

МІНІСТЕРСТВО ОХОРОНИ ЗДОРОВ'Я УКРАЇНИ
ХАРКІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ МЕДИЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

КОЛІГАТИВНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ

Методичні вказівки для самостійної роботи студентів I курсу з дисципліни
«Медична хімія»

«Затверджено»
Вченою радою Харківського
національного медичного
університету
Протокол №11
від 27 листопада 2014 р.

Харків 2014

Колігативні властивості розчинів: Метод. вказ. для студентів 1-го курсу / уклад. Г.О. Сирова, Л.Г. Шаповал, Є.Р. Грабовецька, В.М. Петюніна, В.О. Макаров, С.В. Андрєєва, С.А. Наконечна, Р.О. Бачинський, Т.С. Тішакова, С.М. Козуб, О.Л. Левашова, Л.В. Лук'янова, О.В. Савельєва, Н.В. Копотєва, Н.М. Чаленко. – Харків: ХНМУ, 2014. – 14 с.

Укладачі:

Г.О. Сирова

Л.Г. Шаповал

Є.Р. Грабовецька

В.М. Петюніна

В.О. Макаров

С.В. Андрєєва

С.А. Наконечна

Р.О. Бачинський

Т.С. Тішакова

С.М. Козуб

О.Л. Левашова

Л.В. Лук'янова

О.В. Савельєва

Н.В. Копотєва

Н.М. Чаленко

ТЕМА ЗАНЯТТЯ «КОЛІГАТИВНІ ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ»

1. Кількість годин 2

2. Матеріальне та методичне забезпечення теми.

Таблиці:

1. Графологічна структура теми.
2. Закон Вант-Гоффа.
3. Закон Рауля.
4. Ізотонічний коефіцієнт.
5. Колігативні властивості в медико-біологічних дослідженнях.
6. Гемоліз, плазмоліз клітини.
7. Схема осмометра.

Навчально-методична література:

1. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, Г.О. Сирова, В.І. Галинська та ін.; за ред. проф. В.О. Калібабчук. – К.: ВСВ «Медицина», 2013. – 336 с. (Затверджено Міністерством освіти і науки України (лист МОН України №1/11-1152 від 05.02.13) та Міністерством охорони здоров'я України як базовий підручник для студентів вищих навчальних закладів IV рівня акредитації (напрями «Лікувальна справа» та «Стоматологія»).

2. Завгородній І.В., Сирова Г.О., Ткачук Н.М. та ін. Медична хімія. Навчальний посібник рекомендований МОЗ та МОН України як навчальний посібник для самостійної роботи студентів вищих медичних навчальних закладів IV рівня акредитації, Харків, ХНМУ, 2010. – 268 с.

3. Завгородній І.В., Ткачук Н.М., Петюніна В.М. та ін. Навчальний посібник для самостійної роботи студентів медичного факультету по курсу «Медична хімія» Модуль 1: «Кислотно-основна рівновага та комплексоутворення в біологічних рідинах», Харків, ХНМУ, 2008. – 120 с.

4. Робочий зошит для самостійної роботи студентів з курсу «Медична хімія» Харків, ХНМУ, 2013. – 72 с.

4. Методичні вказівки для самостійної роботи студентів з курсу «Медична хімія» за темою «Колігативні властивості розчинів».

5. Конспект лекції

Лабораторний посуд та реактиви для проведення лабораторної роботи «Ріст штучної клітини Траубе» (штатив із пробірками, піпетки на 5 мл, кристалічна сіль гексацианоферату(II) калію, 5% розчин сульфату міді(II)).

3. **Обґрунтування теми.** Колігативні властивості розчинів мають важливе значення при вивченні життєдіяльності організму, наприклад, осмотичний тиск є важливим чинником, що визначає розподіл води і живильних речовин між різними органами і тканинами. У медичній практиці широко використовують ізотонічні і гіпертонічні розчини. Визначення колігативних властивостей біологічних рідин використовують в медико-біологічних дослідженнях (осмометрія, кріометрія, ебуліометрія).

4. Мета заняття:

- загальна: трактувати загальні фізико-хімічні закономірності, що лежать в основі процесів життєдіяльності.

- конкретна: уміти аналізувати взаємозв'язок між колігативними властивостями і концентрацією розчинів; мати уявлення про методи кріометрії, ебуліометрії і осмометрії, і їх використання в медико-біологічних дослідженнях.

а) **знати:** роль води та водних розчинів у життєдіяльності організму, колігативні властивості розчинів, закон Рауля та його слідство, закономірності осмосу та дифузії, осмотичний тиск, закон Вант-Гоффа, особливості колігативних властивостей у розчинах електролітів, теоретичні основи осмометрії, кріометрії, ебуліометрії, особливості осмосу у живому організмі, процеси гемолізу та плазмолізу.

б) **вміти:** використовувати розчини, що мають різну концентрацію, розрахувати осмотичний тиск у розчинах різної концентрації, депресію розчинів, молярні маси фізіологічно активних речовин виходячи з величин осмотичного тиску та депресії; класифікувати розчини на підставі величин

осмотичного тиску; прогнозувати, що станеться з клітиною яку помістять у гіпотонічний, ізотонічний, гіпертонічний розчин.

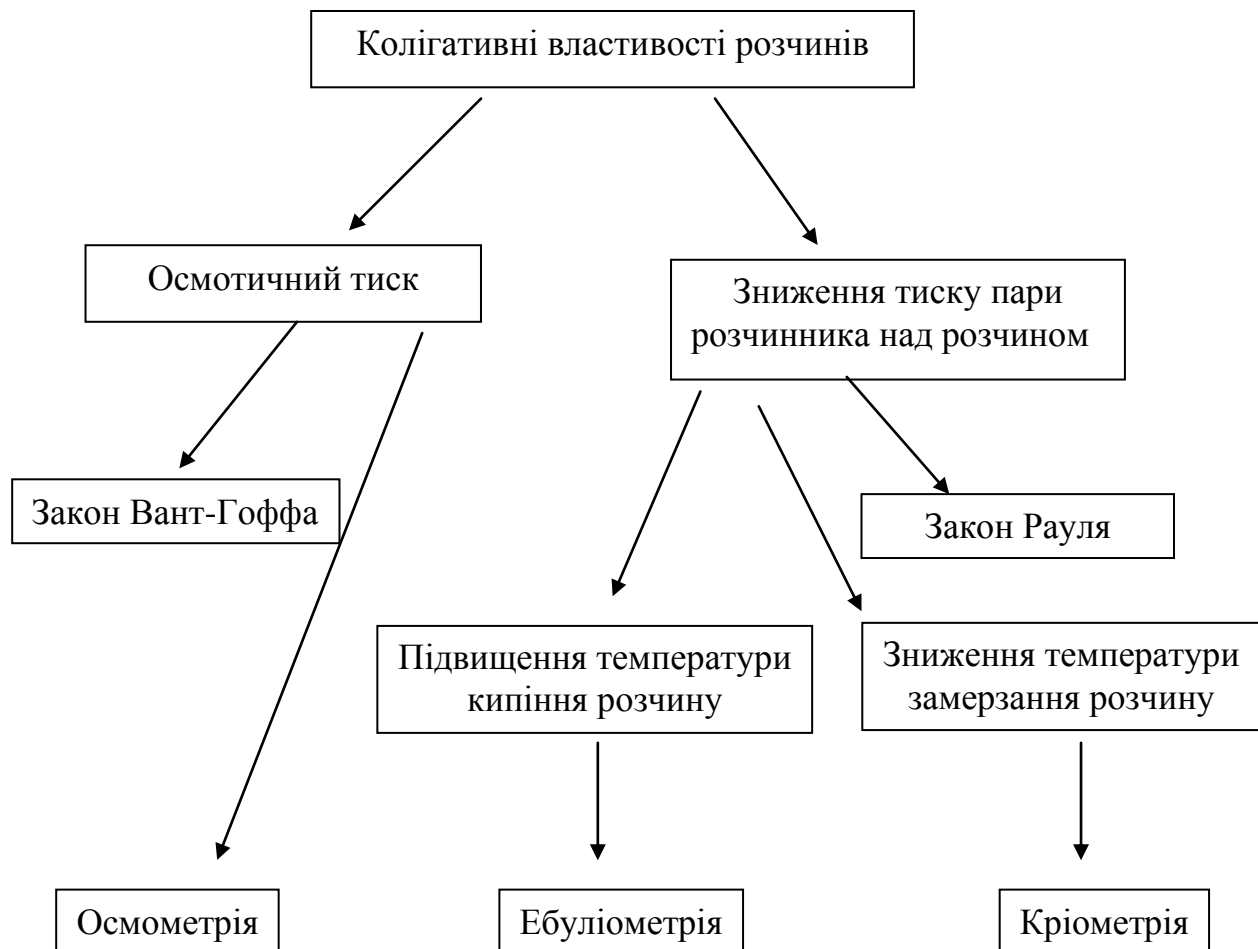
в) практичні навички.

- розраховувати осмотичний тиск, депресію розчинів, молярні маси фізіологічно активних речовин виходячи з величин осмотичного тиску та депресії;

- класифікувати розчини на підставі величин осмотичного тиску та концентрацій;

- прогнозувати, що станеться з клітиною, яку помістять у гіпотонічний, ізотонічний, гіпертонічний розчин.

5. Графологічна структура теми.



6. Орієнтована карта роботи студентів.

№ п.п	Етапи	Час у хв.	Навчальні й наочні приладдя	Місце проведення
1.	Відповіді на питання студентів	10	Навчальний посібник	Навчальна кімната
2.	Самостійна робота студентів з методичною літературою, рішення навчальних завдань, заповнення робочого зошиту	39	Методичні вказівки для студентів, тексти лекцій, навчальний посібник для самостійної роботи студентів, довідкові дані, таблиці	
3.	Виконання лабораторної роботи, оформлення протоколу	20	Реактиви, посуд	
4.	Контроль знань	15		
5.	Аналіз і підведення підсумків заняття	5		
6.	Домашнє завдання	1		

7. Завдання для самостійної роботи:

- перелік питань, що підлягають вивченню:

На практичному занятті слід розглянути наступні теоретичні питання:

1. Колігативні властивості розчинів неелектролітів:

1) Осмос і осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа.

2) Відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином. Закон Рауля.

3) Зниження температури замерзання (депресія) і підвищення

температури кипіння розчинів.

2. Колігативні властивості розчинів електролітів. Ізотонічний коефіцієнт.

3. Роль осмосу в біологічних системах. Властивості напівпроникних мембран. Онкотичний тиск. Гемоліз та плазмоліз.

4. Кріометрія, ебуліометрія і осмометрія; їх використання в медико-біологічних дослідженнях.

1. Колігативні властивості розведених розчинів.

Властивості розчинів, які не залежать від природи компонентів, а залежать тільки від кількості кінетичних одиниць системи називають колігативними. До них відноситься осмотичний тиск, зниження тиску пари розчинника над розчином, підвищення температури кипіння й зниження температури замерзання розчинів.

Якщо розчини різної концентрації розділити напівпроникною мембраною, процес дифузії може прийняти однобічний характер. В організмі є незліченна безліч мембран. Це оболонки клітин і їхніх органоїдів (ядро, тельця Гольджі та ін.), стінки кровоносних судин, оболонки органів та ін. Мембрани розрізняються за своїм складом, структурою, розмірами пор і, як наслідок, за проникністю. Одні з них проникні тільки для молекул води, інші можуть пропускати іони й малі молекули. Різноманітна проникність для іонів може залежати від взаємодій між зарядженими групами мембрани до цих іонів.

Якщо мембрану, проникну тільки для розчинника, занурити між чистим розчинником і розчином або між розчинами різної концентрації виникає процес, що називається осмосом.

1) Осмос і осмотичний тиск. Закон Вант-Гоффа.

Осмос – це однобічна дифузія розчинника через напівпроникну мембрану із чистого розчинника в розчин або з розчину з меншою концентрацією в розчин з більшою концентрацією.

У міру збільшення надлишкового тиску в розчині швидкість осмосу зменшується й при певному тиску настає рівновага, при якій в обох напрямках через мембрану проходить однакова кількість молекул розчинника.

Надлишковий гідростатичний тиск у розчині в порівнянні із чистим розчинником при встановленні осмотичної рівноваги називається *осмотичним тиском*.

При вивченні осмотичного тиску було встановлено, що він підкоряється тим же законам, що й тиск ідеального газу. Осмотичний тиск прямо пропорційний молярній концентрації і температурі:

$$P = CRT \quad \text{закон Вант-Гоффа.}$$

У наведеній формулі немає жодної величини, що залежала б від природи розчиненої речовини. Отже, величина осмотичного тиску буде однакою для будь-якої речовини (неелектроліту) за однакової температури й молярної концентрації.

Осмотичний тиск біологічних рідин підтримується на досить сталому рівні, що регулюється роботою нирок, виділенням поту, вмістом водяних пар у видихуваному повітрі. Так, осмотичний тиск крові людини становить 700–800 кПа. Цьому осмотичному тиску відповідає осмотична концентрація в плазмі крові при 37 °С: від 0,287 моль/л до 0,303 моль/л.

Розчини з однаковим осмотичним тиском називаються ізотонічними. Ізотонічними стосовно крові є 0,9 % розчин NaCl та 5 % розчин глюкози.

Розчини з більшим осмотичним тиском — гіпертонічні, з меншим — гіпотонічні.

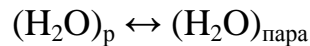
Онкотичний тиск – це частина осмотичного тиску крові, обумовлена високомолекулярними сполуками й становить 3,5– 3,9 кПа.

2) Відносне зниження тиску насиченої пари розчинника над розчином. Закон Рауля.

Окрім осмотичного тиску, до колігативних властивостей відноситься зниження тиску насиченої пари над розчином, зниження температури замерзання й підвищення температури кипіння розчинів.

За певної температури тиск насиченої пари над кожною рідиною – величина стала. Тиск пари, при якому за даною температурою настає

динамічна рівновага, що характеризується рівністю швидкостей випару й конденсації рідини, зветься тиском насиченої пари. Дослід показує, що тиск насиченої пари розчинника над розчином завжди нижче, ніж над чистим розчинником за тією ж температурою. Це можна пояснити виходячи із принципу Ле-Шательє. Між рідиною й парою встановлюється рівновага:



Якщо розчинити у воді будь-яку речовину, то внаслідок гідратації, кількість рідкої води стає менше й піде процес конденсації пари (процес збільшення кількості рідини). Нова рівновага встановлюється при більш низькому тиску насиченої пари. Зниження тиску насиченої пари буде тим більшим, ніж більша концентрація розчинів.

Французький хімік Рауль (1886) встановив, що відносне зниження тиску пари розчинника над розчином дорівнює молярній частці розчиненої речовини (закон Рауля):

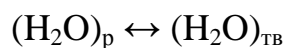
$$\frac{P_0 - P}{P_0} = N_2$$

Із закону Рауля бачимо, що розчини будуть кипіти при більш високій температурі, а замерзати при більш низькій.

3) Зниження температури замерзання (депресія) і підвищення температури кипіння розчинів.

Усяка рідина починає кипіти за тією температурою, за якою тиск її насиченої пари дорівнює зовнішньому тиску. Тому що тиск пари над розчином нижче, ніж над чистим розчинником, він стане дорівнювати атмосферному тиску за більш високою температурою.

Підвищення температури кипіння й зниження температури замерзання відповідає принципу Ле-Шательє:



Якщо розчинити у воді будь-яку речовину, концентрація молекул води знизиться й піде процес плавлення льоду. Нова рівновага встановиться за більш низькою температурою. Підвищення температури кипіння й зниження температури замерзання пов'язане з концентрацією розчину.

Рауль встановив: для розведених розчинів неелектролітів підвищення температури кипіння й зниження температури замерзання пропорційно молярній концентрації.

$$\Delta T_{\text{зам}} = K_{\text{к}} \epsilon(x)$$

$$\Delta T_{\text{кип}} = K_{\text{е}} \epsilon(x)$$

$K_{\text{е}}$ й $K_{\text{к}}$ відповідно ебуліоскопічна й кріоскопічна константи, що залежать тільки від природи розчинника й не залежать від природи розчиненої речовини. Вони показують, на скільки підвищується температура кипіння або знижується температура замерзання розчину, якщо він містить 1 моль речовини в 1 кг розчинника. Для води $K_{\text{е}} = 0,52 \text{ K кг/моль}$; $K_{\text{к}} = 1,86 \text{ K кг/моль}$.

2. Колігативні властивості розчинів електролітів. Ізотонічний коефіцієнт

Для розчинів електролітів зниження тиску насиченої пари, зниження температури замерзання, підвищення температури кипіння, осмотичний тиск повинні бути більші, ніж неелектроліту (закон Вант-Гоффа).

Це відношення називається ізотонічним коефіцієнтом:

$$i = N / N_0$$

де N – число частинок у розчині електроліту, N_0 – кількість розчинених молекул.

Ізотонічний коефіцієнт залежить від величини ступеня дисоціації електроліту й обчислюється за формулою:

$$i = 1 + \alpha(v - 1)$$

де v — кількість іонів у сполуці, α – ступінь дисоціації.

Тому для електролітів:

$$P = iCRT$$

$$\Delta T_{\text{зам}} = iK_{\text{к}}b(x)$$

$$\Delta T_{\text{кип}} = iK_{\text{е}}b(x)$$

3. Роль осмосу в біологічних системах. Властивості напівпроникних мембран. Онкотичний тиск. Гемоліз та плазмоліз

Осмос відіграє велику роль у фізіологічних процесах організму. Засвоєння їжі, обмін речовин тісно пов'язані із різною проникною здатністю клітинної мембрани для води та розчинених речовин. Мембрана має напівпроникні властивості. Осмотичний тиск відіграє роль механізму, що подає клітинам поживні речовини та воду. Осмотичний тиск крові у нормі становить 700–800 кПа. Цьому осмотичному тиску відповідає осмотична концентрація в плазмі крові, що при 37° С перебуває в межах 0,287– 0,303 моль/л. Онкотичний тиск – це частина осмотичного тиску крові, обумовлена високомолекулярними сполуками, зокрема білками й становить 3,5 – 3,9 кПа.

Розчини з однаковим осмотичним тиском називають ізотонічними. Ізотонічними стосовно крові є, наприклад, 0,9 % розчин NaCl, 5 % розчин глюкози й ін. Розчини з більшим осмотичним тиском є гіпертонічними, а відповідно з меншим осмотичним тиском – гіпотонічними. Тому за законом осмосу клітина, що занурена в гіпертонічний розчин, піддається плазмолізу (зморщування), а в гіпотонічному розчині буде спостерігатися гемоліз (розбухання й розрив). При потребі у постачанні в організм великої кількості рідини або для розведення ліків для внутрішньовенного вливання треба застосовувати ізотонічні стерильні розчини, щоб уникнути плазмолізу еритроцитів. Для промивання ран у медичній практиці використовують гіпертонічні розчини, наприклад 10% розчин NaCl.

4. Кріометрія, ебуліометрія і осмометрія; їх використання в медико-біологічних дослідженнях

Вимір осмотичного тиску (*осмометрія*), підвищення температури кипіння (*ебуліометрія*), зниження температури замерзання (*кріометрія*)

використовуються для визначення деяких фізико-хімічних величин. Зокрема, вимірявши $\Delta T_{\text{зам}}$, можна визначити молекулярну масу неелектроліту, а також можна визначити ступінь дисоціації електроліту. У біологічних дослідженнях $\Delta T_{\text{зам}}$ називається депресією.

Вимір депресії біологічних рідин (крові, лімфи, сечі) дозволяє розраховувати їхню осмотичну концентрацію, тобто сумарну концентрацію всіх частинок. У нормі депресія крові складає 0,56 К.

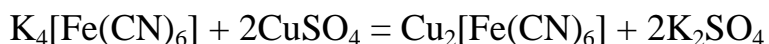
- перелік робіт, що підлягають вивченню:

Дослід. Ріст «штучної клітини» Траубе.

Ціль роботи. Вивчити роль осмотичних явищ у біологічних системах.

Прилади й реактиви. Штатив із пробірками, піпетки на 5 мл, кристалічна сіль гексацианоферату (II) калію, розчин сульфату міді (II) з $\omega(\text{CuSO}_4)=5\%$,

Перегородки, проникні для води, але непроникні для розчиненої речовини, можуть бути рослинного й тваринного походження. Можна приготувати таку перегородку й штучно, використовуючи для цієї мети розчин сульфату міді (II) і кристалічну сіль гексацианоферату (II) калію $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Одержуване за реакцією



комплексна сполука $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – гексацианоферат(II) міді(II) має напівпроникні властивості.

Виконання. Наливають у пробірку 5 мл розчину сульфату міді (II), занурюють у нього невеликий кристалик солі $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (не збовтувати!). Через годину замалювати утворення, що нагадують водорості.

- перелік практичних навичок, якими необхідно оволодіти.

Після розгляду теми треба вміти розраховувати осмотичний тиск, депресію розчинів, молярні маси фізіологічно активних речовин виходячи з величин осмотичного тиску та депресії; класифікувати розчини на підставі величин осмотичного тиску та концентрацій; прогнозувати, що станеться з клітиною яку помістять у гіпотонічний, ізотонічний, гіпертонічний розчин.

8. Ситуаційні задачі для визначення кінцевого рівня знань.

1. Які властивості розчинів відносяться до колігативних?

- А. концентрація
- Б. зниження температури пари
- В. температура плавлення
- Г. температура кипіння

2. Які розчини ізотонічні крові?

- А. 9 % розчин NaOH
- Б. 10 % розчин NaCl
- В. 5 % розчин C₆H₁₂O₆
- Г. 0,5 % розчин білка.

3. Яку формулу можна використати для розрахунку осмотичного тиску 0,9 % розчину NaCl?

- А. $P = \nu RT$
- Б. $P = CRT$
- В. $P = RT$
- Г. $P = iCRT$

Еталони відповідей: 1 - Б; 2 - В; 3 - Г.

9. Рекомендації до оформлення результатів роботи.

Алгоритми вирішення навчальних питань аудиторної та самостійної роботи і результати занести у робочий зошит. Оформити протокол лабораторного дослідження, зробити висновки, щодо властивостей штучної напівпроникної перегородки та осмотичних процесів.

10. Література

а) основна:

1. Медична хімія : підручник / В.О. Калібабчук, І.С. Чекман, Г.О. Сирова, В.І. Галинська та ін.; за ред. проф. В.О. Калібабчук. – К.: ВСВ «Медицина», 2013. – 336 с. (Затверджено Міністерством освіти і науки України (лист МОН України №1/11-1152 від 05.02.13) та Міністерством охорони здоров'я України

як базовий підручник для студентів вищих навчальних закладів IV рівня акредитації (напрями «Лікувальна справа» та «Стоматологія»).

2. Завгородній І.В., Сирова Г.О., Ткачук Н.М. та ін. Медична хімія. Навчальний посібник рекомендований МОЗ та МОН України як навчальний посібник для самостійної роботи студентів вищих медичних навчальних закладів IV рівня акредитації, Харків, ХНМУ, 2010. – 268 с.

3. Завгородній І.В., Ткачук Н.М., Петюніна В.М. та ін. Навчальний посібник для самостійної роботи студентів медичного факультету по курсу «Медична хімія» Модуль 1: «Кисотно-основна рівновага та комплексоутворення в біологічних рідинах», Харків, ХНМУ, 2008. – 120 с.

б) допоміжна:

1. Садовнича Л.П., Хухрянский В.Г., Цыганенко А.Я. Биофизическая химия. – Киев: «Вища школа», 1986. – 272с.

2. Левітін Є.Я., Бризицька А.М., Ключова Р.Г. Загальна та неорганічна хімія. – Вінниця: Нова книга, 2003. – 464с.

3. Зеленин К.Н. Химия. – Санкт-Петербург: “Специальная Литература”, 1997. – 688с.

4. Чанг Р. Физическая химия с приложениями к биологическим системам. – Москва, «Мир», 1980.