

יסודות הכימיה 124114

דף עזר: אטומים רב אלקטרוניים והמערכה המחזורית

אורביטל – המרחב בו יש סיכוי מרבי למצוא את האלקטרון. לאורביטלים השונים צורה מרחבית שונה ואנרגיה שונה.

האלקטרון הנמצא באורביטל מסוים מאופיין ע"י 4 מספרים קוונטים, 3 מהמספרים הללו נובעים מפיתרון פונקציית הגל (מספר ספין לא נובע מפונקציית הגל):

n - מספר קוונטי ראשי, מתאר את הרמה האנרגטית שבה נמצא האלקטרון. יכול לקבל ערכים שלמים וחיוביים $n=1,2,3,\dots$. (עבור אטום מימן או דמוי מימן, זהו המספר היחיד שקובע את האנרגיה לכן לאורביטלים בעלי אותו n אנרגיה שווה והם נקראים אורביטלים מנוונים).

l - מספר קוונטי משני, קובע את התנע הזוויתי של האלקטרון. יכול לקבל ערכים: $l=0, 1, 2, 3, \dots, (n-1)$. מתאר את צורת האורביטל במרחב ומגדיר את סוג האורביטל (ראה טבלה).

כל האורביטלים בעלי ערכי n ו-l זהים, הם בעלי אנרגיה שווה (אורביטלים מנוונים) אך כיוונם במרחב שונה, לדוגמא: p_x, p_y, p_z

m_l - מספר קוונטי מגנטי - מיצג את ההיטל של התנע הזוויתי, מתאר את הכיוונית המרחבית של האורביטל האטומי. יכול לקבל ערכים של: $m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$ בסה"כ $2l+1$ ערכים אפשריים.

m_s - מספר קוונטי של הספין, מאפיין את סיבוב האלקטרון סביב עצמו. יכול לקבל שני ערכים בלבד: $m_s = +1/2, -1/2$.

היערכות האלקטרוניים באטום (קונפיגורציה אלקטרונית):

כל רמה עשויה להכיל $2n^2$ אלקטרוניים (כאשר n – מספר הרמה).

כללים לאכלוס אלקטרוניים

אלקטרון ייכנס לרמה הפנויה הנמוכה ביותר באנרגיה לכן רמה אלקטרונית נמוכה תתמלא לפני רמה

אלקטרונית גבוהה יותר ואורביטל s יתמלא לפני אורביטל p באותה רמה וזה לפני אורביטל d באותה רמה.

כל אורביטל יכול להכיל עד 2 אלקטרוניים.

כאשר שני אלקטרוניים מאכלסים אורביטל אחד, הם בעלי ספינים הפוכים.

לשני אלקטרוניים באותו אטום לא יהיה סט זהה של מספרים קוונטים (עקרון האיסור של פאולי).

כלל הונד (כלל האוטובוס): אלקטרוניים המאכלסים אורביטלים מנוונים

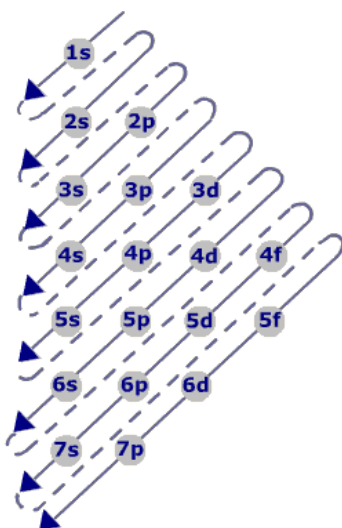
ייכנסו תחילה כבודדים לאורביטלים ריקים, ורק אחר כך ייצמדו בזוגות.

סדר מילוי האורביטלים: כלל $n+l$: האלקטרוניים ימולאו בסדר עולה של הסכום

$n+l$. אם הסכום הזה שווה עבור שני אורביטלים שונים, ממלאים ראשית את

האורביטל בעל n נמוך יותר. (מלבד מקרים חריגים !!!)

הוצאת אלקטרון ליצירת יון- תהיה מהשכבה החיצונית, מלבד המקרה של מתכות מעבר.





L=	אורביטל	מספר רמות מנוונות	איור מרחבי
0	s	1 ($m_L=0$)	
1	p	3 ($m_L=1,0,-1$)	
2	d	5 ($m_L=-2,-1,0,1,2$)	
3	f	7 ($m_L=-3,-2,-1,0,1,2,3$)	
4	g	9 ($m_L=-4,-3,-2,-1,0,1,2,3,4$)	

תכונות מגנטיות של חומר:

פאראמגנטי: חומר בעל אלקטרונים בלתי מזווגים. נמשך מעט למגנט.

דיאמגנטי: חומר שבו כל האלקטרונים מזווגים. לא נמשך למגנט.

פרומגנטי: חומר פאראמגנטי אשר בו האלקטרונים הבלתי מזווגים מאטומים שונים מסודרים בספינים מקבילים. נמשך חזק למגנט.

נתונים פיזיקליים והמערכה המחזורית

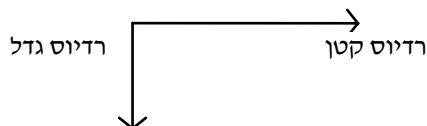
מטען גרעיני אפקטיבי - מטען הגרעין שמרגיש האלקטרון בקליפה כלשהי, בהתחשב במיסוך של האלקטרונים הנמצאים ברמות אנרגטיות נמוכות יותר.

תכונות מחזוריות:

רדיוס אטומי - המרחק מהגרעין המציין את שיא ההסתברות להימצאות אלקטרונים.

הגורמים הקובעים את הרדיוס האטומי - (עפ"י חוק קולון):

1. מטען הגרעין - ככל שהמטען גבוה יותר, הרדיוס האטומי קטן יותר.
2. "מרחק" האלקטרון מהגרעין - ככל שהאלקטרון הוולנטי (ברמה החיצונית) רחוק יותר מהגרעין, הרדיוס האטומי גדול יותר.



רדיוס היום השלילי < רדיוס האטום < רדיוס היום החיובי

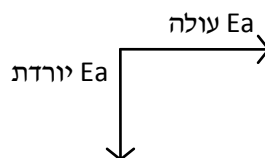
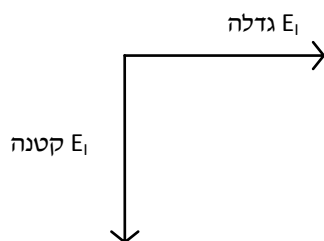
אנרגיית יינון - האנרגיה שיש להשקיע כדי להוציא אלקטרון מאטום בודד במצב הגזי: $M_{(g)} \rightarrow M^+_{(g)} + e^-$.

אפיניות אלקטרונית: השינוי באנרגיה כתוצאה מהוספת אלקטרון לאטום $X_{(g)} + e^- \rightarrow X^-_{(g)}$

אלקטרושליליות - מידת יכולתו היחסית של אטום למשוך אליו אלקטרונים בקשר קוולנטי.

הגורמים המשפיעים על אנרגיית היינון והאפיניות האלקטרונית:

1. מטען הגרעין - ככל שיש יותר פרוטונים כוח המשיכה של הגרעין גדול יותר.
2. "מרחק" האלקטרון מהגרעין - ככל שהאלקטרון רחוק יותר מהגרעין הכוח האלקטרוסטטי נמוך יותר.
3. פגיעה במצב יציב (כגון חצי רמה מלאה) או קבלת מצב יציב. באופן עקרוני המגמה היא:



אך תמיד יש לשים לב לשינוי בקונפיגורציה האלקטרונית כתוצאה מהוספת/הסרת אלקטרון.