

## סוגי ריאקציות כימיות

רוב התגובות שעליהן נלמד מתרחשות בתמיסה. דוגמא לתגובת המסה במים:



יון שלילי יון חיובי

יון – אטום טעון. קטיון – יון חיובי, אטום שהוציאו ממנו אלקטרון. אניון – יון שלילי, אטום שהוסיפו לו אלקטרון.

תמיסה מורכבת ממס ומומס. המומס יכול להיות מוצק נוזל או גז. בתמיסה מימית, הממס הינו מים. תכונה חשובה של התמיסה היא הריכוז שלה.

קיימות יחידות שונות של ריכוז:

1. אחוז משקלי: משקל המומס ב 100 גרם של ממס.

$100 * [\text{משקל תמיסה (גרמים)} / \text{משקל מומס (גרמים)}] = \text{אחוז משקלי}$

2. אחוז נפחי: נפח המומס ב 100 מיליליטר (מ"ל) של תמיסה.

$100 * [\text{נפח תמיסה (מ"ל)} / \text{נפח מומס (מ"ל)}] = \text{אחוז נפחי}$

3. מולריות: מספר מולים של מומס בליטר (1000 מ"ל) תמיסה. מולריות מסומנת באות M.

$C (M) = n(\text{mole}) / V (\text{liter}) = [\text{נפח התמיסה (ליטר)} / \text{מס המולים של המומס}]$

### 1. תגובות שיקוע:

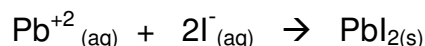
כאשר ערבוב של שתי תמיסות נותן חומר קשה תמס ששוקע בתוך הנוזל.

דוגמא: תגובת שיקוע מתרחשת בהוספת שתי תמיסות שקופות זו לזו וקבלת תמיסה שצבעה צהוב.



יונים משקיפים מוצק צהוב תמיסה שקופה תמיסה שקופה

תגובה נטו:



1. רוב מלחי הניטראט ( $\text{NO}_3^-$ ) מסיסים במים.

2. רוב המלחים המכילים  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$  מסיסים במים.

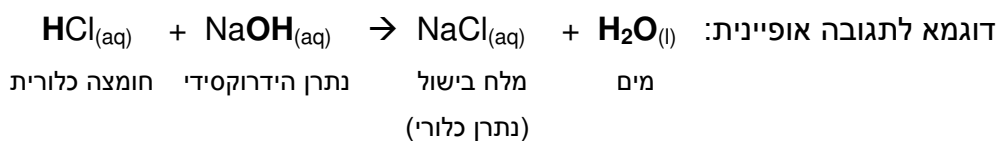
3. רוב מלחי הכלוריד ( $\text{Cl}^-$ ) מסיסים במים, מלבד:  $\text{AgCl}$ ,  $\text{PbCl}_2$ ,  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ .

4. רוב מלחי הסולפאט ( $\text{SO}_4^{2-}$ ) מסיסים במים, מלבד:  $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{PbSO}_4$ ,  $\text{BaSO}_4$ .

5. רוב מלחי ההידרוקסיד ( $\text{OH}^-$ ) הינם קשי תמס, מלבד:  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .

6. רוב מלחי הסולפיד ( $\text{S}^{2-}$ ), קרבונאט ( $\text{CO}_3^{2-}$ ) ופוספאט ( $\text{PO}_4^{3-}$ ) הינם קשי תמס.

## 2. תגובות חומצה בסיס:



תגובה נטו:

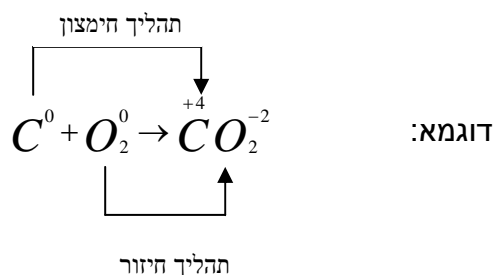


הגדרות של חומצה ובסיס

הגדרה על פי:	חומצות	בסיסים
ארהניוס (S. Arrhenius), 1887	חומר שמכיל אטומי H ואשר בתמיסתו המימית מתקבלים היונים $\text{H}^+_{(aq)}$ .	חומר שמכיל קבוצת OH ואשר בתמיסתו המימית מתקבלים היונים $\text{OH}^-_{(aq)}$ .
ברונשטד ולאורי (Bronsted & Lowery), 1923	כל חומר שמוסר פרוטונים $\text{H}^+$ בתגובה.	כל חומר שקולט פרוטונים $\text{H}^+$ בתגובה.
לואיס (Louis), 1923	כל צורן (מולקולה, אטום או יון) אשר מסוגל "לקבל" זוג אלקטרונים ליצירת קשר.	כל צורן (מולקולה, אטום או יון) אשר מסוגל "לתרום" זוג אלקטרונים ליצירת קשר.

## 3. תגובות חימצון- חיזור:

תגובות אשר במהלכן חל שינוי במצב החימצון של המגיבים עקב מסירת אלקטרונים על ידי אחד המגיבים, הוא המחזר, וקבלתן על ידי המגיב האחר, הוא המחמצן.  
תהליך חימצון – תהליך בו חומר (המחזר) מוסר אלקטרונים, ומספר החימצון שלו עולה.  
תהליך חיזור – תהליך בו חומר (המחמצן) מקבל אלקטרונים ומספר החימצון שלו יורד.



כללים לקביעת מספר החימצון של יסודות בתוך התרכובת:

- מספר החימצון של יסוד טהור הוא אפס.
- מספר החימצון של חמצן הוא -2 בכל התרכובות חוץ מבפראוקסידים, שבהם החמצן בעל דרגת חימצון 1 (כמו ב  $\text{H}_2\text{O}_2$ ).

3. מספר החימצון של מימן הוא +1 חוץ מבתרכובות הידרידים של מתכות בהן דרגת החימצון של המימן היא 1- (כמו ב-  $\text{NaH}$ ,  $\text{CaH}_2$ )
4. סכום מספרי החימצון של כל היסודות בתרכובת בלתי טעונה שווה לאפס.
5. סכום מספרי החימצון של כל היסודות בתרכובת טעונה שווה למטענה.

#### איזון משוואות חמצון-חיזור

1. רשמו את מספרי החמצון של כל האטומים במשוואה.
2. זהו את החומרים שבהם חל שינוי במספר החמצון, וחלקו את המשוואה לשני חצאי תגובה: חמצון וחיזור.
3. עבור כל חצי תגובה, בצעו:
  - א. איזון כל היסודות מלבד חמצן ומימן.
  - ב. איזון חמצן ע"י שימוש במים ( $\text{H}_2\text{O}$ ).
  - ג. איזון מימן ע"י שימוש ב-  $\text{H}^+$ .
  - ד. איזון מטען ע"י שימוש באלקטרונים.
4. לקבלת מספר שווה של אלקטרונים בשני חצאי התגובה, הכפילו כל אחד מהם במספר מתאים.
5. חברו את שני חצאי התגובה וצמצמו מולקולות זהות משני צידי המשוואה.
6. אם התגובה נעשית בסביבה בסיסית:
  - א. הוסיפו משני צידי המשוואה מספר יוני  $\text{OH}^-$  כמספר יוני  $\text{H}^+$ .
  - ב. חברו יוני  $\text{OH}^-$  ויוני  $\text{H}^+$  ליצירת מולקולות מים.
  - ג. צמצמו מולקולות מים משני צידי המשוואה.
7. ודאו שהמשוואה מאוזנת מבחינת חומר ומטען