

Занятие № 1

Тема: Растворы и их роль в жизнедеятельности.

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

Значимость темы: В этом разделе излагаются основы современного учения о растворах, знание которого врачу необходимо, так как многие важные биохимические процессы протекают в организме в жидкой фазе. Основные положения современной теории электролитов являются научной основой для изучения электролитного баланса организма человека и выяснения последствий его нарушения.

Исходный уровень:

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

Содержание занятия.

Вопросы для рассмотрения:

1. Роль воды и растворов в жизнедеятельности. Физико-химические свойства воды, обуславливающие её уникальную роль как единственного биорастворителя.
2. Автопротолиз (автоионизация) воды. Константа автопротолиза (автоионизации) воды: вывод, зависимость от температуры. Водородный показатель.
3. Коллигативные свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Закон Рауля: формулировки, расчетные формулы.
4. Следствие из закона Рауля: понижение температуры замерзания раствора, повышение температуры кипения раствора.
5. Осмос. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа для осмотического давления.

Задачи

1. В 300 г водного раствора содержится 50 г сахарозы.
Рассчитайте молярную долю растворителя.
Определите давление насыщенного пара растворителя над раствором при температуре 20 °С, если давление пара растворителя над растворителем в тех же условиях равно 18,11 мм рт. ст.
2. Раствор, содержащий 43 г неэлектролита в 500 мл воды, замерзает при $t = -1,36$ °С.
Рассчитайте относительную молекулярную массу растворенного вещества. Кк (H_2O) = 1,86 кг·К/моль.
3. Осмотическое давление раствора объемом 0,5 л, в котором содержится 40 г гемоглобина, при 4 °С равно 2634 Па.
Установите молярную массу гемоглобина.

Формулы, необходимые для решения задач по теме «Растворы неэлектролитов»

1. Закон Рауля для неэлектролитов: Относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором нелетучего вещества равно его молярной доле:

$$\frac{P_o - P}{P_o} = N; \quad N = \frac{n}{n_o + n}, \text{ где}$$

P_o – давление насыщенного пара растворителя над растворителем,

P – давление насыщенного пара растворителя над раствором,

N – молярная доля растворенного вещества,

n – количество растворенного вещества,

n_o – количество вещества растворителя.

После преобразования получим:

$$P = P_o \cdot N_o; \quad N_o = \frac{n_o}{n_o + n},$$

2. Следствие из закона Рауля: Повышение температуры кипения растворов неэлектролитов:

$$\Delta T_k = K_z \cdot \varphi(X)$$

$$\varphi(X) = \frac{n(X)}{m_{p-ля}} = \frac{m(X)}{M(X) \cdot m_{p-ля}}$$

$$\Delta T_k = \frac{K_z \cdot m(X)}{M(X) \cdot m_{p-ля}} \quad M(X) = \frac{K_z \cdot m(X)}{\Delta T_k \cdot m_{p-ля}}, \text{ где}$$

$v(X)$ – моляльность вещества X в растворе, моль/кг;

X – формула растворённого вещества;

K_z – эбулиометрическая константа растворителя.

$K_z (H_2O) = 0,52 \text{ кг} \cdot \text{К} \cdot \text{моль}^{-1}$.

3. Следствие из закона Рауля: Понижение температуры замерзания растворов неэлектролитов прямо пропорционально моляльности вещества в растворе:

$$\Delta T_z = K_k \cdot \varphi(X)$$

$$\varphi(X) = \frac{n(X)}{m_{p-ля}} = \frac{m(X)}{M(X) \cdot m_{p-ля}}$$

$$\Delta T_z = \frac{K_k \cdot m(X)}{M(X) \cdot m_{p-ля}} \quad M(X) = \frac{K_k \cdot m(X)}{\Delta T_z \cdot m_{p-ля}}, \text{ где}$$

$v(X)$ – моляльность вещества X в растворе, моль/кг;

X – формула растворённого вещества;

K_k – криоскопическая константа растворителя.

$K_k (H_2O) = 1,86 \text{ кг} \cdot \text{К} \cdot \text{моль}^{-1}$.

4. Закон Вант-Гоффа: Осмотическое давление разбавленных растворов неэлектролитов прямо пропорционально молярной концентрации растворенного вещества:

$$\pi = C(X) \cdot R \cdot T$$

$$C(X) = \frac{n(X)}{V_{p-pa}} = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V_{p-pa}}$$

$$\pi = \frac{n(X)}{V_{p-pa}} R \cdot T = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V_{p-pa}} \cdot R \cdot T, \text{ где}$$

π – осмотическое давление,

$C(X)$ – молярная концентрация вещества X ,

X – формула растворённого вещества;

R – универсальная газовая постоянная ($R = 8,31 \text{ л} \cdot \text{кПа} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$),

T – абсолютная температура ($T = t + 273$).

Лабораторные работы

Опыт №1. Осмос и осмотическое давление (демонстрационный опыт).

Цель работы: Изучить процесс односторонней диффузии через полупроницаемую перегородку.

Теоретическая часть.

Осмозом 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 ($\Delta S > 0$), в результате чего энергия Гиббса уменьшается ($\Delta G < 0$), 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 большой 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 ($p_{\text{гидр}}$) столба жидкости высотой h . При некоторой высоте $h_{\text{макс}}$ гидростатическое давление достигает такого значения, при котором осмос прекратится, т.е. наступит осмотическое равновесие.

Дополнительное гидростатическое давление столба жидкости можно рассчитать по формуле

$$p_r = h \cdot \rho \cdot g,$$

где p_r – 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.

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.

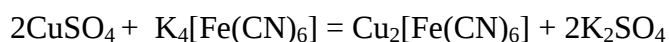
Вывод:

Опыт №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:



Ход работы: В пробирку налить около 3мл 5%-го раствора CuSO_4 и опустить в раствор кристаллики $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. На поверхности кристалла образуется сплошная пленка

$\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, пропускающая воду, но задерживающая частицы солей. Через час зарисовать в тетрадь образующуюся полость.

Вывод:

Рекомендуемая литература:

1. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: учебник для вузов / Ю.А. Ершов, В.А. Попков, А.С. Берлянд; Под. ред. Ю.А. Ершова. – 10-е изд., перераб. и доп. – М.: Изд-во Юрайт, 2014. – 560 с. – Серия: Бакалавр. Базовый курс.
2. Ершов Ю.А., Попков А.А., Берлянд А.С. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. Под. ред. Ю.А. Ершова – М.: Высшая школа, 1993. С. 42-51.
3. Равич-Щербо М.И., Новиков В.В. Физическая и коллоидная химия. М.: Высшая школа, 1975, ч. 1, гл. II.
4. Ленский А.С. Введение в бионеорганическую и биофизическую химию. М.: Высшая школа, 1989, с.93-102, 112-125.