

קבועים

קבוע	סימן	M.K.S	C.G.S
מהירות האור	C	3·10 ⁸ m/sec	3·10 ¹⁰ cm/sec
מטען אלקטרון	e	1.6·10 ⁻¹⁹ c	4.8·10 ⁻¹⁰ e.s.u
מסת אלקטרון	m _e	9.1·10 ⁻³¹ Kg	9.1·10 ⁻²⁸ g
מסת פרוטון	m _p /m _p	1.67·10 ⁻²⁷ Kg	1.67·10 ⁻²⁴ g
קבוע פלאנק	h	6.63·10 ⁻³⁴ J·sec	6.63·10 ⁻²⁷ erg·sec
קבוע רידברג	R _H	2.18·10 ⁻¹⁸ J	2.18·10 ⁻¹¹ erg
מסי אבוגדרו	N _A	6.02·10 ²³ 1/mole	
	K	8.98 · 10 ⁹ Nm ² /c ²	

$$a_0 = \frac{h^2}{4\pi k m e^2} = 0.05292 \text{ nm} = 0.5 \text{ \AA}$$

$$R = 0.082 \frac{\text{liter} \cdot \text{atm}}{\text{mole} \cdot \text{K}} = 82.1 \frac{\text{cm}^3 \cdot \text{atm}}{\text{mole} \cdot \text{K}} = 8.31 \cdot 10^7 \frac{\text{erg}}{\text{mole} \cdot \text{K}}$$

$$= 1.98 \frac{\text{cal}}{\text{mole} \cdot \text{K}} = 8.313 \frac{\text{joule}}{\text{mole} \cdot \text{K}} = 62.33 \frac{\text{lit} \cdot \text{mmHg}}{\text{mole} \cdot \text{K}}$$

יחידות ומימדים

	J	erg	eV	kcal/mole
1 J =	1	10 ⁷	6.24·10 ¹⁸	1.44·10 ²³
1 erg =	10 ⁻⁷	1	6.24·10 ¹¹	1.44·10 ¹³
1 eV =	1.6·10 ⁻¹⁹	1.6·10 ⁻¹²	1	23.06
1 kcal/mole =	6.95·10 ⁻²¹	6.95·10 ⁻¹⁴	4.34·10 ⁻²	1
1 cm ³ =	1.99·10 ⁻²³	1.99·10 ⁻¹⁶	1.24·10 ⁻⁴	2.86·10 ⁻³

1 L · atm = 24.2 cal = 101.3 J 1 cal = 4.184 J
 1 Å = 10⁻¹⁰ m = 10⁻⁸ cm 1 nm = 10⁻⁹ m

אטומים

מספר אטומי: מספר הפרוטונים שמכיל האטום, הוא שווה למספר האלקטרונים (באטום נייטרלי).
מספר מס': מספר הפרוטונים+מספר הנייטרונים בנרעון האטום.
איזוטופים: אטומים בעלי אותו מספר פרוטונים, אך מספר נייטרונים שונה.

משקל אטומי: הממוצע המשוקלל של משקל האיזוטופים השונים, על-פי שכיחותם בטבע. $A.W. \approx \sum_{i=1}^N P_i \cdot \mu_i$ כאשר P_i הנה השכיחות של האיזוטופ בטבע ו- μ_i הנה משקלו (N מספר האיזוטופים הקיימים)

משקל מולקולרי: סכום המשקלים האטומיים של כל האטומים המרכיבים את המולקולה (M.W).

מול: כמות החומר המכילה מספר אבוגדרו של חלקיקים.
 מתוך הנגזרות נובע: משקל 1 מול חומר שווה תמיד למשקל האטומי שלו (או המולקולרי, במקרה ומודרך במולקולה) הממונה בגרמים:
 $n = \frac{\text{weight}}{A.W. \text{ (or } M.W.)} = \frac{\text{number of atoms}}{N_A}$ מספר המולים.

נוסחה אמפירית: יחס מינימלי בין האטומים המרכיבים את המולקולה. היחס מתואר במספרים שלמים.

נוסחה מולקולרית: מתארת את הרכב האטומים המדויק במולקולה.

ראקציה כימית (משוואה כימית): תגובה של שני אטומים או יותר ליצירת תרכובת אחת (או יותר), תוך שבידת קשרים קיימים ויצירת קשרים אחרים.

לדוגמא: $Zn + S \rightarrow ZnS$

משוואה כימית מתארת את חוק שימור החומר והמטען: מספר האטומים או המולים במגיבים ובתוצרים שווה. תמיד - קודם כל ליש לאזן את המשוואה.

לדוגמא: $2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$ המספר לאזיון מוסף תמיד **משמאל** למולקולה.

דוגמא לאיזון משוואה: ראקציה שריפה (ראקציה בנוכחות חמצן O₂):
 הראקציה ללא איזון: $C_4H_{10} (g) + O_2 (g) \rightarrow CO_2 (g) + H_2O (g)$
 שלבי האיזון:
 1. $C_4H_{10} + O_2 \rightarrow 4 CO_2 + 5 H_2O$
 2. $C_4H_{10} + O_2 \rightarrow 4 CO_2 + 5 H_2O$
 3. $O_2 \rightarrow 4 CO_2 + 5 H_2O \cdot \frac{13}{2} C_4H_{10} +$
 $\Downarrow \times 2$
 4. $2C_4H_{10} + 13O_2 \rightarrow 8CO_2 + 10H_2O$

סוכוכימטריה: היחס בין היסודות בתרכובת מסוימת, או במשוואה.

ספקטרום אטומי ומודל בוהר

אנרגיית הרמה ה-n: $E_n = h\nu = h \cdot \frac{c}{\lambda}$ (E - אנרגיה, h קבוע פלאנק)
 תדירות $\nu = \frac{c}{\lambda} (\text{sec}^{-1})$
 אורך גל $\lambda = \frac{c}{\nu} (m)$
 מספר הגל $\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda} (\frac{1}{m})$

$E = E_0 + E_k$ (E₀ - ענקיית העבודה, אנרגיית חסי הדרושה על מנת לשחרר האלקטרון מהאטום. לפנמים נקראת φ).
מודל האטום של בוהר: עובד עבור אטומי מימין ודמויי מימן (בעלי אלקטרון אחד)

רדיוס הרמה ה-n: $r_n = \frac{h^2}{4\pi k m e^2} \cdot n^2 \cdot a_0$, $a_0 = 0.05292 \text{ nm} = 0.5 \text{ \AA}$
 $n = 1, 2, 3, \dots$

אנרגיית הרמה ה-n: $E_n = -R_H \frac{Z^2}{n^2}$
 R_H - קבוע רידברג
 R_H = 2.18 · 10⁻¹⁸ Joule = 2.18 · 10⁻¹¹ erg = 109678 cm⁻¹ = 3.29 · 10¹⁵ sec⁻¹ = 13.6 eV

הפחש אנרגיה בין משוואת רידברג

$$\Delta E = h\nu = E_f - E_i = R_H \cdot z^2 \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

תדירות המעבר: $\nu = \frac{\Delta E}{h} = \frac{R_H \cdot z^2}{h} \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$

אנרגיית פוטנציאל: $E_i = R_H \cdot z^2 \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{\infty^2} \right) = R_H \cdot z^2 \cdot \frac{1}{n_i^2} < \infty = n_i = \infty$

אורך גל דה-ברולי: $\lambda = \frac{h}{p} = \frac{h}{m \cdot e \cdot v}$ (הנע) (p - תנע)

כאשר אלקטרון עובר מרמה מעוערת כלשהי לרמה נמוכה יותר הוא פולט פוטון.
 כאשר האלקטרון יורד לרמה n=3 הפוטון הנפלט יקרא מסדרת Paschen אם האלקטרון יורד לרמה n=2 הפוטון הוא מסדרת Balmer וכאשר האלקטרון חוזר למצב היסוד n=1 הפוטון יקרא מסדרת Lyman.

חלקיק התיבה חד מימדית

רמות האנרגיה: $E_n = \frac{h^2 n^2}{8 m L^2}$

$\Delta E = E_f - E_i = \frac{h^2}{8 m L^2} (n_f^2 - n_i^2)$

בתוך התיבה הפוטנציאל הנו ומוצא לה הוא ∞

המבנה האלקטרוני של האטום

המצא של האלקטרון באורביטל סטויס, מאופיין ע"י סדרה של 4 פרמטרים: מספרים הנובעים מפתרון פונקצית הגל:

n - מספר קוונטי ראשי, מתאר את הרמה האנרגטית שבה נמצא האלקטרון. מאפיין את הנחה האורביטלי של האורביטל סביב הגרעין. יכול לקבל ערכים שלמים חיוביים... n=1,2,3.... (עבר אטום מימן או דמוי מימן, זהו המספר היחיד שקובע את האנרגיה, כלומר אורביטלים בעלי אותו n הינם שווי אנרגיה = מנוונים).
l - מספר קוונטי משני, קובע את התנע הזוויתי של האלקטרון. מתאר את צורת ה-orbitals במרחב. יכול לקבל ערכים: l=0, 1, 2, 3, ..., (n-1)
s p d f סוג האורביטל. s, p, d, f (l=0,1,2,3).
 עבר אטום רב אלקטרוני גם ערך זה משפיע על האנרגיה, כל האורביטלים בעלי ערכים זהים של n ושל l הינם שווי אנרגיה = מנוונים, אלא שכיוונם במרחב שונה: p_x, p_y, p_z.

m_l - מספר קוונטי משני, נובע מהזווית אפקט מגנטי כתוצאה מתנועת האלקטרון, מתאר את הכיוונית המרחבית של האורביטל האטומי. יכול לקבל ערכים של: m_l = -l, ..., 0, ..., +l
m_s - מספר קוונטי של ספין, מאפיין את סיבוב האלקטרון סביב עצמו. יכול לקבל שני ערכים בלבד: m_s = +1/2, -1/2

כללים לאילוסון האלקטרוניים

1. **עקרון פאולי**: לא יתכנו שני אלקטרוניים באותו אטום בעלי אותו סט של מספרים קוונטיים זהים. מכאן, שאורביטל המוגדר ע"י l, m, n, יכול להכיל לכל היותר שני אלקטרוניים בעלי ספינים הפוכים: +1/2, -1/2.
 אורביטל מיוצג ע"י קו

2. **כלל הונד (כלל האוטורוס)**: כאשר מאכלסים אורביטלים מנוונים, הם יכנסו קודם כל כבודדים בעלי ספינים מנוונים (אזו מספר ספין), ורק אחר כך מתחילים לזנוג אותם.

המספר המרבי של אלקטרוניים ברמה קוונטית ראשית n הוא 2n².
סדר מילוי האורביטלים: כלל n+l: האלקטרוניים מולאו בסדר עולה של הסכום n+l (במילים אחרות בסדר הארכוסים). אם הסכום הזה שווה עבור שני אורביטלים שונים, ממלאים ראשית את האורביטל בעל n נמוך יותר. (מלבד מקרים חריגים!!!)

1s	2s	3s	4s	5s	6s
2p	3p	4p	5p	6p	
	3d	4d	5d	6d	
		4f	5f	6f	
			5g	6g	

תכונות מנווניות של חומר: פראמגנטי: חומר בעל אלקטרוניים מולאו בסדר מנוונים. נמשך מעט למגנט. דיאמגנטי: חומר שבו כל האלקטרוניים מנוונים. לא נמשך למגנט.

קונפיגורציה אלקטרונית של תרכובת המעבר

למתכות המעבר תכונות מיוחדות ונבועות ממילוי קליפות פנימיות. הקונפיגורציה האלקטרונית של השורה הראשונה של תרכובת המעבר (Z=21 - 30):

המתכת	Z	הקונפיגורציה
Sc	21	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 3d ¹ 4s ²
Ti	22	3d ² 4s ²
V	23	3d ³ 4s ²
Cr	24	3d ⁵ 4s ¹
Mn	25	3d ⁵ 4s ²
Fe	26	3d ⁶ 4s ²
Co	27	3d ⁷ 4s ²
Ni	28	3d ⁸ 4s ²
Cu	29	3d ¹⁰ 4s ¹
Zn	30	3d ¹⁰ 4s ²

כשמיאזים אלקטרוניים מאטומים של תרכובת המעבר, היינו מצפים שאלקטרוניים שהתווספו אחרונים (3d) יצאו ראשונים. אבל זה לא כך, אלקטרוני 4s מורחקים לפני אלקטרוני 3d.

הסבר: כששי מצב בו יש לרמה 3d אפשרות להשלים חצי קליפה או קליפה מלאה היא לוקחת אלקטרון מרמה 4s (ואז היא עוקפת את רמה 4s ברמת האנרגיה שלה).

כל הזמון שארית 2 אלקטרוני 4s, חוץ מאשר ב-Cr וב-Cu.
Cr - הומות 3d-1 4s-1 מאז קרובות באנרגיה, ויש ירידה באנרגיה הכללית כאשר אלקטרון אחד מהזוג 4s עובר לאורביטל 3d, ומבטל את הדחיה הבין האלקטרונית.

Cu - המעבר של אלקטרון מ-4s ל-3d אינו פותר את בעיית הדחיה הבין אלקטרונית אבל המטען הגרעיני Z גדול בהרבה, כך ש-3d נמשכת מתחת ל-4s.

מנונים פיזיקליים והמערבה המחזורית

I	II	III	IV
1			
2			
3			
4			
5			
6			
7			

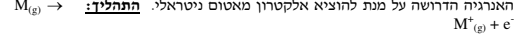
רדיוס אטומי

רדיוס היון השלילי < רדיוס האטום < רדיוס היון החיובי

רדיוס קטן עקב מסען אפקטיבי חזק יותר



אנרגיית פוטנציאל מנונייה:

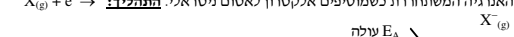


E₁ גדלה עקב מסען אפקטיבי גדול ורדיוס קטן

E₁ קטנה עקב רדיוס אטומי עלה - האלקטרון ממוסך

מיסוד - אפקט של הקטנת המטען הגרעיני המורגש ע"י אלקטרוניים חיצוניים עקב נוכחותם של אלקטרוניים נמיניים.

אמיונית אלקטרונית:



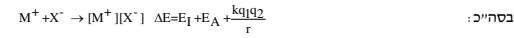
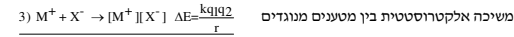
E_A עלה

E_A יורדת

הקשר הכימי

הקשר היוני - קשר אשר בו אלקטרוניים מאטום אחד עוברים לקליפת הערכית (הקליפה החיצונית) של האטום השני, כך שכל אחד מגיע למצב של קליפה מלאה. לדוגמא: $Na^+ + Cl^- \rightarrow [Na]^+ [Cl]^-$

הקשר נוצר בין אטום בעל אנרגיית יון נמוכה (מתכת אלקלית או מתכת אלקלית בעריית) לבין אטום בעל אמיונית אלקטרונית גבוהה (למשל הלוגן). הקשר יוצר אם כשהיכ תהליך נפלטת אנרגיה:



ובאלקטרון וולט: $\Delta E = \frac{14.4 \frac{eV}{\text{Å}}}{r} \left(\frac{\text{number of positive charges on } M^+}{r} - \frac{\text{number of negative charges on } X^-}{r} \right)$

יש להקפיד שהתוצר $[M^+][X^-]$ יהיה מאוזן מבחינה חשמלית: Na⁺Cl⁻.

קשר קוולנטי: קשר שבו האלקטרוניים משותפים במידה שווה ע"י שני אטומים, בכדי להשלים את קליפת הערכית של שניהם. למשל: F₂.
 את זוג אלקטרוני הקשר מנסמים ב- בקו: F-F.

אלקטרושליליות: מנבאת את היכולת של האטום למשוך כלפיו אלקטרוניים המשתפתים בקשר כימי. שקלת המספרים 0.4-4.0 וחסוד 4.0-4.0 נודל זה את מדיד והוא נודל מחשובים מתמטים. ככל שהאלקטרו שליליות גבוה יותר כך גם האלקטרון רובה יותר למשוך אליו את האלקטרוני הקשר.

האלקטרושליליות עולה עם ההתקדמות מימין בטבלה המחזורית, ויורדת לאורך הטורים. כאשר ההפרש באלקטרושליליות גדול מ-1.7 יוצר קשר יוני.

מומנט דיפול: זהו גודל מדיד (יחידות: Debye), המודד את מידת קוטביות (פולריות) הקשר הנובע מכך שאחד האטומים יותר אלקטרו שלילי, כלומר, אלקטרוני הקשר יהיו מוסטים לכיוונו.

$\mu = \delta \cdot d$ $\delta = \frac{+}{-} \frac{+}{-}$

d - המרחק בין האטומים.
 δ - עודף המטען של אטום אחד ביחס לשני (המטען המועבר)

מומנט דיפול הוא גודל וקטורי ובכל מולקולה ניתן לחשב את גודל מומנט הדיפול הכולל כסכום וקטורי של המומנטים של הקשרים היחידים.
 מומנט דיפול של זוג מטענים (+, -) שהמרחק ביניהם הוא 1 Å הוא: 4.8D=4.8·10⁻¹⁸esu·cm=1.610·29c·m

קשר קוולנטי קוטבי: קשר קוולנטי בין אטומים שיש הבדל באלקטרושליליות שלהם, כך שאלקטרוני הקשר מוסטים לעבר האטום האלקטרושלילי יותר.

מולקולה קוטבית (פולרית): מולקולה בה השקול הכולל של מומנט דיפול שונה מאפס.

אחוז האופי היוני: בקשר יוני מעבר האלקטרון מלא, ומומנט הדיפול הוא: $\mu = 4.8 \cdot 10^{-10} (\text{esu}) \cdot d (\text{cm})$ כאשר הקשר הוא בין קשר יוני טהור לבין קשר קוולנטי טהור, מגדירים את אחוז האופי היוני:

$100 \cdot \% \text{ האופי היוני} = \frac{\text{מומנט הדיפול המדוד} (\text{esu} \cdot \text{cm})}{d (\text{cm}) \cdot 4.8 \cdot 10^{-10} \text{esu}}$

נסחאת לאויס: ציור האלקטרוניים הוולנטיים (חיצוניים, אלקטרוני הערכית) המשתפתים בקישור - האלקטרוניים הוולנטיים שלא משתפתים בקישור, ומהווים זוגות לאמורים (done pair). תצויר עשה בדרכי ב-ספס כלל האוקטט - השאיפה של כל אטום מלאה את הקליפה החיצונית ב-8 אלקטרוניים. כלל זה הוא תאק משרורה השלישית (במערכת המחזורית) ומטה, ולבני יוצאים מן הכל מחשורה השנייה.

קשר קווארדייטבטי: קשר הנוצר כאשר אטום אחד תורם 2 אלקטרוניים לשותף רזוננס: כאשר קיימים מספר מבנים בשטית לואיס המתאימים לאותה מולקולה, למשל: CO₃²⁻.

המבנה המרחבי של מולקולות והיברידיזציות (הכלאת) - כללים

1. צייר את נסחת לואיס.
2. קבע מהו מספר הכיוונים במרחב סביב האטום המרכזי. כל קשר כימי (יחיד, כפול או משולש) תופס כיוון אחד. **זוג אלקטרוניים בודד תופס גם הוא כיוון אחד.**
3. קבע את ההיברידיזציה (הכלאה, ערוב אורביטלים) ואת המבנה המרחבי של המולקולה לפי מסי הכוונים במרחב.
4. כיוונים במרחב - הכלאת sp ← גאומטריה קווית
5. כיוונים במרחב - הכלאת sp² ← גאומטריה משורית
6. כיוונים במרחב - הכלאת sp³ ← גאומטריה טטראדרלית

4. מצב הצבירה בו נמצא החומר ב- 1 אטמ' בטמפרטורה הנידונה במקרה הספציפי (לכל חומר).
עבור התערובת גזים המצב הסטנדרטי הוא כאשר הלחץ החלקי של כל אחד ממרכיבי התערובת הוא 1 אטמ'.

המנות של מצב סטנדרטי מסומנים ב- ΔH° , ΔG° , ΔS° .

אנטלפיות היווצרות (חום היווצרות): האנטלפיה הנקלסת ומשתחררת כתוצאה מהיווצרות מול אחד של חומר מהיסודות במצבם הסטנדרטי.
חום היווצרות של יסוד מוגדר כאפס.
חוק חס: אנטלפיות היווצרות בלחץ קבוע אינה תלויה בדרך או במספר השלבים: $\Delta H_{tot} = \Delta H_f$ (מגיבים) - ΔH_f (תוצרים)

תגובה אקסותרמית - תגובה שבה נקלטת אנרגיה לסיבוי, $\Delta H < 0$.
תגובה אדותרמית - תגובה שבה נקלטת אנרגיה מהסביבה, $\Delta H > 0$.

שווי משקל כימי

עבור ריאקציה שוויו משקל: $cC + dD \rightleftharpoons aA + bB$

קבוע שווי משקל לפי ריכוזים: $K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$

[X] - ריכוז המרכיב X ביחידות molar, M=mol/liter

עבור הראקציה ההפוכה: $K_c = \frac{[A]^a [B]^b}{[C]^c [D]^d} \cdot \frac{1}{K_c}$

קבוע שווי משקל לפי לחצים: (עבור אותה ראקציה): $K_p = \frac{(P_C)^c (P_D)^d}{(P_A)^a (P_B)^b}$

Px - הלחץ החלקי של המרכיב X.

מעבר בין קבועי שווי המשקל: $K_C = K_p (RT)^{-\Delta n}$, $K_p = K_C (RT)^{\Delta n}$

Δn - ההפרש בין קדם המוליים של תוצרים למקדם המוליים של מגיבים (סוכמים את כל המקדמים בכל צד).

עקרון לחץ - שטלית: מערכת שוויו משקל שמופעלת עליה הפרעה חיצונית תפעל בכיוון הקטנת הפרעה ושאיפה לחזור למצב של שווי משקל.

השפעת גורמים חיצוניים על שווי המשקל:

א. **השפעת הלחץ החיצוני:** בטמפרטורה קבועה, הגדלת הלחץ מקטינה את נפח המערכת והמערכת תזוז לכיוון הגדלת הנפח כדי להקטין את השינוי. במערכות גזיות השינוי נבחן מתבטא ב- Δn .

ב. **השפעת הטמפרטורה:** עם העלת הטמפרטורה, הראקציה תזוז בכיוון האנדותרמי (הכוון הבלוע עומ). שינוי בטמפרטורה גורם לשינוי בערכו של K.

ג. **השפעת גורמים כימיים:** אם המערכת בשווי משקל, ואחד ממרכיבי המערכת מגיב בצורה בלתי הפיכה, לדוגמא: יוצא מן המערכת, המערכת תגיב בכיוון של יצירת אותו מרכיב. שינוי בהרכב לא משפיע על ערכו של K.

מלחים קשי תמיס

אלו מלחים בעלי מסיסות מוגבלת במים, היוצרים מערכת שוויו-משקל מהצורה הבאה: $MX(s) \rightleftharpoons M+(aq) + X-(aq)$

מכפלת המסיסות מוגדרת כך: $K_{sp} = [M+][X-]$, והיא למעשה ערך גבולי: השינוי מתקיים בתמיסה רוויה, שבה לא ניתן להמיס יותר את המלח MX, ואילו בתמיסה

בלתי רוויה מתקיים $K_{sp} < [M+][X-]$. לעולם לא ייתכן מצב שבו $[M+][X-] > K_{sp}$.

המסיסות מוגדרת ככמות החומר שאפשר להמיס בתמיסה נתונה.

חומצות וביסטים

חומצה: חומר הגורם להיווצרות יוני H+.
 $HA \rightarrow H+ + A-$
חומצה

ביס: חומר הגורם להיווצרות יוני OH-.
 $BOH \rightarrow B+ + OH-$
ביס

תגובת סתירה: תגובה בין חומצה וביס, לקבלת מלח ומים.
 $HA + BOH \rightarrow A+ + B- + H2O$

חומציות וביסיות, מושג ה-pH: $pH = -\log[H+]$
הגדרות: $pOH = -\log[OH-]$

במים מתקיים: $H2O \rightleftharpoons H+ + OH-$
 $K_w = [H+][OH-] = 10^{-14}$ $pK_w = -\log K_w = 14$

$pH + pOH = pK_w = 14$

ולכן - $pH = 7$ ניטרלי, $pH > 7$ בסיסי, $pH < 7$ חומצי.

חומצות וביסטים חלשים: כשנדובר בחומצה חלשה או בביס חלש, תגובת המירוק אינה מלאה ונוצר מצב של שיווי-משקל. קבועי שיווי המשקל נקראים Ka (עבור חומצה) או Kb (עבור בסיס).

$K_a = \frac{[H+][A-]}{[HA]}$
 $K_b = \frac{[B+][OH-]}{[BOH]}$

עבור חומצה וביסטים חלשים צמודים מתקיים: $K_a \cdot K_b = K_w = 10^{-14}$
 $pK_a + pK_b = pK_w = 14$

באופן שווה כיוון הלחץ החיצוני הוא הטהרמטורה בין לחץ המולקולות בעלות אנרגיה קינטית מספיק גבוהה כדי להיחצוץ.
ככל שטמפי עולה, עולה שבר המולקולות בעלות אנרגיה קינטית מספיק גבוהה כדי לברוח מהנזל, ולכן עולה גם לחץ האדים.

התלות בין לחץ האדים לבין הטמפי נתונה ע"י המשוואה הבאה: $\ln(P) = -\frac{\Delta H_v}{RT} + C$

Hv - חום האידוי - האנרגיה הדרושה כדי לנדף מול אחד של נוזל.
R - קבוע הגזים - $1.98 \text{ cal/mole} \cdot \text{K} = 8.314 \text{ J/mole} \cdot \text{K}$.
C - קבוע האופייני לכל נוזל

ניתן לבטל את הקבוע C ע"י החסרת שתי משוואות עבור שתי נקודות לחץ וטמפרטורה.

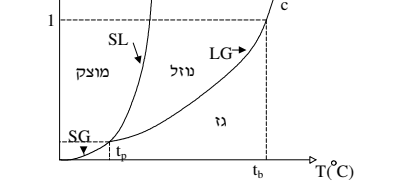
$$\ln\left(\frac{P_1}{P_2}\right) = \frac{\Delta H_v}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right)$$

באותה צורה ניתן להתייחס למעברי פאזה אחרים: מוצק ← נוזל, מוצק ← גז. השינוי יהיה בערכו של ΔH , כשבכל פעם יתייחס למעבר אחר. לדוגמא: ΔH_{fm} - עבור התכה - מעבר פאזה נוזל ← מוצק.

ΔH_s - עבור המראה (סובלימציה) מעבר פאזה מוצק ← גז.

דיאגרמת פאזה:

דיאגרמה המתארת את היחסים ההדדיים ואת תנאי ש"מ בין הצורות השונות (הפאזות של חומר כלשהו), כתלות בלחץ ובטמפרטורה.



t_p - נקודה המשולשת 3 - פאזות משולשת בשיווי משקל.

קו L-G: עקומת לחץ האדים של נוזל (ש"מ נוזל עם אדין).
קו S-L: עקומת נקודת ההיתוך (ש"מ מוצק עם נוזל).
קו S-G: עקומת לחץ האדים של מוצק (ש"מ מוצק עם אדין).

c - הנקודה הקריטית - מעליה החומר קיים רק במצב גז.

t_b - נקודת הריחה הנורמלית - טמפרטורת המעבר בין נוזל לגז ב- 1 אטמ'.

נאזר כי המוצק צפוף מהנוזל בקודקוד המשולשת אם העלת הלחץ בטמפרטורה של הנקודה המשולשת יוצר מוצק.

מוצקים

מוצקים מובדלים מנוזלים וגזים בהם יש להם נפח וצורה מוגדרים. למוצק יש ישיחות ויחידת מבנה.
מבנה בשי: הערכות נאומטרית מוגדרת האופיינית לחומר. הערכת זו חוזרת על עצמה במחזוריות קבועה בשלושת מימדים, תוך יצירת חומר בעל סדר ארוך טווח.

מוצקים מורפים: מוצקים שאין להם סדר קבוע (זכוכית, אספלט).

תא היחידה: היחידה הקטנה ביותר החוזרת על עצמה בבנייה ובעלת סימטריה אופיינית בשלושה צירים a, b, c. יחידות אלה החוזרות על עצמן יוצרות את הסריג הבנייני. נתייחס ל- 3 דוגמאות של תאי יחידה:



1. **SC - קובי פשוט**

8 אטומים יוצרים את תא היחידה, אבל כאשר הוא חוזר על עצמו במבנה הסריג כל אטום מתחלק בין 8 תאי יחידה, כך שתורמת כל אטום לתא היחידה הוא 1/8.
לקוביה 8 נקודות כאלה, כך שבש"מ מספר האטומים בתא היחידה יהיה: $8 \cdot \frac{1}{8} = 1$



2. **BCC - קובי ממורכו גוף**

מספר האטומים בתא היחידה יהיה 2. 1 כמו במקרה של קובי פשוט, ועוד אחד מהאטום המרכיב השייך רק לתא הזה. $2 = 1 + 8 \cdot \frac{1}{8}$



3. **FCC - קובי ממורכו פאה**

מספר האטומים בתא היחידה יהיה 4. כל אטום במרכז פאה מחולק בין שני תאים: $4 = 4 + 8 \cdot \frac{1}{2} = 8 \cdot \frac{1}{8} + 6 \cdot \frac{1}{2} = 4$

טבלת מזור המוצקים:

מבנה	מולקולרי	אטומי	יוני	יוני	יחידות המבניות
מסיכה של אלקטרוניס	מולקולות	אטומים	קוולנטים	קוולנטים	מסיכה
אלקטרוסטית M ⁺ -c	אלקטרוניס	קוולנטים	קוולנטים	קוולנטים	אלקטרוסטית M ⁺ -X ⁻
קושי/רכיב מוליכים חשמלי בעלי ברק מתכתי	רכיב, נקי היתוך	קושי/רכיב מוליכים חשמלי בעלי ברק מתכתי	קושי/רכיב מוליכים חשמלי בעלי ברק מתכתי	קושי/רכיב מוליכים חשמלי בעלי ברק מתכתי	קושי/רכיב מוליכים חשמלי בעלי ברק מתכתי
Na, Cu, Fe	H ₂ , H ₂ O, CO ₂	קושי/רכיב מוליכים חשמלי בעלי ברק מתכתי	קושי/רכיב מוליכים חשמלי בעלי ברק מתכתי	קושי/רכיב מוליכים חשמלי בעלי ברק מתכתי	KNO ₃ , NaCl

תרמודינמיקה

התרמודינמיקה דנה בקשר שבין הצורות השונות של האנרגיה (כימית, חשמלית).
החוק הראשון של התרמודינמיקה:

$$\Delta E = Q + W$$

חוק שימור האנרגיה: אנרגיה פנימית: אנרגיה של תנועת ויברציה של אטומים, אנרגיה קינטית של מולקולות ואנרגיה פוטנציאלית האגורה בקשרים כימיים.

Q - חום: החום הנקלט או הנפלג ע"י המערכת (Q > 0) - החום נקלט ע"י המערכת מהסביבה.

W - עבודה: עבודה מוגדרת ככח שמופעל לאורך דרך (W > 0) - העבודה מתבצעת על המערכת ע"י הסביבה).

עבודת נפח (התמטות נפחים) בלחץ קבוע: $W = -P\Delta V$

H - אנטלפיה: האנרגיה הכוללת של המערכת. $\Delta H = E + PV$

$\Delta H = \Delta E + \Delta(PV)$

בלחץ קבוע, השינוי באנטלפיה: $\Delta H = \Delta E + P\Delta V$

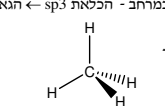
C - קיבול חום: כמות החום הדרושה כדי להעלות את הטמפרטורה של 1 מול חומר ב- 1°C.

Cp - קיבול חום בלחץ קבוע: $C_p = \frac{dQ_p}{dT} = \frac{\Delta H}{\Delta T}$

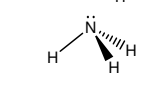
Cv - קיבול חום בנפח קבוע: $C_v = \frac{dQ_v}{dT} = \frac{\Delta E}{\Delta T}$

חום סגולי: כמות החום הדרושה כדי להעלות את הטמפרטורה של 1 גר' חומר ב- 1°C. מצב סטנדרטי (עבור חומר טהור): 1. לחץ של 1 אטמ'.

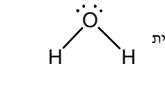
4. מצב הצבירה מורחב לפי המולקולה לפי הכיוונים שבהם יש קשרים (ולא זווות ברודים).
לדוגמא: עבור מולקולה בעלת 4 כיוונים במרחב - הכלאת sp³ ← הגאומטריה נקבעת ע"י מס' אלקטרוניס לא קושרים:



א. אם אין זווות לא קושרים - טטראדר



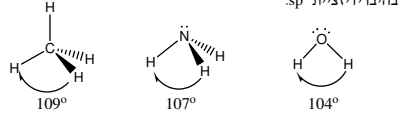
ב. זוג לא קושר אחד - פירמידה משולשת



ג. שני זווות לא קושרים - מולקולה זוויתית

קביעת הזווית בין האטומים:

סדר הדחיה בין זווות אלקטרוניס: קושר-קושר > לא קושר-קושר > לא קושר-לא קושר, ולכן נוצר מצב שבו זוג אלקטרוניס לא קושרים "תופסים" יותר נפח מאלקטרוניס הנמצאים בקשר. למשל במקרה של מולקולות בעלות אטום מרכזי בהיברידיזציה sp³.



ב- sp² מקבלים משולש מישורי וב- sp¹ מקבלים קווי (בוויית של 180 מעלות תמיד).
גזים

עקרון אבנדרו: בתנאי לחץ וטמפרטורה שווים, נפחים שווים של גזים מכילים אותו מספר מולקולות.

$$PV = nRT$$

משוואת המצב של הגזים האידיאליים:

P - לחץ (1 atm = 760 mm Hg)

V - נפח (1 liter = 1000 cm³)

T - טמפרטורה, במעלות קלווין (273°C = 0°C)

n - מספר מולים

R - קבוע הגזים

$$R = 0.082 \frac{\text{liter atm}}{\text{mole} \cdot \text{K}} = 82.1 \frac{\text{cm}^3 \text{ atm}}{\text{mole} \cdot \text{K}} = 8.31 \cdot 10^7 \frac{\text{erg}}{\text{mole} \cdot \text{K}} = 1.98 \frac{\text{cal}}{\text{mole} \cdot \text{K}} = 8.313 \frac{\text{J}}{\text{mole} \cdot \text{K}} = 62.33 \frac{\text{lit} \cdot \text{mmHg}}{\text{mole} \cdot \text{K}}$$

צורת נוספות למשוואת הגזים:

$$PV = \frac{W}{M} RT$$

W - משקל החומר

M - משקל מולקולרי

$$PM = \rho RT$$

ρ - צפיפות, $\frac{W}{V}$

תנאי S.T.P: T = 0°C, P = 1 atm, n = 1 mole

תנאי S.T.P, נפח של 1 מול של גז כלשהו יהיה 22.4 ליטר!

לחץ חלקי: הלחץ שהגז היה נמצא בו אילו הוא היה לבדו בכלי.

חוק הלחצים החלקיים של דלזון: הלחץ הכללי בכלי הוא סכום הלחצים החלקיים של כל הגזים הנמצאים בכלי.

$$P_{tot} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots = \sum_i P_i$$

$$\sum_i \frac{n_i RT}{V} = \sum_i P_i$$

החלק שכל גז תורם לתערובת נקרא שבר לחצים = שבר מולים.
 $\frac{P_i}{P_{tot}} = \frac{n_i}{n_{tot}} = X_i$

גזים לא אידיאליים - משוואת ואן דר ולס:

$$\left(P + \frac{a^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$$

a - קבוע הפרופורציה המביע את הסטייה מאידיאליות (נוצמת כוחות המשיכה בין המולקולות).

b - נפח אפטיבי של מול חומר (קשור למימדי המולקולה).

nb - הנפח התפוס ע"י המולקולות עצמן, נקרא הנפח האסור.

התורה הקינטית של הגזים:

חוק ברהם: בטמפרטורה ובלחץ קבועים, מהירויות הדיפוזיה של גזים שונים משתנות ביחס הפוך לשרש הריבועי של הצפיפות או של המספרים המולקולריים:

$$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

← לשני גזים באותם תנאי לחץ וטמפרטורה אנרגיה קינטית שווה:

$$\frac{1}{2} m_1 v_1^2 = \frac{1}{2} (P \cdot T \text{ const}) m_2 v_2^2$$

האנרגיה הקינטית של מול אחד של גזים: $E_k = \frac{1}{2} M V^2 = \frac{3}{2} RT$

האנרגיה הקינטית של מולקולה אחת של גז: $E_k = \frac{1}{2} m V^2 = \frac{3}{2} k_B T$

R - קבוע הגזים לנול.

$K_B = \frac{R}{N_A}$ - קבוע בולצמן - קבוע הגזים למולקולה.

M - משקל מולקולרי ביחידות $\frac{Kg}{mole}$

m - משקל של מולקולה אחת.

$$\bar{V} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} = \sqrt{\frac{3K_B T}{m}}$$

המהירות הממוצעת:

נוזלים, מוצקים ודיאגרמות פאזה

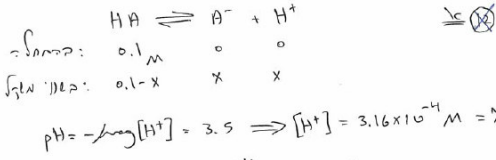
משוואת פלאזנו-קלפירון:

נוזל מתקיים שווי-משקל (ש"מ) בין המולקולות הנמצאות בתוך הנוזל לבין מולקולות בעלות אנרגיה קינטית מספיק גבוהה, אשר בורחות מהנוזל.

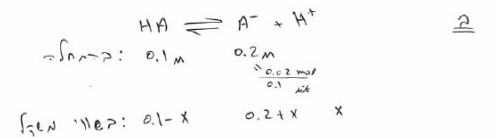
עודת הרתיחה הנורמלית: הטמפרטורה בה מתקיים ש"מ בין הנוזל לאדין, בלחץ של 1 האטמוספירה.

א. pH של תמיסת חומצה חלשה 0.1M HA שווה ל-3.5. מה ערכו של K_a ?
 ב. מה יהיה ה-pH אם מוסיפים 0.02 מול מהחומר NaA ל-100 מילי מואתה תמיסה?

תשובה:



$$K_a = \frac{x^2}{0.1-x} = \frac{3.16 \times 10^{-4}}{0.1 - 3.16 \times 10^{-4}} = 10^{-6}$$



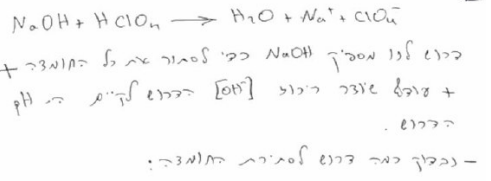
$$K_a = \frac{x(0.2+x)}{0.1-x} \approx \frac{0.2x}{0.1} = 5 \times 10^{-7}$$

$\Rightarrow x = 5 \cdot 10^{-7}$
 (בדיוק דומה: $5 \cdot 10^{-7} \ll 0.2$
 $\ll 0.1$)

$pH = -\log x = 6.3$
 על כמות H^+ מאשר NaA כע

כמה גרם NaOH צריך להוסיף ל-300 מילי 1.6M HClO4 כדי להגיע ל-pH של 9.5?

תשובה:



נבדוק כמה כדור נוסף צריך להוסיף:

$$n(HClO_4) = \frac{300 \text{ ml}}{1000 \frac{\text{ml}}{\text{l}}} \times 1.6 \frac{\text{mol}}{\text{lit}} = 0.48 \text{ mol} = n(NaOH)$$

$$W_1(NaOH) = n \times M_w = 0.48 \text{ mol} \times 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 19.2 \text{ g}$$

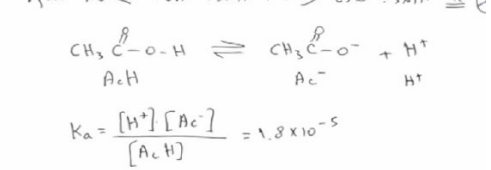
$\therefore pH = 9.7$ כדור נוסף צריך להוסיף

$pH = 9.7 \Rightarrow pOH = 14 - 9.7 = 4.5$
 $-\log[OH^-] = 4.5 \Rightarrow [OH^-] = 3.16 \times 10^{-5} M$
 $\Rightarrow n(OH^-) = C \cdot V = 3.16 \times 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{lit}} \times 0.3 \text{ lit} = 9.48 \times 10^{-6} \text{ mol}$
 $n(NaOH) = n(OH^-) = 9.48 \times 10^{-6} \text{ mol}$
 $\Rightarrow W_2(NaOH) = n \times M_w = 9.48 \times 10^{-6} \text{ mol} \times 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0.00038 \text{ g}$

$\Rightarrow W(NaOH) = W_1 + W_2 = 19.2 + 0.00038 \approx 19.2 \text{ g}$

א. מהו ה-pH של תמיסת חומצה חלשה 0.25M ($K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$)
 ב. חשבו את ה-pH של תמיסת בסיס חלש BOH בעל K_b של 10^{-5} בריכוז 0.7M

תשובה:

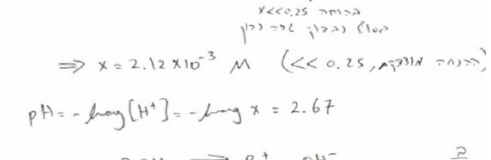


$$K_a = \frac{[H^+][Ac^-]}{[AcH]} = 1.8 \times 10^{-5}$$

$$K_a = \frac{x^2}{0.25-x} \approx \frac{x^2}{0.25} = 1.8 \times 10^{-5}$$

$\Rightarrow x = 2.12 \times 10^{-3} M$ (כי $x \ll 0.25$)

$pH = -\log[H^+] = -\log x = 2.67$

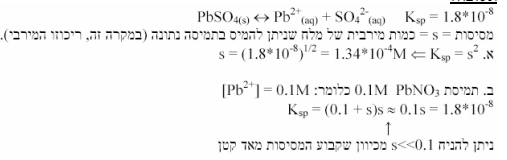


$$K_b = \frac{x^2}{0.7-x} \approx \frac{x^2}{0.7} = 10^{-5} \Rightarrow x = 2.6 \times 10^{-3} M$$

$p(OH) = -\log[OH^-] = -\log x = 2.6$
 $\Rightarrow pH = 14 - p(OH) = 11.4$

מכפלת המסיסות של $PbSO_4$ היא $1.8 \cdot 10^{-8}$. חשב את המסיסות של $PbSO_4$ בחדירות M בתמיסת הבאות. הניחו כי המלחים בסעיפים ב' ו-ג הם קלי-תמיס:
 א. מים טהורים. ב. תמיסת $Pb(NO_3)_2$ 0.10M. ג. תמיסת Na_2SO_4 10-3M.

תשובה:



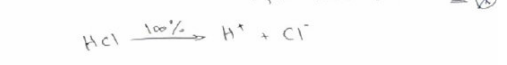
ב. תמיסת $Pb(NO_3)_2$ 0.1M כלומר: $[Pb^{2+}] = 0.1M$
 $K_{sp} = (0.1 + s)s \approx 0.1s = 1.8 \cdot 10^{-8}$
 $\Rightarrow s = 1.8 \cdot 10^{-7} M$

ג. תמיסת Na_2SO_4 $10^{-3}M$ כלומר: $[SO_4^{2-}] = 10^{-3}M$
 $K_{sp} = s(10^{-3} + s) \approx s \cdot 10^{-3} = 1.8 \cdot 10^{-8}$
 $\Rightarrow s = 1.8 \cdot 10^{-5} M$

חומצות וביסטים

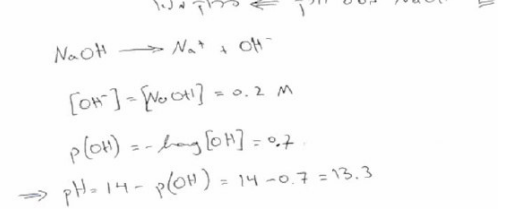
א. ערבוב של 100 מילי מים עם 0.05M HCl
 ב. תמיסת 0.2M NaOH

תשובה:



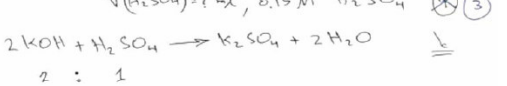
$n(HCl) = C \cdot V = 0.05 \frac{\text{mol}}{\text{lit}} \times 0.1 \text{ lit} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol}$
 $n(H^+) = n(HCl) = 5 \times 10^{-3} \text{ mol}$
 $[H^+] = \frac{n}{V_{\text{total}}} = \frac{5 \times 10^{-3} \text{ mol}}{0.2 \text{ lit}} = 0.025 M$

$\Rightarrow pH = -\log[H^+] = 1.6$

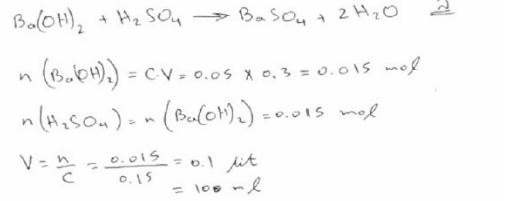


א. כמה מילי תמיסת H_2SO_4 בריכוז 0.15M יש להוסיף לכל אחת מן התמיסות הבאות לשתירה מוחלטת:
 א. 30 מילי תמיסת 0.5M KOH
 ב. 300 מילי תמיסת 0.05M $Ba(OH)_2$

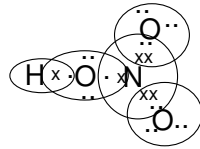
תשובה:



$n(KOH) = C \cdot V = 0.5 \frac{\text{mol}}{\text{lit}} \times \frac{30}{1000} \text{ lit} = 0.015 \text{ mol}$
 $\frac{n(KOH)}{n(H_2SO_4)} = \frac{2}{1} \Rightarrow n(H_2SO_4) = \frac{n(KOH)}{2} = \frac{0.015}{2} = 7.5 \times 10^{-3} \text{ mol}$
 $C = \frac{n}{V} \Rightarrow V = \frac{n}{C} = \frac{7.5 \times 10^{-3}}{0.15} = 0.05 \text{ lit} = 50 \text{ ml}$



HNO₂:



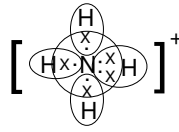
קשר קוולנטי וקוארדינטיבי

מבני לואיס

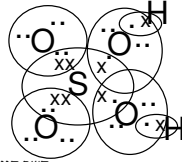
ציירו נוסחאות לואיס לתרכובות הבאות:

N ₂	CO	N ₂ O	HCl	MgCl ₂
HNO ₃	PBr ₃	Cl ₂ O	ONCl	NaCl
NH ₄ ⁺	H ₂ SO ₄	CO ₃ ²⁻	CH ₂ O	CO ₂

NH₄⁺:

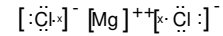


H₂SO₄:



קשר קוולנטי וקוארדינטיבי

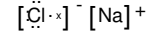
MgCl₂:



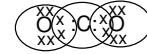
תשובה

קשר יוני

NaCl:
קשר יוני



CO₂:



קשר קוולנטי

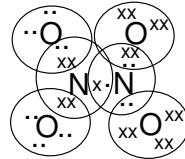
HCl:



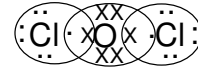
קשר קוולנטי

המולקולה N₂O₄ בנויה כך שכל חנקן קשור לחנקן השני ולשני חמצנים. הקשרים בין החנקן לחמצנים זהים. ציירו נוסחאות לואיס של התרכובת.

תשובה:

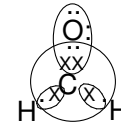


Cl₂O:

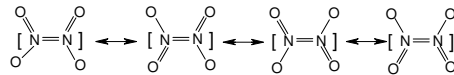


קשר קוולנטי

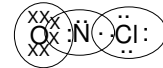
CH₂O:



קשר קוולנטי



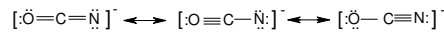
ONCl:



קשר קוולנטי

ציירו מבנים רוזנטיביים עבור היון OCN⁻.

תשובה

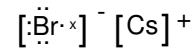


N₂O:



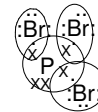
קשר קוולנטי וקוארדינטיבי

CsBr:



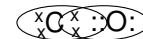
קשר יוני

PBr₃:



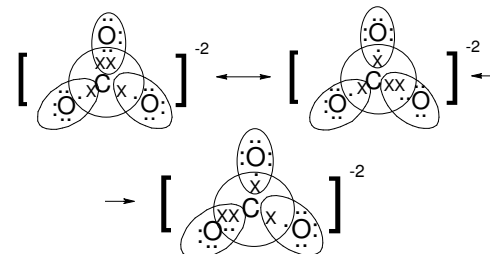
קשר קוולנטי

CO:



קשר קוארדינטיבי

CO₃²⁻:



N₂:

