

### 3. РОЗЧИНИ ЕЛЕКТРОЛІТІВ Т НЕЕЛЕКТРОЛІТІВ. ГІДРОЛІЗ

#### **Програмні вимоги до теми:**

Поняття про розчини. Класифікація розчинів по агрегатному стану. Класифікація розчинів по подрібненості розчиненої речовини. Місце розчинів серед складних речовин. Розчинник. Розчинність речовин. Коефіцієнт розчинності. Залежність розчинності газоподібних речовин від температури і від тиску. Розчини насичені, ненасичені, пересичені.

Концентрація розчинів. Способи вираження концентрації розчинів: а) масова частка; б) об'ємна частка; в) молярна частка; г) молярна концентрація; д) нормальна концентрація; ж) молярна концентрація. Титр розчину. Густина розчину і її зв'язок з масою та об'ємом розчину. Перехід від одного способу вираження концентрації до іншого.

Пониження тиску пари розчинника над розчином. Закони Рауля. Пониження температури замерзання розчину. Кріоскопічна константа. Підвищення температури кипіння розчину. Ебуліоскопічна константа.

Явище осмосу. Осмотичний тиск. Методи визначення молекулярних мас розчинених речовин.

Класифікація речовин на електроліти і неелектроліти. Поняття про електролітичну дисоціацію. Фактори, що впливають на електролітичну дисоціацію. Теорія електролітичної дисоціації С.Арреніуса. Приклади рівнянь електролітичної дисоціації різних електролітів. Ступінчата дисоціація. Властивості основ, кислот та солей з точки зору електролітичної дисоціації. Іонні рівняння реакцій. Ступінь електролітичної дисоціації. Уявний ступінь дисоціації. Константа електролітичної дисоціації. Закон розбавлення Оствальда.

Іонний добуток води. Визначення іонного добутку води. рН розчинів. Кисле, лужне і нейтральне середовище. Буферні розчини.

Добуток розчинності.

Гідроліз. Склад солей та гідроліз солей. Ступінь гідролізу. Фактори, що впливають на ступінь гідролізу.

#### **Теоретичний виклад матеріалу:**

Система, в якій одна речовина у вигляді дуже дрібних часточок розподілена в об'ємі іншої, називається **дисперсною**. При цьому розрізняють два поняття: дисперсна фаза та дисперсійне середовище. **Дисперсна фаза** – це диспергована речовина, тобто та частина дисперсної системи, яка рівномірно розподілена в об'ємі іншої. Середовище, в якому рівномірно розподілена дисперсна фаза, називається **дисперсійним середовищем**.

**Розчин** – гомогенна термодинамічна система змінного складу, яка складається із двох і більше компонентів. Залежно від агрегатного стану розчиненої речовини і розчинника (дисперсійного середовища) розчини бувають газоподібні, тверді і рідкі.

**Газоподібний розчин** уявляє собою суміш газів.

Гомогенні **тверді розчини** можуть утворювати солі, метали, оксиди. Відомі тверді розчини двох типів: заміщення і вкорінення. Тверді розчини заміщення

утворюються при кристалізації двох розплавів, якщо компоненти мають однотипну кристалічну решітку, а частинки компонентів – близькі розміри. Наприклад, KCl і KBr, Ag і Au, Si і Ge, K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> і K<sub>2</sub>SeO<sub>4</sub>. Тверді розчини вкорінення утворюються шляхом вкорінення атомів, іонів або молекул однієї речовини у порожнечу кристалічної решітки іншої речовини.

**Рідкі розчини** утворюються при розчиненні газоподібних, рідких або твердих речовин у рідкому дисперсійному середовищі. Найчастіше розчинником є рідина, зокрема вода.

Незалежно від розчиненої речовини, **розчинником** вважають той компонент розчину, який має такий агрегатний стан, як і одержаний розчин.

**Фізична теорія розчинів**, основоположником якої були Я.Вант-Гофф і С.Аррєніус, розглядає процес розчинення як простий розподіл (диспергування) однієї речовини у всьому об'ємі іншої, а, отже, властивості розчинів мають залежати лише від концентрації речовини. Згідно з фізичною теорією розчинник – це індиферентне середовище, в якому хаотично розподілені частинки розчиненої речовини.

Згідно з **хімічною теорією розчинів** Д.І.Менделєєва між компонентами розчину відбувається хімічна взаємодія. У своїх працях Д.І.Менделєєв показав, що в розчині є сполуки, які утворюються при взаємодії молекул розчиненої речовини і розчинника. Такі сполуки називаються сольватами (гідратами), а процес їх утворення – сольватацією (гідратацією). Термін “гідрати”, “гідратація”, використовують, коли розчинником є вода.

Сучасна теорія розчинення є поєднанням фізичної і хімічної теорій розчинів, її основи були закладені І.О.Каблуковим і В.О.Кістяківським.

Властивість речовин розчинятися у деякому розчиннику називається **розчинністю**. Кількісно розчинність визначається вмістом речовини у насиченому розчині при певних умовах. Найчастіше **розчинність визначають** кількістю грамів речовини, розчиненої в 100 г розчинника. Насичені розчини характеризуються динамічною рівновагою (при сталій температурі) між кристалічною речовиною і речовиною у розчині: нерозчинена речовина  $\Leftrightarrow$  розчинена речовина у розчині ( $T = \text{const}$ ). Отже, **насичений розчин** – це розчин, у якому досягнута межа розчинності при даних зовнішніх умовах (температура, тиск). Якщо розчин містить менше речовини, ніж потрібно для насичення, то такий розчин називають **ненасиченим**. Деякі речовини можуть утворювати **пересичені розчини**, тобто такі, які при певній температурі містять більше розчиненої речовини, ніж їй потрібно для насичення. температури (наприклад, KNO<sub>3</sub>).

Найчастіше використовують наступні способи вираження вмісту розчиненої речовини в розчині:

1) В частках розчиненої речовини в розчині:

$$\text{масова частка} \quad \omega = \frac{m(\text{розчиненої речовини})}{m(\text{розчину})};$$

$$\omega\% = \frac{m(\text{розчиненої речовини})}{m(\text{розчину})} \cdot 100\%. \quad (\text{Показує число г речовини в 100 г розчину}).$$

**об'ємна частка**  $\varphi = \frac{V(\text{розчиненої речовини})}{V(\text{розчину})};$

**мольна частка**  $N = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$  ( $n_1$  – кількість моль розчиненої речовини,  $n_2$  – кількість моль розчинника).

2) **Молярна концентрація**  $C_M = \frac{n(\text{розчиненої речовини})}{V(\text{розчину})}$  (моль/л). Показує число

моль розчиненої речовини в 1 л розчину. Часто для позначення молярної концентрації розчину використовують літеру М. Наприклад, 0,1 М розчин  $\text{H}_2\text{SO}_4$  означає, що в 1 л розчину є 0,1 моль  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , що відповідає 9,8 г  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

3) **Нормальна концентрація**  $C_N = \frac{E(\text{розчиненої речовини})}{V(\text{розчину})}$

(екв/л).  $C_N = \frac{m}{m_E \cdot V} = \frac{m}{M \cdot E \cdot V}$  Показує число еквівалентів розчиненої речовини

в 1 л розчину. Часто для позначення нормальної концентрації розчину використовують літеру н. Наприклад, 0,1 н розчин  $\text{H}_2\text{SO}_4$  означає, що в 1 л розчину міститься 0,1 еквівалента  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , що відповідає 4,9 г  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Розчинені речовини взаємодіють між собою в об'ємних співвідношеннях, обернено пропорційних їх нормальній концентрації:  $\frac{V_1}{V_2} = \frac{C_{N1}}{C_{N2}}$  або  $V_1 C_{N1} = V_2 C_{N2}$

(наслідок із закону еквівалентів, згідно з яким речовини взаємодіють між собою в кількостях, пропорційних їх еквівалентам). Особливістю еквінормальних розчинів є те, що їх рівні об'єми взаємодіють без залишку.

4) **Молярна концентрація ( $C_m$ )** – кількість моль розчиненої речовини в 1 кг розчинника.

$$C_m = \frac{n}{m_1} \cdot 1000, \text{ або } C_m = \frac{m_{p.p}}{M \cdot m_1} \cdot 1000,$$

де  $n$  – кількість розчиненої речовини, моль

$m_1$  – маса розчинника, г;

$M$  – молярна маса розчиненої речовини, г/моль.

Можна проводити перерахунок одного кількісного виразу складу розчину в інший, користуючись формулами зв'язку цих величин між собою:

$$C_M = \frac{10 \cdot \rho \cdot \omega}{M}; \quad C_N = \frac{10 \cdot \rho \cdot \omega}{m_E}; \quad C_m = \frac{1000 \cdot \omega}{M(100 - \omega)};$$

$\rho$  – густина розчину, г/см<sup>3</sup>;

$\omega$  – масова частка речовини в розчині, %;

$M$  – молярна маса розчиненої речовини, г/моль;

$m_E$  – еквівалентна маса розчиненої речовини, г

Властивості розчинів, які залежать лише від їх концентрації, і не залежать від природи розчиненої речовини називаються **колігативними**.

**Перший закон Рауля** (1887 р.): відносне пониження тиску насиченої пари над розчином прямо пропорційне мольній частці розчиненої речовини:

$$\frac{\delta_0 - \delta}{\delta_0} = \frac{n_1}{n_1 + n_2},$$

де  $p_0$  – тиск пари чистого розчинника;  $p$  – тиск пари розчину;  $n_1$  – кількість моль розчиненої речовини,  $n_2$  – кількість моль розчинника.

**Другий закон Рауля:** підвищення температури кипіння ( $\Delta t_{\text{кип.}}$ ) або зниження температури замерзання ( $\Delta t_{\text{зам.}}$ ) розчину прямо пропорційне моляльній концентрації розчиненої речовини ( $C_m$ ):

$$\Delta t_{\text{кип.}} = E \cdot C_m; \quad \Delta t_{\text{зам.}} = K \cdot C_m,$$

де  $m$  – моляльна концентрація розчину (число моль розчиненої речовини в 1000 г розчинника;  $E$  і  $K$  – коефіцієнти пропорційності, які називаються ебуліоскопічною константою ( $E$ ) та кріоскопічною константою ( $K$ ). При  $C_m = 1$   $\Delta t_{\text{кип.}} = E$ ;  $\Delta t_{\text{зам.}} = K$ . Отже, ебуліоскопічна і кріоскопічна константи показують відповідно підвищення температури кипіння або пониження температури замерзання одномоляльного розчину порівняно з температурами кипіння і замерзання чистого розчинника.

Процес односторонньої дифузії молекул через напівпроникну перегородку називається **осмосом**, а тиск, який потрібно прикласти до перегородки, що припинити осмос, називається **осмотичним тиском**.

**Закон осмотичного тиску** (Вант-Гофф, 1886 р.): осмотичний тиск розчину чисельно дорівнює тиску, який чинила би розчинена речовина, якби вона при даній температурі перебувала в газоподібному стані і займала об'єм, що дорівнює об'єму розчину. Це і є:  $p_{\text{осм.}} = \frac{n}{V} RT$ , де  $n$  – число моль розчиненої речовини;  $V$  – об'єм розчину;  $R$  – універсальна газова стала;  $T$  – температура.

Серед речовин розрізняють електроліти та неелектроліти. **Електролітами** називають речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм. Розчини і розплави **неелектролітів** електричний струм не проводять. Носіями електричного струму в розчинах (розплавах) електролітів є **іони**. Тому електролітами є речовини, молекули яких в розчині або розплаві дисоціюють (розпадаються) на іони.

**Положення теорії електролітичної дисоціації (Арреніус):**

1. Електроліти при розчиненні або в розплаві дисоціюють на іони.
2. При проходженні електричного струму через розчин або розплав електроліту спостерігається напрямлений рух іонів: позитивно заряджені іони (катіони) рухаються до катоду; негативно заряджені іони (аніони) рухаються до аноду.
3. Процес дисоціації є оборотнім.

Здатність електроліту дисоціювати на іони кількісно оцінюється за допомогою **ступеня дисоціації  $\alpha$** .  $\alpha$  показує, яка частка від загального числа молекул розчиненої речовини розпалася на іони (продисоціювала):  $\alpha = \frac{C_{\text{дис.}}}{C_{\text{заг.}}}$ , де

$C$  – молярна концентрація розчину (моль/л).  $\alpha$  часто виражають і в процентах:  $\frac{C_{\text{дис.}}}{C_{\text{заг.}}} \cdot 100\%$ . За величиною ступеня дисоціації розчинів усі електроліти

поділяють на сильні і слабкі. До **сильних електролітів** належать речовини, які у розчині практично повністю дисоціюють на іони. **Слабкі електроліти** у розчинах дисоціюють частково.

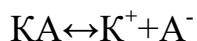
Оскільки електролітична дисоціація слабких електролітів є оборотнім процесом, то вона підлягає закону діючих мас. Тому для процесу дисоціації слабких електролітів можна записати **константу рівноваги**. Наприклад, якщо дисоціація речовини  $KA$  відбувається згідно рівняння  $KA \rightleftharpoons K^+ + A^-$ , то

константа рівноваги  $K = \frac{[K^+][A^-]}{[KA]}$ , де  $[K^+]$ ,  $[A^-]$  – концентрації відповідних іонів у розчині,  $[KA]$  – концентрація в розчині молекул, що не продисоціювали.

Константа рівноваги слабкого електроліту  $K$  називається константою дисоціації  $K_{\text{дис.}}$ . Чим менше значення  $K_{\text{дис.}}$ , тим слабкішим є електроліт.

Між константою і ступенем електролітичної дисоціації існує зв'язок, відомий під назвою **закону розведення Оствальда**. Запишемо рівняння дисоціації слабкого електроліту:  $KA \rightleftharpoons K^+ + A^-$ . Нехай його концентрація –  $C$  (моль/л), ступінь дисоціації  $\alpha$ ; тоді число продисоційованих молекул рівне  $C\alpha$ , а число кожного з іонів  $[K^+] = [A^-] = \alpha$ . Число недисоційованих молекул рівне  $C - C\alpha = C(1 - \alpha)$  і  $K_{\text{дис.}} = \frac{[K^+][A^-]}{[KA]} = \frac{C\alpha \cdot C\alpha}{C(1 - \alpha)} = \frac{C\alpha^2}{1 - \alpha}$ .

У насиченому при певній температурі розчині добуток концентрацій іонів малорозчинного електроліту є сталою величиною, яка називається добутком розчинності (ДР).



$[KA]$  – концентрація речовини в осаді, яка не залежить від твердої фази.



Вода є слабким електролітом і в дуже незначній мірі дисоціює на іони.

Рівняння дисоціації води:  $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$  і  $K_{\text{дис.}} = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$ , тоді

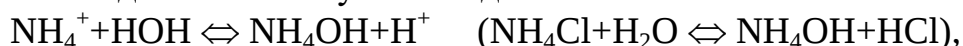
$K_{\text{дис.}} \cdot [H_2O] = [H^+] \cdot [OH^-]$ . Практично  $[H_2O] = \text{const}$ , звідси  $[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$  називається **іонним добутком води**.

**Гідроліз солей** – взаємодія солі з водою, яка приводить до утворення слабкого або малорозчинного електроліту. **Гідроліз** можна визначити як реакцію обмінного розкладу солі водою. Гідроліз солі є окремим випадком взаємодії солі з розчинником, що супроводжується утворенням слабкого електроліту (сольволіз). Гідролізу зазнають солі, що утворені за участю слабких кислот і основ. Солі, які є похідними сильних кислот та сильних основ, не гідролізують.

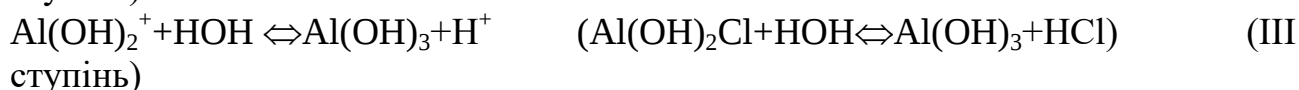
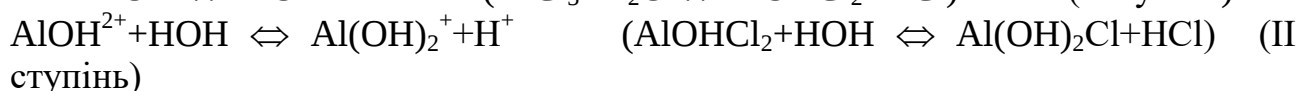
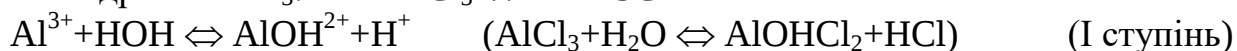
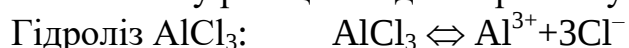
**Типові випадку гідролізу солей:**

**1. Водний розчин солі, утвореної слабкою основою і сильною кислотою** внаслідок гідролізу має кисле середовище ( $\text{pH} < 7$ ):

Так, сіль  $NH_4Cl$  у воді дисоціює:  $NH_4Cl \rightleftharpoons NH_4^+ + Cl^-$ ; утворені іони  $NH_4^+$  взаємодіють з молекулами води:



утворюючи слабкий електроліт  $NH_4OH$ , тим самим вивільняють катіони  $H^+$ , що зумовлює кислу реакцію водного розчину  $NH_4Cl$ .



Процес гідролізу оборотний і додавання кислоти змістить рівновагу у бік негідролізованих молекул солі, тобто гідроліз послабиться.

2. Водний розчин солі, **утвореної слабкою кислотою і сильною основою** внаслідок гідролізу має лужне середовище ( $pH > 7$ ).

Так, сіль KCN у воді дисоціює:  $KCN \rightleftharpoons K^+ + CN^-$ , утворені іони  $CN^-$  взаємодіють з молекулами води:  $CN^- + H_2O \rightleftharpoons HCN + OH^-$  ( $KCN + H_2O \rightleftharpoons HCN + KOH$ ), утворюючи слабкий електроліт HCN, тим самим вивільнюють аніони  $OH^-$ , що зумовлює лужну реакцію водного розчину KCN.

Гідроліз  $K_2CO_3$ :  $K_2CO_3 \rightleftharpoons 2K^+ + CO_3^{2-}$

$CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$  ( $K_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons KHCO_3 + KOH$ ) (I ступінь)

$HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 + OH^-$  ( $KHCO_3 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 + KOH$ ) (II ступінь)

3. Сіль, утворена **слабкою основою і слабкою кислотою** гідролізується досить повно, оскільки внаслідок гідролізу утворюються дві малодисоційовані або малорозчинні речовини. Багато солей такого типу гідролізують незворотно. Розчини таких солей внаслідок гідролізу можуть мати  $pH = 7$ ;  $pH > 7$ ;  $pH < 7$  в залежності від константи дисоціації більш сильного електроліту (кислоти або основи)

Так, для розчину  $CH_3COONH_4$  маємо:  $CH_3COONH_4 \rightleftharpoons CH_3COO^- + NH_4^+$   
 $CH_3COO^- + NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + NH_4OH$

$pH$  водного розчину цієї солі  $\approx 7$ , оскільки  $K_{дис.}(CH_3COOH) = 1,74 \cdot 10^{-5}$ , а  $K_{дис.}(NH_4OH) = 1,76 \cdot 10^{-5}$ , тобто практично рівні.

Прикладом повного гідролізу є гідроліз  $Al_2S_3$ :

$Al_2S_3 + H_2O \rightleftharpoons Al(OH)_3 \downarrow + 3H_2S \uparrow$   
( $2AlCl_3 + 3Na_2CO_3 + 3H_2O \rightleftharpoons 2Al(OH)_3 \downarrow + 6NaCl + 3CO_2 \uparrow$ ).

**Ступінь гідролізу солі** є відношенням концентрації гідролізованої солі до її загальної концентрації.

### **Розрахункові задачі:**

1. Визначити масову частку речовини в розчині, який одержують змішуванням 300 г 25%-ного і 400 г 40%-ного (по масі) розчинів цієї речовини.
2. Визначити масову частку  $CuSO_4$  у розчині, одержаному при розчиненні 50 г мідного купоросу  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$  в 450 г води.
3. Скільки мл 50%-ного розчину нітратної кислоти ( $\rho = 1,315$  г/мл) необхідно взяти для приготування 5 л 2%-ного розчину, густина якого 1,01 г/мл.
4. Скільки кг 15%-ного розчину треба додати до 100 кг 80%-ного розчину, щоб одержати 30%-ний розчин.
5. Знайти масу  $NaNO_3$ , необхідну для приготування 300 мл 0,2 М розчину.
6. Знайти молярність 36,2%-ного (по масі) розчину  $HCl$ , густина якого 1,18 г/мл.
7. Скільки мілілітрів 96%-ного (по масі) розчину  $H_2SO_4$  ( $\rho = 1,84$  г/мл) потрібно взяти для приготування 1 л 0,25 н розчину?

8. Який об'єм води треба додати до 500 мл 40%-ної нітратної кислоти густиною  $1,25 \text{ г/см}^3$  для одержання 10%-ної кислоти? Яка молярність одержаного розчину?
9. Змішали 2 л 60%-ної сульфатної кислоти (густина  $1,5 \text{ г/см}^3$ ) з 3 л її 14%-ного розчину (густина  $1,1 \text{ г/см}^3$ ). Знайти концентрацію кислоти (в %) в одержаному розчині.
10. Визначити молярність і нормальність 70%-ного розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  густиною  $1,6 \text{ г/см}^3$ .
11. Визначити молярність і нормальність 40%-ного розчину  $\text{NaOH}$  густиною  $1,4 \text{ г/см}^3$ .
12. Визначити молярність і нормальність 20%-ного розчину  $\text{H}_3\text{PO}_4$  густиною  $1,1 \text{ г/см}^3$ .
13. Визначити концентрацію (в %) 4,9 н. розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  густиною  $1,15 \text{ г/см}^3$ .
14. Визначити концентрацію (в %) 0,9 М розчину  $\text{HNO}_3$  густиною  $1,03 \text{ г/см}^3$ .
15. Визначити концентрацію (в %) 4 н. розчину  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  густиною  $1,21 \text{ г/см}^3$ .
16. Розчин, що містить 0,512 г неелектроліту у 100 г бензену, кристалізується при  $5,296^\circ\text{C}$ . Температура кристалізації бензену  $5,5^\circ\text{C}$ . Кріоскопічна стала  $5,1$  град. Вирахуйте молекулярну масу розчиненої речовини.
17. Вирахуйте процентну концентрацію водного розчину цукру  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ , якщо температура кристалізації розчину  $-0,93^\circ\text{C}$ . Кріоскопічна стала води  $1,86$  град.
18. Визначте температуру кристалізації розчину сечовини  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ , що містить 5 г сечовини у 150 г води. Кріоскопічна стала води  $1,86$  град.
19. Розчин, що містить 3,04 г камфори  $\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O}$  у 100 г бензену кипить при  $80,714^\circ\text{C}$ . Визначте ебуліоскопічну сталу бензену.
20. Визначте процентну концентрацію водного розчину гліцерину  $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$ , знаючи, що розчин кипить при  $100,39^\circ\text{C}$ . Ебуліоскопічна стала води  $0,52$  град.
21. Визначте молекулярну масу неелектроліту, знаючи, що розчин містить 2,25 г цієї речовини у 250 г води, кристалізується при  $-0,279^\circ\text{C}$ . Кріоскопічна стала води  $1,86$  град.
22. Визначте температуру кипіння 5%-ного розчину нафталіну  $\text{C}_{10}\text{H}_8$  у бензені. Температура кипіння бензену  $80,2^\circ\text{C}$ . Ебуліоскопічна стала його  $2,57$  град.
23. Розчин, що містить 25,65 г деякого неелектроліту у 300 г води, кристалізується при  $-0,465^\circ\text{C}$ . Визначте молекулярну масу розчиненої речовини. Кріоскопічна стала води  $1,86$  град.
24. Визначте кріоскопічну сталу оцтової кислоти, знаючи, що розчин, що містить 3,56 г антрацену  $\text{C}_{14}\text{H}_{10}$  в 100 г оцтової кислоти, кристалізується при  $15,718^\circ\text{C}$ . Температура кристалізації оцтової кислоти  $16,65^\circ\text{C}$ .
25. Осмотичний тиск розчину, що містить в 1 л 3,2 г неелектроліту, рівний  $2,42 \cdot 10^5 \text{ Па}$  при  $20^\circ\text{C}$ . Визначте молекулярну масу неелектроліту.

26. Молекулярна маса неелектроліту рівна 123,11. Яка маса неелектроліту повинна міститися в 1 л розчину, щоб розчин при 20°C мав осмотичний тиск  $4,56 \cdot 10^5$  Па?
27. У 0,5 л розчину міститься 2 г неелектроліту і розчин при 0°C має осмотичний тиск, який рівний  $0,51 \cdot 10^5$  Па. Яка молекулярна маса неелектроліту?
28. Скласти іонно-молекулярні рівняння гідролізу і визначити реакцію середовища наступних солей(відповіді дати значеннями  $\text{pH}=7$ ,  $\text{pH}>7$ ,  $\text{pH}<7$ )
1.  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ .
  2.  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NaCl}$ .
  3.  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{NaNO}_3$ .
  4.  $\text{MgSO}_4$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .
  5.  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{KClO}$ ,  $\text{BaCl}_2$ .
  6.  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{LiCl}$ .
  7.  $\text{Cr}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{KNO}_2$ ,  $\text{NaNO}_3$ .
  8.  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .
  9.  $\text{CrCl}_3$ ,  $\text{KCN}$ ,  $\text{LiNO}_3$ .
  10.  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{K}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{RbCl}$ .
  11.  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ ,  $\text{Li}_2\text{SO}_4$ .
  12.  $\text{MgBr}_2$ ,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ,  $\text{KNO}_3$ .
  13.  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ ,  $\text{NaCl}$ .
  14.  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{LiNO}_3$ .
  15.  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .
  16.  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ .
  17.  $\text{FeCl}_3$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ ,  $\text{NaNO}_3$ .
  18.  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{LiNO}_3$ .
  19.  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{Ca}(\text{OCl})_2$ ,  $\text{KCl}$ .
  20.  $\text{ZnSO}_4$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Li}_2\text{SO}_4$ .