

# Властивості розчинів електролітів

Волобуєв Максим Миколайович  
vmn2007@ukr.net

Кафедра загальної та неорганічної хімії,  
НТУ «ХПІ»

Харків 18 жовтня 2017 р.



# Розчини електролітів: вступ

- Дві стадії утворення розчину речовини АВ у розчиннику S:
  - $AB + S_n \rightleftharpoons ABS_n$  (розчинення)
  - $ABS_n \rightleftharpoons AS_m^{p+} + BS_l^{p-}, m + l = n$  (дисоціація)
- Електролітична дисоціація – розклад на іони
  - число частинок у розчині збільшується
  - з'являються заряджені частинки – взаємодія більш складна, ніж в ідеальному розчині
- Корисні загальні правила
  - подібне розчиняється у подібному
  - у присутності домішок розчинність речовин зменшується (висолювання)



# Розчини електролітів: вступ

- Дві стадії утворення розчину речовини АВ у розчиннику S:
  - $AB + S_n \rightleftharpoons ABS_n$  (розчинення)
  - $ABS_n \rightleftharpoons AS_m^{p+} + BS_l^{p-}, m + l = n$  (дисоціація)
- Електролітична дисоціація – розклад на іони
  - число частинок у розчині збільшується
  - з'являються заряджені частинки – взаємодія більш складна, ніж в ідеальному розчині
- Корисні загальні правила
  - подібне розчиняється у подібному
  - у присутності домішок розчинність речовин зменшується (висолювання)



# Розчини електролітів: вступ

- Дві стадії утворення розчину речовини АВ у розчиннику S:
  - $AB + S_n \rightleftharpoons ABS_n$  (розчинення)
  - $ABS_n \rightleftharpoons AS_m^{p+} + BS_l^{p-}, m + l = n$  (дисоціація)
- Електролітична дисоціація – розклад на іони
  - число частинок у розчині збільшується
  - з'являються заряджені частинки – взаємодія більш складна, ніж в ідеальному розчині
- Корисні загальні правила
  - подібне розчиняється у подібному
  - у присутності домішок розчинність речовин зменшується (висолювання)



# Розчини електролітів: вступ

- Дві стадії утворення розчину речовини АВ у розчиннику S:
  - $AB + S_n \rightleftharpoons ABS_n$  (розчинення)
  - $ABS_n \rightleftharpoons AS_m^{p+} + BS_l^{p-}, m + l = n$  (дисоціація)
- **Електролітична дисоціація** – розклад на іони
  - число частинок у розчині збільшується
  - з'являються заряджені частинки – взаємодія більш складна, ніж в ідеальному розчині
- Корисні загальні правила
  - подібне розчиняється у подібному
  - у присутності домішок розчинність речовин зменшується (висолювання)



# Розчини електролітів: вступ

- Дві стадії утворення розчину речовини АВ у розчиннику S:
  - $AB + S_n \rightleftharpoons ABS_n$  (розчинення)
  - $ABS_n \rightleftharpoons AS_m^{p+} + BS_l^{p-}, m + l = n$  (дисоціація)
- **Електролітична дисоціація** – розклад на іони
  - число частинок у розчині збільшується
  - з'являються заряджені частинки – взаємодія більш складна, ніж в ідеальному розчині
- Корисні загальні правила
  - подібне розчиняється у подібному
  - у присутності домішок розчинність речовин зменшується (висолювання)



# Розчини електролітів: вступ

- Дві стадії утворення розчину речовини АВ у розчиннику S:
  - $AB + S_n \rightleftharpoons ABS_n$  (розчинення)
  - $ABS_n \rightleftharpoons AS_m^{p+} + BS_l^{p-}, m + l = n$  (дисоціація)
- **Електролітична дисоціація** – розклад на іони
  - число частинок у розчині збільшується
  - з'являються заряджені частинки – взаємодія більш складна, ніж в ідеальному розчині
- Корисні загальні правила
  - подібне розчиняється у подібному
  - у присутності домішок розчинність речовин зменшується (висолювання)



# Розчини електролітів: вступ

- Дві стадії утворення розчину речовини АВ у розчиннику S:
  - $AB + S_n \rightleftharpoons ABS_n$  (розчинення)
  - $ABS_n \rightleftharpoons AS_m^{p+} + BS_l^{p-}, m + l = n$  (дисоціація)
- **Електролітична дисоціація** – розклад на іони
  - число частинок у розчині збільшується
  - з'являються заряджені частинки – взаємодія більш складна, ніж в ідеальному розчині
- Корисні загальні правила
  - подібне розчиняється у подібному
  - у присутності домішок розчинність речовин зменшується (висолювання)





# Розчини електролітів: вступ

- Дві стадії утворення розчину речовини АВ у розчиннику S:
  - $AB + S_n \rightleftharpoons ABS_n$  (розчинення)
  - $ABS_n \rightleftharpoons AS_m^{p+} + BS_l^{p-}, m + l = n$  (дисоціація)
- **Електролітична дисоціація** – розклад на іони
  - число частинок у розчині збільшується
  - з'являються заряджені частинки – взаємодія більш складна, ніж в ідеальному розчині
- Корисні загальні правила
  - подібне розчиняється у подібному
  - у присутності домішок розчинність речовин зменшується (висолювання)



# Розчини електролітів: вступ

- Дві стадії утворення розчину речовини АВ у розчиннику S:
  - $AB + S_n \rightleftharpoons ABS_n$  (розчинення)
  - $ABS_n \rightleftharpoons AS_m^{p+} + BS_l^{p-}, m + l = n$  (дисоціація)
- **Електролітична дисоціація** – розклад на іони
  - число частинок у розчині збільшується
  - з'являються заряджені частинки – взаємодія більш складна, ніж в ідеальному розчині
- Корисні загальні правила
  - подібне розчиняється у подібному
  - у присутності домішок розчинність речовин зменшується (висолювання)



# Ступінь дисоціації

- Ступінь дисоціації (іонізації):  $\alpha = \frac{n_i}{n_0} = \frac{c_i}{c_0}$ ,  
 $c_i$  – концентрація дисоційованих частинок,  $c_0$  – вихідна концентрація
- За значенням  $\alpha$  класифікують електроліти
  - $\alpha < 3\%$  – слабкий електроліт
  - $3 < \alpha < 30\%$  – електроліт середньої сили
  - $\alpha > 30\%$  – сильний електроліт
- Проблема:  $\alpha$  залежить від концентрації
  - чим більше у розчині іонів, тим сильніше вони взаємодіють
  - з підвищенням концентрації  $\alpha$  зменшується



# Ступінь дисоціації

- Ступінь дисоціації (іонізації):  $\alpha = \frac{n_i}{n_0} = \frac{c_i}{c_0}$ ,  
 $c_i$  – концентрація дисоційованих частинок,  $c_0$  – вихідна концентрація
- За значенням  $\alpha$  класифікують електроліти
  - $\alpha < 3\%$  – слабкий електроліт
  - $3 < \alpha < 30\%$  – електроліт середньої сили
  - $\alpha > 30\%$  – сильний електроліт
- Проблема:  $\alpha$  залежить від концентрації
  - чим більше у розчині іонів, тим сильніше вони взаємодіють
  - з підвищенням концентрації  $\alpha$  зменшується

# Ступінь дисоціації

- Ступінь дисоціації (іонізації):  $\alpha = \frac{n_i}{n_0} = \frac{c_i}{c_0}$ ,  
 $c_i$  – концентрація дисоційованих частинок,  $c_0$  – вихідна концентрація
- За значенням  $\alpha$  класифікують електроліти
  - $\alpha < 3\%$  – слабкий електроліт
  - $3 < \alpha < 30\%$  – електроліт середньої сили
  - $\alpha > 30\%$  – сильний електроліт
- Проблема:  $\alpha$  залежить від концентрації
  - чим більше у розчині іонів, тим сильніше вони взаємодіють
  - з підвищенням концентрації  $\alpha$  зменшується



# Ступінь дисоціації

- Ступінь дисоціації (іонізації):  $\alpha = \frac{n_i}{n_0} = \frac{c_i}{c_0}$ ,  
 $c_i$  – концентрація дисоційованих частинок,  $c_0$  – вихідна концентрація
- За значенням  $\alpha$  класифікують електроліти
  - $\alpha < 3\%$  – слабкий електроліт
  - $3 < \alpha < 30\%$  – електроліт середньої сили
  - $\alpha > 30\%$  – сильний електроліт
- Проблема:  $\alpha$  залежить від концентрації
  - чим більше у розчині іонів, тим сильніше вони взаємодіють
  - з підвищенням концентрації  $\alpha$  зменшується



# Ступінь дисоціації

- Ступінь дисоціації (іонізації):  $\alpha = \frac{n_i}{n_0} = \frac{c_i}{c_0}$ ,  
 $c_i$  – концентрація дисоційованих частинок,  $c_0$  – вихідна концентрація
- За значенням  $\alpha$  класифікують електроліти
  - $\alpha < 3\%$  – слабкий електроліт
  - $3 < \alpha < 30\%$  – електроліт середньої сили
  - $\alpha > 30\%$  – сильний електроліт
- Проблема:  $\alpha$  залежить від концентрації
  - чим більше у розчині іонів, тим сильніше вони взаємодіють
  - з підвищенням концентрації  $\alpha$  зменшується



# Ступінь дисоціації

- Ступінь дисоціації (іонізації):  $\alpha = \frac{n_i}{n_0} = \frac{c_i}{c_0}$ ,  
 $c_i$  – концентрація дисоційованих частинок,  $c_0$  – вихідна концентрація
- За значенням  $\alpha$  класифікують електроліти
  - $\alpha < 3\%$  – слабкий електроліт
  - $3 < \alpha < 30\%$  – електроліт середньої сили
  - $\alpha > 30\%$  – сильний електроліт
- Проблема:  $\alpha$  залежить від концентрації
  - чим більше у розчині іонів, тим сильніше вони взаємодіють
  - з підвищенням концентрації  $\alpha$  зменшується





# Ступінь дисоціації

- Ступінь дисоціації (іонізації):  $\alpha = \frac{n_i}{n_0} = \frac{c_i}{c_0}$ ,  
 $c_i$  – концентрація дисоційованих частинок,  $c_0$  – вихідна концентрація
- За значенням  $\alpha$  класифікують електроліти
  - $\alpha < 3\%$  – слабкий електроліт
  - $3 < \alpha < 30\%$  – електроліт середньої сили
  - $\alpha > 30\%$  – сильний електроліт
- Проблема:  $\alpha$  залежить від концентрації
  - чим більше у розчині іонів, тим сильніше вони взаємодіють
  - з підвищенням концентрації  $\alpha$  зменшується

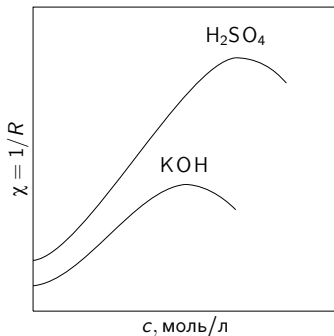
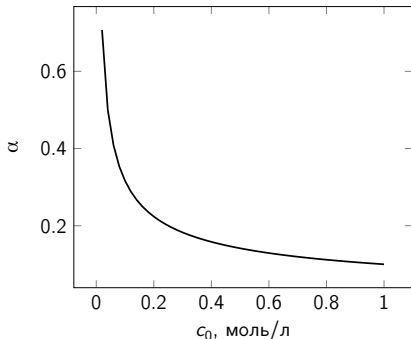


# Ступінь дисоціації

- Ступінь дисоціації (іонізації):  $\alpha = \frac{n_i}{n_0} = \frac{c_i}{c_0}$ ,  
 $c_i$  – концентрація дисоційованих частинок,  $c_0$  – вихідна концентрація
- За значенням  $\alpha$  класифікують електроліти
  - $\alpha < 3\%$  – слабкий електроліт
  - $3 < \alpha < 30\%$  – електроліт середньої сили
  - $\alpha > 30\%$  – сильний електроліт
- Проблема:  $\alpha$  залежить від концентрації
  - чим більше у розчині іонів, тим сильніше вони взаємодіють
  - з підвищенням концентрації  $\alpha$  зменшується



# Залежність $\alpha$ і $\chi$ від концентрації



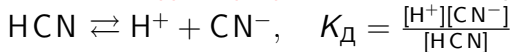
$\alpha$  з підвищенням концентрації монотонно зменшується  
Причина в обох випадках одна – об'єднання іонів, але вид залежності різний:

Провідність  $\chi$  зростає, а потім зменшується.

- $\alpha$  – відносна величина,
- $\chi$  – абсолютна.

# Константа дисоціації

- **Константа дисоціації** не залежить від концентрації



- Константа дисоціації – дріб. Її чисельник – добуток концентрацій продуктів, а знаменник – добуток концентрацій вихідних речовин.

- Приклад:



- Якщо  $K_{\text{д}} > 10^{-2}$  електроліт вважають сильним

- Для  $\text{H}_3\text{PO}_4$ :

$$K_{\text{д1}} = 7.1 \cdot 10^{-3}, \quad K_{\text{д2}} = 6.2 \cdot 10^{-8}, \quad K_{\text{д3}} = 5.0 \cdot 10^{-13}.$$

Висновок: кислота середньої сили лише за першим ступенем!



# Константа дисоціації

- **Константа дисоціації** не залежить від концентрації  
 $\text{HCN} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CN}^-$ ,  $K_d = \frac{[\text{H}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]}$
- Константа дисоціації – дріб. Її чисельник – добуток концентрацій продуктів, а знаменник – добуток концентрацій вихідних речовин.

- Приклад:



- Якщо  $K_d > 10^{-2}$  електроліт вважають сильним
- Для  $\text{H}_3\text{PO}_4$ :

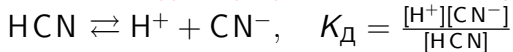
$$K_{d1} = 7.1 \cdot 10^{-3}, \quad K_{d2} = 6.2 \cdot 10^{-8}, \quad K_{d3} = 5.0 \cdot 10^{-13}.$$

Висновок: кислота середньої сили лише за першим ступенем!



# Константа дисоціації

- **Константа дисоціації** не залежить від концентрації



- Константа дисоціації – дріб. Її чисельник – добуток концентрацій продуктів, а знаменник – добуток концентрацій вихідних речовин.

- Приклад:



- Якщо  $K_{\text{д}} > 10^{-2}$  електроліт вважають сильним

- Для  $\text{H}_3\text{PO}_4$ :

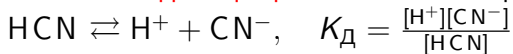
$$K_{\text{д1}} = 7.1 \cdot 10^{-3}, \quad K_{\text{д2}} = 6.2 \cdot 10^{-8}, \quad K_{\text{д3}} = 5.0 \cdot 10^{-13}.$$

Висновок: кислота середньої сили лише за першим ступенем!



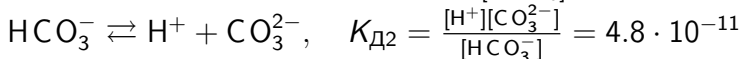
# Константа дисоціації

- **Константа дисоціації** не залежить від концентрації



- Константа дисоціації – дріб. Її чисельник – добуток концентрацій продуктів, а знаменник – добуток концентрацій вихідних речовин.

- Приклад:



- **Якщо  $K_{\text{д}} > 10^{-2}$  електроліт вважають сильним**

- Для  $\text{H}_3\text{PO}_4$ :

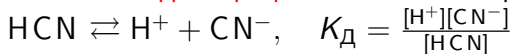
$$K_{\text{д1}} = 7.1 \cdot 10^{-3}, \quad K_{\text{д2}} = 6.2 \cdot 10^{-8}, \quad K_{\text{д3}} = 5.0 \cdot 10^{-13}.$$

Висновок: кислота середньої сили лише за першим ступенем!



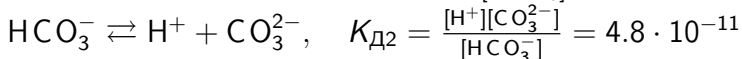
# Константа дисоціації

- **Константа дисоціації** не залежить від концентрації



- Константа дисоціації – дріб. Її чисельник – добуток концентрацій продуктів, а знаменник – добуток концентрацій вихідних речовин.

- Приклад:



- Якщо  $K_{\text{д}} > 10^{-2}$  електроліт вважають сильним

- Для  $\text{H}_3\text{PO}_4$ :

$$K_{\text{д1}} = 7.1 \cdot 10^{-3}, \quad K_{\text{д2}} = 6.2 \cdot 10^{-8}, \quad K_{\text{д3}} = 5.0 \cdot 10^{-13}.$$

Висновок: кислота середньої сили лише за першим ступенем!





# Самоіонізація розчинника

- Розклад на іони спостерігається й для розчинника  

$$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-, \quad K_{\text{д}} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$
- $[\text{H}_2\text{O}] = 1000/18 = 55,5$  моль/л – константа
- $K_{\text{w}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_{\text{д}} \cdot [\text{H}_2\text{O}]$  – іонний добуток води
  - $K_{\text{w}} = 10^{-14}$  при  $20^\circ\text{C}$
  - значно збільшується з температурою
  - $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_{\text{w}}} = 10^{-7}$  моль/л
- $\text{pH} = -\lg c(\text{H}^+)$  – гідрогенний показник

- $\underbrace{\dots 1 \ 2 \ 3 \ 4 \ 5 \ 6 \ 7 \ 8 \ 9 \ 10 \ 11 \ 12 \ 13 \ 14 \ \dots}_{\text{кислий р-н} \qquad \qquad \qquad \text{лужний р-н}}$



# Самоіонізація розчинника

- Розклад на іони спостерігається й для розчинника  

$$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-, \quad K_{\text{д}} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$
- $[\text{H}_2\text{O}] = 1000/18 = 55,5$  моль/л – константа
- $K_{\text{w}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_{\text{д}} \cdot [\text{H}_2\text{O}]$  – іонний добуток води
  - $K_{\text{w}} = 10^{-14}$  при  $20^\circ\text{C}$
  - значно збільшується з температурою
  - $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_{\text{w}}} = 10^{-7}$  моль/л
- $\text{pH} = -\lg c(\text{H}^+)$  – гідрогенний показник

- $\dots \underbrace{1 \ 2 \ 3 \ 4 \ 5 \ 6 \ 7 \ 8 \ 9 \ 10 \ 11 \ 12 \ 13 \ 14 \ \dots}_{\text{кислий р-н} \quad \quad \quad \text{лужний р-н}}$



# Самоіонізація розчинника

- Розклад на іони спостерігається й для розчинника  

$$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-, \quad K_{\text{д}} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$
- $[\text{H}_2\text{O}] = 1000/18 = 55,5$  моль/л – константа
- $K_{\text{w}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_{\text{д}} \cdot [\text{H}_2\text{O}]$  – іонний добуток води
  - $K_{\text{w}} = 10^{-14}$  при  $20^\circ\text{C}$
  - значно збільшується з температурою
  - $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_{\text{w}}} = 10^{-7}$  моль/л
- $\text{pH} = -\lg c(\text{H}^+)$  – гідрогенний показник

- $\dots \underbrace{1 \ 2 \ 3 \ 4 \ 5 \ 6 \ 7 \ 8 \ 9 \ 10 \ 11 \ 12 \ 13 \ 14 \ \dots}_{\text{кислий р-н} \quad \text{лужний р-н}}$



# Самоіонізація розчинника

- Розклад на іони спостерігається й для розчинника  

$$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-, \quad K_{\text{д}} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$
- $[\text{H}_2\text{O}] = 1000/18 = 55,5$  моль/л – константа
- $K_{\text{w}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_{\text{д}} \cdot [\text{H}_2\text{O}]$  – іонний добуток води
  - $K_{\text{w}} = 10^{-14}$  при  $20^\circ\text{C}$ 
    - значно збільшується з температурою
    - $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_{\text{w}}} = 10^{-7}$  моль/л
- $\text{pH} = -\lg c(\text{H}^+)$  – гідрогенний показник

- $\underbrace{\dots 1 \ 2 \ 3 \ 4 \ 5 \ 6 \ 7 \ 8 \ 9 \ 10 \ 11 \ 12 \ 13 \ 14 \ \dots}_{\text{кислий р-н}} \quad \underbrace{\dots 1 \ 2 \ 3 \ 4 \ 5 \ 6 \ 7 \ 8 \ 9 \ 10 \ 11 \ 12 \ 13 \ 14 \ \dots}_{\text{лужний р-н}}$



# Самоіонізація розчинника

- Розклад на іони спостерігається й для розчинника  

$$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-, \quad K_{\text{д}} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$
- $[\text{H}_2\text{O}] = 1000/18 = 55,5$  моль/л – константа
- $K_{\text{w}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_{\text{д}} \cdot [\text{H}_2\text{O}]$  – іонний добуток води
  - $K_{\text{w}} = 10^{-14}$  при  $20^\circ\text{C}$
  - значно збільшується з температурою
  - $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_{\text{w}}} = 10^{-7}$  моль/л
- $\text{pH} = -\lg c(\text{H}^+)$  – гідрогенний показник

- $\underbrace{\dots 1 \ 2 \ 3 \ 4 \ 5 \ 6 \ 7 \ 8 \ 9 \ 10 \ 11 \ 12 \ 13 \ 14 \ \dots}_{\text{кислий р-н}} \quad \underbrace{\dots 1 \ 2 \ 3 \ 4 \ 5 \ 6 \ 7 \ 8 \ 9 \ 10 \ 11 \ 12 \ 13 \ 14 \ \dots}_{\text{лужний р-н}}$



# Самоіонізація розчинника

- Розклад на іони спостерігається й для розчинника  

$$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-, \quad K_{\text{д}} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$
- $[\text{H}_2\text{O}] = 1000/18 = 55,5$  моль/л – константа
- $K_{\text{w}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_{\text{д}} \cdot [\text{H}_2\text{O}]$  – іонний добуток води
  - $K_{\text{w}} = 10^{-14}$  при  $20^\circ\text{C}$
  - значно збільшується з температурою
  - $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_{\text{w}}} = 10^{-7}$  моль/л
- $\text{pH} = -\lg c(\text{H}^+)$  – гідрогенний показник

- $\underbrace{\dots 1 \ 2 \ 3 \ 4 \ 5 \ 6 \ 7 \ 8 \ 9 \ 10 \ 11 \ 12 \ 13 \ 14 \ \dots}_{\text{кислий р-н} \quad \quad \quad \text{лужний р-н}}$





# Самоіонізація розчинника

- Розклад на іони спостерігається й для розчинника  
$$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-, \quad K_{\text{д}} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$
- $[\text{H}_2\text{O}] = 1000/18 = 55,5$  моль/л – константа
- $K_{\text{w}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_{\text{д}} \cdot [\text{H}_2\text{O}]$  – іонний добуток води
  - $K_{\text{w}} = 10^{-14}$  при 20°C
  - значно збільшується з температурою
  - $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_{\text{w}}} = 10^{-7}$  моль/л
- $\text{pH} = -\lg c(\text{H}^+)$  – гідрогенний показник

Середовище	Лакмус	Метилоранж	Фенолфталеїн
$\text{pH} < 7$ Кисле	Червоний	Рожевий	Безбарвний
$\text{pH} = 7$ Нейтральне	Фіолетовий	Помаранч	Безбарвний
$\text{pH} > 7$ Лужне	Синій	Жовтий	Малиновий

- $\dots \underbrace{1 \ 2 \ 3 \ 4 \ 5 \ 6}_{\text{кислий р-н}} \ 7 \ \underbrace{8 \ 9 \ 10 \ 11 \ 12 \ 13 \ 14}_{\text{лужний р-н}} \dots$

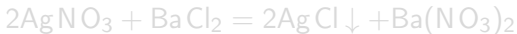




# Реакції у розчинах електролітів

- Реакції обміну відбуваються коли

- утворюється осад



- виділяється газ



- утворюється слабкий електроліт



- Три форми запису рівняння реакції

- молекулярна форма



- іонно-молекулярна форма



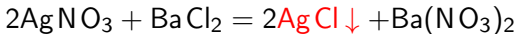
- скорочена форма



# Реакції у розчинах електrolітів

- Реакції обміну відбуваються коли

- утворюється **осад**



- виділяється газ



- утворюється слабкий електrolіт



- Три форми запису рівняння реакції

- молекулярна форма



- іонно-молекулярна форма



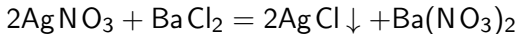
- скорочена форма



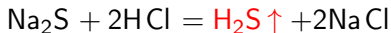
# Реакції у розчинах електролітів

- Реакції обміну відбуваються коли

- утворюється осад



- виділяється газ



- утворюється слабкий електроліт



- Три форми запису рівняння реакції

- молекулярна форма



- іонно-молекулярна форма



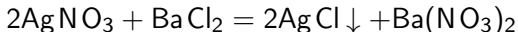
- скорочена форма



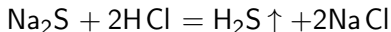
# Реакції у розчинах електролітів

- Реакції обміну відбуваються коли

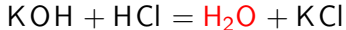
- утворюється осад



- виділяється газ



- утворюється **слабкий електроліт**



- Три форми запису рівняння реакції

- молекулярна форма



- іонно-молекулярна форма



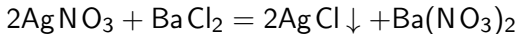
- скорочена форма



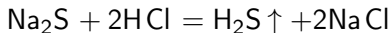
# Реакції у розчинах електролітів

- Реакції обміну відбуваються коли

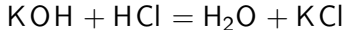
- утворюється осад



- виділяється газ



- утворюється слабкий електроліт



- Три форми запису рівняння реакції

- молекулярна форма



- іонно-молекулярна форма



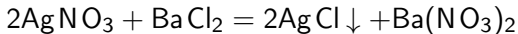
- скорочена форма



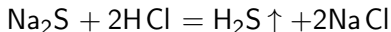
# Реакції у розчинах електролітів

- Реакції обміну відбуваються коли

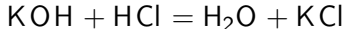
- утворюється осад



- виділяється газ

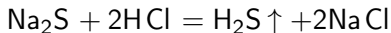


- утворюється слабкий електроліт



- Три форми запису рівняння реакції

- **молекулярна** форма



- іонно-молекулярна форма



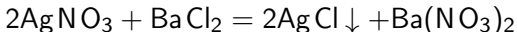
- скорочена форма



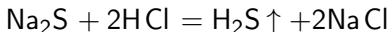
# Реакції у розчинах електролітів

- Реакції обміну відбуваються коли

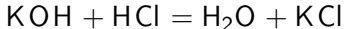
- утворюється осад



- виділяється газ

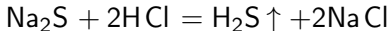


- утворюється слабкий електроліт

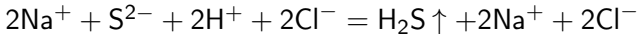


- Три форми запису рівняння реакції

- молекулярна форма



- **іонно-молекулярна** форма



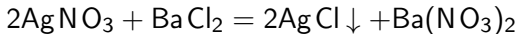
- скорочена форма



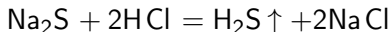
# Реакції у розчинах електролітів

- Реакції обміну відбуваються коли

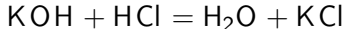
- утворюється осад



- виділяється газ

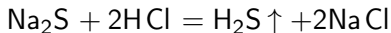


- утворюється слабкий електроліт

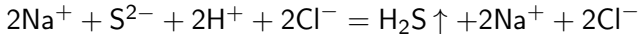


- Три форми запису рівняння реакції

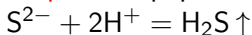
- молекулярна форма



- іонно-молекулярна форма



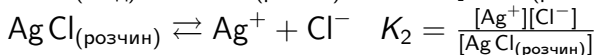
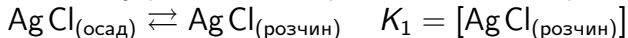
- скорочена форма





# Добуток розчинності

- Рівновага у розчині малорозчинного електроліта

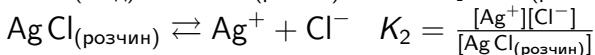
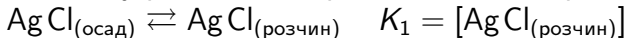


- Останнє рівняння є сумою двох перших, а  $K_3$  є добутком двох констант!
- Визначення добутку розчинності у загальному вигляді  
 $K_n A_m \rightleftharpoons nK^{a+} + mA^{b-}$ ,  $K_S \equiv \text{ДР} = [K^{a+}]^n [A^{b-}]^m$
- Використання  $K_S$ 
  - $c^n(K^{a+})c^m(A^{b-}) > K_S$  – умова випадіння осаду
  - $c^n(K^{a+})c^m(A^{b-}) < K_S$  – умова розчинення осаду
  - збільшення  $c(K^{a+})$  гарантує зменшення  $c(A^{b-})$
  - $K_S(\text{HgS}) = 1,6 \cdot 10^{-52}$ . Щоб  $c(\text{Hg}^{2+}) = 10^{-10}$  М треба досягнути  $c(\text{S}^{2-}) > 1,6 \cdot 10^{-42}$  М



# Добуток розчинності

- Рівновага у розчині малорозчинного електроліта

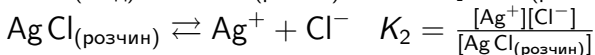
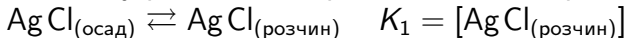


- Останнє рівняння є сумою двох перших, а  $K_3$  є добутком двох констант!
- Визначення добутку розчинності у загальному вигляді  
 $K_n A_m \rightleftharpoons nK^{a+} + mA^{b-}$ ,  $K_S \equiv \text{ДР} = [K^{a+}]^n [A^{b-}]^m$
- Використання  $K_S$ 
  - $c^n(K^{a+})c^m(A^{b-}) > K_S$  – умова випадіння осаду
  - $c^n(K^{a+})c^m(A^{b-}) < K_S$  – умова розчинення осаду
  - збільшення  $c(K^{a+})$  гарантує зменшення  $c(A^{b-})$
  - $K_S(\text{HgS}) = 1,6 \cdot 10^{-52}$ . Щоб  $c(\text{Hg}^{2+}) = 10^{-10}$  М треба досягнути  $c(\text{S}^{2-}) > 1,6 \cdot 10^{-42}$  М



# Добуток розчинності

- Рівновага у розчині малорозчинного електроліта

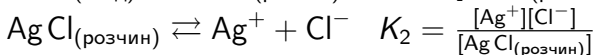
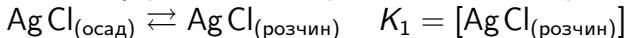


- Останнє рівняння є сумою двох перших, а  $K_3$  є добутком двох констант!
- Визначення добутку розчинності у загальному вигляді  
 $K_n A_m \rightleftharpoons nK^{a+} + mA^{b-}$ ,  $K_S \equiv \text{ДР} = [K^{a+}]^n [A^{b-}]^m$
- Використання  $K_S$ 
  - $c^n(K^{a+})c^m(A^{b-}) > K_S$  – умова випадіння осаду
  - $c^n(K^{a+})c^m(A^{b-}) < K_S$  – умова розчинення осаду
  - збільшення  $c(K^{a+})$  гарантує зменшення  $c(A^{b-})$
  - $K_S(\text{HgS}) = 1,6 \cdot 10^{-52}$ . Щоб  $c(\text{Hg}^{2+}) = 10^{-10}$  М треба досягнути  $c(\text{S}^{2-}) > 1,6 \cdot 10^{-42}$  М



# Добуток розчинності

- Рівновага у розчині малорозчинного електроліта

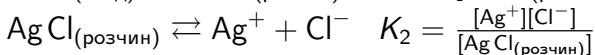
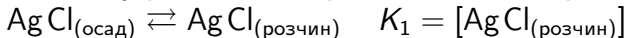


- Останнє рівняння є сумою двох перших, а  $K_3$  є добутком двох констант!
- Визначення добутку розчинності у загальному вигляді  
 $K_n A_m \rightleftharpoons nK^{a+} + mA^{b-}$ ,  $K_S \equiv \text{ДР} = [K^{a+}]^n [A^{b-}]^m$
- Використання  $K_S$ 
  - $c^n(K^{a+})c^m(A^{b-}) > K_S$  – умова **випадіння** осаду
  - $c^n(K^{a+})c^m(A^{b-}) < K_S$  – умова **розчинення** осаду
  - збільшення  $c(K^{a+})$  гарантує зменшення  $c(A^{b-})$
  - $K_S(\text{HgS}) = 1,6 \cdot 10^{-52}$ . Щоб  $c(\text{Hg}^{2+}) = 10^{-10}$  М треба досягнути  $c(\text{S}^{2-}) > 1,6 \cdot 10^{-42}$  М



# Добуток розчинності

- Рівновага у розчині малорозчинного електроліта

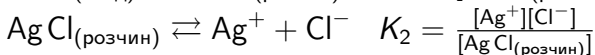
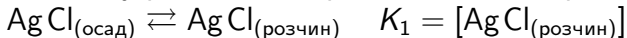


- Останнє рівняння є сумою двох перших, а  $K_3$  є добутком двох констант!
- Визначення добутку розчинності у загальному вигляді  
 $K_n A_m \rightleftharpoons nK^{a+} + mA^{b-}$ ,  $K_S \equiv \text{ДР} = [K^{a+}]^n [A^{b-}]^m$
- Використання  $K_S$ 
  - $c^n(K^{a+})c^m(A^{b-}) > K_S$  – умова **випадіння** осаду
  - $c^n(K^{a+})c^m(A^{b-}) < K_S$  – умова **розчинення** осаду
  - збільшення  $c(K^{a+})$  гарантує зменшення  $c(A^{b-})$
  - $K_S(\text{HgS}) = 1,6 \cdot 10^{-52}$ . Щоб  $c(\text{Hg}^{2+}) = 10^{-10}$  М треба досягнути  $c(\text{S}^{2-}) > 1,6 \cdot 10^{-42}$  М



# Добуток розчинності

- Рівновага у розчині малорозчинного електроліта

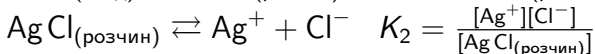
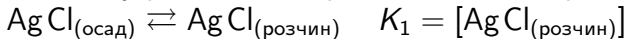


- Останнє рівняння є сумою двох перших, а  $K_3$  є добутком двох констант!
- Визначення добутку розчинності у загальному вигляді  
 $K_n A_m \rightleftharpoons nK^{a+} + mA^{b-}$ ,  $K_S \equiv \text{ДР} = [K^{a+}]^n [A^{b-}]^m$
- Використання  $K_S$ 
  - $c^n(K^{a+})c^m(A^{b-}) > K_S$  – умова **випадіння** осаду
  - $c^n(K^{a+})c^m(A^{b-}) < K_S$  – умова **розчинення** осаду
  - збільшення  $c(K^{a+})$  гарантує зменшення  $c(A^{b-})$
  - $K_S(\text{HgS}) = 1,6 \cdot 10^{-52}$ . Щоб  $c(\text{Hg}^{2+}) = 10^{-10}$  М треба досягнути  $c(\text{S}^{2-}) > 1,6 \cdot 10^{-42}$  М



# Добуток розчинності

- Рівновага у розчині малорозчинного електроліта

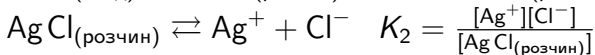
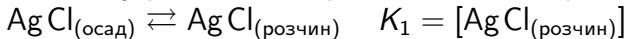


- Останнє рівняння є сумою двох перших, а  $K_3$  є добутком двох констант!
- Визначення добутку розчинності у загальному вигляді  
 $K_n A_m \rightleftharpoons nK^{a+} + mA^{b-}$ ,  $K_S \equiv \text{ДР} = [K^{a+}]^n [A^{b-}]^m$
- Використання  $K_S$ 
  - $c^n(K^{a+})c^m(A^{b-}) > K_S$  – умова **випадіння** осаду
  - $c^n(K^{a+})c^m(A^{b-}) < K_S$  – умова **розчинення** осаду
  - збільшення  $c(K^{a+})$  гарантує зменшення  $c(A^{b-})$
  - $K_S(\text{HgS}) = 1,6 \cdot 10^{-52}$ . Щоб  $c(\text{Hg}^{2+}) = 10^{-10}$  М треба досягнути  $c(\text{S}^{2-}) > 1,6 \cdot 10^{-42}$  М



# Добуток розчинності

- Рівновага у розчині малорозчинного електроліта



- Останнє рівняння є сумою двох перших, а  $K_3$  є добутком двох констант!
- Визначення добутку розчинності у загальному вигляді  
 $K_n A_m \rightleftharpoons nK^{a+} + mA^{b-}$ ,  $K_S \equiv \text{ДР} = [K^{a+}]^n [A^{b-}]^m$
- Використання  $K_S$ 
  - $c^n(K^{a+})c^m(A^{b-}) > K_S$  – умова **випадіння** осаду
  - $c^n(K^{a+})c^m(A^{b-}) < K_S$  – умова **розчинення** осаду
  - збільшення  $c(K^{a+})$  гарантує зменшення  $c(A^{b-})$
  - $K_S(\text{HgS}) = 1,6 \cdot 10^{-52}$ . Щоб  $c(\text{Hg}^{2+}) = 10^{-10}$  М треба досягнути  $c(\text{S}^{2-}) > 1,6 \cdot 10^{-42}$  М





# Уявлення про гідроліз

- **Гідроліз** – обмін між іоном електроліта і  $\text{H}_2\text{O}$
- Причина: утворення більш слабкого, ніж  $\text{H}_2\text{O}$ , електроліта
  - $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$
  - $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$
- Гідроліз відбувається за іоном, якому відповідає слабкий електроліт (основа чи кислота)

	$\text{Na}_2\text{S} \rightarrow$	$2\text{Na}^+$	$+$	$\text{S}^{2-}$
Електроліт	$\text{NaOH}$			$\text{H}_2\text{S}$
	сильний			слабкий
Рівняння	$\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	$\text{NaOH} + \text{H}^+$		
		$\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	$\text{HS}^- + \text{OH}^-$	
- Зміна *pH* середовища
  - гідроліз за катіоном –  $pH < 7$
  - гідроліз за аніоном –  $pH > 7$

# Уявлення про гідроліз

- **Гідроліз** – обмін між іоном електроліта і  $\text{H}_2\text{O}$
- Причина: утворення більш слабкого, ніж  $\text{H}_2\text{O}$ , електроліта
  - $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$
  - $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$
- Гідроліз відбувається за іоном, якому відповідає слабкий електроліт (основа чи кислота)

	$\text{Na}_2\text{S}$	$\rightarrow$	$2\text{Na}^+$	$+$	$\text{S}^{2-}$
Електроліт	$\text{NaOH}$				$\text{H}_2\text{S}$
	сильний				слабкий
Рівняння	$\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons$	$\text{NaOH} + \text{H}^+$		
	$\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons$	$\text{HS}^- + \text{OH}^-$		
- Зміна *pH* середовища
  - гідроліз за катіоном –  $pH < 7$
  - гідроліз за аніоном –  $pH > 7$

# Уявлення про гідроліз

- **Гідроліз** – обмін між іоном електроліта і  $\text{H}_2\text{O}$
- Причина: утворення більш слабкого, ніж  $\text{H}_2\text{O}$ , електроліта
  - $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$
  - $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$
- Гідроліз відбувається за іоном, якому відповідає слабкий електроліт (основа чи кислота)

	$\text{Na}_2\text{S}$	$\rightarrow$	$2\text{Na}^+$	$+$	$\text{S}^{2-}$
Електроліт	$\text{NaOH}$				$\text{H}_2\text{S}$
	сильний				слабкий
Рівняння	$\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons$	$\text{NaOH} + \text{H}^+$		
	$\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons$	$\text{HS}^- + \text{OH}^-$		
- Зміна *pH* середовища
  - гідроліз за катіоном –  $p\text{H} < 7$
  - гідроліз за аніоном –  $p\text{H} > 7$

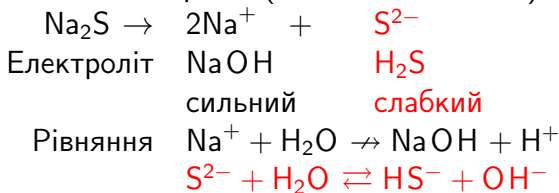
# Уявлення про гідроліз

- **Гідроліз** – обмін між іоном електроліта і  $\text{H}_2\text{O}$
- Причина: утворення більш слабкого, ніж  $\text{H}_2\text{O}$ , електроліта
  - $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$
  - $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$
- Гідроліз відбувається за іоном, якому відповідає слабкий електроліт (основа чи кислота)

	$\text{Na}_2\text{S}$	$\rightarrow$	$2\text{Na}^+$	$+$	$\text{S}^{2-}$
Електроліт	$\text{NaOH}$				$\text{H}_2\text{S}$
	сильний				слабкий
Рівняння	$\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons$	$\text{NaOH} + \text{H}^+$		
	$\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons$	$\text{HS}^- + \text{OH}^-$		
- Зміна *pH* середовища
  - гідроліз за катіоном –  $p\text{H} < 7$
  - гідроліз за аніоном –  $p\text{H} > 7$

# Уявлення про гідроліз

- **Гідроліз** – обмін між іоном електроліта і  $\text{H}_2\text{O}$
- Причина: утворення більш слабкого, ніж  $\text{H}_2\text{O}$ , електроліта
  - $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$
  - $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$
- Гідроліз відбувається за іоном, якому відповідає слабкий електроліт (основа чи кислота)

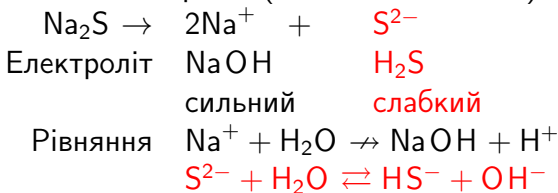


- Зміна *pH* середовища
  - гідроліз за катіоном –  $pH < 7$
  - гідроліз за аніоном –  $pH > 7$



# Уявлення про гідроліз

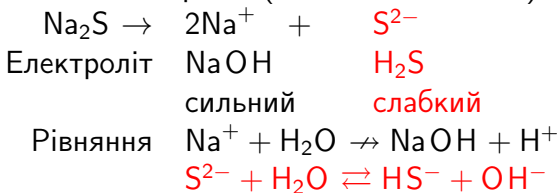
- **Гідроліз** – обмін між іоном електроліта і  $\text{H}_2\text{O}$
- Причина: утворення більш слабкого, ніж  $\text{H}_2\text{O}$ , електроліта
  - $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$
  - $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$
- Гідроліз відбувається за іоном, якому відповідає слабкий електроліт (основа чи кислота)



- Зміна *pH* середовища
  - гідроліз за катіоном –  $pH < 7$
  - гідроліз за аніоном –  $pH > 7$

# Уявлення про гідроліз

- **Гідроліз** – обмін між іоном електроліта і  $\text{H}_2\text{O}$
- Причина: утворення більш слабкого, ніж  $\text{H}_2\text{O}$ , електроліта
- Гідроліз відбувається за іоном, якому відповідає слабкий електроліт (основа чи кислота)

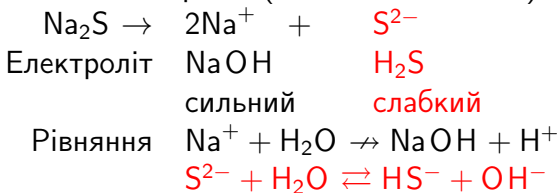


- Зміна  $pH$  середовища
  - гідроліз за катіоном –  $pH < 7$
  - гідроліз за аніоном –  $pH > 7$



# Уявлення про гідроліз

- **Гідроліз** – обмін між іоном електроліта і  $\text{H}_2\text{O}$
- Причина: утворення більш слабкого, ніж  $\text{H}_2\text{O}$ , електроліта
- Гідроліз відбувається за іоном, якому відповідає слабкий електроліт (основа чи кислота)



- Зміна  $pH$  середовища
  - гідроліз за катіоном –  $pH < 7$
  - гідроліз за аніоном –  $pH > 7$





# Гідролітичні рівноваги

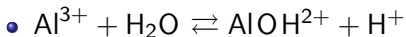
- Гідроліз може бути ступінчатим:
  - $\text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+$
  - $\text{AlOH}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{H}^+$
  - $\text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}^+$
- Рівноваги гідролізу описуються константою  $K_{\Gamma}$
- Властивості констант гідролізу
  - $K_{\Gamma 1} > K_{\Gamma 2} > K_{\Gamma 3}$
  - З підвищенням  $T$   $K_{\Gamma}$  збільшуються (як  $K_W$ !)
- Визначення  $K_{\Gamma}$ 

$\text{Al}^{3+} + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})^{2+}$	$K_1 = 1/K_{\text{дз}}(\text{Al}(\text{OH})_3)$
$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$	$K_2 = K_W$
$\text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+$	$K_{\Gamma 1} = K_W/K_{\text{дз}}$



# Гідролітичні рівноваги

- Гідроліз може бути ступінчатим:



- Рівноваги гідролізу описуються константою  $K_{\Gamma}$

- Властивості констант гідролізу



- З підвищенням  $T$   $K_{\Gamma}$  збільшуються (як  $K_W$ !)

- Визначення  $K_{\Gamma}$



# Гідролітичні рівноваги

- Гідроліз може бути ступінчатим:
  - $\text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+$
  - $\text{AlOH}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{H}^+$
  - $\text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}^+$
- Рівноваги гідролізу описуються константою  $K_{\Gamma}$
- Властивості констант гідролізу
  - $K_{\Gamma 1} > K_{\Gamma 2} > K_{\Gamma 3}$
  - З підвищенням  $T$   $K_{\Gamma}$  збільшуються (як  $K_W$ !)
- Визначення  $K_{\Gamma}$ 

$\text{Al}^{3+} + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})^{2+}$	$K_1 = 1/K_{\text{дз}}(\text{Al}(\text{OH})_3)$
$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$	$K_2 = K_W$
$\text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+ \quad K_{\Gamma 1} = K_W/K_{\text{дз}}$	



# Гідролітичні рівноваги

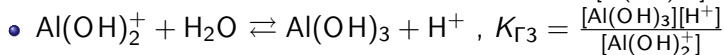
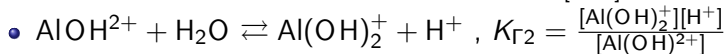
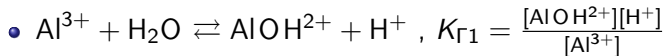
- Гідроліз може бути ступінчатим:
  - $\text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+$
  - $\text{AlOH}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{H}^+$
  - $\text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}^+$
- Рівноваги гідролізу описуються константою  $K_{\Gamma}$
- Властивості констант гідролізу
  - $K_{\Gamma 1} > K_{\Gamma 2} > K_{\Gamma 3}$
  - З підвищенням  $T$   $K_{\Gamma}$  збільшуються (як  $K_W$ !)
- Визначення  $K_{\Gamma}$ 

$\text{Al}^{3+} + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})^{2+}$	$K_1 = 1/K_{\text{д3}}(\text{Al}(\text{OH})_3)$
$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$	$K_2 = K_W$
$\text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+ \quad K_{\Gamma 1} = K_W/K_{\text{д3}}$	



# Гідролітичні рівноваги

- Гідроліз може бути ступінчастим:



- Рівноваги гідролізу описуються константою  $K_{\Gamma}$

- Властивості констант гідролізу



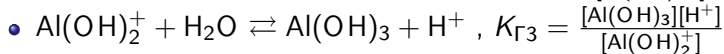
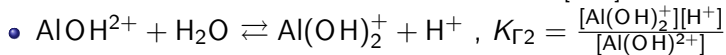
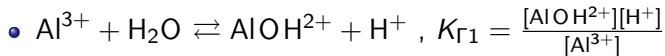
- З підвищенням  $T$   $K_{\Gamma}$  збільшуються (як  $K_w$ !)

- Визначення  $K_{\Gamma}$



# Гідролітичні рівноваги

- Гідроліз може бути ступінчатим:



- Рівноваги гідролізу описуються константою  $K_{Г}$

- Властивості констант гідролізу



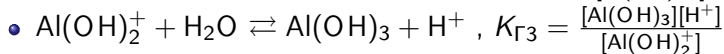
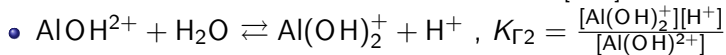
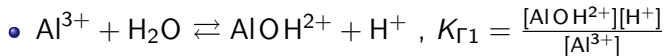
- З підвищенням  $T$   $K_{Г}$  збільшуються (як  $K_W$ !)

- Визначення  $K_{Г}$



# Гідролітичні рівноваги

- Гідроліз може бути ступінчатим:



- Рівноваги гідролізу описуються константою  $K_{\Gamma}$

- Властивості констант гідролізу



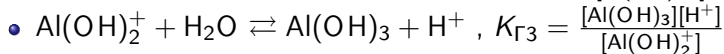
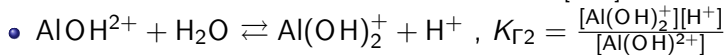
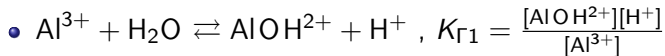
- З підвищенням  $T$   $K_{\Gamma}$  збільшуються (як  $K_W$ !)

- Визначення  $K_{\Gamma}$



# Гідролітичні рівноваги

- Гідроліз може бути ступінчатим:



- Рівноваги гідролізу описуються константою  $K_{Г}$

- Властивості констант гідролізу



- З підвищенням  $T$   $K_{Г}$  збільшуються (як  $K_W$ !)

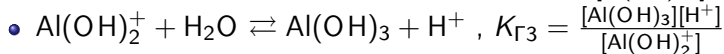
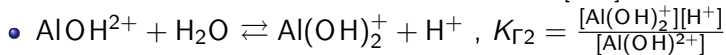
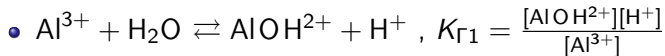
- Визначення  $K_{Г}$





# Гідролітичні рівноваги

- Гідроліз може бути ступінчатим:



- Рівноваги гідролізу описуються константою  $K_{Г}$

- Властивості констант гідролізу



- З підвищенням  $T$   $K_{Г}$  збільшуються (як  $K_W$ !)

- Визначення  $K_{Г}$

