

МИНИСТЕРСТВО ЗДРАВООХРАНЕНИЯ УКРАИНЫ
ЗАПОРОЖСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ МЕДИЦИНСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ
КАФЕДРА ФИЗИЧЕСКОЙ И КОЛЛОИДНОЙ ХИМИИ

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ
К ПРАКТИЧЕСКИМ ЗАНЯТИЯМ И ВЫПОЛНЕНИЮ
ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ
ПО МЕДИЦИНСКОЙ ХИМИИ
ДЛЯ СТУДЕНТОВ МЕДИЦИНСКОГО ФАКУЛЬТЕТА

Тема: Учение о растворах. Коллигативные свойства растворов

Запорожье 2015 г.

Рецензенты:

зав кафедрой органической химии д. фарм. н., *Коваленко С.И.*
проф. кафедры биологической химии д. фарм. н., *Романенко Н.И.*

Методическое пособие подготовили сотрудники кафедры физической и коллоидной химии Запорожского государственного медицинского университета:

- д. фарм. н., *Каплаушенко А.Г.*;
- доц. *Похмёлкина С.А.*;
- доц. *Чернега Г.В.*;
- доц. *Пряхин О.Р.*;
- ст. пр. *Авраменко А.И.*;
- асс. *Юрченко И.А.*;
- ст. лаб. *Щербак М.А.*

Методические указания к практическим занятиям и выполнению лабораторных работ по медицинской химии для студентов медицинского факультета. Тема: Учение о растворах. Коллигативные свойства растворов / А. Г. Каплаушенко [и др.]. – Запорожье : [ЗГМУ], 2015. – 41 с.

Рассмотрено и утверждено на заседании цикловой методической комиссии химических дисциплин Запорожского государственного медицинского университета (протокол №__ от _____ 2015года)

Предисловие

Все биологические процессы, происходящие в растительном и животном мире, в том числе и в организме человека, протекают в растворах. Прогресс таких наук, как биология, почвоведение, медицина, фармацевтическая химия, тесно связан с развитием учения о растворах.

Вещества в растворах могут находиться в различной степени дисперсности. Величина частиц служит важным признаком обуславливающим многие физико-химические свойства растворов. По этому признаку растворы различают истинные и коллоидные. Последние являются гетерогенными системами. Растворы высокомолекулярных соединений, белков, полисахаридов, каучука обладают свойствами истинных и коллоидных растворов и в последнее время очень часто относятся к группе истинных растворов.

Биологов, медиков, фармацевтов интересуют жидкие растворы, к которым относятся плазма крови, моча, лимфа, другие биологические жидкости, представляющие собой сложные смеси белков, липидов, углеводов, солей, растворенных в воде. Физико-химические закономерности взаимодействия разнообразных лекарственных препаратов с биологическими жидкостями, молекулами воды оказываются очень важными для жизнедеятельности организма.

УЧЕНИЕ О РАСТВОРАХ. КОЛЛИГАТИВНЫЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ

Цель занятия общая: Сформировать системные знания студентов о растворах, их классификации, способах выражения концентрации, свойствах; научиться использовать законы Рауля, Вант-Гоффа для расчета соответствующих параметров разбавленных растворов, в том числе биологических жидкостей.

Целевые задачи:

- дать определение растворов, их классификацию и свойства;
- овладеть теоретическим материалом по коллигативным свойствам разбавленных растворов;
- научиться готовить растворы и проводить соответствующие расчеты;
- научиться оперировать формулами и использовать их для решения ситуационных задач по теме занятия;
- овладеть методиками определения молекулярной массы криоскопическим методом;
- получить практические навыки экспериментальной работы с растворами и простейшими криоскопическими установками.
- научиться давать оценку достоверности полученных результатов;
- усвоить тестовый материал по теме занятия.

Студент должен знать:

- классификацию растворов;
- теории, описывающие процесс растворения;
- факторы, влияющие на растворимость газов и твердых веществ;
- формулы для расчета концентраций раствора;
- закон Рауля и коллигативные свойства растворов, закон Вант-Гоффа-Пфелера;
- область применения растворимости и растворов в медицине.

Студент должен уметь:

- готовить растворы с заданной концентрацией;
- воспроизводить математические выражения, связывающие параметры раствора и его компонентов;
- практически применять навыки расчетов параметров (массы, объема, концентрации, плотности) раствора;
- воспроизводить формулировки и математические выражения законов, описывающие коллигативные свойства, для расчета параметров растворов (температуры замерзания и кипения, осмотического давления);
- определять молекулярную массу вещества криоскопическим методом;
- определять осмотическое давление растворов;
- определять достоверность проведенных измерений и расчетов.

ТЕОРЕТИЧЕСКИЙ МАТЕРИАЛ ПО ТЕМЕ ЗАНЯТИЯ

Введение. Основные понятия и определения

• **Растворы** – это гомогенные термодинамически устойчивые системы, состоящие из 2-х и более веществ, соотношение которых определяется их взаимной растворимостью.

• **Раствор** – это однородная система, состоящая из двух и более компонентов: растворителя, растворенных веществ и продуктов их взаимодействия.

• **Растворы** — гомогенные системы переменного состава, находящиеся в состоянии химического равновесия.

Растворы — это как минимум двухкомпонентные системы. Обычно **растворителем** считают компонент, который в данных условиях находится в том же агрегатном состоянии, что и образующийся раствор. Это определение существенно лишь тогда, когда растворяемые вещества находятся в другом агрегатном состоянии (например, растворение солей и газов в воде с образованием жидких растворов). Если же компоненты,

образующие раствор, находятся в одном и том же агрегатном состоянии, то понятия растворителя и растворенного вещества становятся в известной мере условными. В этом случае растворителем называют то вещество, которого по массе или объему больше.

Теории образования растворов.

В ходе развития науки были высказаны две точки зрения на природу растворов:

Физическая теория (С. Аррениус, В. Оствальд, Я. Вант-Гофф) рассматривали процесс растворения как механический процесс равномерного распределения частиц растворенного вещества по всему объему растворителя.

Химическая теория (в 1887 году Д.И. Менделеев, затем И.А. Каблуков, Н.С. Курнаков) рассматривает растворы, как системы, образованные частицами растворителя, растворенного вещества и неустойчивых химических соединений, которые образуются между ними.

Современная теория растворения объединяет физическую и химическую точку зрения и позволяет определить процесс растворения, как сложный физико-химический процесс, состоящий из двух стадий:

а) стадия гидратации (сольватации) на которой молекулы воды окружают молекулы вещества, образуя гидраты и сольваты.

б) стадия растворения, во время которой происходит диффузия гидратов (сольватов) в различные части системы, делая ее однородной.

Растворимость

Растворимость – это способность вещества растворяться в том или ином растворителе.

Количественно растворимость выражается числом граммов, которое можно растворить в 100 г растворителя при данной температуре. На практике

растворимость твердых веществ выражают коэффициентом растворимости = $m \cdot v_a \cdot 100 / m$ растворителя. По растворимости в воде 10 г вещества;

а) хорошо растворимые – в 100 г воды растворяется более 10 г вещества;

б) малорастворимые – в 100 г воды растворяется менее 1 г вещества;

в) практически нерастворимые – в 100 г воды растворяется менее 0,1 г вещества.

Мерой растворимости вещества является концентрация его насыщенного раствора. Растворы бывают ненасыщенными, насыщенными и перенасыщенными.

Ненасыщенный называется раствор, в котором еще может растворяться вещество при данной температуре.

Раствор называется насыщенным, если он находится в равновесии с растворенным веществом, т.е. в насыщенном растворе содержится предельное при данных условиях содержание вещества. Это динамическая равновесная система, в которой скорость процесса растворения равна скорости процесса кристаллизации (выпадение осадка растворенного вещества из раствора).

Перенасыщенный называется раствор, содержащий вещества больше, чем это определяется его растворимостью. Данные растворы готовят в особых условиях, они очень неустойчивы, быстро переходят в насыщенные.

Растворимость зависит от:

1 Природы вещества и растворителя.

2. От температуры. При этом:

а) растворимость твердых веществ и жидких с повышением температуры, как правило, увеличивается.

Растворимость газов при повышении температуры уменьшается, от давления зависит только растворимость газов в жидкостях и не зависит растворимость твердых веществ.

Влияние давления на растворимость газов в жидкостях выражает закон Генри: Масса газа, растворяющаяся при постоянной температуре в данном объеме жидкости прямопропорциональна парциальному давлению газа:

$$C = k \cdot p, \text{ где}$$

C – массовая концентрация газа в насыщенном растворе;

k – коэффициент пропорциональности, называемый константой Генри;

p – парциальное давление.

Следует однако заметить, что газы подчиняются закону Генри при не оченьвысоких давлениях и лишь в том случае если они не вступают в химическое взаимодействие с растворителем.

Если над жидкостью находится смесь газов, то каждый газ растворяется пропорционально своему парциальному давлению (закон Генри-Дальтона).

Концентрация растворов и способы ее выражения. Молярная, нормальная, моляльная концентрация. Массовая доля растворенного вещества.

Существуют различные способы выражения состава раствора. Наиболее часто используют массовую долю растворённого вещества, молярную и нормальную концентрацию.

Способы выражения концентрации растворов	Определения	Формулы
Молярная концентрация	показывает количество моль растворенного вещества в 1 литре раствора Часто используют обозначения,	$C_M(B) = \frac{n(B)}{V(p - pa)}$ $n(B) = \frac{m(B)}{M(B)},$ откуда

	<p>например:</p> <p>1М – одномолярный раствор ($C_M = 1$ моль/л);</p> <p>0,1М – децимолярный раствор ($C_M = 0,1$ моль/л);</p> <p>0,01М – сантимольный раствор ($C_M = 0,01$ моль/л);</p> <p>0,001М – миллимолярный раствор ($C_M = 0,001$ моль/л)</p>	$C_M(B) = \frac{m(B)}{M(B) \cdot V(p-pa)}$ <p>где $n(B)$ (иногда обозначают $\nu(B)$) – количество растворенного вещества моль;</p> <p>$m(B)$ – масса растворенного вещества;</p> <p>$M(B)$ – молярная масса растворенного вещества.</p>
<p>Моляльная концентрация,</p> <p>моляльность</p> <p>C_m</p> <p>моль/кг</p>	<p>показывает количество моль растворенного вещества в 1 кг (или в 1000 г) растворителя</p> <p>Часто используют обозначения,</p> <p>Например:</p> <p>1m – одномоляльный раствор ($C_m = 1$ моль/кг);</p> <p>0,1m – децимоляльный раствор ($C_m = 0,1$ моль/кг) и т.д.</p> <p>Обозначение, например, 1m NaOH означает, что в килограмме воды содержится 1 моль NaOH.</p>	$C_m(B) = \frac{1000 \cdot n(B)}{m(p-ля)}$ или $C_m = \frac{m(B) \cdot 1000}{M(B) \cdot m(p-ля)}$ <p>где $m(p-ля)$ – общая масса растворителя, кг</p>
<p>молярная концентрация эквивалента,</p>	<p><u>показывает количество моль эквивалентов растворенного вещества в 1 литре раствора.</u></p>	$C_{эк} = \frac{n_{эк}(B)}{V(p-pa)}$ $n_{эк}(B) = \frac{m(B)}{M_{эк}(B)}$

<p>эквивалентная концентрация</p> <p>нормальная концентрация,</p> <p>нормальность,</p> <p>C_n или $C_{эк}$</p> <p>моль-экв/л,</p> <p>моль/л, н.</p>	<p><u>Часто используют обозначения, например:</u></p> <p>1 н. - <u>однонормальный раствор</u> (1 моль/л);</p> <p>0,1 н. - <u>децинормальный раствор</u> (0,1 моль/л);</p>	<p>откуда</p> $C_{эк}(B) = \frac{m(B)}{M_{эк}(B) \cdot V(p-ра)}$ <p>где $n_{эк}(B)$ (или $v_{эк}(B)$)- количество моль эквивалентов растворенного вещества;</p> <p>$M_{эк}(B)$— молярная масса эквивалента вещества.</p>
<p>Титр</p> <p>T, мг/мл, г/мл</p>	<p><u>показывает, сколько граммов вещества содержится в 1 мл (см³) раствору</u></p>	$T_B = \frac{m(B)}{V(p-ра)}$ <p>$m(B)$ - масса вещества, мг или г</p>
<p>массовая доля $\omega\%$ (омега), если выражена в %;</p> <p>ω, если в долях единицы</p>	<p>есть отношением массы растворенного вещества к массе раствора.</p> <p><u>ω показывает, сколько граммов вещества в 1г або в 100 г (тогда результат в %) раствора.</u></p>	$\omega\%(B) = \frac{m(B)}{m(p-ра)} \cdot 100\%$ <p>$m(p-ра) = m(B) + m(p-рителя)$,</p> <p>откуда</p> $\omega\%(B) = \frac{m(B)}{m(B) + m(p-ля)} \cdot 100\%$
<p>Объемная доля $\varphi\%$ или (фи)</p> <p>выражается</p>	<p>– <u>показывает число мл вещества в 1 мл или в 100 мл раствора.</u></p> <p>Используют для</p>	$\varphi\%(B) = \frac{V(B)}{V(p-ра)} \cdot 100\%$ <p>$V(p-ра) = V(B) + V(p-ля)$</p>

<p>в процентах или долях единицы</p>	<p>характеристики состава газовых растворов и растворов, образованных жидкостями.</p>	
<p>Мольная доля N_1 – мольная доля растворителя, N_2 – мольная доля растворенного вещества выражается в процентах или в долях единицы</p>	<p>N_2- отношение количества (моль) растворенного вещества к общему количеству (моль) всех компонентов раствора. Формулы приведены для бинарного раствора.</p>	<p>$N_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2},$ де n_1 – количество моль растворителя, n_2 – количество моль растворенного вещества. Сума мольных долей всех компонентов раствора равняется единице. Для <u>бинарного раствора</u>: $N_1 + N_2 = 1$</p>
<p>Формулы пересчета состава растворов (для бинарных растворов)</p>		
<p>Формулы пересчета молярной концентрации в молярную концентрацию эквивалента и наоборот</p>	<p>1. Если $M_{эк} = M$ (например, для HCl, KOH, KCl), то пересчет делать не нужно, $C_n = C_M$ 2. Если $M_{эк} \neq M$, $C_n = C_M * f_{эк}$</p>	

<p>Формулы пересчета массовой доли в молярную концентрацию и в молярную концентрацию эквивалента</p>	$C_M(B) = \frac{10 \cdot \omega\% \cdot \rho(p - pa)}{M(B)}$ $C_{\text{эк}}(B) = \frac{10 \cdot \omega\% \cdot \rho(p - pa)}{M_{\text{эк}}(B)},$ <p>де $\rho(p - pa)$ – плотность раствора:</p> $\rho(p - pa) = \frac{m(p - pa)}{V(p - pa)}$
<p>Зависимость между титром и молярной концентрацией эквивалента</p>	$T_B = \frac{C_{\text{эк}}(B) \cdot M_{\text{эк}}(B)}{1000}$

Свойства идеальных и реальных растворов. Криоскопия и эбулиоскопия.

Идеальным считается раствор, который обладает следующими свойствами:

- между молекулами одного компонента раствора и молекулами разных компонентов действуют одинаковые силы межмолекулярного притяжения. Молекулы одного компонента практически не облегчают и не затрудняют переход в паровую фазу молекул другого компонента;

- смешивание двух компонентов раствора не сопровождается изменением энтальпии;

- объем смеси двух компонентов (раствора) в точности равен сумме их объемов до смешивания.

Идеальные растворы подчиняются *закону Рауля*.

В 1887 г. Рауль опытным путем установил, что, **парциальное давление паров растворителя, находящегося в равновесии с разбавленным**

раствором, пропорционально мольной доле растворителя в данном растворе. Это можно выразить следующим уравнением:

$$p_A = x_A p_A^0$$

Пар идеального раствора может рассматриваться как идеальный газ, а в таком случае к нему должен быть применен закон Дальтона. Следовательно, полное давление пара (p) рассматриваемого двухкомпонентного раствора равно сумме парциальных давлений пара каждого компонента: $p = p_A + p_B$. Отсюда следует, что

$$p = x_A \cdot p_A^0 + x_B \cdot p_B^0$$

Суммарное давление пара двухкомпонентного раствора и парциальное давление пара более летучего компонента увеличиваются с возрастанием мольной доли более летучего компонента в растворе. Одновременно с этим парциальное давление пара менее летучего компонента раствора уменьшается.

Относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором не зависит от природы растворенного вещества, а определяется только числом частиц в растворе. Такие свойства растворов называют коллигативными. К данным свойствам относят также повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания раствора, осмотическое давление.

Опытным путем было установлено, что понижение температуры замерзания разбавленного раствора пропорционально концентрации растворенного вещества. В 1883 г. химик Ф.М. Рауль установил, что *понижение температуры замерзания, вызываемое разными растворенными веществами, взятыми в одинаковых молярных количествах, одинаково для данного растворителя.*

Для разбавленных растворов понижение давления пара пропорционально концентрации, то и повышение температуры кипения и понижение температуры отвердевания разбавленных растворов

пропорционально их концентрации. В данном случае (в отличие от закона Рауля) концентрацию принято выражать моляльностью. Таким образом

$$\Delta T_{\text{кип}} = E \cdot m$$

и

$$\Delta T_{\text{крист}} = K \cdot m$$

Коэффициенты пропорциональности называются соответственно эбулиоскопической E (лат. *ebullio* - выкипаю) и криоскопической K (греческое слово "криос" - холод) константами.

Обе они не зависят от природы растворенного вещества, а характеризуют лишь растворитель

Понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения раствора по сравнению с чистым растворителем:

$$\Delta T_{\text{зам}} = \frac{RT_{\text{зам}}^2 X_2}{\Delta H_{\text{пл}}} = \frac{RT_{\text{зам}}^2 M_1 m_2}{\Delta H_{\text{пл}}} = K_{\text{к}} m_2,$$

$$\Delta T_{\text{кип}} = \frac{RT_{\text{исп}}^2 X_2}{\Delta H_{\text{исп}}} = \frac{RT_{\text{исп}}^2 M_1 m_2}{\Delta H_{\text{исп}}} = K_{\text{э}} m_2.$$

где m_2 – моляльность раствора, $K_{\text{к}}$ и $K_{\text{э}}$ – криоскопическая и эбулиоскопическая постоянные растворителя, X_2 – мольная доля растворенного вещества, $\Delta H_{\text{пл}}$ и $\Delta H_{\text{исп}}$ – энтальпии плавления и испарения растворителя, $T_{\text{пл}}$ и $T_{\text{кип}}$ – температуры плавления и кипения растворителя, M_1 – молярная масса растворителя, R - универсальная газовая постоянная.

Таким образом, в эти уравнения входят только характеристики растворителя.

Поскольку $\Delta T_{\text{кип}}$ и $\Delta T_{\text{крист}}$ изменяются пропорционально числу грамм-молекул, а каждая грамм-молекула содержит одинаковое число молекул ($6,024 \cdot 10^{23}$), то эти характеристики раствора зависят только от числа частиц растворенного вещества. Отсюда второй закон Рауля: повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания растворов пропорциональны числу частиц растворенного вещества и не зависят от его природы.

Методы криоскопии и эбуллиоскопии фактически являются следствием из закона Рауля.

Для разбавленных растворов понижение давления пара пропорционально концентрации, то и повышение температуры кипения и понижение температуры кристаллизации разбавленных растворов пропорционально их концентрации

$$\Delta T_{\text{кип}} = E \cdot m$$

и

$$\Delta T_{\text{отв}} = K \cdot m$$

Коэффициенты пропорциональности называются соответственно эбуллиоскопической E (лат. *ebulio* - выкипаю) и криоскопической K (греческое слово "криос" - холод) константами.

Растворы, в которых не происходит диссоциация растворенного вещества на ионы, называются *растворами неэлектролитов*. Система характеризуется отсутствием ионов в растворе и не обладает ионной проводимостью.

Растворы, в которых растворенное вещество распадается на ионы, называются *растворами электролитов*. Растворы электролитов являются ионными проводниками.

Осмотическое давление растворов.

Если эритроциты (красные кровяные тельца) поместить в чистую воду, то они набухают, становятся круглыми и наконец лопаются. Это объясняется тем, что вода проникает через стенки клетки, в то время как растворенные во внутриклеточной жидкости вещества (гемоглобин и другие белки) не могут проникать через стенки клетки; ввиду того что система стремится к равновесному состоянию между двумя жидкостями (к равенству давлений водяных паров), вода и проникает внутрь клетки. Если бы стенки клеток были бы достаточно прочны, то равновесие наступило бы в тот момент, когда гидростатическое давление внутри клетки достигло бы определенного

значения, при котором давление насыщенного пара раствора было бы равным давлению насыщенного пара чистой воды, находящейся снаружи клеток. Такое равновесное гидростатическое давление называется *осмотическим давлением* раствора.

Явление селективной диффузии определённого сорта частиц в растворе через полупроницаемую перегородку называется осмосом. А сила, обуславливающая осмос, отнесенная к единице поверхности полупроницаемой мембраны называется *осмотическим давлением*. Вант-Гофф показал, что осмотическое давление в растворе неэлектролита пропорционально молярной концентрации растворенного вещества:

$$p = cRT,$$

где $c = n/V$ — молярная концентрация, моль/л. Выражение по форме аналогично уравнению Клапейрона-Менделеева для идеальных газов, однако эти уравнения описывают разные процессы. Осмотическое давление возникает в растворе при проникновении в него дополнительного количества растворителя через полупроницаемую перегородку. Это давление — сила, препятствующая дальнейшему выравниванию концентраций.

Формальная аналогия позволила Вант-Гоффу (1887) сформулировать закон осмотического давления: *осмотическое давление равно тому давлению, которое производило бы растворенное вещество, если бы оно в виде идеального газа занимало тот же объем, который занимает раствор, при той же температуре.*

Подобно уравнению Менделеева-Клапейрона уравнения Вант-Гоффа позволяет определить молекулярную массу вещества. Так гемоглобина равна 6000 и что молекула является димером ($M=12000$).

Многие биологические процессы (тургор, плазмолиз, гемолиз) связаны с осмосом благодаря наличию в клетках так называемых биологических мембран. В медицинской практике находят применение:

а) изотонические растворы (осмотическое давление их равно осмотическому давлению плазмы крови). Общее нормальное осмотическое давление плазмы крови равно $7 \cdot 10^6 - 8 \cdot 10^6$ Па;

б) гипотоническое (осмотическое давление гипертонических растворов больше осмотического давления плазмы крови);

в) гипертоническое (осмотическое давление гипертонических растворов больше осмотического давления плазмы крови).

Изотонические растворы не вызывают изменения объема клетки, поэтому они широко применяются в медицинской практике для возмещения объема крови и повышения кровяного давления, а также при обезвоживании организма (например при ожогах, сильной рвоте используют 0,9% водный раствор натрия хлорида и 5% раствор глюкозы).

Определения понятия плазмолиза, гемолиза и тургора дается в соответствии с Украинско-Латинским-Английским медицинским толковым словарем, Львов – 1995 год:

Плазмолиз – отслоение цитоплазмы от оболочки клетки в гипертоническом растворе;

Гемолиз – разрушение (растворение) красных телец в гипотоническом растворе;

Тургор – состояние напряжения тканей, напряженность и эластичность ткани, которая меняется в зависимости от ее физиологического состояния.

Все описанные законы относятся к бесконечно разбавленным идеальным растворам. Применение их к реальным растворам ограничено тем в большей степени, чем выше концентрация раствора.

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОПОДГОТОВКИ

1. Определения и понятия: что называют раствором, растворимостью, растворителем.

2. Теории образования растворов (физическая, химическая, современная).

3. Факторы, влияющие на растворимость.
4. Классификации растворов.
5. Состав растворов. Концентрация растворов. Способы выражения концентрации растворов.
6. Закон Рауля. Какие свойства растворов называются коллигативными?
7. Что называется давлением насыщенного пара? Как оно изменяется над раствором по мере увеличения концентрации нелетучего неэлектролита?
8. Что такое полупроницаемые мембраны? Приведите примеры полупроницаемых мембран.
9. Дайте определение осмоса и осмотического давления. Какие существуют методы определения осмотического давления?
10. Будут ли изотоничны водные растворы двух нелетучих неэлектролитов, если температуры и молярные концентрации растворов одинаковы? Ответ мотивируйте.
11. Будут ли изотоничны водные растворы двух нелетучих неэлектролитов ($M_1 > M_2$), если температуры растворов и массовые доли этих веществ в растворах одинаковы? Если, на ваш взгляд, растворы неизотоничны, то в котором из них — первом или втором — осмотическое давление выше? Почему?
12. Как будет меняться во времени осмотическое давление подкисленного раствора сахарозы при 80°C ? Ответ мотивируйте.
13. Опишите поведение эритроцитов при 37°C в водных растворах следующих веществ: а) фруктозы, $\omega = 2\%$, плотность 1.006 г/мл ; б) сульфата натрия, $\omega = 16\%$, плотность 1.151 г/мл , $\alpha = 1$; в) мочевины, $C = 0.3 \text{ моль/л}$.
14. Диффузия в растворах. Факторы, влияющие на скорость диффузии. Закон Фика. Роль диффузии в процессах переноса вещества в биологических системах.

15. Сущность осмоса. Осмотическое давление разбавленных растворов неэлектролитов. Закон Вант-Гоффа. Гипо-, гипер- и изотонические растворы. Измерение осмотического давления.

16. Отклонение растворов электролитов от закона Вант-Гоффа. Изотонический коэффициент, его связь со степенью диссоциации электролита. Понятие об осмотической концентрации растворов.

17. Осмотическое давление растворов биополимеров. Осмотическое давление плазмы и сыворотки крови и его биологическая роль.

18. Роль осмоса и осмотического давления в биологических системах. Изоосмия организмов. Формирование отека. Плазмолиз, гемолиз. Применение в медицине гипер- и изотонических растворов.

19. Не производя расчетов, укажите, какой из трех растворов с одинаковой массовой долей – хлорида бария, хлорида магния, хлорида кальция – имеет минимальную и максимальную температуру замерзания. Ответ мотивируйте.

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ РАБОТЫ

Лабораторная работа

Опыт 1. Определение молекулярной массы растворенного вещества криоскопическим методом

Ход работы:

Работа выполняется в криоскопе.

1. Произвести настройку термометра.
2. Заполнить стакан криоскопа охлаждающей смесью льда с солью NaCl.
3. Отмерить 25 мл растворителя по указанию преподавателя и залить в рабочую пробирку.
4. Погрузить термометр в пробирку и вместе с пробиркой опустить в охлаждающую смесь.
5. Следить за показаниями термометра, одновременно перемешивая жидкость мешалкой во избежание переохлаждения.

6. Отметить температуру выпадения первых кристаллов чистого растворителя. Эту операцию повторить три раза и взять среднее значение температуры кристаллизации.

7. Взять навеску исследуемого вещества (0,5 г).

8. Вынуть пробирку с закристаллизованным растворителем из охлаждающей смеси.

9. Расплавить кристаллы растворителя, нагревая пробирку рукой.

10. Внести навеску исследуемого вещества в растворитель, тщательно перемешать до полного растворения.

11. Определить температуру замерзания раствора, зафиксировав три раза температуру выпадения кристаллов из раствора.

12. Найти понижение температуры замерзания раствора по сравнению с чистым растворителем.

$$\Delta t = t_1 - t_0$$

Вычислить молекулярную массу исследуемого вещества по уравнению:

$$M = \frac{K \cdot g \cdot 1000}{g_0 \cdot \Delta t},$$

$M =$

где K - криоскопическая постоянная, для воды-1,86;

g - навеска исследуемого вещества;

g_0 -навеска воды;

Δt - понижение температуры замерзания раствора.

13. Полученные данные занести в таблицу:

№ замера	Температура кристаллизации		Δt	M
	растворителя	раствора		

Опыт 2. Определение осмотического давления раствора сахарозы.

Осмометр вынимают из штатива. Затем, наклонив его в сторону боковой (широкой) трубки, через отверстие этой трубки с помощью пипетки заполняют исследуемым раствором сахара. Продолжая держать осмометр в наклоненном положении, боковую (широкую) трубку плотно закрывают пробкой так, чтобы в ней не оставалось пузырьков воздуха, а уровень раствора в капилляре был возможно ниже. Заполненный осмометр погружают в стакан с дистиллированной водой до нижнего уровня капилляра и закрепляют в штативе. Если в течение первых 30 минут высота раствора в капилляре не увеличится, заменяют осмометр. Через 1.5–2 часа от начала опыта (когда осмос прекратится) измеряют высоту подъема раствора в капиллярной трубке от поверхности воды в стакане. Осмотическое давление раствора рассчитывают по формуле:

$$P_{\text{осм.}} = h \cdot \rho \cdot g \text{ (Па)}$$

где: h – высота подъема раствора в капилляре (м);

ρ – плотность исследуемого раствора (кг/м^3);

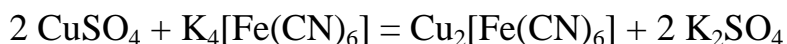
g – ускорение свободного падения тела, (м/с^2).

Результаты опыта оформляют в виде таблицы, приводя подробный рисунок осмометра и расчет осмотического давления.

Продолжительность осмоса	h , м	ρ , кг/м^3	P , Па

Опыт 3. Рост искусственной «клетки» Траубе.

В цилиндр наливают 150–200 мл раствора CuSO_4 и бросают кристаллик $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. За счет реакции



на поверхности кристалла образуется сплошная пленка гексацианоферрата(II) меди, пропускающая воду, но задерживающая

частицы солей. Вследствие равности концентраций внутри оболочки и вне ее вода начинает поступать внутрь «клетки». Оболочка растягивается и разрывается в самом слабом месте. На этом месте вновь возникает пленка из $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, и так постепенно развивается вытянутая полость, очертаниями напоминающая водоросль или гидру.

Опыт 4. Гемолиз эритроцитов.

Берут 3 пробирки. В первую наливают из бюретки 3 мл дистиллированной воды, во вторую (пипеткой) 3 мл раствора хлорида натрия с массовой долей NaCl 0.2%, в третью (пипеткой) – 3 мл раствора хлорида натрия с массовой долей NaCl 0.9%; в каждую пробирку вносят по 2 капли крови и встряхивают.

Через полчаса отмечают, в каких пробирках произошел гемолиз эритроцитов.

Работу оформляют в виде таблицы.

Содержание пробирки	Что наблюдали	Вывод (отсутствие или наличие гемолиза)
3 мл H_2O + 2 капли крови		
3 мл р-ра NaCl с $\omega = 0.2\%$ + 2 капли крови		
3 мл р-ра NaCl с $\omega = 0.9\%$ + 2 капли крови		

ТЕСТОВЫЙ САМОКОНТРОЛЬ

1. Идеальными называются растворы:

А. У которых силы взаимодействия между разнородными и однородными молекулами одинаковые

В. У которых силы взаимодействия между разнородными молекулами больше чем между однородными

С. У которых силы взаимодействия между однородными молекулами больше чем между разнородными

2. В процессе осмоса:

А Растворители из раствора с меньшей концентрацией, движутся в раствор с большей концентрацией

В. Растворители в растворах одновременно движутся из одного раствора в другой

С. Растворители в растворах с большей интенсивностью движутся в раствор меньшей концентрации

3. Как выражается закон Вант-Гоффа?

А $P=cRT$

В. $PV=nRT$

С. $M=mRT/PV$

Д. $V= mRT/PV$

Е. $-P=mRT/VM$

4. Какое уравнение носит название закона Рауля?

А. $p_i= p_0x_i$

В. $p_{0i}=p_ix_i$

С. $p_i= p_0/x_i$

Д. $P_{0i}=x_i/p$

5. Какие растворы обладают коллигативными свойствами:

А. Предельно разбавленные

В. Разбавленные

С. Концентрированные

6. Укажите общее выражение закона распределения:

А. $a/b=K$

В. $a+b=K$.

С. $a \cdot b=K$

Д. $a-b=K$

7. Изотонический раствор натрий хлорида в воде имеет концентрацию:

- A. 0,9%.
- B. 0,65%.
- C. 10%.
- D. 1%

8. С помощью формулы $C_M(B) = \frac{n(B)}{V(p - pa)}$ можно рассчитать:

- A. Молярность раствора.
- B. Моляльность раствора.
- C. Массовую долю раствора.
- D. Объемную долю раствора

9. С помощью формулы $C_m(B) = \frac{1000 \cdot n(B)}{m(p - ля)}$ можно рассчитать:

- A. Моляльность раствора.
- B. Молярность раствора
- C. Массовую долю раствора.
- D. Объемную долю раствора

10. С помощью формулы $T_B = \frac{m(B)}{V(p - pa)}$ можно рассчитать:

- A. Титр раствора.
- B. Моляльность раствора.
- C. Массовую долю раствора.
- D. Объемную долю раствора

11. С помощью формулы $\omega\%(B) = \frac{m(B)}{m(p - pa)} \cdot 100\%$ можно рассчитать:

- A. Массовую долю раствора.
- B. Моляльность раствора.
- C. Молярность раствора.
- D. Объемную долю раствора

12. Если пропускать луч света через коллоидную дисперсию, свет частично рассеивается в ней. Это:

- A. Эффект Тиндаля.
- B. Закон Рауля.

С. Постулат Планка.

Д. Закон Вант-Гоффа.

13. Понижение температуры замерзания раствора по сравнению с чистым растворителем относят к :

А. Коллигативным свойствам раствора.

В. Явлению осмоса.

С. Положительным отклонениям от закона Рауля

Д. Отрицательным отклонениям от закона Рауля.

14. Повышение температуры кипения раствора по сравнению с чистым растворителем относят к:

А. Коллигативным свойствам раствора.

В. Явлению осмоса.

С. Положительным отклонениям от закона Рауля

Д. Отрицательным отклонениям от закона Рауля.

15. Явление селективной диффузии определённого сорта частиц в растворе через полупроницаемую перегородку называется:

А. осмосом.

В. Тургором.

С. Явлением плазмолиза.

Д. Явлением деплазмолиза.

16. Растворы – это:

А. гомогенные термодинамически устойчивые системы, состоящие из 2-х и более веществ, соотношение которых определяется их взаимной растворимостью.

В. гетерогенные термодинамически устойчивые системы, состоящие из 2-х и более веществ, соотношение которых определяется их взаимной растворимостью.

С. гомогенные термодинамически устойчивые системы, состоящие из одного вещества.

D. гомогенные термодинамически устойчивые системы, состоящие из 2-х и более веществ, соотношение которых определяется зарядом их ядра.

17. Гидрозолеом называют:

A. дисперсию в воде.

B. дисперсию твердого вещества в воздухе.

C. коллоидную дисперсию одной жидкости в другой.

18. Растворимость газов при повышении температуры:

A. уменьшается.

B. Увеличивается.

C. Остается неизменной.

D. Зависит от природы растворителя.

19. Чем выше концентрация соли в растворе, тем меньше растворимость в ней газов это:

A. Закон Сеченова.

B. Закон Рауля.

C. Закон Коновалова.

D. Закон Генри.

20. Физическую теорию создали:

A. С. Аррениус, В. Оствальд, Я. Вант-Гофф.

B. Гиббс, ЛеШателье, Д.И. Менделеев.

C. Д.П. Коновалов, Н.С. Курнаков, Каблуков.

ЗАДАЧИ

Задание № 1

1. Сколько граммов хлорида никеля (II) нужно взять для приготовления 200 г 15% масс. раствора

2. Сколько граммов карбоната натрия кристаллического ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) нужно взять для приготовления 400 мл 10% масс. раствора карбоната натрия. (d_4^{20} раствора = 1,05 г/мл).

3. Определить молярную концентрацию раствора, содержащего в 1150г раствора 490г серной кислоты (d_4^{20} раствора = 1,15 г/мл).
4. Вычислить молярную концентрацию 70%масс. раствора гидроксида натрия (d_4^{20} раствора = 1,05 г/мл).
5. Какую массу воды необходимо добавить к 200мл 30%масс. раствора нитрата никеля (d_4^{20} раствора = 1,33 г/мл), чтобы получить 10%масс. раствор.
6. Найти молярную концентрацию 15%масс. раствора серной кислоты.
7. На сколько градусов изменится температура кипения раствора, если в 100 г воды растворить 9 г глюкозы ($C_6H_{12}O_6$).
8. Написать уравнение электролитической диссоциации:
 - а) хлороводородная кислота,
 - б) гидроксид лития,
 - в) сульфат марганца (II).
9. Концентрация ионов водорода в растворе равна 10^{-4} мол/л. Определить водородный показатель раствора. Указать характер среды.

Задание № 2

1. Сколько граммов карбоната натрия нужно взять для приготовления 50мл 10%масс. раствора (d_4^{20} раствора = 1,15 г/мл).
2. Сколько граммов сульфита натрия кристаллического ($Na_2SO_3 \cdot 7H_2O$) нужно взять для приготовления 400г 20%масс. раствора сульфита натрия.
3. Определить молярную концентрацию раствора, содержащего в 1000мл раствора 49г фосфорной кислоты.
4. Определить массовую долю растворенного вещества в 1,0 молярном растворе азотной кислоты (d_4^{20} раствора = 1,03 г/мл).

5. Из 400г 20%масс. раствора при охлаждении выделилось 50г растворённого вещества. Чему равна массовая доля (%масс.) растворённого вещества в оставшемся растворе.

6. В 1 кг воды растворено 666г гидроксида калия. Определить молярную концентрацию раствора.

7. При какой температуре будет кипеть 50%масс. раствор сахарозы ($C_{22}H_{22}O_{11}$).

8. Написать уравнение электролитической диссоциации:

а) азотная кислота,

б) гидроксид лития,

в) сульфат натрия.

9. Определить концентрацию ионов водорода в растворе, водородный показатель которого равен 5,0. Указать характер среды.

Задание № 3

1. Сколько граммов сульфата цинка нужно взять для приготовления 2кг 20%масс. раствора.

2. Сколько граммов сульфата марганца кристаллического ($MnSO_4 \cdot 5H_2O$) нужно взять для приготовления 500мл 15%масс. раствора сульфата марганца. (d_4^{20} раствора = 1,08 г/мл).

3. Определить молярную концентрации раствора, содержащего в 200мл раствора 1,06г карбоната натрия.

4. Вычислить молярную концентрацию 40%масс. раствора серной кислоты (d_4^{20} раствора = 1,6 г/мл).

5. Смешали 300г 25%масс. раствора и 400г 40%масс. раствора. Определить массовую долю растворённого вещества в полученном растворе.

6. Найти молярную концентрацию 40%масс. раствора азотной кислоты.

7. Сколько граммов метанола (CH_4O) надо растворить в 100г воды, чтобы раствор кипел при 102°C.

8. Написать уравнение электролитической диссоциации:

а) хлорная кислота,

б) гидроксид калия,

в) йодид натрия.

9. Определить водородный показатель 0,01 молярного раствора хлороводородной кислоты. Указать характер среды.

Задание № 4

1. Сколько граммов гидроксида натрия нужно взять для приготовления 200мл 5%масс. раствора (d_{4}^{20} раствора = 1,09 г/мл).

2. Сколько граммов сульфата меди кристаллического ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) нужно взять для приготовления 1кг 5%масс. раствора сульфата меди.

3. Определить молярную концентрацию раствора, содержащего в 50г раствора 2,0г гидроксида натрия (d_{4}^{20} раствора = 1,08 г/мл).

4. Определить массовую долю 0,2 молярного раствора орто-фосфата калия (d_{4}^{20} раствора = 1,02 г/мл).

5. Сколько миллилитров 38%масс. раствора хлороводородной кислоты (d_{4}^{20} раствора = 1,19 г/мл) необходимо взять для приготовления 1,0 кг 8%масс. раствора.

6. В 0,5кг воды растворено 300г карбоната натрия. Определить молярную концентрацию раствора.

7. Температура кипения водного раствора сахарозы ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) равна $101,4^{\circ}\text{C}$. вычислить массовую долю сахарозы в растворе.

8. Написать уравнение электролитической диссоциации:

а) орто-борная кислота,

б) гидроксид кальция,

в) силикат натрия.

9. Определить молярную концентрацию раствора азотной кислоты, водородный показатель которого равен 3,0.

Задание № 5

1. Сколько граммов сульфита натрия нужно взять для приготовления 100г 50%масс. раствора.
2. Сколько граммов сульфата натрия кристаллического ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) нужно взять для приготовления 2л 5%масс. раствора сульфата натрия (d_{4}^{20} раствора = 1,08 г/мл).
3. Определить молярную концентрацию раствора, содержащего в 500мл раствора 3,42 г сульфата алюминия.
4. Вычислить молярную концентрацию 20%масс. раствора фосфорной кислоты (d_{4}^{20} раствора = 1,10 г/мл).
5. Из 700г 60%масс. раствора серной кислоты выпариванием удалили 200г воды. Определить массовую долю растворённого вещества в оставшемся растворе.
6. Определить молярную концентрацию 10%масс. раствора хлорида натрия.
7. При какой температуре будет кипеть 5%масс. водный раствор хлорида натрия, если изотонический коэффициент равен 1,8.
8. Написать уравнение электролитической диссоциации:
 - а) бромоводородная кислота,
 - б) гидроксид кальция,
 - в) сульфит калия.
9. Концентрация гидроксид-ионов в растворе равна 10^{-4} мол/л. Определить водородный показатель раствора. Указать характер среды.

Задание № 6

1. Сколько граммов гидроксида калия нужно взять для приготовления 1л 10%масс. раствора (d_{4}^{20} раствора = 1,05 г/мл).
2. Сколько граммов сульфата алюминия кристаллического ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$) нужно взять для приготовления 500г 10%масс. раствора сульфата алюминия.

3. Определить молярную концентрацию раствора, содержащего в 103г раствора 31,5г азотной кислоты (d_4^{20} раствора = 1,03 г/мл).
4. Определить массовую долю 1,0 молярного раствора карбоната натрия (d_4^{20} раствора = 1,15 г/мл).
5. Сколько надо взять 20%масс. раствора гидроксида калия, чтобы при добавлении к 1кг 50%масс. раствора получился 25%масс. раствор.
6. В 100г воды растворено 3,5г хлорида кальция. Определить молярную концентрацию раствора.
7. На сколько градусов изменится температура кипения раствора, если в 100г воды растворить 53г диэтиленгликоля ($C_4H_{10}O_3$).
8. Написать уравнение электролитической диссоциации:
 - а) орто-фосфорная кислота,
 - б) гидроксид железа (III),
 - в) карбонат натрия.
9. Концентрация ионов водорода в растворе равна 10^{-12} мол/л. Определить водородный показатель раствора. Указать характер среды.

Задание № 7

1. Сколько граммов серной кислоты нужно взять для приготовления 5кг 30%масс. раствора.
2. Сколько граммов карбоната натрия кристаллического ($Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$) нужно взять для приготовления 1л 50%масс. карбоната натрия (d_4^{20} раствора = 1,12 г/мл).
3. Определить молярную концентрацию раствора, содержащего в 250мл раствора 13,35г хлорида алюминия.
4. Вычислить молярную концентрацию 60%масс. раствора сульфата магния (d_4^{20} раствора = 1,31 г/мл).
5. Сколько граммов 30%масс. раствора хлорида натрия нужно взять, чтобы получить 600г 10%масс. раствора соли.

6. Найти молярную концентрацию 15% масс. раствора сульфата алюминия.
7. При какой температуре будет кипеть 50% масс. водный раствор ацетона (C_3H_6O).
8. Написать уравнение электролитической диссоциации:
 - а) хлорная кислота,
 - б) гидроксид магния,
 - в) нитрат никеля (II).
9. Определить концентрацию ионов водорода в растворе, водородный показатель которого равен 8. Указать характер среды.

Задание № 8

1. Сколько граммов азотной кислоты нужно взять для приготовления 4л 20% масс. раствора (d_4^{20} раствора = 1,31 г/мл).
2. Сколько граммов сульфата меди кристаллического ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$) нужно взять для приготовления 500г 25% масс. раствора сульфата меди.
3. Определить молярную концентрацию раствора, содержащего в 700г раствора 98г серной кислоты (d_4^{20} раствора = 1,40 г/мл).
4. Определить массовую долю 0,5 молярного раствора хлорида калия (d_4^{20} раствора = 1,02 г/мл).
5. Из 400г 50% масс. раствора сульфата меди выпариванием удалили 100г воды. Чему равна массовая доля сульфата меди в оставшемся растворе.
6. В 500г воды растворено 18г фосфорной кислоты. Определить молярную концентрацию раствора.
7. При какой температуре замерзает водный раствор сахарозы ($C_{12}H_{22}O_{11}$), если температура кипения этого раствора равна 102,8°C.
8. Написать уравнение электролитической диссоциации:
 - а) орто-фосфористая кислота,

б) гидроксид хрома (III),

в) сульфид кальция.

9. Определить водородный показатель 0,001 молярного раствора азотной кислоты. Указать характер среды.

Задание № 9

1. Сколько граммов сульфата меди (II) нужно взять для приготовления 800г 40%масс. раствора.

2. Сколько граммов сульфата железа (II) кристаллического ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) нужно взять для приготовления 300мл 10%масс. раствора сульфата железа (II) (d_{4}^{20} раствора = 1,10 г/мл).

3. Определить молярную концентрацию раствора, содержащего в 100мл раствора 5,6г гидроксида калия.

4. Вычислить молярную концентрацию 70%масс. раствора нитрата серебра (d_{4}^{20} раствора = 2,20 г/мл).

5. Смешали 2л 60%масс. серной кислоты (d_{4}^{20} раствора = 1,5 г/мл) с 3л 14%масс. серной кислотой (d_{4}^{20} раствора = 1,1 г/мл). Чему равна массовая доля серной кислоты в полученном растворе.

6. Определить молярную концентрацию 10%масс. раствора сульфита натрия.

7. Приготовили раствор из 9л воды и 2л метилового спирта (CH_3OH) (d_{4}^{20} метанола = 0,8 г/мл). При какой температуре замерзает раствор.

8. Написать уравнение электролитической диссоциации:

а) кремниевая кислота,

б) гидроксид никеля (II),

в) орто-фосфат натрия.

9. Определить молярную концентрацию раствора хлороводородной кислоты, водородный показатель которого равен 2.

Задание № 10

1. Сколько граммов орто-фосфорной кислоты нужно взять для приготовления 1л 50%масс. раствора (d_{4}^{20} раствора = 1,33 г/мл).
2. Сколько граммов сульфита натрия кристаллического ($\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) нужно взять для приготовления 500г 15%масс. раствора сульфита натрия.
3. Определить молярную концентрацию раствора, содержащего в 210г раствора 8,5г нитрата натрия (d_{4}^{20} раствора = 1,05 г/мл).
4. Определить массовую долю 0,2 молярного раствора серной кислоты (d_{4}^{20} раствора = 1,18 г/мл).
5. К 500г 30%масс. раствора аммиака (d_{4}^{20} раствора = 1,09 г/мл) добавили 1л воды. Чему равна массовая доля аммиака в полученном растворе.
6. В 200г воды растворено 15г сульфата магния. Определить молярную концентрацию раствора.
7. В 100г воды содержится 7,2г глюкозы ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$). Определить температуру замерзания раствора.
8. Написать уравнение электролитической диссоциации:
 - а) орто-борная кислота,
 - б) гидроксид железа (III),
 - в) хромат алюминия.
9. Концентрация гидроксид-ионов в растворе равна 10^{-9} мол/л. Определить водородный показатель раствора. Указать характер среды.

Задание № 11

1. Сколько граммов орто-фосфата натрия нужно взять для приготовления 4кг 8%масс. раствора.

2. Сколько граммов сульфата марганца кристаллического ($\text{MnSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) нужно взять для приготовления 220мл 35%масс. раствора сульфата марганца (d_{4}^{20} раствора = 1,15 г/мл).

3. Определить молярную концентрацию раствора, содержащего в 500мл раствора 32г сульфата меди.

4. Вычислить молярную концентрацию 10%масс. раствора сульфата алюминия (d_{4}^{20} раствора = 1,2 г/мл).

5. Какие объёмы 60%масс. раствора серной кислоты (d_{4}^{20} раствора = 1,5г/мл) и 14%масс. раствора серной кислоты (d_{4}^{20} раствора = 1,1 г/мл) нужно смешать, чтобы получить 10 л 27%масс. раствора (d_{4}^{20} раствора = 1,2 г/мл).

6. Найти молярную концентрацию 5%масс. раствора сульфата натрия.

7. Приготовили водный раствор диэтиленгликоля ($\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}_3$). Определить массовую долю диэтиленгликоля в растворе, если температура замерзания раствора – (-20°C).

8. Написать уравнение электролитической диссоциации:

а) селеновая кислота,

б) гидроксид цинка,

в) сульфид магния.

9. Определить водородный показатель раствора серной кислоты молярная концентрация которого равна 0,05мол/л. Указать характер среды.

Задание № 12

1. Сколько граммов сульфата алюминия нужно взять для приготовления 500мл 10%масс. раствора (d_{4}^{20} раствора = 1,08 г/мл).

2. Сколько граммов сульфата железа (II) кристаллического ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) нужно взять для приготовления 200г 40%масс. раствора сульфата железа (II).

3. Определить молярную концентрацию раствора, содержащего в 100мл раствора 12,6г сульфита натрия.
4. Определить массовую долю 2 молярного раствора сульфата алюминия (d_{4}^{20} раствора = 1,2 г/мл).
5. Какой объём 12%масс. раствора гидроксида калия (d_{4}^{20} раствора=1,1г/мл) можно приготовить из 2л 44%масс. раствора (d_{4}^{20} раствора=1,5г/мл).
6. В 250г воды растворено 9г нитрата натрия. Определить молярную концентрацию раствора.
7. На сколько градусов изменится температура замерзания раствора, если в 100г воды растворить 9г глюкозы ($C_6H_{12}O_6$).
8. Написать уравнение электролитической диссоциации:
 - а) вольфрамовая кислота,
 - б) гидроксид свинца (II),
 - в) сульфит натрия.
9. Определить молярную концентрацию раствора хлороводородной кислоты, водородный показатель которого равен 1.

Задание № 13

1. Сколько граммов хлорида алюминия нужно взять для приготовления 1кг 58%масс. раствора.
2. Сколько граммов сульфита натрия кристаллического ($Na_2SO_3 \cdot 7H_2O$) нужно взять для приготовления 500мл 20%масс. раствора сульфита натрия (d_{4}^{20} раствора = 1,1г/мл).
3. Определить молярную концентрацию раствора, содержащего в 250г раствора 71г сульфата натрия (d_{4}^{20} раствора = 1,8 г/мл).
4. Вычислить молярную концентрацию 10%масс. раствора карбоната натрия (d_{4}^{20} раствора = 1,1 г/мл).

5. Какой объём воды нужно прибавить к 500мл 40%масс. раствора азотной кислоты (d_4^{20} раствора = 1,25 г/мл), чтобы получить 10 % масс. раствор кислоты.

6. Найти молярную концентрацию 20%масс. раствора хлорида бария.

7. При растворении 5г вещества в 200г воды получился раствор, замерзающий при температуре минус 1,45°C. Определить молекулярную массу растворённого вещества.

8. Написать уравнение электролитической диссоциации:

а) сероводородная кислота,

б) гидроксид алюминия,

в) хромат калия.

9. Концентрация гидроксид-ионов в растворе равна 10^{-7} мол/л. Определить водородный показатель раствора. Указать характер среды

ЭТАЛОНЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Задача 1. Сколько граммов карбоната натрия нужно взять для приготовления 500мл. раствора. Массовая доля карбоната натрия 10%масс. Плотность раствора (d_4^{20}) равна 1,15г/мл.

Решение. Так как состав раствора выражен в массовых долях, необходимо рассчитать массу раствора

$$m_{\text{раствора}} = d_4^{20} \cdot V_{\text{раствора}};$$

$$m_{\text{раствора}} = 1,15 \cdot 500 = 575\text{г.}$$

Из определения массовой доли

$$\omega = m_{\text{раств. вещ.}} \cdot 100 / m_{\text{раствора}}$$

$$\text{Следует, что } m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 10 \cdot 575 / 100 = 57,5\text{г.}$$

Ответ. Для приготовления 500мл. раствора с массовой долей 10% необходимо взять 57,5 грамм карбоната натрия.

Задача 2. В 500мл раствора содержится 117 г хлорида натрия (NaCl).
Рассчитать молярную концентрацию (молярность) раствора.

Решение. Используя Периодическую систему Д.И Менделеева, рассчитаем, что молярная масса хлорида натрия (масса одного моля вещества) равна $M(\text{NaCl}) = 23+35,5=58,5\text{г/мол.}$

В 500 мл растворено $117\text{г} / 58,5 \text{ г/мол} = 2$ моля хлорида натрия.

Следовательно, в 1000мл раствора растворено 4 моля хлорида натрия.

Ответ. Молярная концентрация раствора (C_M) равна 4,0 мол/л.

Задача 3. В 1000мл раствора содержится 98 г серной кислоты (H_2SO_4).
Рассчитать эквивалентную концентрацию раствора.

Решение. Из определения эквивалента находим, что моль серной кислоты содержит 2 эквивалента. Используя Периодическую систему Д.И Менделеева, рассчитаем, что молярная масса серной кислоты (масса одного моля вещества) равна

$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2+32+64=98\text{г/мол.}$

Отсюда эквивалентная масса (масса одного эквивалента) серной кислоты равна

$\text{Э}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 / 2 = 49\text{г/мол.}$

В 1000 мл растворено 2 эквивалента серной кислоты.

Ответ. Эквивалентная концентрация раствора (C_n) равна 2,0 мол/л.

Задача 4. В 500г воды содержится 124г этиленгликоля ($\text{HO}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$). Рассчитать молярную концентрацию раствора.

Решение. Используя Периодическую систему Д.И Менделеева, рассчитаем, что молярная масса этиленгликоля (масса одного моля $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$) равна

$M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2) = 24+6+32=62\text{г/мол.}$

В 500г воды растворено 124г / 62г/мол = 2 моля этиленгликоля.

В 1000г воды растворено 4 моля этиленгликоля.

Ответ. Молярная концентрация раствора (С_м) равна 4,0мол / 1000 г растворителя.

Задача 5. Какой объём воды нужно прибавить к 500мл 40%масс. раствора азотной кислоты (d_4^{20} раствора = 1,25 г/мл), чтобы получить 10 % масс. раствор кислоты.

Решение. Так как состав раствора выражен в массовых долях, необходимо рассчитать массу раствора

$$m_{\text{раствора}} = d_4^{20} \cdot V_{\text{раствора}};$$

$$m_{\text{раствора}}^1 = 1,25 \cdot 500 = 625\text{г.}$$

Из определения массовой доли

$$\omega = m_{\text{раств. вещ.}} \cdot 100 / m_{\text{раствора}}$$

Следует, что $m_{\text{HNO}_3} = 40 \cdot 625 / 100 = 250\text{г.}$

Масса растворенного вещества (азотной кислоты) составляет 250г.

В 10% растворе 250грамм составляют 10% от массы раствора.

Отсюда масса раствора равна $m_{\text{раствора}}^2 = 250 \cdot 100 / 10 = 2500\text{г.}$

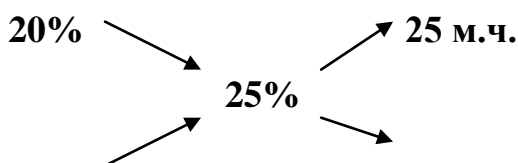
Количество добавленной воды равно $m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{раствора}}^2 - m_{\text{раствора}}^1$

Таким образом $m(\text{H}_2\text{O}) = 2500 - 625 = 1875\text{г}$

Ответ. Так как плотность воды принимаем за 1г/мл для приготовления раствора с массовой долей 10% необходимо взять 1875 миллилитров воды.

Задача 6. Сколько надо взять 20%масс. раствора гидроксида калия, чтобы при добавлении к 1кг 50%масс. раствора получился 25%масс. раствор.

Решение. Для решения задачи используем «правило креста»



50%

5 м.ч.

30м.ч.

Из расчета получили, что для приготовления 30грамм 25%масс. раствора необходимо взять 25 грамм 20%масс. раствора и 5 грамм 50%масс. раствора.

Следовательно, для приготовления 25%масс. раствора к 1000 граммам 50% масс. раствора необходимо добавить

5грамм(50%) ————— 25грамм(20%)

1000грамм(50%) ————— m (20%)

$$m (20\%) = 25 \cdot 1000 / 5 = 5000\text{г.}$$

Ответ. Для приготовления раствора с массовой долей 25% необходимо к 1 кг 50%масс. раствора добавить 5 килограмм 20%масс. раствора.

Задача 7. В 1000 г воды растворено 342 г сахара ($C_{12}H_{22}O_{11}$). Рассчитать температура замерзания раствора. Криоскопическая постоянная воды (K) равна 1,86 град/мол.

Зависимость понижения температуры замерзания раствора по закону Р. Рауля выражается: $\Delta T_{\text{зам.}} = K \cdot C_m$,

Рассчитаем моляльную концентрацию раствора. Используя Периодическую систему Д.И Менделеева рассчитаем, что молярная масса сахара (масса одного моля $C_{12}H_{22}O_{11}$) равна $144+22+176=342\text{г/мол}$.

В 1000 г воды растворено $342 \text{ г} / 342 \text{ г/мол} = 1 \text{ моль}$ сахара.

Моляльная концентрация раствора (C_m) равна $1,0\text{мол}/1000\text{г}$ растворителя.

Рассчитаем понижение температуры замерзания раствора сахара

$$\Delta T_{\text{зам.}} = 1,86 \text{ град/мол} \cdot 1,0 \text{ мол} = 1,86 \text{ град.}$$

Температура замерзания воды 0°C .

Ответ. Температура замерзания раствора составляет $0 - 1,86 = -1,86$ град.

Задача 8. Вычислить осмотическое давление при 22°C раствора, в 1,2 л которого содержится 20,5 г сахара.

Решение: Воспользуемся формулой расчета осмотического давления

$$P_{\text{осм}} = \frac{m_{\text{р-го}} \cdot R \cdot T}{M_{\text{р-го}} \cdot U_{\text{р-ра}}} = \frac{20,5 \cdot 0,082 \cdot (273 + 2,5)}{342 \cdot 1,2} = 1,2 \text{ атм.}$$

Задача 9. Чему равно осмотическое давление раствора, содержащего 15,8 г пиридина C_5H_5N ($M = 79$) в 100 мл раствора при 0°C ?

Решение: концентрация данного раствора составляет $\frac{158}{79} = 2$ моль, следовательно, осмотическое давление при 0°C будет равно $22,4 \cdot 2 = 44,8$ атм.

Задача 10. Для понижения температуры замерзания воды, используемой для охлаждения двигателей автомашин (антифриз), в воду добавляют неэлектролит. Сколько молей неэлектролита на 1000 г воды нужно взять, чтобы понизить температуру замерзания антифриза на 5°C ? Какое количество для этого нужно взять глицерина $C_3H_8O_3$ ($M = 92$)? Этилового спирта C_2H_6O ($M = 46$)?

Решение: Введение 1 моль неэлектролита понижает температуру замерзания водного раствора на 1,86°C. Для понижения температуры замерзания на 5°C нужно $\frac{5}{1,86} = 2,687$ моль неэлектролита, что составит

$2,687 \cdot 92 = 247,2$ г глицерина или $2,687 \cdot 46 = 123,6$ г этилового спирта.

РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА

1. Физическая химия. В 2 кн. / Под ред. К. С. Краснова: -3-е изд., испр. - М.: Высш. школа, 2001.
2. Стромберг А. Г., Семченко Д. П. Физическая химия. – 4-е изд., испр. - М.: Высш. школа, 2001. – 527с.
3. Евстратова К.И., Купина Н.А., Малахова Е.Е. Физическая и коллоидная химия. – М.: Высшая школа, 1990.
4. Калібабчук В.О., Грищенко Л.І., Галинська В.І. Медична хімія. – К.: Інтермед, 2006.
5. Красовский И.В., Вайль Е.И., Безуглий В.Д. Физическая и коллоидная химия. – К.: Вища школа, 1983.
6. Ленский А.С. Введение в бионеорганическую и биофизическую химию. – М.: Высшая школа, 1989.
7. Мороз А.С., Луцевич Д.Д., Яворська Л.П. Медична хімія. – Вінниця: Світ, 2006.
8. Мороз А.С., Ковальова А.Г., Фізична та колоїдна хімія. – Львів: Світ, 1994.
9. Миронович Л.М., Мардашко О.О. Медична хімія. – К.: Каравела, 2007.
10. Физическая и коллоидная химия. Под ред. проф. Кабачного В.И. – Харьков: Изд-во НФАУ, 2001.
11. Физическая химия. Под ред. Краснова К.С. – М.: Высшая школа, 1982.
12. Филиппов Ю.В., Попович М.П. Физическая химия. – М.: Моск. уи-т, 1980.
13. Садовнича Л.П. Хухрянский В.Г., Цыганенко А.Я. Биофизическая химия. – К.: Вища школа, 1986.