

סיכום הרצאה בנושא שיווי משקל כימי, כימיה כללית ופיזיקלית לרפואנים (2025א)

23:19:30 2024-12-23

תוכן העניינים

1	פתיחה
2	מצב של שיווי משקל
2	ביטוי קבוע שיווי המשקל (K_c)
3	דוגמאות לשיווי המשקל בקבוע שיווי המשקל
4	שינוי כיוון הריאקציה
4	הכפלת הריאקציה
4	חיבור ריאקציות - הכפלת קבועים
5	קבוע שיווי משקל בלחצים (לגזים) (K_p)
7	מה נכלל בקבוע הריאקציה
8	משמעות קבוע שיווי המשקל
8	הגעה לשיווי משקל, ניבוי Q_c
8	ניבוי כיוון התגובה
8	עקרון לה שטלייה
9	כללי אצבע
9	דוגמה

פתיחה

אנשים נוטים לחשוב שכמיה מתאפיינת בתהליכים חד-כיווניים, אך למעשה רוב התהליכים הם תהליכי שיווי משקל דינמי. לדוגמה, אם נשים יוד (I_2) במים ובכלורופורם, יתפתח תהליך שבו היוד יחולק בין הממסים, ונגיע לשיווי משקל שבו ריכוזי היוד בשני הממסים קבועים.



משקל שיווי תהליך: 1 איור

תהליך שיווי משקל נוסף הוא אידוי מים: חלק מהמים הנוזליים מתאדים, ובו זמנית חלק מאדי המים מתעבים חזרה לנוזל. במצב שיווי משקל, קצבי האידוי והתעבות שווים.

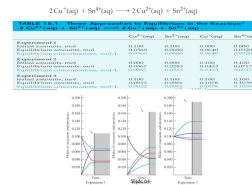
מצב של שיווי משקל

בכימיה, אנו משתמשים בחץ כפול לציון תגובה בשיווי משקל:



ריאקציה זו מתקדמת לשני הכיוונים בו-זמנית, וכאשר המערכת מגיעה לשיווי משקל, קצב יצירת התוצרים שווה לקצב פירוקם חזרה למגיבים.

למשל, הנה אתם תראו כאן ניסוי. יש את התהליך הזה, אני לוקח נחושת (Cu (פלוס בדיל) (Sn (לקבלת נחושת פלוס שתיים) (Cu^{2+} (פלוס בדיל שתיים) (Sn^{2+}). אני עושה את הניסויים האלה בכל מיני תהליכים, עד שאני מגיע לתהליך שיווי משקל.

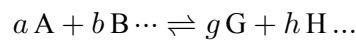


משקל שיווי תהליך: 2: אזור

חשוב להבין כי במצב שיווי משקל, המערכת דינמית. למרות שהריכוזים קבועים, תגובות ממשיכות להתרחש.

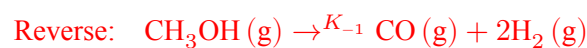
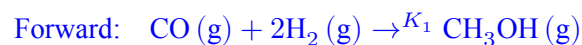
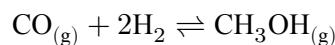
ביטוי קבוע שיווי המשקל (K_c)

במצב של שיווי משקל, מוגדר קבוע שיווי המשקל:



$$K_c = \frac{[G]^g [H]^h}{[A]^a [B]^b}$$

דוגמה:



At equilibrium: $R_{fwd} = R_{rvers}$

$$k_1[\text{CO}][\text{H}_2]^2 = k_{-1}[\text{CH}_3\text{OH}]$$

$$\frac{k_1}{k_{-1}} = K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{[\text{CO}][\text{H}_2]^2}$$

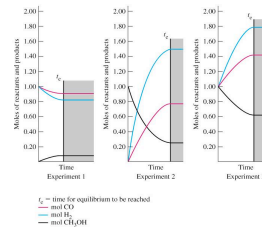
$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{[\text{CO}][\text{H}_2]^2}$$

כאשר $[\text{CH}_3\text{OH}]$, $[\text{CO}]$, ו- $[\text{H}_2]$ מייצגים ריכוזים בשיווי משקל.

	$\text{CO}(\text{g})$	$\text{H}_2(\text{g})$	$\text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$
Experiment 1			
Initial amounts, mol	1.000	1.000	0.000
Equilibrium amounts, mol	0.911	0.822	0.0892
Equilibrium concentrations, mol/L	0.0911	0.0822	0.00892
Experiment 2			
Initial amounts, mol	0.000	0.000	1.000
Equilibrium amounts, mol	0.753	1.506	0.247
Equilibrium concentrations, mol/L	0.0753	0.151	0.0247
Experiment 3			
Initial amounts, mol	1.000	1.000	1.000
Equilibrium amounts, mol	1.380	1.760	0.620
Equilibrium concentrations, mol/L	0.138	0.176	0.0620

*The concentrations printed in blue are used in the calculations in Table 16.2.
*Reaction carried out in a 10.0-L flask at 483 K.

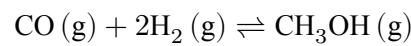
משקל שיווי תהליך: 3 איור



משקל שיווי תהליך: 4 איור

דוגמאות לשינויים בקבוע שיווי המשקל

תהי:



	$\text{CO}(\text{g})$	$\text{H}_2(\text{g})$	$\text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$
Experiment 1			
Initial amounts, mol	1.000	1.000	0.000
Equilibrium amounts, mol	0.911	0.822	0.0892
Equilibrium concentrations, mol/L	0.0911	0.0822	0.00892
Experiment 2			
Initial amounts, mol	0.000	0.000	1.000
Equilibrium amounts, mol	0.753	1.506	0.247
Equilibrium concentrations, mol/L	0.0753	0.151	0.0247
Experiment 3			
Initial amounts, mol	1.000	1.000	1.000
Equilibrium amounts, mol	1.380	1.760	0.620
Equilibrium concentrations, mol/L	0.138	0.176	0.0620

*The concentrations printed in blue are used in the calculations in Table 16.2.
*Reaction carried out in a 10.0-L flask at 483 K.

16-1 טבלה: 5 איור

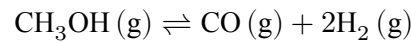
1: Experiment

$$\frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{[\text{CO}][\text{H}_2]^2} = \frac{0.00892}{0.0911 \times 0.0811^2} \approx 14.5$$

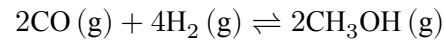
$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{OH}]}{[\text{CO}][\text{H}_2]^2} = 14.5$$

שינוי כיוון הריאקציה

נקבל את ההופכי לקבוע שיווי המשקל:



$$K_{c'} = \frac{[\text{CO}][\text{H}_2]^2}{[\text{CH}_3\text{OH}]} = \frac{1}{14.5} = 0.069$$

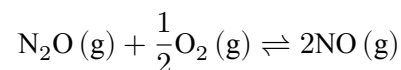
הכפלת הריאקציה

קבוע שיווי המשקל יעלה בחזקת השינוי:

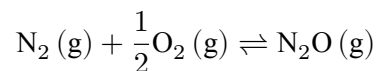
$$K_{c''} = (14.5)^2 = 210$$

חיבור ריאקציות - הכפלת קבועים

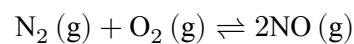
כשנצרה לחבר מספר משוואות, קבועי שיווי המשקל **מוכפלים** לקבלת קבוע שיווי המשקל לתגובה הכוללת.

דוגמה - מציאת קבוע שיווי המשקל

$$K_c = ?$$



$$K_{c(2)} = 2.7 \times 10^{+18} = \frac{[\text{N}_2\text{O}]}{[\text{N}_2][\text{O}_2]^{1/2}}$$



$$K_{c(3)} = 4.7 \times 10^{-31} = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2][\text{O}_2]}$$

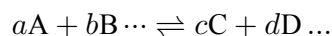
$$K_c = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2\text{O}][\text{O}_2]^{1/2}} = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2][\text{O}_2]} \frac{[\text{N}_2][\text{O}_2]^{1/2}}{[\text{N}_2\text{O}]} = K_{c(3)} \times \frac{1}{K_{c(2)}} = 1.7 \times 10^{-13}$$

קבוע שיווי משקל בלחצים (לגזים) (K_p)

הרכב הגזים בתערובת יכול להתקבל מחישוב הריכוזים שלהם ביחידות של מול לליטרים. נניח שיש לנו תגובה שכוללת n_A מולים של גז A, n_B מולים של גז B, n_C מולים של גז C ו- n_D מולים של גז D, בתוך מיכל בנפח V ובטמפרטורה T . בהנחה של התנהגות גזים אידיאליים, הלחץ החלקי של כל גז פרופורציונלי לריכוזו שלו באופן ישיר. לדוגמה, הלחץ החלקי של גז A יהיה:

$$P_A = \frac{n_A RT}{V} = [A] RT$$

באופן דומה נוכל לקבל גם P_B , P_C ו- P_D . אז קבוע שיווי המשקל K_p עבור התגובה:



יכול גם להיכתב בעזרת לחצים:

$$\begin{aligned} K_p &= \frac{P_C^c \times P_D^d \dots}{P_A^a \times P_B^b \dots} = \frac{([C] RT)^c \times ([D] RT)^d \dots}{([A] RT)^a \times ([B] RT)^b \dots} \\ &= \frac{[C]^c \times [D]^d \dots}{[A]^a \times [B]^b \dots} \times (RT)^{\Delta v_{\text{gas}}} \\ &= \underbrace{\frac{[C]^c \times [D]^d \dots}{[A]^a \times [B]^b \dots}}_{K_c} \times (RT)^{\Delta v_{\text{gas}}} \end{aligned}$$

$$\Delta v_{\text{gas}} = (c + d \dots) - (a + b \dots)$$

עבור גזים, קיים קבוע לחץ חלקי K_p , שמקושר ל- K_c :

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta v_{\text{gas}}}$$

כאשר Δv_{gas} או $\Delta n(\text{gas})$ הוא שינוי מולי הגזים בין התוצרים למגיבים.

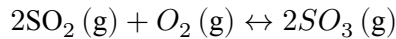
תזכורת:

$$R = 0.0821 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

נראה שבספר משתמשים בגרסה של יחידות **bar**:

$$R = 0.0831 \text{ bar} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

לדוגמה, עבור התגובה:

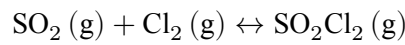


$$\Delta n = (2) - (2 + 1) = -1$$

ולכן:

$$K_p = K_c(RT)^{-1}$$

כעת, נציג דוגמה נוספת לחישוב ערכי לחץ בשיווי משקל, המבוססת על התגובה:



במערכת שבה $K_p = 2.9 \times 10^{-2}$, נתון כי הוכנסו 1 mol של SO_2 ו-1 mol של Cl_2 לנפח של 1.7 L, הטמפרטורה היא 303 K, ואנחנו נדרשים לחשב את הלחץ החלקי של SO_2Cl_2 בשיווי משקל.

• תחילה, נחשב את הלחץ ההתחלתי של המגיבים לפי הנוסחה: $P = \frac{nRT}{V}$. לדוגמה, עבור SO_2 :

$$P_{\text{SO}_2 \text{ initial}} = P_{\text{Cl}_2 \text{ initial}} = \frac{1 \cdot 0.0821 \cdot 303}{1.7} \approx 14.63 \text{ atm}$$

• נניח כי בשיווי משקל הלחץ החלקי של SO_2Cl_2 הוא x . מכאן שהלחצים החלקיים במערכת בשיווי משקל הם:

$$P_{\text{SO}_2} = 14.63 - x$$

$$P_{\text{Cl}_2} = 14.63 - x$$

$$P_{\text{SO}_2\text{Cl}_2} = x$$

• נשתמש בקבוע שיווי המשקל:

$$K_p = \frac{P_{\text{SO}_2\text{Cl}_2}}{P_{\text{SO}_2} \cdot P_{\text{Cl}_2}}$$

• נחליף את x מתוך המשוואה:

$$2.9 \times 10^{-2} = \frac{x}{(14.63 - x)(14.63 - x)} = \frac{x}{214.04 - 29.26x + x^2}$$

$$2.9 \times 10^{-2} \times 214.04 - 2.9 \times 10^{-2} \times 29.26x + 2.9 \times 10^{-2} x^2 = x$$

$$6.21 - 0.845x + 0.029x^2 = x$$

$$0.029x^2 - 1.845x + 6.21 = 0$$

$$x = \frac{1.845 \pm \sqrt{1.845^2 - 4 \cdot 0.029 \cdot 6.21}}{2 \cdot 0.029}$$

$$x = \frac{1.845 \pm \sqrt{1.845^2 - 0.713}}{0.058}$$

$$x_1 = \frac{1.845 + \sqrt{1.845^2 - 0.713}}{0.058} = \frac{3.485}{0.058} = 60.09 \text{ atm}$$

$$x_2 = \frac{1.845 - \sqrt{1.845^2 - 0.713}}{0.058} = \frac{0.02}{0.058} = 3.52 \text{ atm}$$

x_1 לא הגיוני שכן יוצר לחץ שלילי. נקבל כי הלחץ החלקי של SO_2Cl_2 בשיווי משקל הוא **3.52 atm**.

• הלחץ הכולל:

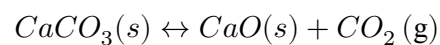
$$P_{\text{total}} = P_{\text{SO}_2} + P_{\text{Cl}_2} + P_{\text{SO}_2\text{Cl}_2}$$

$$= (14.63 - 3.52) + (14.63 - 3.52) + 3.52 = 25.74 \text{ atm}$$

ההבנה של קבועי K_p מאפשרת לנו לנתח את חלוקת הלחצים במערכות גזיות ולתכנן תהליכים כימיים באופן יעיל.

מה נכלל בקבוע הריאקציה

מוצקים ונוזלים טהורים אינם נכללים בביטוי K_c , כי ריכוזיהם קבועים. לדוגמה:



כאן נכלל רק ריכוז CO_2 , כי CaCO_3 ו- CaO הם מוצקים.

משמעות קבוע שיווי המשקל

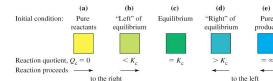
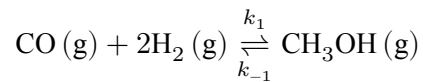
Reaction	Equilibrium constant, K_c
$2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	1.4×10^{10} at 298 K
$\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$	1.9×10^{-23} at 298 K
$2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$	1.0 at about 1200 K 3.4 at 1000 K
$\text{C}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$	1.6×10^{-2} at 298 K 10.0 at about 1100 K

משקל שיווי תהליך: 6 איור

ערכי K_c משקפים את נטיית הריאקציה:

- אם $K_c \gg 1$, רוב המערכת נמצאת כתוצרים.
- אם $K_c \ll 1$, רוב המערכת נמצאת כמגיבים.
- אם $K_c \approx 1$, המגיבים והתוצרים נמצאים באיזון.

הגעה לשיווי משקל, ניבוי ו Q_c



תגובה ניבוי: 7 איור

ניבוי כיוון התגובה

אם מבצעים שינוי במערכת, כמו הוספת CH_3OH , הערך Q_c ישתנה, ואם $Q_c > K_c$, המערכת תנוע לכיוון המגיבים. אם $Q_c < K_c$, היא תנוע לכיוון התוצרים. על ידי חישוב Q_c והשוואתו ל- K_c , ניתן לקבוע את כיוון התקדמות הריאקציה עד לשיווי משקל.

עקרון לה שטלייה



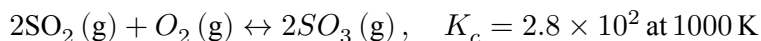
שטלייה לה: 8 איור

עכשיו, הנקודה הזאת מובילה אותנו לעיקרון שיווי משקל של החוקר הצרפתי לה שטלייה.

לפי עקרון זה, כאשר מערכת נמצאת במצב שיווי משקל, וכל שינוי מבוצע בה - טמפרטורה, ריכוז, לחץ, או כל פרמטר אחר - המערכת תנסה להתנגד לשינוי ולחזור למצב שיווי משקל חדש.

למשל, אם נוסף למערכת SO_3 , היא תנסה לצמצם את ההפרעה על ידי שינוי הריכוזים של המגיבים והתוצרים בכיוון שיחזיר אותה לשיווי משקל.

בואו ניקח דוגמה: נניח שיש לנו תגובה:



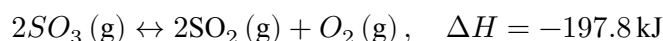
אם נוסף SO_3 למערכת, Q_c יגדל ויהיה גדול מ- K_c . במצב כזה, המערכת תנוע לכיוון המגיבים כדי להקטין את Q_c חזרה לערך של K_c .

באופן דומה, אם נוריד את נפח המערכת, היא תנוע לכיוון שבו נוצרים פחות מולים של גז, לפי עקרון לה שטלייה.

כללי אצבע

- עלייה בטמפרטורה בתגובה אקסותרמית תזיז את שיווי המשקל לכיוון המגיבים, ולהפך בתגובה אנדותרמית.
- ירידת נפח תעדיף את הכיוון שבו פחות מולים של גז, ועליה בנפח תעדיף את הכיוון שבו יותר מולים של גז.
- תוספת SO_2 או O_2 תגרום לתגובה לזוז לכיוון התוצרים.

עיקרון לה שטלייה עוזר לנו להבין ולכוון תגובות כימיות בתנאים שונים, לדוגמה בייצור חומצה גופריתית, שבה משתמשים בתגובה:



שינוי בתנאי הטמפרטורה, הלחץ, או הריכוז יכול לשמש לייעול התהליך.

דוגמה

כאשר $0.0200 \text{ mol } SO_3$ מוכנס לכלי בנפח 1.52 L ב- 900 K , ריכוזי החומרים בשיווי משקל הם:

$$\begin{aligned} [SO_3] &= 9.34 \times 10^{-3} \text{ M} \\ [SO_2] &= 3.8 \times 10^{-3} \text{ M} \\ [O_2] &= 1.9 \times 10^{-3} \text{ M} \end{aligned}$$

והקבוע K_c מחושב כך:

$$K_c = \frac{[SO_2]^2 [O_2]}{[SO_3]^2} = 3.1 \times 10^{-4}$$

והקבוע K_p :

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} = 2.3 \times 10^{-2}$$