

МІНІСТЕРСТВО ОХОРОНИ ЗДОРОВ'Я УКРАЇНИ
ХАРКІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ МЕДИЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ

СПОСОБИ ВИРАЖЕННЯ КІЛЬКІСНОГО СКЛАДУ 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

Способи вираження кількісного складу розчинів: Метод. вказ. для студентів 1-го курсу / уклад. Г.О. Сирова, В.О. Макаров, Р.О. Бачинський, В.М. Петюніна, С.В. Андрєєва, Є.Р. Грабовецька, Л.Г. Шаповал, Т.С. Тішакова, О.Л. Левашова, С.А. Наконечна, С.М. Козуб, О.В. Савельєва, Л.В. Лук'янова, Н.В. Копотєва, Н.М. Чаленко. – Харків: ХНМУ, 2014. – 20 с.

Укладачі:

Г.О. Сирова

В.О. Макаров

Р.О. Бачинський

В.М. Петюніна

С.В. Андрєєва

Є.Р. Грабовецька

Л.Г. Шаповал

Т.С. Тішакова

О.Л. Левашова

С.А. Наконечна

С.М. Козуб

О.В. Савельєва

Л.В. Лук'янова

Н.В. Копотєва

Н.М. Чаленко

ТЕМА ЗАНЯТТЯ: «СПОСОБИ ВИРАЖЕННЯ КІЛЬКІСНОГО СКЛАДУ РОЗЧИНІВ»

1. Кількість годин – 2.

2. Матеріальне та методичне забезпечення теми

Мультимедійне забезпечення (презентації, науковий фільм)

Таблиці:

1. Графологічна структура теми.

2. Способи вираження концентрації розчинів.

3. Формули для перерахування концентрації розчинів.

а) матеріальне забезпечення: хімічні реактиви, хімічний посуд;

б) методичне забезпечення: плакати, методичні вказівки, підручники, лекції.

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 2: «Рівновага в біологічних системах на межі розподілу фаз», Харків, ХНМУ, 2008. – 116 с.

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

5. Методичні вказівки для самостійної роботи студентів з курсу

«Медична хімія» за темою «Способи вираження кількісного складу розчинів».

6. Конспект лекції

Лабораторний посуд та реактиви для проведення лабораторної роботи.

3. Обґрутування теми: Багато біологічних процесів у живому організмі протікають у розчинах. Розчинником є вода, що складає значну частину маси тіла 60–80 % (45–50 л на 70 кг маси тіла). Особливо багаті водою найбільш інтенсивно функціонуючі органи (легені, нирки, мозок, серце, селезінка й ін.). Вода – обов'язковий компонент життя важливих біохімічних процесів: обмін вуглеводів, ліпідів, білків, біосинтез вищих жирних кислот, перенос живильних речовин і продуктів обміну, підтримка сталості концентрації H^+ середовища, осмотичного тиску, іонної сполуки солей і т.ін. Кількісною характеристикою розчинів є концентрація, тому вміння розраховувати її, переходити від одного способу вираження до іншого є необхідним при вивченні багатьох медико-біологічних дисциплін.

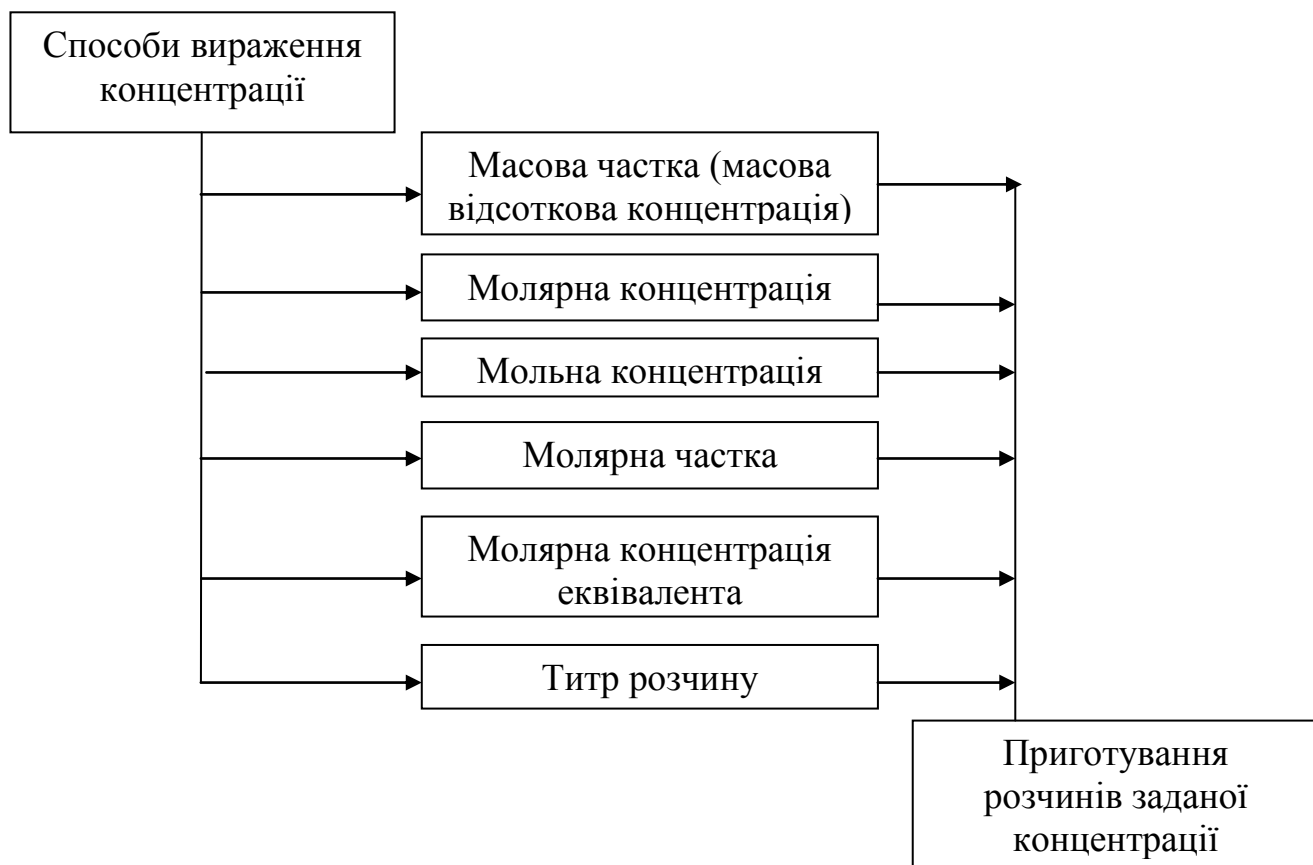
4. Мета заняття:

- загальна: уміти характеризувати кількісний склад розчинів и готувати розчини із заданою концентрацією.

- конкретна:

1. Знати основні способи вираження концентрацій.
2. Уміти розрахувати концентрації розчинів.
3. Уміти готувати розчини із заданою кількісною концентрацією.
4. Практичні навички – уміти наготовлювати розчини із заданою кількісною концентрацією.

5. Графологічна структура теми



6. Орієнтована карта проведення практичного заняття.

№ п.п	Етапи	Час у хв.	Навчальні й наочні засоби	Місце проведення
1.	Мотиваційна характеристика та план теми. Відповіді на питання студентів	20	Навчальний посібник (робочий зошит)	Навчальна кімната
2.	Самостійна робота студентів з методичною літературою, рішення навчальних завдань	25	Методичні вказівки для студентів, тексти лекцій, навчальний посібник для самостійної роботи студентів, довідкові дані, таблиці	
3.	Лабораторна робота	20		
4.	Контроль знань	20		
5.	Аналіз і підведення підсумків заняття	4		
6.	Домашнє завдання	1		

7. Завдання для самостійної роботи:

- перелік питань, що підлягають вивченню :

1. Класифікація розчинів.
2. Механізм розчинення. Енергетичний ефект розчинення.
3. Розчинність речовин.
4. Розчинність газів у рідині.
5. Розчинність твердих і рідких речовин у рідині.
6. Величини, що характеризують кількісний склад розчинів.

1. Класифікація розчинів

Розчини – однорідні (гомогенні) системи, що складаються із двох і більше компонентів й продуктів їх взаємодії. Ці системи можуть бути твердими, рідкими й газоподібними. Для медиків найбільше значення мають рідкі розчини, до яких відноситься плазма крові, сеча, лімфа та інші біологічні рідини, які являють собою складні суміші біологічно активних речовин (білків,

вуглеводів, солей і т.ін.). У розчинах речовини можуть перебувати в різних ступенях дисперсності. Величина частинок є дуже важливою ознакою, яка обумовлює багато фізико-хімічних властивостей розчинів. За величиною частинок розчини поділяють на: а) істинні розчини (розмір частинок менше 10^{-9} м), які можуть бути іонними або молекулярними залежно від того, дисоціює розчинена речовина на іони чи залишається у стані молекул; б) колоїдні розчини (розмір частинок від 10^{-7} – 10^{-9} м), які є гетерогенними, мають поверхню розподілу між фазами – розчиненою речовиною (дисперсною фазою) і розчинником (дисперсійним середовищем).

Розчини високомолекулярних сполук (ВМС), мають властивості як істинних, так і колоїдних розчинів (розмір частинок більше 10^{-9} м).

2. Механізм розчинення. Енергетичний ефект розчинення

В області будови розчинів існує дві теорії: фізична й хімічна. Відповідно до фізичної теорії розчинник (вода) розглядається як індиферентне середовище, в якому рівномірно розподіляються молекули розчиненої речовини. При цьому ніякої взаємодії між розчинником і розчиненою речовиною не відбувається, що характерно для ідеальних розчинів, які нескінченно розведені. Ця теорія відносила розчини до механічних сумішей.

У реальних розчинах між розчиненою речовиною й розчинником має місце взаємодія, про що свідчать теплові ефекти й зміни (звичайне зменшення) об'єму. Це мало відображення в хімічній теорії (сольватної теорії) розчинів, розробленої Д. І. Менделєєвим (1887 рік). Відповідно до цієї теорії в процесі розчинення істотну роль відіграють як хімічні процеси, пов'язані із взаємодією розчиненої речовини з розчинником, так і фізичні, пов'язані з дифузією й рівномірним розподілом однієї речовини в середовищі іншої. У результаті взаємодії розчинника з розчиненою речовиною утворюються нестійкі сполуки, які називають сольватами (якщо розчинником є вода, то сполуки називають гідратами), що знаходяться в стані рівноваги. Розпад речовини на гідратовані іони пов'язаний з явищем іонізації (народженням іонів). Розглянемо схему механізму розчинення твердих речовин на прикладі розчинення хлориду натрію у воді.

Хлорид натрію утворений іонним зв'язком. При його розчиненні диполі води орієнтуються навколо молекул солі в такий спосіб: негативні полюси диполів води повертаються убік позитивного центра молекули NaCl, а позитивні полюси – убік негативного центра молекули й притягують їх до себе. За рахунок цього хімічний зв'язок слабшає між іонами в молекулі, а потім розривається – утворюються позитивно й негативно заряджені іони. З останніми молекули води вступають в іон-дипольну взаємодію, утворюючи гідратовані іони (гідрати). Таким чином, розчинення – це сукупність двох процесів: сольватації (гідратації) і іонізації.

З погляду термодинаміки процес розчинення твердих речовин у воді може бути представлений рівнянням:

$$\Delta H_{\text{розч.}} = \Delta U_{\text{кр.р.}} + \Delta H_{\text{гідр.}},$$

де $\Delta H_{\text{розч.}}$ — молярна ентальпія розчинення; $\Delta U_{\text{кр.р.}}$ — енергія кристалічної решітки; $\Delta H_{\text{гідр.}}$ — ентальпія гідратації.

Залежно від співвідношення величин $\Delta U_{\text{кр.р.}}$ і $\Delta H_{\text{гідр.}}$ процес розчинення може бути ендотермічним або екзотермічним. Руйнування структури розчиненої речовини, який супроводжується розривом хімічних зв'язків, вимагає витрат енергії. Утворення сольватованих (гідратованих) іонів супроводжується виділенням енергії. Загальний енергетичний ефект залежить від співвідношення виділеної й поглинутої енергії. Якщо витрати енергії на руйнування розчиненої речовини ($\Delta U_{\text{кр.р.}}$) більші за енергію, що виділилася при гідратації ($\Delta H_{\text{гідр.}}$), то процес протікає ендотермічно. Якщо навпаки ($\Delta U_{\text{кр.р.}} < \Delta H_{\text{гідр.}}$), то процес протікає екзотермічно.

3. Розчинність речовин

Розчинність – це процес, що відбувається за рахунок дифузії молекул або іонів із області з більшою концентрацією в область із меншою концентрацією, у результаті чого речовина рівномірно розподіляється в повному обсязі розчину.

Розчинність – двунаправлений процес: тверда речовина переходить у розчин, а розчинена речовина — у тверду фазу. Отже, одночасно відбувається й розчинення, і кристалізація. Ці процеси із часом протікають із однаковими

швидкостями – наступає динамічна рівновага. При цьому концентрація розчиненої речовини при незмінних умовах залишається постійною. Такий стан називається станом насичення, а розчин – насиченим.

Здатність різних речовин розчинятися в тім або іншому розчиннику називається розчинністю. Мірою розчинності слугує концентрація насиченого розчину за даною температурою та тиском. До процесу розчинення застосуємо принцип рухливої рівноваги Ле-Шательє.

Розчинність залежить від температури, зовнішнього тиску, природи речовини, що розчиняється, і розчинника.

4. Розчинність газів у рідині

Процес розчинення газу у воді, будучи мимовільним, завжди екзотермічний. Для зсуву рівноваги у бік екзотермічного процесу відповідно до принципу Ле-Шательє температуру необхідно знизити. Отже, розчинність газу у воді зі зниженням температури збільшується.

На розчинність газів у рідині впливає тиск, тому що утворення розчину супроводжується значним зменшенням об'єму системи. Відповідно до цього розчинність газів у рідинах помітно зростає по мірі збільшення тиску. Кількісна залежність встановлена **законом У. Генрі:**

Маса газу, що розчинився при постійній температурі в даному об'ємі рідини, прямо пропорційна його парціальному тиску над розчином.

$$m = K \cdot p$$

Чисельне значення коефіцієнта K відображає залежність розчинності від природи газу, розчинника й температури. Закон дійсний за умов відносно невеликого парціального тиску і у випадку розведених розчинів, тобто коли й газ, і розчин за властивостями наближаються до ідеального.

Парціальним тиском (p) називається частина загального тиску, що доводиться на частку кожного газу в газовій суміші. Відповідно до *закону парціальних тисків Дальтона*, загальний тиск газової суміші дорівнює сумі парціальних тисків. Із закону Генрі витікає, що якщо підтримуючи постійну температуру, підвищити парціальний тиск, то буде відбуватися поглинання

(абсорбція) газу доти, доки не буде отриманий розчин із більш високою концентрацією газу в рідині. Якщо над розчином пропускати газову суміш із більш низьким парціальним тиском, то буде відбуватися виділення частини газу з рідини доти, доки його концентрація в розчині не буде відповідати наявному більш низькому парціальному тиску газу. Кожній температурі відповідає певна розчинність у даній рідині й відповідний їй парціальний тиск газу над розчином, що відповідає умовам рівноваги газ – насичений розчин.

Знання законів Генрі й Дальтона дозволяє правильно аналізувати газообмін в організмі людини, який відбувається в основному в легенях. Парціальний тиск кисню й діоксиду карбону у вдихуваному повітрі становлять відповідно в середньому 212,2 і 0,3 ГПа. У видихуваному повітрі вміст кисню нижче ($P_{O_2} = 162,5$ ГПа), а діоксиду карбону – вище ($P_{CO_2} = 40,5$ ГПа) – це розходження й спричиняє газообмін у легенях, який полягає в наступному. У процесі зовнішнього подиху кисень зв'язується з гемоглобіном і у формі оксигемоглобіну доставляється з потоком крові до капілярів клітини, де відбувається його поглинання й використання для окислювання низькомолекулярних продуктів. Одночасно утворюється діоксид карбону і з потоком крові направляється в легені й там, дифундуючи через стінки альвеол, надходить до складу видихуваного повітря. Дифундування кисню в зазначеному напрямку можливо за рахунок того, що його парціальний тиск в альвеолярному повітрі (143,9 ГПа) вище, ніж його рівноважний парціальний тиск над венозною кров'ю (80-87 ГПа).

Перехід діоксида карбону із венозної крові в газовий простір альвеол можливий завдяки тому, що його рівноважний парціальний тиск над венозною кров'ю (61 ГПа) вище, ніж парціальний тиск цього газу в альвеолярному повітрі (52,7 ГПа).

Закон Генрі дозволяє розкрити причини так званих декомпресійних захворювань, наприклад, (кесонної хвороби) у водолазів, льотчиків та інших.

Кесонна хвороба – це патологія, яка пов'язана з порушенням вмісту розчинних газів у крові.

На великих глибинах, де зовнішній тиск зростає, збільшується розчинність газів у крові. За умов швидкого підйому із глибини тиск різко падає й розчинність газів різко зменшується. Вони виділяються у вигляді пухирців і закупорюють судини. Особливо важкі наслідки спостерігаються при закупорці судин мозку.

Розчинність газів у рідині залежить як від природи газу, так і від природи розчинника, підкоряючись емпіричному правилу «подібне розчиняється в подібному».

Розчинність газів у рідині відбувається внаслідок або ван-дер-ваальсової, або хімічної рівноваги. Перший випадок характеризується незначною розчинністю (наприклад, азот, кисень у воді), тому що молекули газу не мають властивість полярності, а вода є диполем. Другий випадок характеризується високою розчинністю. З водою взаємодіють такі газоподібні речовини, як CO_2 , NH_3 , SO_2 , H_2S і т.ін., ці молекули мають властивість полярності. Продукт реакції з водою зазначених речовин є електролітом, що потім піддається у воді електролітичній дисоціації. Розчинність газів у розчинах електролітів менша, ніж у чистому розчиннику.

Відомий російський фармаколог Іван Михайлович Сеченов (1859 р.) встановив взаємозв'язок між розчинністю газу в чистій воді (S_0) і в розчині електроліту (S) й концентрацією речовини в електроліті (Z):

$$S = S_0 e^{-kc} \quad (\text{закон Сеченова})$$

де e – основа натурального логарифму,

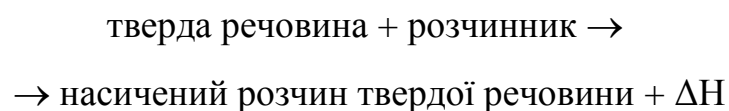
K – константа, значення якої залежить від природи електроліту й розчиненого газу та температури.

Виходячи з математичного вираження закону Сеченова можна зробити висновок, що розчинність газів у водяних розчинах електролітів тим менша в порівнянні з розчинністю в чистій воді, чим більша концентрація розчинених у ній солей.

Закон І.М. Сеченова дозволяє пояснити, чому розчинність CO_2 і O_2 у плазмі крові менша, ніж у воді. У плазмі крові міститься велика кількість компонентів, у тому числі й іонів солей, на гідратацію яких витрачається частина води плазми крові, тому об'єм води в плазмі, у якій можуть розчинитися зазначені гази, як би зменшується. Тому розчинність кисню й діоксиду карбону в плазмі крові менша, ніж у воді. Вміст компонентів у плазмі крові у відомих межах може змінюватися, що також впливає на розчинність у ньому O_2 і CO_2 .

5. Розчинність твердих і рідких речовин у рідинах

Розчинність твердих речовин істотно залежить від температури. Як було зазначено вище, процес розчинення більшості твердих речовин ендотермічний. У стані насичення (динамічній рівновазі) процес розчинення твердої речовини у воді можна представити наступним рівнянням:



До цієї рівноважної системи застосуємо принцип Ле-Шательє, відповідно до якого за умов підвищення температури рівновага зсувається у бік ендотермічної реакції, тобто у бік утворення насиченого розчину. Отже, розчинність більшості твердих солей з підвищенням температури зростає, а зі зниженням температури – зменшується.

Розчинність твердих речовин практично не залежить від тиску, оскільки об'єм системи при розчиненні змінюється незначно. Відповідно до принципу Ле-Шательє, якщо об'єми вихідних речовин дорівнюють об'ємам продуктів реакції, то зміна тиску не впливає на рівновагу системи.

Таким чином, розчинність більшості твердих речовин залежить від температури й не залежить практично від тиску.

Розчинність твердих речовин також підкоряється правилу «подібне розчиняється в подібному». Для процесів розчинення багатьох твердих речовин велике значення має полярність молекул. Всі молекули, утворені іонним

зв'язком (KCl, CaCl, Na₂SO₄ і ін.), є полярними (диполями). Полярними є також молекули, що утворені неметалами з різною електронегативністю й що мають асиметричну будову. При цьому слід зазначити, що полярність молекул, утворених ковалентним зв'язком, виражена в порівнянні з іонними зв'язками менше. Для оцінки ступеня полярності молекул використовують величину діелектричної проникності. Чим полярність молекул більша, тим менша енергія витрачається на руйнування структури розчиненої речовини, й тим розчинність більша.

Розчинність залежить від природи розчинника: чим вище діелектрична проникність рідин, тим кращим розчинником вона є. Наприклад, сеча, біла речовина мозку, кров мають діелектричну проникність більшу, ніж вода. Отже, біологічні рідини й тканини є гарними розчинниками для біологічно активних сполук, молекули яких полярні.

Здатність твердих речовин розчинятися залежить від полярності їхніх власних молекул. Гарна розчинність, наприклад, у глюкози, що не утворює іонів, обумовлена наявністю в її молекулах великої кількості полярних спиртових груп. Рідини різної природи змішуються одна з одною у різних співвідношеннях: практично не розчинні (вода й масло), обмежена розчинність (вода й фенол), необмежена розчинність (вода й спирт).

Розчинення рідини в рідині залежить насамперед від природи розчинника й речовини, що розчиняється.

Так, необмежена розчинність спирту у воді пояснюється тим, що молекули спирту й води перебувають у вигляді асоціатів. При розчиненні відбувається руйнування асоціатів як спирту, так і води. У розчині, що утворюється, виникають нові асоціати, які складаються з молекул спирту й води.

Молекули, що містять велику кількість неполярних вуглеводневих угруповань, наприклад жирні кислоти, фенол і ін. не здатні «притягувати» до себе значну кількість молекул води й руйнувати її асоціати. За рахунок цього взаємна розчинність малополярних молекул, наприклад фенолу у воді обмежена, й відбувається розшарування розчиненої речовини і розчинника

відповідно до їх питомої ваги. При цьому в шарі фенолу міститься небагато води, а в шарі води – деяка кількість фенолу, пропорційна їхній взаємній розчинності за даною температурою.

Малополярні, неполярні молекули розчиненої речовини добре розчиняються в розчинниках, молекули яких малополяризовані або неполярні. Наприклад, жирні кислоти краще розчиняються в ефірі або бензолі.

При додаванні до системи розчинна рідина, що є розчинником третьої речовини, яка розчинна в обох рідинах, розподіляється між ними й характеризується константою (коефіцієнтом) розподілу в системі певних двох рідин:

$$K_{розч.} = C_{розч.рід.} / C_{розч.ка.},$$

де $C_{розч.рід.}$ – концентрація розчинної рідини, що у шарі (моль/л);

$C_{розчинн.}$ – концентрація розчинника в шарі (моль/л).

У розведених багатокomпонентних розчинах розподіл кожної розчиненої речовини між двома фазами визначається індивідуальним коефіцієнтом розподілу, величина якого не залежить від наявності інших речовин. Це положення сформульоване Нернстом і називається законом.

Закон розподілу дотримується за умов проникнення речовин через клітинні мембрани, що може здійснюватися за двома механізмами:

- 1) шляхом розчинення в ліпідному шарі мембрани;
- 2) через пори мембрани.

За першим механізмом йде проникнення водонерозчинних неполярних сполук – ліпідів, жирних кислот і т.ін. Ці речовини добре розчинні в подібному собі неполярному середовищі – ліпідах – і погано розчинні у водному середовищі. Їхнє нагромадження в ліпідному шарі мембрани підкоряється закону розподілу. Розчинення рідин одна в одній звичайно супроводжується поглинанням енергії, тому найчастіше з підвищенням температури взаємна розчинність зростає.

За умов розчинення рідини в рідині об'єм змінюється незначно (найчастіше убiк скорочення). Тому відповідно до принципу Ле-Шательє тиск незначно впливає на величину взаємної розчинності.

6. Величини, що характеризують кількісний склад розчинів

Кількісний склад розчинів виражається різними способами.

Масова частка (масова відсоткова концентрація) — відношення маси розчиненої речовини до загальної маси розчину.

$$\omega(x) = \frac{m(x)}{m(p\text{-ну})} \cdot 100\% , \quad \text{або} \quad \omega(x) = \frac{m(x)}{m(x) + m(p\text{-ка})} \cdot 100\% ,$$

де $m(x)$ — маса розчиненої речовини x , г, кг; $m(p\text{-ну})$ — маса розчину, тобто сума маси розчиненої речовини й розчинника, г, кг.

Молярна концентрація — число молів розчиненої речовини в одиниці об'єму, моль/л,

$$C(x) = \frac{m(x)}{M(x) \cdot V(p\text{-ну})} , \quad m(x) = C(x) \cdot M(x) \cdot V(p\text{-ну}) ,$$

де $M(x)$ — молярна маса розчиненої речовини, г/моль; $V(p\text{-ну})$ — об'єм розчину, л, дм^3 .

Молярна концентрація (моляльність) — відношення молів розчиненої речовини до маси розчинника, моль/кг,

$$b(x) = \frac{m(x)}{M(x) \cdot m(p\text{-ка})} , \quad m(p\text{-ка}) = m(p\text{-ну}) - m(x) ,$$

Молярна частка — відношення кількості молів даного компонента системи до загальної кількості молів всіх компонентів розчину

$$N(x) = \frac{\nu(x)}{\sum \nu(X_i)} , \quad \nu(x) = \frac{m(x)}{M(x)}$$

для двохкомпонентної системи:

$$N(x) = \frac{\nu(x)}{\nu(x) + \nu(p\text{-ка})} ,$$

де $\nu(x)$ — кількість речовини x , моль;

$\nu(p\text{-ка})$ — кількість речовини розчинника, моль.

Молярна концентрація еквівалента — кількість речовини еквівалента в одиниці об'єму розчину, моль/л,

$$C(e) = \frac{m(x)}{M(e) \cdot V(p-ny)},$$

де $M(e)$ — молярна маса еквівалента розчиненої речовини, г/моль.

Закон еквівалентів: маси реагуючих одна з однією речовин (m_1, m_2, \dots) пропорційні їхнім еквівалентам ($екв_1, экв_2, \dots$):

$$m_1/m_2 = экв_1/екв_2$$

Еквівалент — це якась реальна або умовна частка речовини, що у даній кислотно-основній реакції еквівалентна одному іону гідрогену або одному електрону в окисно-відновних реакціях. При цьому під реальною часткою розуміються молекули, іони, вільні радикали й т.ін. Одиницею хімічного еквівалента є моль.

Молярна маса еквівалента розчиненої речовини

$$M(e) = M(x) \cdot f(x),$$

де $f(x)$ — фактор еквівалентності.

Фактор еквівалентності — число, що позначає яка частка реальної частини речовини x еквівалентна одному іону гідрогену в даній кислотно-основній реакції або одному електрону в даній окисно-відновній реакції.

При нейтралізації (кислотно-основної реакції):

$$f_{e(k-ny)} = 1/n(H^+)$$

де $n(H^+)$ — кількість іонів гідрогену в кислоті;

f_e — фактор еквівалентності кислоти.

Наприклад, $f_e(H_2SO_4) = \frac{1}{2}$.

$$f_{e(осн.)} = 1/n(OH^-)$$

де $f_{e(осн.)}$ — фактор еквівалентності основи,

$n(OH^-)$ — кількість гідроксильних груп основи.

Наприклад,

$$f_e(NaOH) = \frac{1}{1} = 1.$$

$$f_{e(\text{солі})} = 1 / B_{Me} \cdot n_{\text{ат. Me}},$$

де $f_{e(\text{солі})}$ – фактор еквівалентності солі,

B_{Me} – валентність металу,

$n_{\text{ат. Me}}$ – кількість атомів металу.

Наприклад,

$$f_e(Fe_2(SO_4)_3) = \frac{1}{3} \cdot 2 = \frac{1}{6}$$

$T_{\text{мр розчину}}$ – маса розчиненої речовини в одному мілілітрі розчину, г/мл.

$$T(x) = m(x)/1000;$$

$$T(x) = C_e(x)M_e(x)/1000$$

Формули для перерахунку:

– масової відсоткової концентрації в молярну концентрацію моль/л,

$$C(x) = \frac{10 \cdot \omega(x) \cdot \rho(\text{р-ну})}{M(x)}$$

де $\omega(x)$ – масова відсоткова концентрація, %;

$\rho(\text{р-ну})$ – густина розчину, г/мл

– масової відсоткової концентрації в молярну концентрацію еквівалента

$$C_e(x) = \frac{10 \cdot \omega(x) \cdot \rho(\text{р-ну})}{M_e(x)}$$

– молярної концентрації в молярну концентрацію еквівалента

$$C_e(x) = C(x)/f_e(x).$$

На занятті ви повинні виконати експериментальну частину роботи відповідно до алгоритму лабораторної роботи й методики її проведення.

На занятті ви повинні виконати експериментальну частину роботи відповідно до алгоритму лабораторної роботи й методики її проведення.

Алгоритм лабораторної роботи

1. Приготуйте розчин з заданою масовою часткою речовини.
2. Визначить густина приготованого розчину за допомогою ареометра.

3. Встановіть масову частку речовини (відсоткову концентрацію в отриманому розчині).

4. Розрахуйте молярну концентрацію, молярну концентрацію еквівалента, титр отриманого розчину.

Методика проведення експерименту

Розрахуйте, скільки грамів NaOH і який об'єм води необхідні для приготування 200 мл розчину заданої відсоткової концентрації.

На вагах відважте (з точністю до 0,01 г) обчислену масу NaOH та перенесіть в мірну колбу об'ємом 200 мл. Додайте розрахований об'єм очищеної води, й перемішайте до повного розчинення кристалів речовини.

Отриманий розчин перенесіть у мірний циліндр. Рівень рідини повинен бути нижче краю циліндра на 3-4 см. Обережно занурте ареометр у розчин. Ареометр не повинен торкатися стінок циліндру. Відлік густини за рівнем рідини зробіть зверху вниз. За таблицею знайдіть і запишіть масову частку розчину, що відповідає цієї густині. Якщо в таблиці дане значення густини відсутнє, то відсоткову концентрацію знаходять методом інтерполяції. Порівняйте відсотковий вміст NaOH приготованого розчину із заданим. Розрахуйте молярну концентрацію, молярну концентрацію еквівалента, титр приготованого розчину за формулами:

Результати запишіть у таблицю:

Задана масова відсоткова	Густина ρ (р-ну)	Розраховані маси компонентів, г		Експериментальн а густина ρ -ну C_2	Експериментальні концентрації				Відносна помилка, %
		NaOH	H ₂ O		$\omega\%$	C (NaOH)	C ₃ (NaOH)	T (NaOH)	

8. Ситуаційні задачі для визначення кінцевого рівня знань.

1. Розрахувати масу навішення глюкози для приготування 200 мл ізотонічного розчину глюкози із масовою часткою 5 %. Густина прийняти рівною 1 г/мл.

A – 10 г; B – 5,0 г; C – 15 г.

2. Кислотність шлункового соку в основному обумовлена соляною кислотою, масова концентрація якої близько 1 %. Знайти молярну концентрацію HCl, якщо густина розчину 1 г/мл.

A – 1 моль/л; B – 0,1 моль/л; C – 0,274 моль/л.

3. Розрахуйте масу броміду калію, яку одержить хворий, прийнявши 1 столову ложку 3 % розчину (маса розчину, що вміщується в 1 столовій ложці — 15 г).

A – 0,45 г; B – 0,9 г; C – 1,35 г.

Еталони відповідей: 1 – A; 2 – C; 3 – A.

9. Рекомендації до оформлення результатів роботи

За результатами роботи на занятті студенти повинні занести у «Робочий зошит» алгоритми вирішення навчальних завдань аудиторної та самостійної роботи, результати проведення демонстраційного досліду або лабораторної роботи, а також зробити висновки щодо особливостей фізико-хімічних властивостей дисперсійних систем та їх використання у медичній практиці.

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 2: «Рівновага в біологічних системах на межі розподілу фаз», Харків, ХНМУ, 2008. – 116 с.

б) допоміжна:

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

3. Равич-Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия. – М. «Высшая школа», 1975. – 256с.

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.