**Лабораторное занятие № 8**

**Тема:** Жидкие среды организма. Растворы и их роль в жизнедеятельности. Осмотические свойства растворов электролитов. Электролиты в организме.

Цель занятия: Сформировать знания теории растворов как основу для понимания электролитного гомеостаза организма человека, и роли растворов в процессах жизнедеятельности.

Исходный уровень:

1. Электролитическая диссоциация кислот, оснований, солей.
2. Степень диссоциации.
3. Сильные и слабые электролиты.
4. Молярная концентрация растворов, массовая доля растворенного вещества.

Основные понятия темы: Концентрация вещества, растворимость, водородный показатель, осмос, осмотическое давление, плазмолиз, цитолиз, осмолярность, осмоляльность.

Вопросы к занятию:

1. Роль воды и растворов в жизнедеятельности. Физико-химические свойства воды, обусловливающие её уникальную роль как единственного биорастворителя.
2. Растворимость газов в жидкостях.
3. Коллигативные свойства растворов.
4. Электролитическая диссоциация. Константа диссоциации. Закон разведения Освальда.
5. Осмос. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа для растворов неэлектролитов: формулировка, расчетные формулы.
6. Осмотические свойства растворов электролитов. Изотонический коэффициент: физический смысл, расчёт, связь с кажущейся степенью диссоциации.

7. Гипо-, гипер-, изотонические растворы; их применение в медицине. Понятие об изоосмии (электролитном гомеостазе). Осмоляльность и осмолярность биологических жидкостей: определение понятий, значение, связь с моляльностью и молярной концентрацией. Осмолярность крови.

8. Роль осмоса в биологических системах. Плазмолиз и цитолиз. Зависимость степени гемолиза эритроцитов от концентрации раствора NaCl.

9. Роль электролитов в процессах жизнедеятельности. Интервалы значений рН для различных жидкостей человеческого организма в норме и патологии. Водородный показатель.

Хронокарта занятия

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| №  п/п | Этапы и содержание занятия | Используемые методы (в т.ч., интерактивные) | Время, мин. |
| 1.  2. | Организационный момент.  Объявление темы, цели занятия, выяснение непонятных вопросов.  Текущий письменный контроль на входе | Вводная беседа. | 5  10 |
| 4. | Устный опрос  Отработка практических умений и навыков. Проведение лабораторных работ | демонстрационное | 30  30 |
| 3 | Заключительная часть занятия:  Обобщение, выводы по теме.  Контроль качества формируемых компетенций (их элементов) студентов по теме занятия. Проверка тетрадей. |  | 15 |

**Лабораторные работа № 1 ОСМОС И ОСМОТИЧЕСКОЕ ДАВЛЕНИЕ** (демонстрационный опыт).

**Цель работы:** Изучить процесс односторонней диффузии через полупроницаемую перегородку.

**Теоретическая часть.**

Осмосом называется преимущественно одностороннее проникновение молекул растворителя (диффузия) через полупроницаемую мембрану из растворителя в раствор или из раствора с меньшей концентрацией в раствор с большей концентрацией.

Для изучения явления осмоса используется мембрана, проницаемая только для молекул растворителя, в частности для молекул воды.

В процессе осмоса вода диффундирует через полупроницаемую мембрану в обоих направлениях. Но (в соответствии с законом Фика), по градиенту химического потенциала больше молекул воды переходит туда, где её концентрация меньше, т.е. из растворителя в раствор или из менее концентрированного раствора в более концентрированный раствор, т.е. в направлении падения химического потенциала.

С точки зрения термодинамики движущей силой осмоса является стремление системы к выравниванию концентраций.

Поскольку система переходит в менее упорядоченное состояние, то её энтропия возрастает (∆S > 0), в результате чего энергия Гиббса уменьшается (∆G < 0), а химические потенциалы выравниваются. Поэтому осмос – самопроизвольный процесс.

**Ход работы.** Сосуд, дном которого является полупроницаемая мембрана, наполните 70 % раствором сахарозы, закройте пробкой, в отверстие которой вставлена тонкая трубка, и погрузите в больший сосуд с водой так, чтобы уровни жидкостей в сосудах совпадали.

В результате осмоса объём раствора во внутреннем сосуде увеличивается, и столб жидкости постепенно повышается. При этом создаётся препятствующее осмосу дополнительное гидростатическое давление (ргидр) столба жидкости высотой h. При некоторой высоте hмакс гидростатическое давление достигает такого значения, при котором осмос прекратится, т.е. наступит осмотическое равновесие.

Дополнительное гидростатическое давление столба жидкости можно рассчитать по формуле

рг = h∙ρ∙g,

где рг – гидростатическое давление (дополнительное), Н/м2;

h – высота столба жидкости, м;

ρ – плотность жидкости, кг/м3;

g – ускорение силы тяжести, равное 9,8 м/с2.

Гидростатическое давление столба жидкости при осмотическом равновесии определяет осмотическое давление.

**Результат:**

*Отметьте* уровень раствора в трубке до погружения сосуда в воду и через 1 час после погружения.

*Измерьте* высоту столба жидкости.

*Рассчитайте* величину гидростатического давления столба жидкости.

*Объясните*, является ли установленное в опыте гидростатическое давление осмотическим давлением.

**Вывод:**

**Лабораторная работа № 2 РОСТ ИСКУССТВЕННОЙ КЛЕТКИ ТРАУБЕ**

**Цель работы:** Изучить явление осмоса через искусственную полупроницаемую мембрану, состоящую из неорганической соли.

**Теоретическая часть.**

Требованиям полупроницаемости в большей или меньшей степени отвечают различные оболочки растительного или животного происхождения, а также некоторые материалы, полученные искусственно, например, пленка коллодия. Примером искусственной полупроницаемой оболочки может служить оболочка из гексацианоферрата(II) меди, полученного по реакции:

2CuSO4 + K4[Fe(CN)6] = Cu2[Fe(CN)6] + 2K2SO4

**Ход работы:** В пробирку налить около 3 мл 5 % раствора CuSO4 и опустить в раствор кристаллики K4[Fe(CN)6]. На поверхности кристалла образуется сплошная пленка Cu2[Fe(CN)6], пропускающая воду, но задерживающая частицы солей. Через час зарисовать в тетрадь образующуюся полость.

**Результат:**

**Химизм:**

**Вывод:**

**Лабораторная работа №3 ГЕМОЛИЗ ЭРИТРОЦИТОВ**

**Цель работы:** Установить зависимость степени гемолиза эритроцитов от концентрации раствора NaCl.

**Теоретическая часть.**

Явление осмоса играет важную роль во многих химических и биологических системах. Благодаря осмосу регулируется поступление воды в клетки и межклеточные структуры. Упругость клеток (тургор), обеспечивающая эластичность тканей и сохранение определённой формы органов, обусловлена осмотическим давлением.

Животные и растительные клетки имеют оболочки или поверхностный слой протоплазмы, обладающие свойствами полупроницаемых мембран. При помещении этих клеток в растворы с различной концентрацией возможны следующие варианты.

1. В изотоническом растворе клетки сохраняют свой размер неизменным и нормально функционируют.

2. При помещении клеток в гипотонический раствор вода из менее концентрированного внешнего раствора переходит внутрь клеток, что приводит к их набуханию, а затем к разрыву оболочек и вытеканию клеточного содержимого. Кровь с клеточным содержимым, выходящим наружу при гемолизе, за свой цвет называется лаковой кровью. Такое разрушение клеток называют лизисом, а в случае эритроцитов – гемолизом.

3. При помещении этих клеток в гипертонический раствор вода из клеток уходит в более концентрированный раствор, что приводит к сморщиванию клеток. Это явление называется плазмолизом.

Допустимые колебания осмотического давления крови человека весьма незначительны и даже при тяжёлой патологии не превышают нескольких десятков кПа (десятые доли атмосферы). Поэтому, при различных процедурах в кровь человека в больших количествах можно вводить только изотонические растворы. Осмотическое давление крови человека при 37 оС (310 К) составляет 7,7 атм (780 кПа). Аналогичное давление создаёт 0,9 % раствор NaCl в воде, который, следовательно, изотоничен крови. Таким образом, гемолиз эритроцитов будет протекать в водных растворах NaCl с процентной концентрацией меньше 0,9 %, а плазмолиз при концентрациях выше 0,9 %.

Начало гемолиза в норме наблюдается при концентрации NaCl 0,46 – 0,50 %. При этих концентрациях разрушаются наименее устойчивые эритроциты.

Полный гемолиз в норме отмечается при концентрации NaCl 0,32 %.

**Ход работы:** В 9 пробирках приготовить растворы хлорида натрия различной концентрации путем смешивания 1% раствора NaCl с дистиллированной водой в соотношениях, указанных в таблице:

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| № пробирки | Объем дистиллированной воды, мл | Объем 1% раствора NaCl, мл | Полученная концентрация раствора NaCl, % | Отметка о гемолизе эритроцитов |
| 1 | 2,4 | 0,6 | 0,2 |  |
| 2 | 2,1 | 0,9 | 0,3 |  |
| 3 | 1,8 | 1,2 | 0,4 |  |
| 4 | 1,5 | 1,5 | 0,5 |  |
| 5 | 1,2 | 1,8 | 0,6 |  |
| 6 | 0,9 | 2,1 | 0,7 |  |
| 7 | 0,6 | 2,4 | 0,8 |  |
| 8 | 0,3 | 2,7 | 0,9 |  |
| 9 | 0,0 | 3,0 | 1,0 |  |

В каждую пробирку добавить по 2 капли крови, пробирки встряхнуть и оставить на 1 час. Через час оценить степень гемолиза:

**Результат:**

+ - начало гемолиза,

+ + - частичный гемолиз,

+ + + - полный гемолиз.

Результаты занесите в таблицу.

**Вывод:**

Укажите область концентраций раствора NaCl, в которой возможен гемолиз.

Установите зависимость степени гемолиза эритроцитов от концентрации раствора NaCl.

Объясните, какой процесс может протекать в 9-й пробирке.

**Вопросы и задания для контроля усвоения темы:** глава 8.1 вопросы и задания № 1- 26 стр. 137-138 Ершов Ю.А. Биохимия человека учебник для вузов.

Основная учебная литература:

1. Ершов, Ю. А.  Биохимия человека : учебник для академического бакалавриата / Ю. А. Ершов. — 2-е изд., перераб. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2019. — 374 с. — (Высшее образование). — ISBN 978-5-534-02577-4. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: [https://urait.ru/bcode/444080](https://urait.ru/bcode/444080" \t "_blank)

2. Конспект лекции.

Дополнительная литература:

1. Тюкавкина, Н. А.Биоорганическая химия: [Текст]: учебник / Н. А. Тюкавкина, Ю.И. Бауков, С. Э. Зурабян. - М.: ГЭОТАР-Медиа, 2009. - 416 с. 2. Тюкавкина, Н. А.: [Текст]: руководство к лабораторным занятиям по биоорганической химии / под ред. Н. А. Тюкавкиной. - М.: Медицина, 1985, 285 с.

3. Тюкавкина, Н. А. Биоорганическая химия: [Текст]: учебник / Н.А.Тюкавкина, Ю.И.Бауков. – 6-е изд., исп.- М.: Дрофа, 2007. - 542 с.