליים. במצב הצבירה המוצק אין תנועה של מטענים, ולכן חומר יוני לא מוליך חשמל במצב מוצק.

חומרים מולקולריים

קשרים קוולנטיים יוצרים שני סוגי חומרים:

- א. חומרים אטומריים – נושא זה אינו במיקוד בשנת הלימודים תשפ"ד.
- ב. חומרים מולקולריים – חומרים אלו עשויים ממולקולות. הקשרים הקוולנטיים בין האטומים יוצרים את היחידה הנקראת מולקולה. בנוזלים ובמוצקים מולקולריים, המולקולות ערוכות בצברים הנוצרים בעקבות קשרים בין מולקולריים שפועלים בין המולקולות.

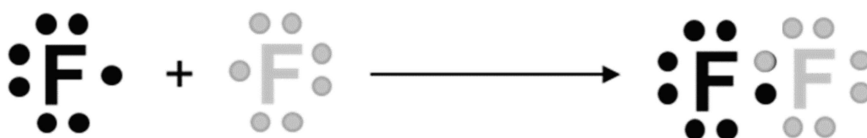
קשר קוולנטי – קשר בין שני אטומי אל-מתכת. זהו קשר שיתופי שבו האטומים משתפים אלקטרונים על מנת למלא את רמת האנרגיה האחרונה. הקשר נוצר ממשיכה בין אלקטרוני הקשר לבין גרעיני האטומים שמשותפים בקשר. לאחר הקישור חולקים האטומים את האורביטלים שלהם דרך אלקטרוני הקשר ויוצרים ענני אלקטרונים משותפים, שני אטומים היוצרים שותפות בשניים עד שישה אלקטרונים. השותפות יוצרת רמת אנרגיה מלאה עבור כל אחד מהאטומים.

על פי כלל האוקטט, אטומים יוצרים קשרים קוולנטיים על מנת להגיע למצב של 8 אלקטרונים ברמת הערכיות. היערכות אלקטרונים זו מקנה לאטומים יציבות, בדומה להיערכות אלקטרונים של גזים אצילים, שאינם נוטים להגיב עם חומרים אחרים. את מערך האלקטרונים והקשרים במולקולה אפשר לייצג באמצעות נוסחת ייצוג אלקטרונית.

נוסחת ייצוג אלקטרונית במולקולות

נוסחה שמראה את סידור האטומים, מערך הקשרים וזוגות האלקטרונים במולקולה.

כל אטום יוצר מספר קשרים על פי מספר האלקטרונים שחסרים לו להשלמת רמת הערכיות ל-8 אלקטרונים על פי כלל האוקטט, וזהו גם מספר האלקטרונים שאותם תורם כל אטום לקשר. שאר האלקטרונים של האטום, שאינם משותפים ביצירת הקשר, יהיו בזוגות סביב אותו האטום, כך שבסך הכול כל אטום יהיה מוקף בארבעה זוגות אלקטרונים, כלומר בשמונה אלקטרונים (כולל אלקטרוני הקשר). כאמור, על פי כלל האוקטט, מצב זה, שבו לאטום יש 8 אלקטרונים ברמה האחרונה, הופך את האטום ליציב.



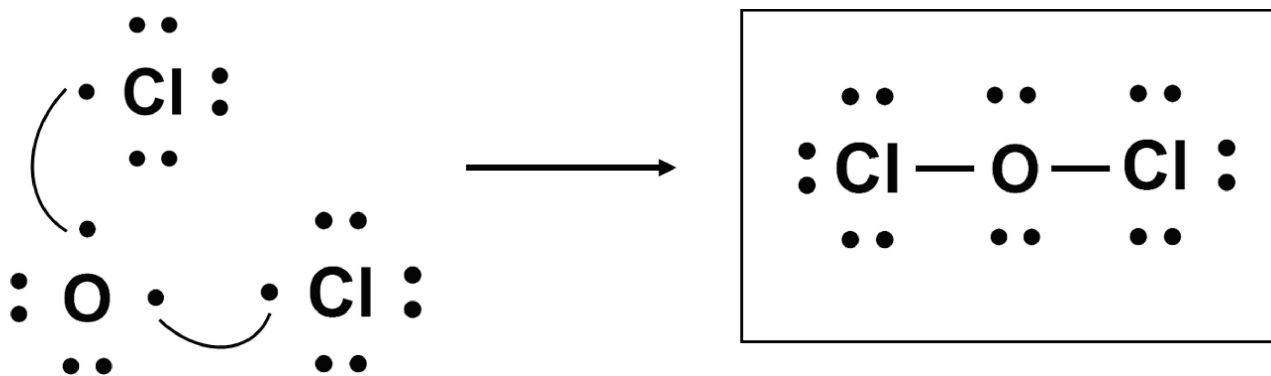
אלקטרוני הקשר מסומלים כשתי נקודות או כקו אחד. חשוב לרשום את זוגות האלקטרונים הבלתי קושרים!



כל הדוגמאות למעלה הן מולקולות שבהן כל אטום קשור לאטום סמוך באמצעות זוג אלקטרונים אחד. כל אטום בקשר שיתף אלקטרון אחד. נוצר זוג משותף שהוא זוג אלקטרוני הקשר. יש מצבים שבהם אטומים משתפים שניים או שלושה אלקטרונים בקשר עם אטום סמוך. במקרים אלה ייווצר קשר כפול או קשר משולש.

קשר בודד – קשר שנוצר באמצעות זוג אלקטרונים אחד.
 קשר כפול – קשר שנוצר באמצעות שני זוגות אלקטרונים.
 קשר משולש – קשר שנוצר באמצעות שלושה זוגות אלקטרונים.

במולקולה שבה מספר האטומים גדול מ-2: יש לרשום את נוסחת ייצוג האלקטרונים עבור כל אטום בנפרד, ואז ליצור מבנה שבו כל האלקטרונים מזווגים, כלומר מסודרים בזוגות, על ידי שותפות בין האטומים, כלומר יצירת קשר קוולנטי, לדוגמה:

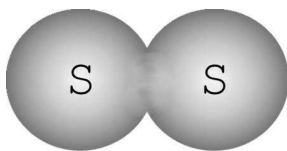


אלקטרושליליות – היכולת היחסית של גרעין האטום למשוך אליו את האלקטרוני הקשר המשותפים. אלקטרושליליות (על פי סקלת פאולינג) מתבטאת במספרים ללא יחידות מידה. לדוגמה, אלקטרושליליות 4 של F לעומת אלקטרושליליות 2 של B, פירוש הדבר הוא שאטום הפלואור מושך את האלקטרוני הקשר חזק יותר פי שניים מאשר אטום הבור.

טבלת 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
Rb 0.8	Sr 1.0	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe

קשר קוולנטי טהור



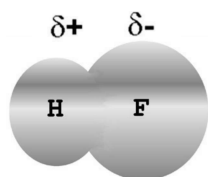
קשר בין שני אטומים זהים או בין שני אטומים בעלי אלקטרושליליות זהה (ההפרש באלקטרושליליות הוא 0). לשני הגרעינים יכולת זהה למשוך את זוג אלקטרוני הקשר.

במצב זה, צפיפות הענן האלקטרוני שווה בחלקים שונים של מולקולה, כלומר קיים סיכוי זהה למצוא כל אחד מאלקטרוני הקשר בסביבת שני הגרעינים.

דו־קוטב רגעי – בקשר קוולנטי טהור נוצרים דו־קטבים רגעיים. דו־קטבים שכאלו נוצרים כאשר ברגע מסוים, בגלל התנועה האקראית של האלקטרונים, צפיפות האלקטרונים אינה שווה בחלקים שונים של המולקולה.

קשר קוולנטי קוטבי – קשר בין שני אטומים שונים בעלי אלקטרושליליות שונה, כלומר ההפרש בערכי האלקטרושליליות בין שני האטומים גדול מ-0 (לעיתים אפשר למצוא הגדרות מעט שונות עבור קשר קוטבי. הגדרה נפוצה בכימיה היא קשר שבו הפרש האלקטרושליליות בין שני האטומים עולה על 0.4). לשני הגרעינים יכולת שונה למשוך את זוג אלקטרוני הקשר. הצורה המרחבית המתארת את הסיכוי למצוא את אלקטרוני הקשר סביב כל אחד מהגרעינים אינה אחידה וסימטרית. בקשר כזה נוצר דו־קוטב קבוע.

האטום בעל האלקטרושליליות הגבוהה יותר מושך חזק יותר את אלקטרוני הקשר, ולכן קיים סיכוי גדול יותר למצוא את אלקטרוני הקשר סביב אטום זה. בעקבות זאת האטום יהיה טעון מטען חשמלי חלקי שלילי, ומסמלים זאת כך: δ^- . על האטום הפחות אלקטרושלילי הסיכוי למצוא אלקטרוני קשר הוא קטן יותר, ולכן האטום טעון מטען חשמלי חלקי חיובי, ומסמלים זאת כך: δ^+ .



ככל שההפרש בין ערכי האלקטרושליליות גדול יותר, כך הקשר הקוולנטי קוטבי יותר והמטענים החלקיים של האטומים גדולים יותר.