

Министерство здравоохранения Республики Беларусь
Учреждение образования
«Гомельский государственный медицинский университет»

Кафедра общей и биоорганической химии

Авторы:

А.К. Довнар, старший преподаватель кафедры;
Ж.Н. Громько, старший преподаватель кафедры;
М.В. Одинцова, старший преподаватель кафедры;
А.А. Шихалова, преподаватель кафедры.

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ

для проведения лабораторного занятия
по учебной дисциплине «Медицинская химия»
для студентов
I курса лечебного факультета,
обучающихся по специальности 7-07-0911-01 «Лечебное дело»

Тема 9: Коллигативные свойства растворов

Время: 2 часа

Утверждено на заседании кафедры
общей и биоорганической химии
(протокол от 31.08.2024 № 9)

УЧЕБНАЯ И ВОСПИТАТЕЛЬНАЯ ЦЕЛЬ, ЗАДАЧИ, МОТИВАЦИЯ ДЛЯ УСВОЕНИЯ ТЕМЫ

Учебная цель:

– формирование у студентов базовой профессиональной компетенции для решения диагностических, научно-исследовательских и иных задач профессиональной деятельности на основе знаний о коллигативных свойствах растворов электролитов и неэлектролитов.

Воспитательная цель:

- развить свой целостно-личностный, духовный потенциал;
- сформировать качества патриота и гражданина, готового к активному участию в экономической, производственной, социально-культурной и общественной жизни страны;
- научиться соблюдать учебную и трудовую дисциплину, нормы медицинской этики и деонтологии;
- осознать социальную значимость своей будущей профессиональной деятельности.

Задачи:

В результате проведения учебного занятия студент должен

знать:

- коллигативные свойства растворов электролитов и неэлектролитов;
- I закон Рауля;
- криоскопический закон Рауля;
- эбулиоскопический закон Рауля;
- осмос и осмотическое давление;

уметь:

– решать расчетные задачи на определение коллигативных свойств растворов различных веществ;

владеть:

– навыками определения молярных масс неэлектролитов криоскопическим методом;

– навыками определения изотонического коэффициента и кажущейся степени диссоциации электролитов криоскопическим методом.

Мотивация для усвоения темы:

Коллигативные свойства растворов: давление насыщенного пара растворителя над раствором, осмотическое давление, понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения растворов – необходимы для понимания многих процессов, протекающих в организме. Без знания законов осмоса невозможно понимание таких явлений, как перенос вещества через биологические мембраны, ионообмен, гемолиз, плазмолиз, мембранное равновесие. Изучение коллигативных свойств разбавленных растворов служит одним из наиболее распространенных способов определения молекулярной массы растворенного вещества, а также степени его диссоциации или показателя ассоциации.

МАТЕРИАЛЬНОЕ ОСНАЩЕНИЕ

1. Методические рекомендации для студентов по теме «Коллигативные свойства растворов».

2. Учебные таблицы:

- а) периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева;
- б) таблица растворимости кислот, оснований и солей.
3. Справочные материалы по основным физико-химическим величинам.
4. Химические реактивы и оборудование, необходимые для проведения лабораторной работы.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ ПО ТЕМЕ ЗАНЯТИЯ

1. Коллигативные свойства растворов электролитов и неэлектролитов. Понижение давления насыщенного пара над раствором – I Закон Рауля.
2. Криоскопический и эбулиоскопический законы Рауля.
3. Осмос и осмотическое давление.

ХОД ЗАНЯТИЯ

Теоретическая часть

1. КОЛЛИГАТИВНЫЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ И НЕЭЛЕКТРОЛИТОВ. Понижение давления насыщенного пара над раствором – I ЗАКОН РАУЛЯ

Коллигативными (общими) называются свойства растворов, зависящие только от их концентрации, точнее от соотношения числа частиц растворителя и растворенного вещества. Коллигативные свойства не зависят от природы веществ.

Важнейшими коллигативными свойствами растворов являются:

- 1) понижение давления насыщенного пара над раствором;
- 2) повышение температуры кипения раствора;
- 3) понижение температуры замерзания раствора;
- 4) осмос и осмотическое давление.

Первый закон Рауля: *давление насыщенного пара над раствором нелетучего вещества меньше давления насыщенного пара над чистым растворителем.*

Это явление объясняется тем, что нелетучее растворенное вещество связывает часть молекул растворителя в виде сольватов (гидратов), тормозя процесс испарения.

Математическое описание первого закона Рауля для бинарной системы, состоящей из растворителя и растворенного вещества, представлено уравнениями:

- а) для неэлектролитов

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{n(X)}{n(X) + n(p-ль)},$$

где P_0 – давление насыщенного пара над чистым растворителем;

P – давление насыщенного пара над раствором нелетучего вещества;

$n(X)$ – химическое количество растворенного вещества, моль;

$n(p-ль)$ – химическое количество растворителя, моль;

$P_0 - P$ – понижение давления насыщенного пара над раствором;

$\frac{P_0 - P}{P_0}$ – относительное понижения давления пара над раствором.

Относительное понижение давления пара над раствором равно мольной доле растворенного вещества:

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \chi(X)$$

б) для электролитов:

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{i \cdot n(X)}{i \cdot n(X) + n(\text{р-ль})},$$

где i – изотонический коэффициент (коэффициент Вант-Гоффа), характеризующий диссоциацию электролита на ионы;

$n(X)$ – химическое количество растворенного вещества, моль;

$n(\text{р-ль})$ – химическое количество растворителя, моль;

α – степень диссоциации электролита:

$$\alpha = \frac{i - 1}{n - 1}$$

где n – число ионов, на которые распадается молекула электролита: для NaCl $n = 2$; для Na₂SO₄ $n = 3$; для Na₃PO₄ $n = 4$.

2. КРИОСКОПИЧЕСКИЙ И ЭБУЛИОСКОПИЧЕСКИЙ ЗАКОНЫ РАУЛЯ

Криоскопический закон Рауля ("криос" – холод): *раствор нелетучего вещества замерзает при более низкой температуре, чем чистый растворитель.*

Температура замерзания ($T_{\text{зам}}$) – температура, при которой давление пара над жидкостью равно давлению над твердым растворителем.

Математическое выражение криоскопического закона для бинарной системы:

а) для неэлектролитов:

$$\Delta T_{\text{зам}} = K \cdot C_m(X) \quad \Delta T_{\text{зам}} = \frac{K \cdot m(X) \cdot 1000}{M(X) \cdot m(\text{р-ль})},$$

б) для электролитов:

$$\Delta T_{\text{зам}} = i \cdot K \cdot C_m(X) \quad \Delta T_{\text{зам}} = \frac{i \cdot K \cdot m(X) \cdot 1000}{M(X) \cdot m(\text{р-ль})},$$

где i – изотонический коэффициент (коэффициент Вант-Гоффа), характеризующий диссоциацию электролита на ионы;

$\Delta T_{\text{зам}} = T_{\text{зам}}(\text{р-ль}) - T_{\text{зам}}(\text{р-р})$ – понижение температуры замерзания раствора;

K – криоскопическая константа растворителя; $K(\text{H}_2\text{O}) = 1,86$ град. · кг/моль.;

$C_m(X)$ – моляльная концентрация растворенного вещества в растворе.

Для плазмы крови человека $\Delta T_{\text{зам}} = 0,56^\circ\text{C}$, а для плазмы животных $\Delta T_{\text{зам}} = 0,58^\circ\text{C}$.

Эбулиоскопический закон Рауля ("эбулио" – кипение): *раствор нелетучего вещества кипит при более высокой температуре, чем чистый растворитель.*

Температура кипения ($T_{\text{кип}}$) – температура, при которой давление пара над жидкостью равно атмосферному давлению.

Математическое выражение эбулиоскопического закона для бинарной системы:

а) для неэлектролитов:

$$\Delta T_{\text{кип}} = E \cdot C_m(X) \quad \Delta T_{\text{кип}} = \frac{E \cdot m(X) \cdot 1000}{M(X) \cdot m(\text{р-ль})},$$

б) для электролитов:

$$\Delta T_{\text{кип}} = i \cdot E \cdot C_m(X),$$

где i – изотонический коэффициент (коэффициент Вант-Гоффа), характеризующий диссоциацию электролита на ионы;

$\Delta T_{\text{кип}} = T_{\text{кип}}(p-p) - T_{\text{кип}}(p-ль)$ – повышение температуры кипения раствора;

$C_m(X)$ – моляльная концентрация растворенного вещества в растворе;

E – эбулиоскопическая константа растворителя; $E(\text{H}_2\text{O}) = 0,52$ град. · кг/моль.

Таким образом, **повышение температуры кипения раствора или понижение температуры замерзания раствора прямо пропорционально моляльной концентрации растворенного вещества.**

Эбулиоскопия и криоскопия – это методы, позволяющие экспериментально определить молярные массы растворенных веществ, а также некоторые другие характеристики растворов. Определение молярной массы лекарственных препаратов криоскопическим методом широко применяется в фармакопейных анализах.

3. ОСМОС И ОСМОТИЧЕСКОЕ ДАВЛЕНИЕ

Осмоз – *односторонняя диффузия растворителя через полупроницаемую мембрану из растворителя в раствор или из разбавленного раствора в более концентрированный.*

Движущей силой осмоса является стремление к выравниванию концентрации растворенного вещества по обе стороны мембраны. Процесс протекает самопроизвольно и сопровождается увеличением энтропии. Пределом его протекания является состояние равновесия. Давление, которое оказывает растворитель на мембрану, называется **осмотическим давлением** ($P_{\text{осм}}$).

Осмотическое давление рассчитывается по уравнению Вант-Гоффа:

а) для неэлектролитов:

$$P_{\text{осм}} = C(X) \cdot R \cdot T$$

б) для электролитов:

$$P_{\text{осм}} = i \cdot C(X) \cdot R \cdot T,$$

где i – изотонический коэффициент (коэффициент Вант-Гоффа), характеризующий диссоциацию электролита на ионы;

$P_{\text{осм}}$ – осмотическое давление, кПа;

R – универсальная газовая постоянная, равная 8,31 Дж/моль · К;

T – абсолютная температура, К;

$C(X)$ – молярная концентрация растворенного вещества в растворе, моль/л.

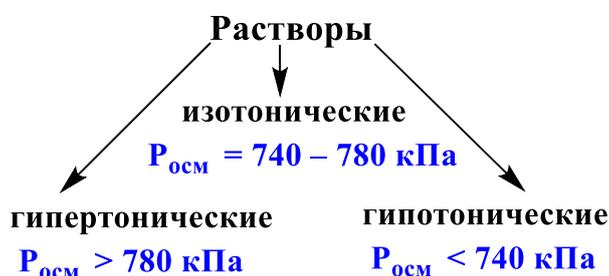
Осмотическое давление плазмы крови человека в норме составляет 740 – 780 кПа (37 °С) или 7,7 атм. Следует помнить, что **1 атм = 101,3 кПа.**

Осмотическое давление плазмы и других биологических жидкостей обусловлено главным образом присутствием электролитов. Определенное осмотическое давление создают и коллоидные частицы белков, не проходящие через мембрану. Осмотическое давление белков плазмы крови называют *онкотическим давлением*. Оно составляет всего 3-4 кПа.

Осмоз лежит в основе целого ряда физиологических процессов: усвоение пищи, выделение продуктов жизнедеятельности, активный транспорт воды. Осмос играет

важную роль в регуляции водно-солевого обмена и поддержании концентрации различных ионов в жидкостях внутренней среды организма на постоянном уровне.

В зависимости от осмотического давления раствора по отношению к осмотическому давлению плазмы крови человека выделяют три типа растворов: *изотонические*; *гипертонические*; *гипотонические*:



Изотонические растворы (физиологические или растворы, изоосмотичные с кровью) имеют одинаковую концентрацию солей, как и в плазме крови, и такое же осмотическое давление. В таких растворах молекулы воды будут перемещаться в клетку и из клетки в равном количестве в обе стороны.

Если живую клетку поместить в изотонический раствор, то она сохранит все жизненно важные функции, осуществляя процессы дыхания, размножения, обмена веществ. Введение физиологических растворов в кровь, спинномозговую жидкость и другие биологические жидкости человека не вызывает осмотического конфликта.

В медицинской практике растворы, изоосмотичные с кровью (физиологические растворы), в частности 0,9 % раствор NaCl, вводят через рот, внутривенно, внутримышечно, подкожно, в прямую кишку:

- при некоторых заболеваниях – тяжелые длительные поносы, холера, неукротимая рвота, обширные ожоги;
- при интоксикациях, кровопотерях, обезвоживании, высокой температуре;
- для промывания глаз, носовой полости;
- 0,9 % раствор NaCl является составной частью растворов, применяющихся в качестве кровозамещающих (плазмозамещающих) жидкостей.

Гипертонические растворы – это растворы, в которых концентрация солей, а, соответственно, и осмотическое давление выше, чем в плазме крови.

Если клетку поместить в такой раствор, то вода из клетки поступает в окружающую среду, при этом осмотическое давление в клетке уменьшается, содержимое клетки сжимается, она теряет форму, происходит обезвоживание. Это явление называется **плазмолиз**.

Явление плазмолиза обратимое. Если поместить клетку в гипотонический раствор, то в таком растворе она восстановит объем и форму.

Гипертонические растворы применяют:

- для полосканий горла, для ванн, обтираний;
- назначают при запорах для опорожнения кишечника;
- в виде компрессов и примочек при лечении гнойных ран;
- 2–5 % растворы NaCl используют для промывания желудка при отравлении нитратом серебра;
- 25 % раствор MgSO₄ применяется как гипотензивное средство;

- для лечения глаукомы;
- внутривенно при отёке лёгких и внутренних кровотечениях.

Гипотонические растворы – это растворы, имеющие меньшую концентрацию солей и осмотическое давление, чем в плазме крови.

Если клетку поместить в гипотонический раствор, то в нее из раствора будет поступать вода, осмотическое давление будет увеличиваться, клетка станет набухать. Это явление получило название – **деплазмолиз**.

Животные клетки, в таком растворе быстро разрушаются, т.к. мембрана не выдерживает высокого осмотического давления и разрывается. Это явление называется **цитолиз**. Частные случаи цитолиза – разрушение эритроцитов крови – **гемолиз**, при этом гемоглобин выходит в плазму крови и окрашивает ее в красный цвет, такая кровь называется лаковой.

В медицинской практике применение гипотонических растворов ограничивается использованием их в качестве растворителей для водорастворимых лекарственных препаратов.

Важной характеристикой растворов, применяемых для внутривенных инъекций, является их **осмолярность** (суммарное количество осмотически активных частиц (орг. и неорг. в-в) в 1 л раствора, моль/л) и **осмоляльность** (суммарное количество осмотически активных частиц (орг. и неорг. в-в) в 1 кг растворителя, моль/кг р-ля).

Осмоляльность плазмы крови равна 292 ммоль/кг (0,3 моль/кг). Она обусловлена:

- низкомолекулярными веществами электролитами: соли Na^+ , K^+ , Mg^{2+} , Ca^{2+} ;
- низкомолекулярными веществами неэлектролитами: глюкозой, мочевиной;
- ВМС (белками).

Практическая часть

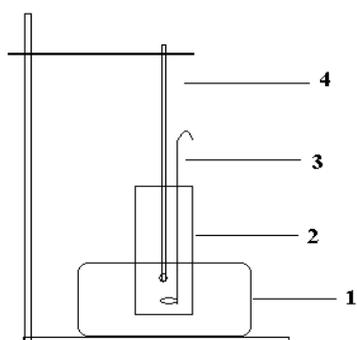
Инструктаж по правилам техники безопасности перед проведением лабораторной работы.

Лабораторная работа № 1

Определение молярной массы лекарственного вещества (неэлектролита) криоскопическим методом

Выполнение опыта: определение молярной массы вещества по понижению температуры замерзания его раствора по сравнению с чистым растворителем выполняется с помощью криоскопа.

Схема упрощенного криоскопа представлена на рисунке 1.



- 1 – кристаллизатор;
- 2 – стакан;
- 3 – мешалка;
- 4 – термометр.

Рисунок 1 – Упрощенный криоскоп

Приготовьте в кристаллизаторе (1) охлаждающую смесь из мелких кусочков льда и поваренной соли. Температура охлаждающей смеси не должна опускаться ниже $-6\text{ }^{\circ}\text{C}$. С помощью мерного цилиндра отмерьте 25 мл раствора глюкозы с известной массовой долей (плотность раствора считать равной 1 г/мл). Отмеренный раствор глюкозы перенесите в химический стакан (2) на 50-100 мл и поместите стакан в охлаждающую смесь. Термометр (4) с делениями на 0,1-0,2 $^{\circ}\text{C}$ закрепите в лапке штатива и опустите в стакан так, чтобы шарик со ртутью был погружен в раствор.

Наблюдайте за понижением температуры раствора в стакане, перемешивая раствор при помощи мешалки (3). Отметьте температуру появления первых кристаллов льда ($t_{\text{зам}}$), являющуюся температурой замерзания исследуемого раствора в условиях данного опыта.

Полученные результаты запишите в таблицу 1.

Таблица 1 – Экспериментальные данные

$m(\text{глюкозы}), \text{ г}$	$m(\text{H}_2\text{O}), \text{ г}$	$t_{\text{зам}}(\text{H}_2\text{O}), \text{ }^{\circ}\text{C}$	$t_{\text{зам}}(\text{р-ра}), \text{ }^{\circ}\text{C}$	$\Delta t_{\text{зам}}$

Используя математическое выражение криоскопического закона Рауля:

$$\Delta t_{\text{зам}} = K \frac{m_{\text{гл}} \cdot 1000}{M_{\text{гл}} \cdot m(\text{H}_2\text{O})},$$

рассчитайте молярную массу глюкозы.

Криоскопическая константа воды $K = 1,861,86 \text{ град} \cdot \text{кг/моль}$.

Зная, что истинное значение молярной массы глюкозы 180 г/моль, рассчитайте абсолютную и относительную ошибки эксперимента по уравнениям:

$$D = |M_{\text{эсп.}} - M_{\text{ист.}}|$$

$$D = \frac{D}{M_{\text{ист.}}} \times 100 \%$$

ФОРМА ОТЧЕТА:

1. Приведите схематический рисунок криоскопа.
2. Запишите экспериментальные данные опыта в таблицу 1.
3. Приведите расчет молярной массы глюкозы по экспериментальным данным.
4. Рассчитайте абсолютную и относительную ошибки эксперимента.

Контроль усвоения темы

Проводится в форме устного опроса студентов.

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ОРГАНИЗАЦИИ И ВЫПОЛНЕНИЮ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ СТУДЕНТА (СРС)

Время, отведенное на самостоятельную работу, может использоваться студентами на:

- подготовку к лабораторным занятиям;
- конспектирование учебной литературы;

- выполнение заданий для самоконтроля знаний;
- подготовку тематических докладов, рефератов, презентаций.

Основные методы организации самостоятельной работы:

- изучение тем и проблем, не освещаемых на учебных занятиях;
- написание реферата и оформление презентации;
- выполнение заданий для самоконтроля знаний.

Перечень заданий СРС:

1. Рассчитайте молярную массу витамина С, если известно, что его раствор, содержащий 22,0 г витамина в 100 г воды, замерзает при температуре $-2,33\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Ответ: 175,6 г/моль

2. Вычислите осмотическое давление раствора, содержащего 5 г глюкозы в 500 г воды при 310 К. Плотность раствора примите равной 1 г/мл. Каким он является по отношению к раствору с $p_{\text{осм}} = 740\text{ кПа}$ (гипо-, гипер- или изотоническим)?

Ответ: 141,7 кПа; гипотонический

3. Осмотическое давление плазмы крови человека равно 7,7 атм. при $37\text{ }^{\circ}\text{C}$. Какую навеску сахарозы следует взять для приготовления 0,5 л раствора, изотоничного крови?

Ответ: 51,8 г

4. Изотонический коэффициент водного раствора соляной кислоты равен 1,66 ($\omega = 6,8\%$). Вычислите температуру замерзания этого раствора.

Ответ: $-6,15\text{ }^{\circ}\text{C}$

Контроль СРС осуществляется в виде:

- оценки устного ответа на вопрос, сообщения, доклада или презентации;
- индивидуальной беседы.

СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННЫХ ИСТОЧНИКОВ

1. Ершов, Ю.А. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. В 2 кн. Книга 1: учебник для вузов /Ю.А. Ершов, В.А. Попков, А.С. Берлянд; под ред. Ю.А. Ершова. – М.: Юрайт, 2018. – Серия: Бакалавр. Академический курс. – С. 70-82, 133-135.

2. Калибабчук, В.А. Медицинская химия: учебник / В.А. Калибабчук, Л.И. Грищенко, В.И. Галинская и др.; под ред. В.А. Калибабчук. – 3-е изд., испр. – К.: ВСИ «Медицина», 2017. – С. 126-141.

3. Пузаков, С.А. Сборник задач и упражнений по общей химии: учеб. пособие для академического бакалавриата / С.А. Пузаков, В.А. Попков, А.А. Филиппова. – 5-е изд., перераб. и доп. – М.: Юрайт, 2018. – Серия: Бакалавр. Академический курс. – С. 67-84.

4. Ленский, А.С. Введение в бионеорганическую и биофизическую химию: Учебн. пособие для студ. мед. вузов /А.С. Ленский. – М.: Высш. шк, 1989. – С. 112-125.