

Занятие № 1

Тема: Растворы и их роль в жизнедеятельности

1. Теория*

1. Роль воды и растворов в жизнедеятельности. Физико-химические свойства воды, обуславливающие её уникальную роль как единственного биорастворителя.
2. Коллигативные свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Закон Рауля: формулировки, расчетные формулы.
3. Следствие из закона Рауля: понижение температуры замерзания растворов, повышение температуры кипения растворов (формулировки, расчетные формулы, практическое значение).
4. Осмос. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа для растворов неэлектролитов: формулировка, расчетные формулы.
5. Осмотические свойства растворов электролитов. Изотонический коэффициент: физический смысл, расчёт, связь с кажущейся степенью диссоциации.
6. 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.
7. Роль осмоса в биологических системах. Плазмолиз и цитолиз. Зависимость степени гемолиза эритроцитов от концентрации раствора NaCl.
8. Закон разведения Оствальда для бинарных электролитов (формулировка, математическое выражение).
9. Активность. Коэффициент активности ионов. Ионная сила раствора: определение, расчетная формула, зависимость от различных факторов.

2. Задачи

1. Раствор содержит 20 г глюкозы в 100 г воды.
Вычислите давление насыщенного пара растворителя над раствором при температуре 15 °С, если давление пара чистой воды при этой же температуре равно 23,75 мм рт. ст.
Рассчитайте молярную долю растворителя.
2. Водный раствор одноатомного спирта, содержащий 0,874 г вещества в 100 мл воды, замерзает при температуре -0,354 °С.
Рассчитайте относительную молекулярную массу спирта и установите его формулу.
3. *Осмотическое давление раствора объемом 250 мл, в котором содержится 20 г гемоглобина, равно 2856 Па (при 4 °С).
Установите молярную массу гемоглобина.
4. Температура кипения водного раствора NaOH 102,65 °С. Кажущаяся степень ионизации электролита равняется 70%.
Установите, какую массу NaOH растворили в 100 г воды.
5. Осмотическое давление раствора карбоната калия ($C = 0,5$ моль/л) равно 2726 кПа при 0 °С.
Вычислите кажущуюся степень диссоциации K_2CO_3 в растворе.

6. *Раствор, содержащий 2,1 г КОН в 250 мл воды, замерзает при $-0,514\text{ }^{\circ}\text{C}$.
Рассчитайте изотонический коэффициент и кажущуюся степень диссоциации.

Осмотическое давление раствора объемом 250 мл, в котором содержится 20 г гемоглобина, равно 2855 Па (при $4\text{ }^{\circ}\text{C}$).

Установите молярную массу гемоглобина.

Примечания:

1. Задания, отмеченные звездочкой (вся теоретическая часть, задачи № 3, 6), оформляются в отдельной тетради (для обязательной самостоятельной внеаудиторной работы).
2. Ход выполнения самостоятельной работы контролируется преподавателем.
3. Контроль знаний по данным вопросам осуществляется на занятии (1, 2, 5) и на экзамене (1 – 6).

3. Формулы, необходимые для решения задач

3.1. «Растворы неэлектролитов»

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

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = N; \quad N = \frac{n}{n_0 + n}, \text{ где}$$

P_0 – давление насыщенного пара растворителя над растворителем,

P – давление насыщенного пара растворителя над раствором,

N – молярная доля растворенного вещества,

n – количество растворенного вещества,

n_0 – количество вещества растворителя.

После преобразования получим:

$$P = P_0 \cdot N_0; \quad N_0 = \frac{n_0}{n_0 + n},$$

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

$$\Delta T_k = K_9 \cdot \nu(X)$$

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

$$\Delta T_k = \frac{K_9 \cdot m(X)}{M(X) \cdot m_{p\text{-ля}}} \quad M(X) = \frac{K_9 \cdot m(X)}{\Delta T_k \cdot m_{p\text{-ля}}}, \text{ где}$$

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

X – формула растворённого вещества;

K_3 – эбулиометрическая константа растворителя.

$K_3 (\text{H}_2\text{O}) = 0,52 \text{ кг}\cdot\text{К}\cdot\text{моль}^{-1}$.

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

$$\Delta T_3 = K_3 \cdot \nu(X)$$

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

$$\Delta T_3 = \frac{K_3 \cdot m(X)}{M(X) \cdot m_{p-ля}} \quad M(X) = \frac{K_3 \cdot m(X)}{\Delta T_3 \cdot m_{p-ля}}, \text{ где}$$

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

X – формула растворённого вещества;

K_3 – криоскопическая константа растворителя.

$K_3 (\text{H}_2\text{O}) = 1,86 \text{ кг}\cdot\text{К}\cdot\text{моль}^{-1}$.

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

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

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

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

π – осмотическое давление,

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

X – формула растворённого вещества;

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

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

3.2. «Растворы электролитов»

1. Следствие из закона Рауля для растворов электролитов:

$$\Delta T_к = i \cdot K_3 \cdot \nu(X)$$

$$\Delta T_3 = i \cdot K_3 \cdot \nu(X)$$

$$\pi = i \cdot C(X) \cdot R \cdot T, \text{ где}$$

i – изотонический коэффициент.

$i = 1 + \alpha(n-1)$, где

α – кажущаяся степень диссоциации,

n – число ионов, на которое диссоциирует электролит.

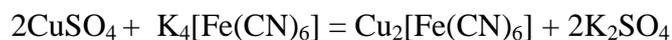
4. Лабораторные работы

1. 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:

2. Осмос и осмотическое давление (демонстрационная).

5. Литература

1. Глинка Н.Л. Общая химия. Л.: Химия. 1979. С. 213-216, 223-243.
2. Ершов Ю. А., Попков А. А., Берлянд А. С. и др. 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.