

סטוכימטריה

<p>A.M.U. – יחידת המידה בה נמדדים משקלים אטומיים. הגדרתה 1/12 מהמשקל של פחמן $^{12}_6\text{C}$</p>	<p>מספר מסה – מספר הפרוטונים + נויטרונים בגרעין האטום Mass number C Atomic number</p> <p>מספר אטומי – מספר הפרוטונים בגרעין האטום</p> <p>משקל אטומי – ממוצע משוקלל של האיזוטופים השונים</p>
<p>מספר אבוגדרו – מספר אטומי הפחמן $^{12}_6\text{C}$ ב-12 גרם חומר $N_A = 6.022 * 10^{23}$</p>	
<p>מול – כמות החומר המכילה מספר אבוגדרו של חלקיקים.</p> $\text{Mol} = \frac{\text{weight [gram]}}{\text{atomic weight [gram/mol]}} = \frac{\text{number of atoms/molecules}}{N_A}$ <p style="text-align: right;">לכן 1mol = משקל אטומי</p>	
<p>נוסחה אמפירית – מתארת את היחסים המינימאליים בין החומרים</p> <p>נוסחה מולקולרית – מתארת במדויק את ההרכב</p>	

<p>מודל אטומי של בוהר (עבור אטומי מימן ודמויי מימן, He^+, Li^{++}, בלבד כלומר אטומים בעלי אלקטרון בודד בקליפת הגרעין!)</p>	
<p>מתקבלת פליטה רק מעל אנרגיית הסף. האנרגיה הקינטית של האלקטרונים הנפלטים עולה עם עליית התדירות</p> $E = E_0 + E_k$ $E = h\nu$ $E_k = 0.5mv^2$	$\bar{v} [1/m] = \frac{1}{\lambda [m]} : \text{מספר גל } \nu [Hz \text{ or } 1/\text{sec}] = \frac{c [m/\text{sec}]}{\lambda [m]}$
<p>פליטת אנרגיה – $E_i > E_f$ קליטת אנרגיה – $E_i < E_f$</p> $\Delta E = h\nu = E_f - E_i = R_H z^2 \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$ $\nu = \frac{\Delta E}{h}$ <p>יינון משמעו הוצאת האלקטרון מהגרעין לגמרי: $n_f = \infty$</p>	<p>אם נקרין אטום באנרגיית יינון אשר בין שתי רמות לא יתרחש כלום!</p> <p>מסלולים בעלי רדיוס מותר הם אלו שעבורם התנע הזוויתי מקיים</p> $mvr = \frac{nh}{2\pi}$
<p>דרות פליטה : מעברי $n=1 \leftarrow \text{Lyman}$, מעברי $n=2 \leftarrow \text{Balmer}$, מעברי $n=3 \leftarrow \text{Paschen}$</p>	

<p>הטבלה המחזורית</p> <p>במעבר שורות נמלא קליפה חדשה. במעבר טור נעבור בין יסודות בעלי תכונות שונות. תכונות דומות נובעות מקונפיגורציה אלקטרונית.</p> <p>מיסוך – מטען הגרעין האפקטיבי שמרגיש אלקטרון קטן בעקבות נוכחות אלקטרונים עמוקים יותר. ירידה בטור משמעותית בהשפעת המיסוך כי נוספות קליפות. מעבר שורה הוא בעל השפעה מצומצמת.</p>	<p>מודל חלקיק בתיבה</p> <p>הפוטנציאל במרכז התיבה הוא אפס ובקצוות אינסופי פונקציית הגל המתאימה לתאור המערכת</p> $E_n = \frac{h^2 n^2}{8mL^2}$ $\Delta E = \frac{h^2}{8mL^2} (n_f^2 - n_i^2)$ $\psi_n(x) = \sqrt{\frac{2}{L}} \sin\left(\frac{n\pi x}{L}\right) \quad L = n\lambda / 2$
--	--

<p>אנרגיית יינון גדלה עקב מטען גדל ורדיוס קטן</p> <p>אנרגיית יינון קטנה עקב רדיוס אטומי עולה ומיסוך רב יותר של האלקטרון</p> <p>מקרים יוצאי דופן – קליפה מלאה או חצי מלאה הן בעלות יציבות מיוחדת.</p>	<p>רדיוס אטומי קטן עקב מטען אפקטיבי חזק יותר</p> <p>רדיוס גדל עקב הוספת קליפות אלקטרוניות</p> <p>רדיוס יון שלילי < רדיוס אטום < רדיוס יון חיובי</p>	<p>זיקה (אפיניות) אלקטרונית</p> <p>האנרגיה המשתחררת כשמוסיפים אלקטרון לאטום נייטרלי. שיקולים דומים לאנרגיית יינון</p> <p>עולה בערכה המוחלטת</p> <p>יורדת בערכה המוחלטת</p>	<p>שמות הקבוצות בטבלה</p> <p>טור 1 – מתכות אלקליות</p> <p>טור 2 – מתכות אלקליות עפרוריות</p> <p>טור 3-12 – מתכות מעבר</p> <p>טור 13-17</p> <p>מעל הקו המקווקו – אל מתכות. נטייה לקבל אלקטרון מתחת לקו המקווקו – מתכות. נטייה למסור אלקטרון</p> <p>טור 17 – הלוגנים</p> <p>טור 18 – גזים אצילים</p> <p>שורה נפרדת עליונה – לנטנידים</p> <p>שורה נפרדת תחתונה – אקטינידים</p>
---	--	---	---

המבנה האלקטרוני של האטום

<p>כללי אכלוס: עקרון פאולי- לא ייתכנו שני אלקטרונים באותו אטום בעלי אותו סט של מספרים קוונטיים.</p> <p>כלל הונד(האוטובוס)- כאשר מאכלסים אלקטרונים באורביטלים מנוונים, הם יכנסו קודם כל כבודדים בעלי ספינים זהים ורק אח"כ בזוגות בעלי ספין הפוך.</p> <p>עקרון אופבאו- האלקטרונים ימולאו בסדר עולה של הסכום $n+l$. אם הסכום שווה עבור שני אורביטלים שונים ממלאים קודם את האורביטל בעל n נמוך יותר. מקרים חריגים הם של $i-Cr$ ו- Cu, שמקבלים יציבות מיוחדת היות שכאשר יש תת קליפה מלאה או חצי מלאה מקנה יציבות. במתכות מעבר נמלא את s לפני d.</p>	<p>n- מספר קוונטי ראשי. מאתר את רמת האנרגיה שבה נמצא האלקטרון. מאפיין את המפח האפקטיבי של האורביטל סביב הגרעין.</p> <p>l- מספר קוונטי משני. קובע את התנע הזוויתי של האלקטרון. מתאר את צורת האורביטל במרחב. $(s, p, d, f) l=0, 1, 2, \dots, (n-1)$ עבור אטום רב אלקטרוני גם ערך זה משפיע על האנרגיה. כל האורביטלים בעלי ערכים זהים של n ו- l שייכים לאותה קליפה והינם שווים אנרגיה אלא שכיוונם במרחב שונה.</p> <p>m- מספר קוונטי מגנטי. נובע מהווצרות אפקט מגנטי כתוצאה מתנועת האלקטרון, מתאר את הכיוונית המרחבית של האורביטל האטומי. $m_l = -L, -(L+1), \dots, 0, \dots, L$. בסה"כ $2L+1$.</p> <p>m_s- מספר קוונטי ספיני. מקבל ערכים של -0.5 או 0.5.</p> <p>יש בסה"כ n^2 אורביטלים בכל קליפה אלקטרונית. יש לכל היותר $2n^2$ אלקטרונים ברמה קוונטית ראשית n.</p>
	<p>פאראמגנטיות- חומר בעל אלקטרונים בלתי מזווגים. נמשך מעט למגנט.</p> <p>אטום בעל מספר איזוגי של אקלט' בהכרח פארא'. אטום בעל מספר זוגי יכול להיות גם פארא' וגם דיא'.</p> <p>דיאמגנטיות- חומר שבו כל האלקטרונים מזווגים. לא נמשך למגנט.</p>

הקשר הכימי

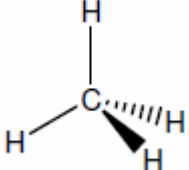
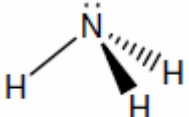
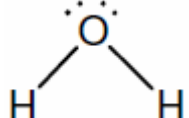
<p>קשר פולרי- שיתוף אלקטרונים בין שני יסודות אינו במידה שווה כך שהאלקטרונים מוסטים ממרכז הקשר. נוצרת הפרדת מטען חלקי חיובי. מצב של מטענים מנוגדים זה לזה נקרא מומנט דיפול. ככל שהפרש באלקטרושליליות גדול כך הקשר פולרי יותר. ככל שהפרש האלקטרושליליות גדלה כך הקשר יותר יוני ולהיפך קוולנטי</p> <p>מומנט דיפול- גודל שמודד את מידת הקוטביות של הקשר</p> <p style="text-align: center;">$\mu = \delta d$</p> <p>δ - מרחק בין האטומים δ - עודף המטען של אטום אחד ביחס לשני $1D(\text{Debye}) = 10^{-18} \text{esu} \cdot \text{cm}$ $1C = 3 \cdot 10^9 \text{esu}$</p>	<p>קשר יוני- קשר הנוצר מאינטראקציה בין קטיון לאניון כתוצאה ממעבר אלקטרונים מקליפת הערכיות של הקטיון לזו של האניון. התהליך מורכב משלושה שלבים</p> <p>אנרגיית יצירת הקטיון E_L $M \rightarrow M^+ + e^-$ אנרגיית יצירת האניון E_A $X + e^- \rightarrow X^-$ משיכה אלקטרוסטטית kq_1q_2/r $M^+ + X^- \rightarrow MX$ לחישוב משיכה אלקט' ב-eV $E = E_L + E_A + kq_1q_2/r$</p> <p>$14.4 \cdot (\text{number of positive charge on M}) \cdot (\text{number of negative charge on X})$</p> <p>הרדיוס הוא המרחק בין מרכז הקטיון למרכז האניון. כדי שהתהליך יהיה משתלם מבחינה אנרגטית צריך שלקטיון תהיה אנרגיית יינון נמוכה (מתכת אלקלית/אלקלית עפרורית) ולאניון זיקה גבוהה (אל-מתכת)</p>
--	--

<p>אחוז הקשר היוני</p> $\% \text{רשקה} = \frac{\text{Dipole torque (D)} \cdot 100}{4.8 \left(\frac{D}{\text{\AA}} \right) \cdot d \left(\text{\AA} \right)} = \frac{\text{Dipole torque (D)} \cdot 100}{4.8 \cdot 10^{-10} (\text{esu}) \cdot d (\text{cm})}$	<p>קשר קוולנטי- קשר הנוצר משיתוף אלקטרונים בין אטומים כך ששני בני הזוג בקשר מגיעים לקונפיגורציה של גז אציל. דרושים שני אלקטרונים ליצירת קשר.</p> <p>קשר קואורדינטיבי- קשר קוולנטי שבו אטום אחד תורם את שני האלקטרונים הדרושים לקישור והשני לא תורם כלום. O נוטה להשר קואורדינטיבי.</p> <p>אלקטרושליליות - היכולת של אטום במולקולה להתחרות על זוג אלקטרונים. גדלה בהליכה ימינה בטור וקטנה בירידת שורה.</p>
--	---

<p>מטען פורמלי</p> $\left(\text{formal charge} \right) = \left(\text{free valence electrons} \right) - \left(\left[\text{non connecting electrons} \right] + \frac{1}{2} \left[\text{connecting electrons} \right] \right)$	<p>יש עדיפות למטען פורמלי שלילי על אטום אלקטרושלילי יותר וחיובי על הפחות אלקטרושליליים.</p> <p>עדיף שמטען פורמלי בעל סימן זהה לא יהיה על אטומים שכנים.</p>
---	--

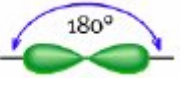
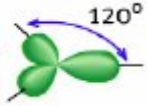
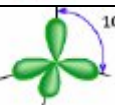
- מיקום האטום הכי אלקטרוחיובי במרכז
- יש עדיפות לקבוצות OH
- בקביעת מבני לואיס האטומים B, Be ו- Al הם יוצאי דופן ויכילו פחות מאוקטט.
- נשאף למטען פורמאלי מינימאלי על כל אטום
- יש עדיפות למטען פורמלי שלילי על אטום אלקטרושלילי וחיובי על הפחות אלקטרושלילי
- עדיף שמטען פורמלי באותו סימן לא יהיה על אטומים שכנים כי תהיה ביניהם דחייה.
- מקרים יוצאי דופן הם אטומים בעלי מספר איזוגי של אלקטרונים. שם לא נשלים אוקטט.

מבנה מולקולות VSEPR + גיאומטריות של היברידיזציה

VSEPR	היברידיזציה	גיאומטריה מולקולארית		מספר זוגות גלמודים	המבנה	מס קבוצות אלקטרונים
180	180	H—H		0	לינארי	2
120	120			0	משולש	3
	120>			1	מישורי	
109.5	109.5			0	טטרהדר	4
	107			1	פירמידה משולשת	
	104.5			2	זוויתי	

- זוג גלמוד תופס יותר מקום מזוג קושר – זווית יותר גדולה ביניהם
- קשר כפול תופס יותר מקום מקשר בודד ומשולש יותר מכפול (זוג גלמוד תופס יותר מקום מכפול אך פחות ממשולש)
- ככל שהמתמיר יותר אלקטרושילי כך הוא תופס פחות מקום

היברידיזציה

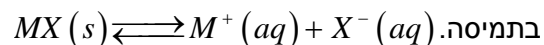
צורת האורביטלה	קישור	מספר אורביטלות אחרי היברידיזציה	אחרי היברידיזציה	אורביטליות רגילות
Linear 	קשר בודד אחד/זוג גלמוד וקשר משולש אחד או שני קשרים כפולים	2 קשרי σ ו-2 קשרי π	sp	s,p
Trigonal Planar 	2 קשרים בודדים/זוגות גלמודים וקשר כפול אחד	3 קשרי σ וקשר π	sp^2	s,p,p
Tetrahedral 	4 קשרים בודדים/זוגות גלמודים	4 קשרי σ	sp^3	s,p,p,p

קשר σ - קשר בו צפיפות האלקטרונים הגבוהה ביותר היא בין הגרעינים. נוצר בין האורביטלים ההיברידיים
 קשר π - קשר בו צפיפות האלקטרונים הגבוהה ביותר היא מעל ומתחת למישור העובר בין הגרעינים. נוצר בין אורביטלי p שלא משתתפים בהכלאה.

קשר בודד σ קשר כפול $\sigma + \pi$ קשר משולש $\sigma + \pi + \pi$

מלחים קשי תמס

מלחים קשי תמס – מלחים בעלי מסיסות מוגבלת במים, היוצרים מערכת ש"מ בין המוצק ליונים



בתמיסה. $K_{sp} = [M^+][X^-]$ - השוויון מתקיים בתמיסה רוויה שבה לא ניתן להמיס יותר את המלח MX

בתמיסה בלתי רוויה $K_{sp} > [M^+][X^-]$

לעולם לא ייתקיים $K_{sp} < [M^+][X^-]$

המסיסות מוגדרת ככמות החומר שאפשר להמיס בתמיסה נתונה
אפקט היון המשותף - אם מוסיפים לתמיסה רוויה של מלח קשה תמס מלח נוסף המכיל יון משותף, מסיסות המלח המקורי יורדת (נובע מעקרון לה שטליה)

במידה ונעשתה הזנחה בחישוב הקבועים יש לבדוק אותה

גזים - גז מתנהג כאידיאלי בלחץ נמוך ובטמפרטורה גבוהה

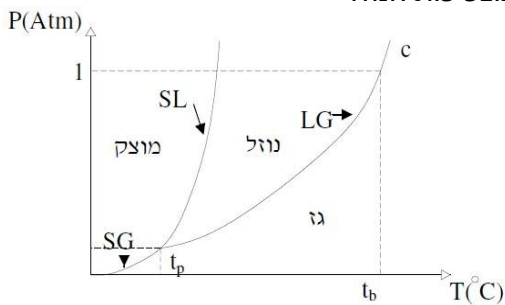
<p>תנאי S.T.P – $T=0^{\circ}\text{C}$, $P=1\text{atm}$ בתנאים אלו נפח של 1 מול $6.022 \cdot 10^{23}$ חלקיקים) גז כלשהו יהיה 22.4 ליטר!</p>	$PV = nRT = \frac{m}{M_w} RT$ $PM = \rho RT \quad (\rho = m/V)$ <p align="center">-n מספר המולים $T = 273^{\circ}\text{C} = 0^{\circ}\text{K}$ בקלווין</p>	<p>עקרון אבוגדרו – בתנאי לחץ וטמפרטורה שווים, נפחים שווים של גז מכילים אותו מספר מולקולות גז אידיאלי – גז אשר נפח החלקיקים ממנו הוא מורכב אפסי ולא מתקיימות אינטראקציות כלשהן בין חלקיקי הגז</p>
<p align="center">גז לא אידיאלי- (ואן דר וולס)</p> $\left(P + \frac{n^2 a}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$ <p>a – קבוע הפרופורציה המביע את עוצמת כוחות המשיכה בין המולקולות b – נפח אפקטיבי של מול חומר (קשור למימדי המולקולה) nb – הנפח התפוס ע"י n מולים של הגז. נקרא הנפח האסור</p>	<p align="center">גז לא אידיאלי- (ואן דר וולס)</p> $\left(P + \frac{n^2 a}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$	<p>לחץ חלקי – הלחץ של גז בתערובת, ששווה ללחץ שהיה לגז אילו היה לבדו בכלי. חוק הלחצים החלקיים של דלתון-הלחץ הכללי בכלי הוא סכום הלחצים החלקיים. החלק שכל גז תורם נקרא שבר לחצים/שבר מולים</p>
<p>האנרגיה הקינטית של מול אחד של גזים: $\bar{E}_k = \frac{3}{2} RT = 0.5 M_w V^2$ Mw ביחידות של Kg/mole האנרגיה הקינטית של מולקולה אחת של גזים: $\bar{E}_k = \frac{3}{2} K_B T = 0.5 m V^2 \quad (K_{\text{Bolzman}} = R / N_A)$ Mw ביחידות של Kg/mole</p>	<p>דיפוזיה – שטף מולקולות מלחץ/ריכוז גבוה ללחץ/ריכוז נמוך אפוזיה – מעבר של גז דרך חריר קטן חוק גרהם- בטמפרטורה ובלחץ קבועים (נכון בלחץ מאוד נמוך)</p> $\frac{\text{effusion1 rate / amount}}{\text{effusion2 rate / amount}} = \frac{\text{eff-time2}}{\text{eff-time1}} = \frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{\rho_2}{\rho_1}} = \sqrt{\frac{M_{w2}}{M_{w1}}}$ <p>התוצאה היא שלשני גזים באותם תנאי לחץ וטמפרטורה אנרגיה קינטית שווה $0.5 m_1 V_1^2 = 0.5 m_2 V_2^2$</p>	<p>אוויר מורכב מ-20% חמצן ו-80% חנקן $O_2 N_2$</p> $V_{RMS} = \sqrt{\frac{3RT}{M_{mole}}} = \sqrt{\frac{3K_B T}{m_{molecule}}}$
		<p>אוויר מורכב מ-20% חמצן ו-80% חנקן $O_2 N_2$</p> <p>$P = \text{hdg} = \text{height} \cdot \text{density} \cdot g$ Barometric pressure</p>
	<p>חוק בויל – $P \cdot V = \text{const}$ חוק צרלס – $V/T = \text{const}$ הנחת אבוגדרו – n – נפחים שווים של גזים באותו לחץ וטמפרטורה מכילים מספר זהה של מולקולות/אטומים. חוק דלתון ללחצים חלקיים – סך הלחץ של ערבוב גזים שווה לסכום הלחצים החלקיים של המרכיבים בערבוב.</p>	

תרמודינמיקה		
<p>C- קיבול חום: כמות החום הדרושה כדי להעלות את הטמפרטורה של 1 מול חומר ב 1°C</p> <p>Cp- קיבול חום בלחץ קבוע $C_p = \frac{dQ_p}{dT} = \frac{\Delta H}{\Delta T}$</p> <p>Cv- קיבול חום בנפח קבוע $C_v = \frac{dQ_v}{dT} = \frac{\Delta E}{\Delta T}$</p> <p>חום סגולי: כמות החום הדרושה כדי להעלות את הטמפרטורה של 1 גרם חומר ב 1°C</p>	<p>בנפח קבוע, השינוי באנרגיה הפנימית $\Delta E = Q - P\Delta V$</p> <p>בלחץ קבוע, השינוי באנרגיה הפנימית $\Delta E = Q$</p> <p>H-אנטלפיה, האנרגיה הכוללת של המערכת $H = E + PV$</p> <p>השינוי באנטלפיה $\Delta H = \Delta E + \Delta(PV)$</p> <p>בלחץ קבוע $\Delta H = Q$ $\Delta H = Q/n$</p>	<p>$\Delta E = Q + W$</p> <p>E-אנרגיה פנימית. תנועות של אטומים, אנרגיה קינטית של מולקולות ואנרגיה פוטנציאלית האגורה בקשרים כימיים Q-חום ($Q > 0$) החום נקלט ע"י המערכת) W-עבודה ($W > 0$) עבודה בוצעה על המערכת) עבודת נפח (התפשטות) בלחץ קבוע $W = -P\Delta V$ $\Delta V = V_2 - V_1$</p> <p>תגובה אנדותרמית – תהליך שבו המערכת קולטת חום תגובה אקסותרמית – תהליך שבו המערכת פולטת חום</p>
<p>חוק הס- ניתן לפרק תגובה למספר שלבים עבור ΔH ידוע ולבסוף לסכום. למשל עבור תגובה $\Delta H_{\text{tot}} = \Delta H_{\text{Products}} - \Delta H_{\text{Reactants}}$</p>	<p>אנטלפיית היוצרות- האנטלפיה הנקלטת ומשתחררת כתוצאה מהיוצרות מול אחד של חומר מהיסודות במצבם הסטנדרטי. התוצאה היא שחום היוצרות של יסוד הוא אפס. היוצרות בניגוד לשינוי באנטלפיה !!!</p>	<p>מצב סטנדרטי- חומר טהור בלחץ של 1 אטמ'. מצב הצבירה תלוי בטמפרטורה התגובה. עבור תערובת גזים המצב הסטנדרטי הוא כאשר הלחץ החלקי של כל אחד ממרכיבי התערובת הוא 1 אטמ'. תכונות של מצב סטנדרטי נסמן ב- ΔH°, ΔG°, ΔS°</p>

נוזלים, מוצקים ודיאגרמת פאזות

נק' הרתיחה היא הטמפ' בה לחץ האדים מעל הנוזל שווה ללחץ החיצוני
נק' הרתיחה הנורמלית – נק' הרתיחה בלחץ של 1atm
נק' היתוך הנורמלית – נק' המעבר ממוצק לנוזל בלחץ של 1atm

c- נק קריטית מעליה לא ניתן לעבור לנוזל
 t_b- נק' רתיחה נורמלית.
 השיפוע של הקו SL חיובי פרט למקרים מיוחדים כגון מים בהם צפיפות המוצק נמוכה מצפיפות הנוזל



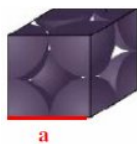
משוואת קלאוזיוס-קלפירון- התלות בין לחץ האדים לבין הטמפ':

$$\ln p = -\frac{\Delta H_v}{RT} + C$$

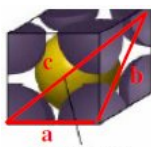
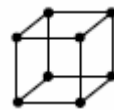
ΔH_v – חום אנטלפיית האידי- האנרגיה הדרושה כדי לנדף מול אחד של נוזל. ניתן לעזות שימוש בנוסחה עבור המראה (ΔH_s)
 R – קבוע הגזים T- **טמפ' בקלווין**
 C – קבוע האופייני לכל נוזל.

ע"י החסרת שתי משוואות עבור שתי נק' לחץ וטמפ' ניתן לבטלו

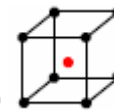
$$\ln \frac{p_1}{p_2} = \frac{\Delta H_v}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$



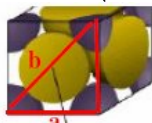
קובי פשוט SC. בכל יחידה אטום אחד. $a=2r$



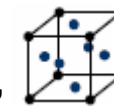
קובי ממורכז גוף BCC. בכל יחידה שני אטומים



$$b^2=2a^2, c^2=a^2 + b^2, c=3^{0.5} \cdot a, a=4r/3^{0.5}$$



קובי ממורכז פאה FCC. בכל יחידה 4 אטומים



$$b^2=2a^2, b=4r, 16r^2=2a^2, a=8^{0.5}r$$

מתכתי	מולקולארי	אטומי	יוני	יח' מרכיבות
מתכתי	מולקולות	אטומים	יונים	יח' מרכיבות
יונים חיוביים בים של אלקטרוני	מולקולות	אטומים	יונים	יח' מרכיבות
משיכה אלקטרוסטטית	ואן-דר-ולס/דיפול דיפול	קוולנטיים	משיכה אלקטרוסטטית	כוחות הקישור
קשיסורכים מוליכים חשמל, בעלי ברק מתכתי	רכים, נק' היתוך נמוכה, מבודדים	קשים מאוד, נק' היתוך גבוהה, לא מוליכים	נק' היתוך גבוהה, מוליכים בתמיסה	תכונות
N _a , C _u , F _e	H ₂ , H ₂ O, CO ₂	יהלום קוורץ SiO ₂	KNO ₃ , NaCl	דוגמאות

שווי משקל כימי

עקרון לה-שטליה- מערכת בש"מ שמופעלת עליה הפרעה תשאף להקטין את ההפרעה ולחזור לש"מ

השפעות

- לחץ – בטמפ' קבועה, הגדלת לחץ תגרום להסטת התגובה לכיוון בו מספר המולים קטן יותר כדי להוריד את הלחץ. **לא יישתנה K**
- טמפ' – עם העלאת הטמפ' הראקציה תלך בכיוון האנדותרמי. **יהיה שינוי ב-K**.
- גורמים כימיים – הקטנת ריכוז מרכיב במערכת תגרום לתגובה לפעול להעלאת ריכוזו. **לא יישתנה K**

$[C]=n(\text{mol})/V(\text{liter})$ $aA+bB \rightleftharpoons cC+dD$

לפי ריכוזים $K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$ כאשר $[X]$ הוא הריכוז המולארי של מרכיב X

לפי לחצים $K_p = \frac{[P_C]^c [P_D]^d}{[P_A]^a [P_B]^b}$ כאשר $[P_X]$ הוא הלחץ החלקי של המרכיב X

מעבר בין קבועי שווי המשקל $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$, Δn – ההפרש בין מקדם המולים של תוצרים גזיים למקדם המולים של מגיבים גזיים.

K	אנדותרמית	אקזותרמית	
קטן – תגובה לכיוון המגיבים		X	חימום
גדל – תגובה לכיוון התוצרים		X	קירור
גדל – תגובה לכיוון התוצרים	X		חימום
קטן – תגובה לכיוון המגיבים	X		קירור

חומצות ובסיסים

<p>בסיס – חומר אשר מקבל פרוטונים בסיס חזק – חומר שמשחרר באופן מלא יוני OH^- בסיס חלש – בסיס שתגובת הקישור שלו עם מים היא תגובת ש"מ</p> $K_b = \frac{[BH][OH^-]}{[B^-]} \quad B^- + H_2O \rightleftharpoons BH + OH^-$ <p>K_b נקרא קבוע הקישור של בסיס. K_b גדול יותר פירושו בסיס חזק יותר.</p>	<p>חומצה – חומר שתורם פרוטונים. חומצה חזקה – חומצה שתגובת הפירוק שלה הולכת עד הסוף חומצה חלשה – חומצה שתגובת הפירוק שלה היא תגובת ש"מ</p> $K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \quad HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$ <p>$-K_a$ נקרא קבוע הפירוק של חומצה. K_a גדול יותר פירושו חומצה חזקה יותר $pK_a = -\log(K_a)$ ככל ש-pK_a גדול יותר החומצה חלשה יותר</p>
<p>יוניזציה עצמית של המים – המים הם חומר אמפוטרי כלומר מתנהגים הן כחומצה והן כבסיס ולכן מתפרקים ליונים</p> $H_2O \rightleftharpoons H^+(aq) + OH^-(aq)$ $K_w = [H^+][OH^-]$ <p>בטמפ' החדר $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$, $K_w = 10^{-14}$</p> $pH = -\log[H^+] \quad pOH = -\log[OH^-]$ $pH + pOH = 14$ <p>$pH=7$ - נייטרלי, $pH < 7$ חומצי $pH > 7$ בסיסי (להיפך עם pOH)</p>	<p>תגובת חומצה-בסיס – תגובת מעבר פרוטון מחומצה לבסיס תגובה בין חומצה לבסיס ליצירת מלח ומים תקרא תגובת סתירה</p> <p>מעבר מקבוע הפירוק של חומצה לקבוע הפירוק של הבסיס הצמוד</p> $K_a * K_b = K_w = 1 * 10^{-14}$ $pK_a + pK_b = 14$ <p>ככל שהחומצה חזקה כך הבסיס הצמוד חלש ולהיפך.</p> <p>חומצה פוליפרוטית – חומצה המכילה יותר מפרוטון אחד. החומצה הפוליפרוטית תתפרק בשלבים כאשר עבור כל שלב מוגדר קבוע פירוק משלו. בד"כ $K_{a1} > K_{a2} > K_{a3}$</p>

בסיסים מוכרים - $LiOH \ NaOH \ KOH \ RbOH \ CsOH \ Mg(OH)_2 \ Ca(OH)_2 \ Sr(OH)_2 \ Ba(OH)_2$
 חומצות מוכרות - $HBr \ HI \ HClO_4 \ HNO_3 \ H_2SO_4$

העברת יחידות וקבועים

1L atm=24.2cal=101.3J 1cal=4.184J 1atm=760mmHg 1Å = 10 ⁻¹⁰ m		J	Erg	eV	Kcal/mole
	1J	1	10 ⁷	6.24*10 ¹⁸	1.44*10 ²⁰
	1erg	10 ⁻⁷	1	6.24*10 ¹¹	1.44*10 ¹³
	1eV	1.6*10 ⁻¹⁹	1.6*10 ⁻¹²	1	23.06
	1Kcal/mole	6.95*10 ⁻²¹	6.95*10 ⁻¹⁴	4.40*10 ⁻²	1

	C.G.S.(erg)	M.K.S. (Joule)	סימן	הקבוע
	3*10 ¹⁰ [cm/sec]	3*10 ⁸ [m/sec]	C	מהירות האור
	4.8*10 ⁻¹⁰ [e.s.u.]	1.6*10 ⁻¹⁹ [c]	e/q	מטען אלקטרון
	9.1*10 ⁻²⁸ [g]	9.1*10 ⁻³¹ [Kg]	m _e	מסת אלקטרון
	1.66*10 ⁻²⁴ [g]	1.66*10 ⁻²⁷ [Kg]	m _n / m _p	מסת פרוטון/ניוטון
13.6eV	2.18*10 ⁻¹¹ [erg]	2.18*10 ⁻¹⁸ [J]	R _H	קבוע רידברג
	6.626*10 ⁻²⁷ [erg*sec]	6.626*10 ⁻³⁴ [J*sec]	h	קבוע פלאנק
		6.02*10 ²³ [1/mole]	N _A	מספר אבוגדרו
	(c.g.s. לא) 14.4eV	8.89*10 ⁹ [Nm ² /c ²]	K	

1atm=760mmHg (mm mercury)
 = 760 Torr
 = 101325 N/m²
 = 101.325kPa (kilo pascal)
 = 1.01325 bar
 Pressure = Force/(area unit)

חומצה אצטית – CH₃COOH
 שריפה - CO₂+H₂O
 חמצן שבאוויר – O₂

$\frac{liter * mmHg}{mole * k}$	$\frac{Joule}{mole * k}$	$\frac{cal}{mole * k}$	$\frac{erg}{mole * k}$	$\frac{cm^3 * atm}{mole * k}$	$\frac{liter * atm}{mole * k}$		
62.33	8.313	1.98	8.31*10 ⁷	82.1	0.082	R	קבוע הגזים

TABLE 17.3 Ionization Constants of Some Weak Acids and Weak Bases in Water at 25 °C

Ionization Equilibrium			Ionization Constant K	pK	
Acid					
Iodic acid	$\text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{IO}_3^-$	$K_a = 1.6 \times 10^{-1}$	$pK_a = 0.80$	↑ Acid strength	
Chlorous acid	$\text{HClO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{ClO}_2^-$	1.1×10^{-2}	1.96		
Chloroacetic acid	$\text{HC}_2\text{H}_2\text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_2\text{H}_2\text{ClO}_2^-$	1.4×10^{-3}	2.85		
Nitrous acid	$\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_2^-$	7.2×10^{-4}	3.14		
Hydrofluoric acid	$\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{F}^-$	6.6×10^{-4}	3.18		
Formic acid	$\text{HCHO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CHO}_2^-$	1.8×10^{-4}	3.74		
Benzoic acid	$\text{HC}_7\text{H}_5\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_7\text{H}_5\text{O}_2^-$	6.3×10^{-5}	4.20		
Hydrazoic acid	$\text{HN}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{N}_3^-$	1.9×10^{-5}	4.72		
Acetic acid	$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	1.8×10^{-5}	4.74		
Hypochlorous acid	$\text{HOCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OCl}^-$	2.9×10^{-8}	7.54		
Hydrocyanic acid	$\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CN}^-$	6.2×10^{-10}	9.21		
Phenol	$\text{HOC}_6\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$	1.0×10^{-10}	10.00		
Hydrogen peroxide	$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}_2^-$	1.8×10^{-12}	11.74		
Base					
Diethylamine	$(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}_2^+ + \text{OH}^-$	$K_b = 6.9 \times 10^{-4}$	$pK_b = 3.16$		↑ Base strength
Ethylamine	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	4.3×10^{-4}	3.37		
Ammonia	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	1.8×10^{-5}	4.74		
Hydroxylamine	$\text{HONH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HONH}_3^+ + \text{OH}^-$	9.1×10^{-9}	8.04		
Pyridine	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+ + \text{OH}^-$	1.5×10^{-9}	8.82		
Aniline	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	7.4×10^{-10}	9.13		

TABLE 17.2 The Common Strong Acids and Strong Bases

Acids	Bases
HCl	LiOH
HBr	NaOH
HI	KOH
HClO_4	RbOH
HNO_3	CsOH
H_2SO_4^a	$\text{Mg}(\text{OH})_2$
	$\text{Ca}(\text{OH})_2$
	$\text{Sr}(\text{OH})_2$
	$\text{Ba}(\text{OH})_2$

TABLE 17.4 Ionization Constants of Some Polyprotic Acids

Acid	Ionization Equilibria	Ionization Constants, K	pK
Hydrosulfuric ^a	$\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HS}^-$	$K_{a1} = 1.0 \times 10^{-7}$	$pK_{a1} = 7.00$
	$\text{HS}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{S}^{2-}$	$K_{a2} = 1 \times 10^{-19}$	$pK_{a2} = 19.0$
Carbonic ^b	$\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HCO}_3^-$	$K_{a1} = 4.4 \times 10^{-7}$	$pK_{a1} = 6.36$
	$\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	$K_{a2} = 4.7 \times 10^{-11}$	$pK_{a2} = 10.33$
Phosphoric	$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$	$K_{a1} = 7.1 \times 10^{-3}$	$pK_{a1} = 2.15$
	$\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$	$K_{a2} = 6.3 \times 10^{-8}$	$pK_{a2} = 7.20$
	$\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	$K_{a3} = 4.2 \times 10^{-13}$	$pK_{a3} = 12.38$
	$\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_3^-$	$K_{a1} = 1.3 \times 10^{-2}$	$pK_{a1} = 1.89$
Sulfurous ^c	$\text{HSO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_3^{2-}$	$K_{a2} = 6.2 \times 10^{-8}$	$pK_{a2} = 7.21$
	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_4^-$	$K_{a1} = \text{very large}$	$pK_{a1} < 0$
	$\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	$K_{a2} = 1.1 \times 10^{-2}$	$pK_{a2} = 1.96$

^aThe value for K_{a2} of H_2S most commonly found in older literature is about 1×10^{-14} , but current evidence suggests that the value is considerably smaller.

^b H_2CO_3 cannot be isolated. It is in equilibrium with H_2O and dissolved CO_2 . The value given for K_{a1} is actually for the reaction $\text{CO}_2(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HCO}_3^-$.

Generally, aqueous solutions of CO_2 are treated as if the $\text{CO}_2(\text{aq})$ were first converted to H_2CO_3 , followed by ionization of the H_2CO_3 . H_2SO_3 is a hypothetical, nonisolable species. The value listed for K_{a2} is actually for the reaction $\text{SO}_3(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_3^-$.

^c H_2SO_3 is completely ionized in the first step.

TABLE 17.1 Relative Strengths of Some Common Brønsted-Lowry Acid and Bases

Acid	Conjugate Base
Perchloric acid	Perchlorate ion
Hydroiodic acid	Iodide ion
Hydrobromic acid	Bromide ion
Hydrochloric acid	Chloride ion
Sulfuric acid	Hydrogen sulfate ion
Nitric acid	Nitrate ion
Hydronium ion ^a	Water ^a
Hydrogen sulfate ion	Sulfate ion
Nitrous acid	Nitrite ion
Acetic acid	Acetate ion
Carbonic acid	Hydrogen carbonate ion
Ammonium ion	Ammonia
Hydrogen carbonate ion	Carbonate ion
Water	Hydroxide ion
Methanol	Methoxide ion
Ammonia	Amide ion

^aThe hydronium ion-water combination refers to the ease with which a proton is passed from one water molecule to another; that is, $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{H}_3\text{O}^+$.