

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования
«Нижегородский государственный архитектурно-строительный университет»

Я.А. Васина, О.М. Захарова

РАСТВОРЫ

Учебно-методическое пособие
для выполнения лабораторных работ по дисциплине «Химия»
для обучающихся по направлениям подготовки 08.03.01 Строительство,
08.05.01 Строительство уникальных зданий и сооружений,
13.03.01 Теплоэнергетика и теплотехника,
09.03.02 Информационные системы и технологии,
20.03.01 Техносферная безопасность,
05.03.05 Экология и природопользование,
20.05.00 Метрология, стандартизация и сертификация

Нижегород
ННГАСУ
2020

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего
образования
«Нижегородский государственный архитектурно-строительный университет»

Я.А. Васина, О.М. Захарова

РАСТВОРЫ

Учебно-методическое пособие
для выполнения лабораторных работ по дисциплине «Химия»
для обучающихся по направлениям подготовки 08.03.01 Строительство,
08.05.01 Строительство уникальных зданий и сооружений,
13.03.01 Теплоэнергетика и теплотехника,
09.03.02 Информационные системы и технологии,
20.03.01 Техносферная безопасность,
05.03.05 Экология и природопользование,
20.05.00 Метрология, стандартизация и сертификация

Нижегород
ННГАСУ
2020

УДК 543.061

Васина Я.А. ,Захарова О.М. Растворы [Текст]: учебно-метод. пос./ Я.А. Васина, Захарова О.М.; Нижегород. гос. архитектур.-строит. ун-т - Н. Новгород: ННГАСУ, 2020. – 25 с.

В методических указаниях приведены основные характеристики процессов, протекающих в водных растворах. Описаны методы экспериментального определения концентраций растворов. Приведены задания и тесты для контроля знаний.

Предназначено обучающимся в ННГАСУ для выполнения лабораторных работ по направлениям подготовки 08.03.01 Строительство, 08.05.01 Строительство уникальных зданий и сооружений, 13.03.01 Теплоэнергетика и теплотехника, 09.03.02 Информационные системы и технологии, 20.03.01 Техносферная безопасность, 05.03.05 Экология и природопользование, 20.05.00 Метрология, стандартизация и сертификация.

Составители: доц. Я.А. Васина
доц. О.М. Захарова

© Нижегородский государственный архитектурно-строительный университет, 2020.

ВВЕДЕНИЕ

Система, состоящая из двух и более веществ, одно из которых распределено в виде очень мелких частиц в другом, называется дисперсной системой (лат. – рассеянный). Распределенное вещество называется дисперсной фазой, а вещество, в котором распределена дисперсная фаза – дисперсионной средой. Дисперсионная среда и дисперсная фаза могут быть в различных агрегатных состояниях.

Таблица 1

Классификация дисперсных систем в зависимости от агрегатного состояния дисперсной фазы и дисперсионной среды

Дисперсионная среда	Дисперсные системы для дисперсной фазы		
	твёрдой (Т)	жидкой (Ж)	газообразной (Г)
жидкая (Ж)	Т/Ж: золи, суспензии, пасты, взвеси	Ж/Ж: эмульсии, эритроциты в крови	Г/Ж: пены, альвеолы легких
твёрдая (Т)	Т/Т: сплавы	Ж/Т: твёрдые эмульсии	Г/Т: твёрдые пены, пористые тела
газообразная (Г)	Т/Г: дым, пыль	Ж/Г: туманы	Г/Г: газовые растворы

Свойства дисперсных систем в значительной мере зависят от степени размельчения дисперсной фазы. Выделяют грубодисперсные системы (взвеси, суспензии, эмульсии) с размером частиц дисперсной фазы более 10^{-5} см; коллоидные растворы с размером частиц дисперсной фазы от 10^{-5} до 10^{-7} см; истинные или молекулярные растворы с размером частиц дисперсной фазы меньше 10^{-7} см.

Истинные растворы - это гомогенные системы, состоящие из двух или более компонентов (составных частей), относительные количества которых могут изменяться в широких пределах. Всякий раствор состоит из растворенных веществ и растворителя, т.е. среды, в которой эти вещества равномерно распределены в виде молекул или ионов. Растворитель – компонент, взятый в избытке, сохраняющий свое агрегатное состояние.

Дисперсные системы окружают нас всюду. Природные воды, сточные воды, различные технологические растворы – это многокомпонентные дисперсные системы, в которых дисперсионной средой является жидкая вода (обычно её называют просто «вода»).

В воде растворяются газообразные, жидкие, твердые как неорганические, так и органические вещества. Процесс растворения – это сложный физико-химический процесс. О сложности его говорит хотя бы тот факт, что единая теория растворов не разработана до сих пор. В основе современной теории растворов лежит гидратная теория растворов Д. И. Менделеева.

Д. И. Менделеев дал растворам следующее определение: «Растворы представляют собой жидкие диссоционные системы, образованные частицами растворителя, растворенного тела и тех неопределенных, но экзотермических соединений, которые между ними происходят, одного или нескольких, смотря по природе соответствующих начал».

Образование растворов сопровождается выделением или поглощением теплоты (теплота растворения). При этом изменяются свойства, как растворенного вещества, так и растворителя.

Большинство веществ, находящихся в кристаллическом состоянии, растворяются в жидкостях с поглощением теплоты. Однако, при растворении в воде некоторых из них (щелочей, карбоната калия, сульфата меди, серной кислоты и т.д.) происходит повышение температуры. Выделяется теплота также при растворении в воде некоторых жидкостей и всех газов.

Количество теплоты, поглощающейся (или выделяющейся) при растворении одного моль вещества называется теплотой растворения этого вещества ($\Delta H_{\text{раств}}$).

$\Delta H_{\text{раств}} > 0$, если при растворении теплота поглощается, и $\Delta H_{\text{раств}} < 0$ – при выделении теплоты.

В настоящее время установлено, что при растворении многих веществ их молекулы (или ионы) связываются с молекулами растворителя, образуя соединения, называемые сольватами. Процесс связывания молекул (или ионов) веществ при их растворении с молекулами растворителя называется сольватацией.

Если растворитель вода, то это процесс гидратации (соединения молекул или ионов веществ с молекулами воды).

В зависимости от природы растворенного вещества, сольваты могут образовываться в результате ион-дипольного, донорно-акцепторного, диполь - дипольного взаимодействия.

Так при растворении кристаллических веществ теплота растворения ($\Delta H_{\text{раств}}$) складывается из теплоты разрушения кристаллической решетки ($\Delta H_{\text{разр. крист. реш.}}$) и теплоты гидратации ($\Delta H_{\text{гидрат.}}$):

$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{раств}} &= \Delta H_{\text{раз.кр.реш.}} + \Delta H_{\text{гидр}}, \\ \Delta H_{\text{раз.кр.реш.}} &> 0; \Delta H_{\text{гидр}} < 0,\end{aligned}$$

$\Delta H_{\text{раств}}$ может быть и положительной, и отрицательной. Процесс растворения может быть и экзо- и эндотермическим.

Способность веществ растворяться количественно оценивают величиной растворимости. Растворимость – это концентрация растворенного вещества в насыщенном растворе. Чаще всего она выражается как число граммов растворенного вещества в 100 граммах растворителя (коэффициент растворимости). Значения растворимости различных веществ в стандартных условиях приведены в справочниках. Иногда используют значения молярной растворимости (моль/л).

Насыщенный раствор – это раствор, находящийся в равновесии с твердой или газообразной фазой растворенного вещества. Т.е. насыщенный раствор может существовать только в равновесной гетерогенной системе, одной из фаз которой служит растворенное вещество. Например, водный раствор углекислого газа, находящийся в равновесии с газообразным CO_2 или водный раствор хлорида натрия, находящийся в равновесии с кристаллами NaCl и т. п.

Величина взаимной растворимости веществ определяется их природой, а также внешними условиями (температура, давление).

Концентрацией раствора называется весовое (в случае газов, объемное) содержание растворенного вещества в определенной массе или в определенном объеме раствора. Различают концентрированные и разбавленные растворы.

В практике используют различные способы выражения концентраций растворов. Наиболее распространены следующие:

Массовая доля (ω) – отношение массы растворенного вещества к массе раствора.

$$\omega = \frac{m_{p.в}}{m_{p-ра}} \quad (1)$$

Массовый процент ($\omega, \%$) – отношение массы растворенного вещества к массе раствора, выраженное в процентах.

$$\omega = \frac{m_{p.в}}{m_{p-ра}} \cdot 100 \% \quad (2)$$

Молярная концентрация (C_M , моль/л) – отношение числа моль растворенного вещества к объёму раствора, выраженного в литрах.

$$C_M = \frac{m_{p.в}}{M \cdot V} \quad (3)$$

2М (2 моль/л) раствор серной кислоты означает, что в каждом литре раствора содержится 2 моль растворенной серной кислоты.

Эквивалентная концентрация (C_N , экв/л) – отношение числа эквивалентов растворенного вещества к объёму раствора, выраженного в литрах.

$$C_H = \frac{m_{p.г}}{\mathcal{E} \cdot V} \quad (4)$$

2Н (2 экв/л) раствор серной кислоты означает, что в каждом литре раствора содержится 2 эквивалента растворенной серной кислоты.

Также молярную концентрацию называют молярностью раствора, а эквивалентную – нормальностью раствора.

Титр (Т, г/см³) – число граммов растворённого вещества в 1см³ раствора (1см³ ≈ 1 мл).

$$T = \frac{m_{p.г}}{V \cdot 1000} \quad (5)$$

Во всех формулах масса выражена в граммах, объем в дм³ (л), молярная масса в г/моль, эквивалентная масса в г/экв.

ОБЩИЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ

Свойства разбавленных растворов неэлектролитов

Многие свойства растворов зависят от природы компонентов и от их концентрации. Однако некоторые физические свойства растворов зависят только от концентрации частиц растворенного вещества и природы растворителя, но не зависят от индивидуальных свойств вещества. Такие свойства называются коллигативными. К их числу относятся: понижение давления насыщенного пара над раствором относительно чистого растворителя; повышение температуры кипения раствора, понижение температуры замерзания раствора, осмотическое давление раствора. Количественно зависимость этих свойств от концентрации выражается законами Рауля и Вант-Гоффа.

Понижение давления насыщенного пара над раствором

В результате естественного процесса испарения над любой жидкостью образуется пар. Процесс испарения, то есть переход молекул из жидкости в газовую фазу осуществляется непрерывно. Но по мере увеличения числа молекул в газовой фазе возрастает вероятность того, что молекулы газовой фазы будут переходить в жидкость. Этот процесс называется конденсацией. Когда оба противоположно действующих процесса начинают идти с одинаковой скоростью, то с этого момента давление в газовой фазе остается постоянным, т.е. система находится в состоянии динамического равновесия ($G = 0$).

Если в равновесную систему введено нелетучее вещество, то его переход в паровую фазу исключен. При образовании раствора концентрация растворителя уменьшается, что вызывает нарушение равновесия. В соот-

ветствии с принципом Ле-Шателье начинает протекать процесс, стремящийся ослабить влияние этого воздействия, т.е. конденсация. В новом состоянии равновесия давление насыщенного пара растворителя становится меньше. Таким образом, давление пара над раствором всегда ниже, чем над чистым растворителем (рис. 1).

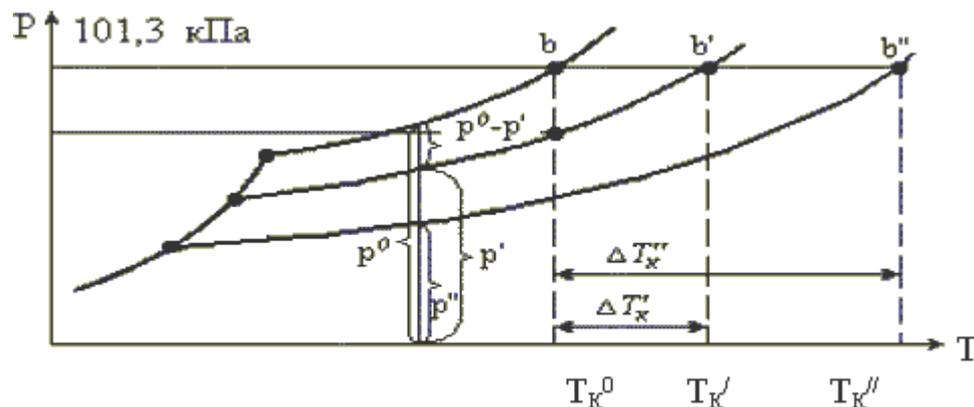


Рисунок 1. Температурная зависимость давления насыщенного пара для растворителя и растворов различной концентрации

На рисунке представлены кривые давления пара: растворителя b , растворов b' , b'' с концентрациями c' , c'' соответственно. Кривые давления пара b' , b'' лежат ниже кривой давления пара чистого растворителя b . Чем больше концентрация раствора, тем ниже давление его пара. Так, $c' < c''$, то кривая b'' идет ниже кривой b' . Количественное описание этого явления дает I закон Рауля: "Относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором пропорционально мольной доле растворенного вещества".

$$\Delta P = P_0 \cdot \frac{n_1}{n_1 + n_2} \quad (6)$$

где P - давление пара над раствором; P_0 - давление пара чистого растворителя; $\Delta P = P_0 - P$ - относительное понижение давления пара; n_1 - число моль растворенного вещества, n_2 - число моль растворителя. Для многокомпонентных систем мольная доля каждого вещества - это отношение числа моль растворенного вещества к суммарному числу моль всех компонентов.

Температура кипения и замерзания

Вместе с изменением давления пара над раствором изменяются и температуры кипения и замерзания растворов по сравнению с чистым растворителем. Температуры кипения и замерзания вещества - физические постоянные, однако иначе дело обстоит в растворах. Жидкость начинает кипеть, когда давление ее насыщенных паров достигает внешнего давления (101 кПа). Температура замерзания жидкости соответствует такой

температуре, при которой уравниваются давления паров твердой и жидкой фаз. Поскольку давление паров над раствором всегда ниже, чем над чистым растворителем, раствор кипит при более высокой температуре, а замерзает при более низкой температуре, чем чистый растворитель (рисунок 1).

Согласно II закону Рауля: "Повышение температуры кипения ($\Delta t_{\text{кип}}$) или понижение температуры замерзания ($\Delta t_{\text{зам}}$) раствора прямо пропорционально моляльной концентрации растворённого вещества".

$$\Delta t_{\text{кип}} = E \cdot C_m \quad (7)$$

$$\Delta t_{\text{зам}} = K \cdot C_m \quad (8)$$

$$C_m = \frac{m_{\text{р.в.}}}{M \cdot m_{\text{р-ля}}} \cdot 1000 \quad (9),$$

где $t_{\text{кип}}$ - повышение температуры кипения раствора, $t_{\text{зам}}$ - понижение температуры замерзания раствора, C_m - моляльная концентрация раствора, $m_{\text{р.в.}}$ - масса растворенного вещества, г; M - молярная масса вещества, г/моль;

$m_{\text{р-ля}}$ - масса растворителя, г; E - эбуллиоскопическая константа растворителя.

K - криоскопическая константа растворителя.

Эбуллиоскопическая и криоскопическая константы растворителя зависят только от природы растворителя (таблица 2). Приведенные формулы справедливы только для разбавленных растворов неэлектролитов. Эбуллиоскопическая константа воды равна $0,52^{\circ}\text{C}$; это значит, что растворы, содержащие по 1 моль любого неэлектролита на 1000 г воды, кипели бы при $100,52^{\circ}\text{C}$.

Таблица 2

Значения криоскопических и эбуллиоскопических постоянных некоторых растворителей

Растворитель		E	K	$t_{\text{кип}}, ^{\circ}\text{C}$	$t_{\text{зам}}, ^{\circ}\text{C}$
Формула	Название				
H_2O	вода	0,52	1,86	100	0,0
C_6H_6	бензол	2,53	5,12	80,1	5,5
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	этанол	1,22	1,99	78,4	-114, 0

Осмотическое давление

Осмоз - это односторонняя диффузия молекул растворителя через полупроницаемую перегородку, разделяющую раствор и чистый растворитель или два раствора различной концентрации.

Осмотическая ячейка представляет собой два объема, разделенные полупроницаемой перегородкой. В одном из объемов находится растворитель (например, вода), в другом — раствор; или растворы с различными концентрациями. Полупроницаемая перегородка обладает свойством пропускать молекулы растворителя и не пропускать молекулы (ионы) растворенного вещества. В результате односторонней диффузии растворитель переходит в объем раствора с большей концентрацией растворенного вещества, разбавляя его. Это явление создает давление $P_{осм}$, которое можно определить по высоте столба раствора h .

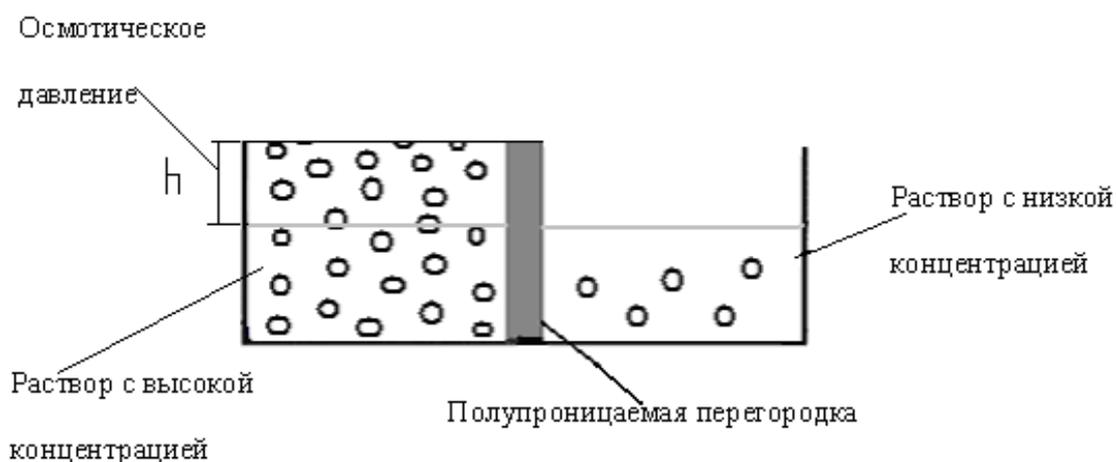


Рисунок 2. Явление осмоса

Согласно закону Вант-Гоффа: "Осмотическое давление раствора равно такому давлению, которое создавало бы растворенное вещество в объеме раствора, если бы оно находилось в газообразном состоянии".

Так как для газа

$$PV = \frac{m}{M} \cdot RT, \quad (10)$$

то согласно закону Вант-Гоффа:

$$P_{осм} = C_M \cdot R \cdot T \quad (11),$$

где C_m - молярная концентрация раствора, моль/л; R - универсальная газовая постоянная, равная 0,082 л·атм/моль·К; T - температура, К; $P_{осм}$ – осмотическое давление раствора, атм.

Осмоз играет важнейшую роль в процессах жизнедеятельности животных и растений, поскольку клеточная плазматическая мембрана является полупроницаемой. Вода выходит из неё путём осмоса через плазматическую мембрану, если клетка находится в контакте с гипертоническим раствором. Протопласт (живое содержимое клетки) при этом уменьшается в объёме, сморщивается и в конце концов отстаёт от клеточной стенки. Этот процесс называют плазмолизом. Процесс плазмолиза обычно обратим. Если клетку поместить в чистую воду или гипотонический раствор, вода путём осмоса поступает в клетку. Протопласт при этом увеличивает объём и оказывает давление на сравнительно жёсткую клеточную стенку. Этот процесс называется тургором. Тургорное давление препятствует дальнейшему поступлению воды в клетку. Именно тургорное давление поддерживает стебли растений в вертикальном положении, придаёт растениям прочность и устойчивость. Изотонические растворы не оказывают влияния на водный режим клетки. Осмос обуславливает поднятие воды по стеблю растений, рост клетки и многие другие явления.

Растворы с одинаковым осмотическим давлением (греч. *tónos* - напряжение) - изотонические растворы. Если два раствора имеют различное осмотическое давление, то раствор с большим осмотическим давлением является гипертоническим по отношению ко второму, а второй – гипотоническим по отношению к первому.

У животных клеток нет клеточной стенки, поэтому они более чувствительны к осмотическому давлению жидкости, в которой находятся. Животные клетки имеют систему защиты, основанную на осморегуляции; организм животного стремится поддерживать осмотическое давление всех тканевых жидкостей на постоянном уровне. Например, осмотическое давление крови человека – 800 000 Н/м². Такое же осмотическое давление имеет 0,9 %-ный раствор хлорида натрия. Физиологический раствор, изотоничный крови, широко применяется в медицине.

Определение молярных масс неэлектролитов по свойствам их растворов

По величинам $\Delta t_{кип}$, $\Delta t_{зам}$, $P_{осм}$ можно определять молярные массы веществ (т.к. в формулы входят величины концентраций). Из уравнений (6 - 11) получаем:

$$\Delta t_{кип} = E \cdot C_m = E \cdot \frac{m_{p.с.}}{M \cdot m_{p-ля}} \cdot 1000 \quad M = \frac{E \cdot m_{p.с.} \cdot 1000}{\Delta t_{кип} \cdot m_{p-ля}} \text{ г/моль} \quad (12)$$

$$\Delta t_{\text{зам}} = K \cdot C_m = K \cdot \frac{m_{\text{р.в.}}}{M \cdot m_{\text{р-ля}}} \cdot 1000 \quad M = \frac{K \cdot m_{\text{р.в.}} \cdot 1000}{\Delta t_{\text{зам}} \cdot m_{\text{р-ля}}} \text{ г/моль} \quad (13)$$

$$P_{\text{осм}} = C_M \cdot R \cdot T = \frac{m_{\text{р.в.}}}{M_{\text{р.в.}} \cdot V} \cdot RT \quad M = \frac{m_{\text{р.в.}} \cdot R \cdot T}{P_{\text{осм}} \cdot V} \text{ г/моль} \quad (14),$$

где $m_{\text{р.в.}}$ - массы растворенного вещества, г; $m_{\text{р-ля}}$ - массы растворителя, г;

M - молярная масса растворенного вещества, г/моль; V - объем раствора, л.

Следует, однако, отметить, что приведенные выше формулы верны для разбавленных растворов неэлектролитов.

ТИТРОВАНИЕ

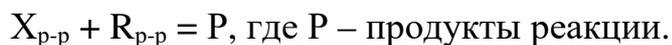
Титриметрический анализ (титрование) — метод количественного/массового анализа, который часто используется в аналитической химии, основанный на измерении объема раствора реактива точно известной концентрации, расходуемого для реакции с определяемым веществом.

В объемном анализе концентрацию определяемого компонента (X) в растворе рассчитывают по объему раствора реактива (R) с точно известной концентрацией, пошедшему на взаимодействие с измеренным объемом раствора определяемого компонента.

Для этого к раствору определяемого компонента постепенно небольшими порциями добавляют раствор реактива. Этот процесс называют титрованием.

Раствор реактива с точно известной концентрацией называют титрантом или рабочим раствором. Титрование производят с помощью бюретки, заполненной титрантом до нулевой отметки.

Титровать, начиная от других отметок, не рекомендуется, так как шкала бюретки может быть неравномерной. Заполнение бюреток рабочим раствором производят через воронку или с помощью специальных приспособлений, если бюретка полуавтоматическая. После добавления каждой порции титранта в растворе устанавливается равновесие реакции титрования:



Реакция, используемая при титровании, должна отвечать следующим требованиям:

- 1) быть строго стехиометричной и воспроизводимой;
- 2) протекать быстро;
- 3) протекать количественно, т.е. константа равновесия реакции должна быть достаточно высокой;
- 4) должен существовать способ фиксации точки эквивалентности.

Точкой эквивалентности в процессе титрования называют такой момент, когда определяемый компонент и реагент прореагируют равным числом эквивалентов (стехиометрично):

$$\frac{m_X}{\mathcal{E}_X} = \frac{m_R}{\mathcal{E}_R} \quad (\text{закон эквивалентов})$$

В объёмном анализе закон эквивалентов удобнее записать в другой форме:

$$N_X \cdot V_X = N_R \cdot V_R \quad \text{или} \quad N_X \cdot V_X = N_T \cdot V_T,$$

где V_X - объём исследуемого раствора, взятый на анализ, мл; V_R или V_T – объём раствора реактива с точно известной концентрацией (титранта); N_X – нормальность исследуемого раствора, экв/л; N_R или N_T – нормальность титранта, экв/л. Тогда
$$N_X = \frac{V_T \cdot N_T}{V_X}$$

На основе этой формулы можно выразить концентрацию определяемого компонента в других единицах:

$$X_{г/л} = \frac{V_T \cdot N_T \cdot \mathcal{E}_X}{V_X} \qquad X_{мг/л} = \frac{V_T \cdot N_T \cdot \mathcal{E}_X \cdot 1000}{V_X},$$

где \mathcal{E}_X – эквивалентная масса определяемого вещества (в терминологии ЮПАК - молярная масса эквивалента).

Конец титрования устанавливают по изменению окраски индикатора. Индикаторы – вещества, которые изменяют свою окраску или какое – либо другое свойство (например, агрегатное состояние, цвет или интенсивность флуоресценции) в точке эквивалентности или вблизи неё. Индикаторы добавляют перед началом титрования в титруемый (анализируемый) раствор.

Экспериментально титрование прекращают, когда индикатор изменит свою окраску или другое свойство. Этот момент называют конечной точкой титрования (КТТ). Чаще всего она не совпадает с теоретически рассчитанной точкой эквивалентности. Индикатор выбирают так, чтобы точка конца титрования была близка к теоретически рассчитанной точке эквивалентности.

Лабораторная работа №1.

Приготовление раствора соды заданной концентрации

Цель работы: из 1%-ного раствора соды приготовить 200 мл раствора с заданной концентрацией Na_2CO_3 .

Выполнение работы:

1. Работа выполняется в микрогруппах по 3-4 человека.

Каждая группа готовит 200 мл раствора Na_2CO_3 определенной концентрации:

Группа №1 $C_n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,01$ экв/л

Группа №2 $C_n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,015$ экв/л

Группа №3 $C_n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,02$ экв/л

Группа №4 $C_n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,025$ экв/л

2. Раствор заданной концентрации будет приготовлен из 1%-ного водного раствора Na_2CO_3 .

Необходимо рассчитать объем 1%-ного раствора Na_2CO_3 , который потребуется для приготовления 200 мл раствора нужной концентрации:

а) рассчитайте массу растворенной соды (Na_2CO_3), содержащейся в 200 мл раствора с заданной вам концентрацией C_n .

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = C_n \cdot V(p-pa) \cdot \mathcal{E}(\text{Na}_2\text{CO}_3)$$

(V берем в литрах!);

б) рассчитайте массу 1%-ного раствора соды, в котором содержится нужная масса Na_2CO_3 ;

в) рассчитайте объем 1%- раствора, считая плотность этого раствора равной плотности воды 1 г/см^3 .

3. Рассчитанный объем 1%-ного раствора соды отберите мерным цилиндром на 25, 50 или 100 мл (точность 0,5 мл).
4. Раствор из цилиндра количественно (без потерь) перелейте в мерную колбу на 200 мл, доведите объем раствора в мерной колбе до метки, закройте пробкой и тщательно перемешайте.
5. Установите точную концентрацию приготовленного раствора титрованием его аликвотного объема раствором кислоты точно известной концентрации (такой раствор называют рабочим раствором или титрантом).

Метод титрования в данной работе основан на проведении химической реакции между водными растворами соды и серной кислоты в присутствии индикатора - метилоранжа.



В анализируемом растворе Na_2CO_3 среда щелочная (метилоранж окрашен в желтый цвет). После окончания реакции с серной кислотой среда в растворе становится нейтральной (метилоранж окрашен в оранжевый цвет).

Для этого:

а) залейте рабочий раствор кислоты в бюретку, установите уровень раствора в бюретке на нулевое деление;

б) в коническую колбу отберите мерной пипеткой на 20 или 25 мл приготовленного раствора соды, добавьте в него 2-3 капли индикатора метилоранжа, перемешайте и оттитруйте раствором кислоты до изменения окраски индикатора от желтой до оранжевой;

в) измерьте по бюретке объем раствора кислоты, пошедший на титрование ($V_{\text{титранта}}$). Проведите минимум три параллельных титрования. Результаты запишите:

$V_1 =$ $V_2 =$ $V_3 =$ $V_{\text{ср}} =$

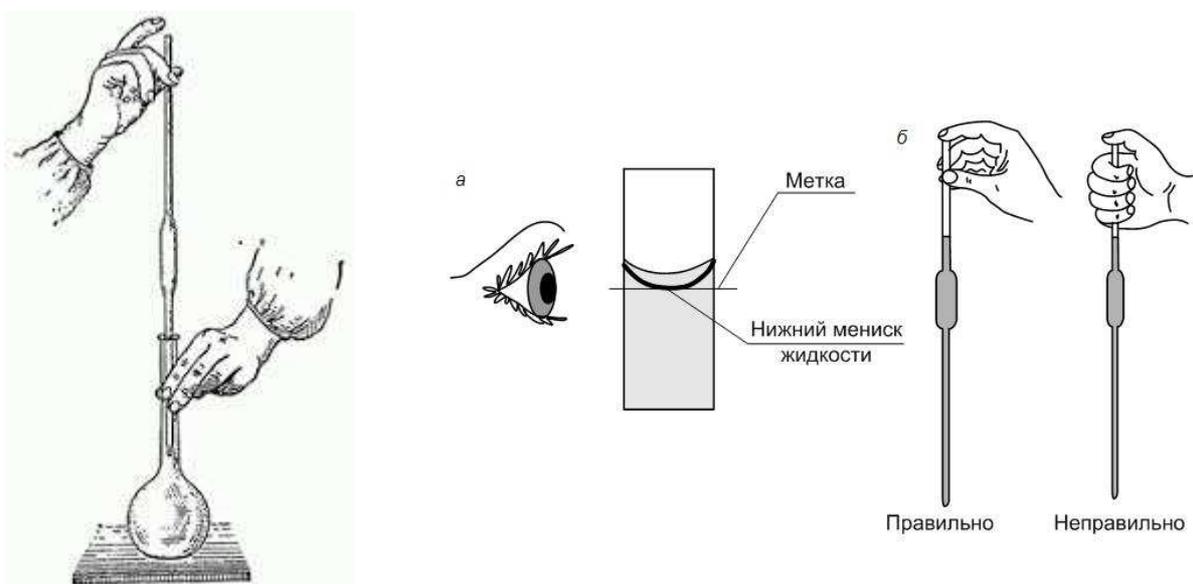


Рис.3. Отбор пробы мерной пипеткой

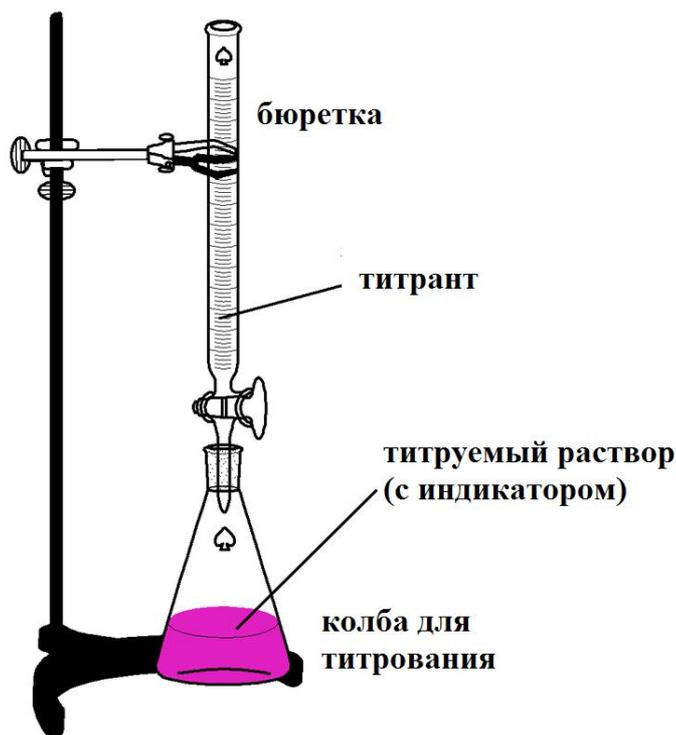
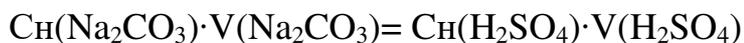
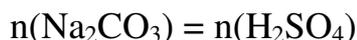


Рис.4. Установка для проведения титрования

6. Расчет эквивалентной концентрации титруемого раствора ведется на основании закона эквивалентов.

Закон эквивалентов: Вещества реагируют друг с другом и образуются в химических реакциях равным числом эквивалентов.

Точка, в которой индикатор сменил окраску при титровании, называется точкой эквивалентности. В этот момент вещества полностью прореагировали друг с другом.



Расчет эквивалентной концентрации Na_2CO_3 ведется по формуле:

$$C_{\text{H}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{C_{\text{H}}(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V(\text{H}_2\text{SO}_4)}{V(\text{Na}_2\text{CO}_3)},$$

где:

$V(\text{Na}_2\text{CO}_3)$ – объем раствора соды, взятый на анализ, мл (объем мерной пипетки)

$V(\text{H}_2\text{SO}_4)$ – объем раствора кислоты, пошедший на титрование, мл (среднее арифметическое трех объемов, пошедших на титрование)

$C_{\text{H}}(\text{H}_2\text{SO}_4)$ – нормальность раствора кислоты, экв/л;

$C_{\text{H}}(\text{Na}_2\text{CO}_3)$ – нормальность раствора соды, экв/л;

7. Полученную эквивалентную концентрацию переведите в молярную концентрацию (молярность) и процентную концентрацию раствора соды.
 8. Проверьте результаты у преподавателя.

Выводы: Из 1% раствора соды приготовлен раствор с концентрациейэкв/л. Установленная экспериментально концентрация раствораэкв/л, молярная концентрациямоль/л, процентная%.

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Задача 1. В 100 г воды растворили 50 г поваренной соли (NaCl). Определить массовую долю соли в растворе.

Дано:

$$m(\text{воды}) = 100 \text{ г}$$

$$m(\text{NaCl}) = 50 \text{ г}$$

Найти: ω (NaCl)

Решение:

$$m(\text{раствора}) = m(\text{воды}) + m(\text{NaCl}) = 100 \text{ г} + 50 \text{ г} = 150 \text{ г}$$

$$\omega(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{р.в.})}{m(\text{р-ра})} = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{р-ра})} = \frac{50 \text{ г}}{150 \text{ г}} = 0,33$$

Ответ: 0,33 или 33%.

Задача 2. В 200 мл водного раствора содержится 20 г растворенного гидроксида натрия. Определить молярную концентрацию этого раствора.

Дано:

$$V(\text{р-ра}) = 200 \text{ мл} = 0,2 \text{ л}$$

$$m(\text{NaOH}) = 20 \text{ г}$$

Найти: C_M

Решение:

$$C_M = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH}) \cdot V(\text{р-ра})} = \frac{20 \text{ г}}{40 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot 0,2 \text{ л}} = 2,5 \text{ моль/л} = 2,5 \text{ М}$$

Ответ: $C_M(\text{NaOH}) = 2,5 \text{ М}$

Задача 3. В 500 мл водного раствора сульфата натрия (Na_2SO_4) содержится 10 г растворенной соли Na_2SO_4 . Определить эквивалентную концентрацию этого раствора.

Дано:

$$V(\text{р-ра}) = 500 \text{ мл} = 0,5 \text{ л}$$

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 10 \text{ г}$$

Найти: $C_{\text{H}}(\text{Na}_2\text{SO}_4)$

Решение:

$$\text{Na}_2\text{SO}_4 - \text{ соль. } \mathcal{E}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{M(\text{соли})}{\text{Количество атомов металла} \cdot \text{Валентность металла}} = \frac{142 \text{ г/моль}}{1 \cdot 2} = 71 \text{ г/экв}$$

$$C_{\text{H}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{р.в.})}{\mathcal{E}(\text{р.в.}) \cdot V(\text{р-ра})} = \frac{10 \text{ г}}{71 \frac{\text{г}}{\text{экв}} \cdot 0,5 \text{ л}} = 0,28 \text{ экв/л}$$

Ответ: $C_{\text{H}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,28 \text{ Н.}$

Для решения задач важно помнить взаимосвязь массы, объема и плотности.

$$m = V\rho,$$

где V – объем, ρ – плотность.

Задача 4. Рассчитайте массовую долю, молярную и эквивалентную концентрацию фосфорной кислоты в водном растворе, полученном растворением 20 г H_3PO_4 в 100 мл воды, если плотность получившегося раствора 1,12 г/см³.

Дано:

$$m(\text{H}_3\text{PO}_4) = 20 \text{ г}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ мл}$$

$$\rho(\text{р-ра}) = 1,12 \text{ г/см}^3$$

Найти: $\omega(\text{H}_3\text{PO}_4)$; $C_{\text{M}}(\text{H}_3\text{PO}_4)$; $C_{\text{H}}(\text{H}_3\text{PO}_4)$

Решение:

Находим массу воды, зная, что плотность воды 1 г/см³ или 1 г/мл.

$$m(\text{H}_2\text{O}) = V\rho = 100 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл} = 100 \text{ г}$$

Находим массу водного раствора H_3PO_4

$$m(\text{р-ра}) = 100 \text{ г} + 20 \text{ г} = 120 \text{ г}$$

Находим $\omega(\text{H}_3\text{PO}_4)$

$$\omega = \frac{m(\text{H}_3\text{PO}_4)}{m(\text{р-ра})} = \frac{20 \text{ г}}{120 \text{ г}} = 0,167 \text{ или } 16,7\%$$

Находим объем раствора H_3PO_4

$$V(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{р-ра})}{\rho(\text{р-ра})} = \frac{120 \text{ г}}{1,12 \text{ г/мл}} = 107,14 \text{ мл} = 0,107 \text{ л}$$

Находим $C_{\text{M}}(\text{H}_3\text{PO}_4)$

$$C_M = \frac{m(\text{H}_3\text{PO}_4)}{M(\text{H}_3\text{PO}_4)V(\text{р-ра})} = \frac{20 \text{ г}}{98 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot 0,107 \text{ л}} = 1,91 \text{ моль/л или } 1,91 \text{ М}$$

Находим эквивалентную массу H_3PO_4

$$\text{Э}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{M(\text{H}_3\text{PO}_4)}{3} = \frac{98 \text{ г/моль}}{3} = 32,67 \text{ г/экв}$$

Находим $C_N(\text{H}_3\text{PO}_4)$

$$C_N(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{m(\text{H}_3\text{PO}_4)}{\text{Э}(\text{H}_3\text{PO}_4)V(\text{р-ра})} = \frac{20 \text{ г}}{32,67 \frac{\text{г}}{\text{экв}} \cdot 0,107 \text{ л}} = 5,72 \text{ г/экв} = 5,72 \text{ Н}$$

Ответ: $\omega(\text{H}_3\text{PO}_4) = 16,7\%$; $C_M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1,91 \text{ М}$; $C_N(\text{H}_3\text{PO}_4) = 5,72 \text{ Н}$

Задача 5. Определите массу воды, которую следует добавить к 200 г 15%-ного водного раствора поваренной соли, чтобы массовая доля соли стала равной 10%.

Дано:

$$m_1(\text{р-ра}) = 200 \text{ г}$$

$$\omega_1(\text{NaCl}) = 15\%$$

$$\omega_2(\text{NaCl}) = 10\%$$

Найти: $m(\text{H}_2\text{O})$

Решение:

$$m_1(\text{NaCl}) = 200 \cdot 0,15 = 30 \text{ (г)}$$

Пусть масса добавленной воды x г, тогда масса получившегося раствора $200+x$ г.

$$\omega_2(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m_1(\text{р-ра}) + x}$$

$$0,1 = \frac{30 \text{ г}}{200 + x}$$

$$x = 100$$

Ответ: 100 г воды.

ЗАДАЧИ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ ЗНАНИЙ

1. В таблице приведены теплоты растворения хлорида бария и его кристаллогидратов в воде при 18⁰С.

Вещество	BaCl ₂	BaCl ₂ ·H ₂ O	BaCl ₂ ·2H ₂ O
ΔH, кДж/моль	-8,66	-6,49	+18,49

Объясните наблюдаемую закономерность в значениях теплот растворения хлоридов бария.

2. Рассчитайте массу сульфата натрия для приготовления 5 л 8% (по массе) раствора (плотность равна 1,075 г/см³).

3. К 500 мл 32% (по массе) раствора азотной кислоты (плотность 1,2 г/см³) прибавили 1 л воды. Чему равна массовая доля азотной кислоты в полученном растворе?

4. Найдите массовую долю азотной кислоты в растворе, в 1 литре которого содержится 224 г азотной кислоты (плотность 1,12 г/см³).

5. В 1 кг воды растворено 666 г КОН. Плотность приготовленного раствора равна 1,395 г/см³. Рассчитайте: а) массовую долю, б) молярность, в) мольные доли щелочи и воды.

6. Выразите в процентах концентрацию раствора, содержащего в 200г воды 50г сахара.

7. Какую массу Ca(OH)₂ надо взять для приготовления 5л 0,01Н раствора гидроксида кальция?

8. Рассчитайте массу Na₂CO₃·10H₂O, необходимую для приготовления 2кг 5% - ного раствора в пересчёте на безводную соль.

9. Рассчитайте массу хлорида калия, полученного при выпаривании 200мл 0,3Н раствора его.

10. В литре воды растворили 11,2л хлористого водорода при нормальных условиях. Найдите нормальность и молярность раствора.

11. Рассчитайте массу соды для приготовления 500 мл 0,25Н раствора.

12. Рассчитайте массу карбоната кальция, которая выпадает в осадок, если к 400 мл 0,5Н раствора хлорида кальция прибавить избыток раствора соды.

13. Рассчитайте объём 38% - ного раствора хлористоводородной кислоты (плотность 1,19 г/см³) для приготовления 1 л 2Н раствора.

14. Смешаны равные объёмы 1М раствора сульфата натрия, 0,5М раствора хлорида магния и 0,3М раствора нитрата калия. Рассчитайте молярную и эквивалентную концентрации каждого вещества в полученном растворе.

15. Рассчитайте эквивалентные концентрации 0,01М растворов соляной, серной, фосфорной кислот, хлорида алюминия, сульфата натрия и бихромата калия.
16. Рассчитайте объём 6,0М раствора едкого калия, который следует взять для приготовления 25 мл 2,5М раствора его.
17. Рассчитайте нормальность 36,5% (по массе) раствора хлороводородной кислоты (плотность 1,18 г/см³).
18. Рассчитайте процентную концентрацию 0,015Н раствора карбоната натрия (плотность 1,008 г/см³).
19. Найдите нормальность и молярность 15% (по массе) раствора серной кислоты (плотность 1,10 г/см³).
20. Рассчитайте массу 30% (по массе) раствора хлорида натрия, которую нужно добавить к 300 г воды, чтобы получить 10% раствор соли.
21. До какого объёма надо разбавить 500 мл 20% (по массе) раствора хлорида натрия (плотность 1,152 г/см³), чтобы получить 4,5% раствор (плотность 1,029 г/см³)?
22. Рассчитайте объём 0,1М раствора фосфорной кислоты, который можно приготовить из 15 мл 2,5М раствора.
23. Рассчитайте объём 2М раствора карбоната натрия, необходимый для приготовления 1 л 0,25Н раствора его.
24. К 100 мл 96% (по массе) раствора серной кислоты (плотность 1,84 г/см³) прибавили 400 мл воды. Получился раствор с плотностью равной 1,220 г/см³. Вычислите эквивалентную концентрацию этого раствора и массовую долю серной кислоты в нём.
25. Рассчитайте объём 96% (по массе) раствора серной кислоты (плотность 1,84 г/см³), который нужно взять для приготовления 1 л 0,25Н раствора.
26. Рассчитайте объём воды, который необходимо добавить к 200 мл 45% раствора едкого калия (плотность 1,5 г/см³), чтобы получить 2,0% раствор.
27. Какой объём 0,5М раствора серной кислоты можно приготовить из 15 мл 2,5М раствора?
28. Какова нормальная концентрация 10% - ного раствора Fe₂(SO₄)₃ (плотность 1,08 г/см³)?
29. Какова молярная концентрация 26%-ного раствора уксусной кислоты (плотность 1,03 г/см³)?
30. В каком объёме 1Н раствора соляной кислоты содержится столько же растворенного вещества, сколько в 25 мл 0,02Н раствора её?
31. Какую массу 40%-ного раствора фосфорной кислоты (плотность 1,25 г/см³) следует взять для приготовления 20 л 0,1Н раствора её? Сколько мл полученного раствора потребуется для приготовления 5 л 0,02Н раствора фосфорной кислоты?

32. Для нейтрализации 50 мл раствора серной кислоты потребовалось добавить 14 мл 0,3N раствора щелочи. Определите молярность раствора серной кислоты.
33. Для нейтрализации 25 мл 0,1N раствора щелочи потребовалось 12 мл кислоты. Определите нормальность раствора кислоты.
34. Для нейтрализации раствора, содержащего 2,45 г кислоты, потребовалось 25 мл 2N раствора щелочи. Определите эквивалентную массу кислоты.
35. Рассчитайте объём 10% (по массе) раствора серной кислоты (плотность $1,07 \text{ г/см}^3$), необходимый для нейтрализации раствора, содержащего 16,0 г едкого натрия.
36. Рассчитайте объём 15% (по массе) раствора серной кислоты (плотность $1,10 \text{ г/см}^3$), необходимого для полного растворения 24,3 г магния.
37. Рассчитайте объём 0,2N раствора щелочи, который надо добавить к 100 мл 0,5N раствора хлорида железа (3) для полного осаждения железа в виде гидроксида.
38. Для полного осаждения сульфата бария из 100 г 15% (по массе) раствора хлорида бария потребовалось 14,4 мл раствора серной кислоты. Найдите нормальность раствора серной кислоты.
39. Рассчитайте массу 2% (по массе) раствора нитрата серебра, необходимого для взаимодействия с избытком хлорида натрия, если образуется 14,35 г осадка хлорида серебра.
40. Для нейтрализации 20 мл 0,1N раствора кислоты потребовалось 8 мл раствора едкого натрия. Рассчитайте массу щелочи в 1 л этого раствора.
41. Температуры кипения 10%-ных (по массе) растворов CH_3OH (t_1) и $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (t_2) соотносятся: 1) $t_1 > t_2$; 2) $t_1 < t_2$; 3) $t_1 = t_2$.
42. Рассчитайте осмотическое давление раствора при 25°C , полученного при добавлении к 100мл 0,5M водного раствора сахарозы $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ 300мл воды.
43. В 60 г бензола растворено 2,09г некоторого вещества. Температуры кристаллизации чистого бензола $5,5^\circ\text{C}$, раствора $4,25^\circ\text{C}$ соответственно. Рассчитайте молярную массу вещества. ($K_{\text{бензола}}=5,12^\circ\text{C}$).
44. Определите объём сероводорода (условия нормальные), необходимый для осаждения меди в виде сульфида из 300 мл 10%-ного раствора сульфата меди (плотность $1,11 \text{ г/см}^3$). Какие вещества и в каком количестве надо израсходовать для получения этого объёма сероводорода?
45. Рассчитайте объём SO_2 (условия нормальные), который можно получить при действии на раствор K_2SO_3 0,05л 0,85N раствора серной кислоты.
46. Некоторый водный раствор неэлектролита кипит при $373,53\text{K}$. Рассчитайте молярную концентрацию этого раствора. ($E_{\text{воды}}= 0,52^\circ\text{C}$).
47. Рассчитайте температуру, при которой кристаллизуется водный раствор, содержащий $3 \cdot 10^{23}$ молекул неэлектролита в 6250 г H_2O ($K_{\text{воды}} = 1,86^\circ\text{C}$).

48. Температура кипения водного раствора сахарозы $C_{12}H_{22}O_{11}$ равна $101,4^{\circ}C$. Вычислите моляльную концентрацию сахарозы в растворе.
49. Рассчитайте давление пара раствора, содержащего 45 г глюкозы $C_6H_{12}O_6$ и 6720 г воды при $25^{\circ}C$. Давление насыщенного пара воды при $25^{\circ}C$ составляет 3167 кПа.
50. Чему равно отношение масс формалина $HCHO$ и глюкозы $C_6H_{12}O_6$, которые содержатся в равных объемах растворов, обладающих при данной температуре одинаковым осмотическим давлением?

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

ТЕСТ №1

ВОДА. ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

1. Валентный угол связи молекулы воды равен $104,5^{\circ}$. Атом кислорода в молекуле воды находится в состоянии гибридизации:
- 1) sp ; 2) sp^2 ; 3) sp^3 .
2. Молекула воды имеет форму:
- 1) линейную; 2) угловую; 3) пирамидальную; 4) тетраэдрическую.
3. У атома кислорода в молекуле воды остаются неиспользованными на образование связей с атомами водорода гибридные облака:
- 1) одно; 2) два; 3) три; 4) четыре.
4. Молекула воды может быть при взаимодействии с другими молекулами:
- 1) донором; 2) акцептором неподелённых электронных пар.
5. Дипольный момент молекулы воды:
- 1) равен 0; 2) не равен 0.

6. Зависимость плотности (ρ , $г/см^3$) $H_2O_{ж}$ от температуры (T , $^{\circ}C$) представлена на рисунке:

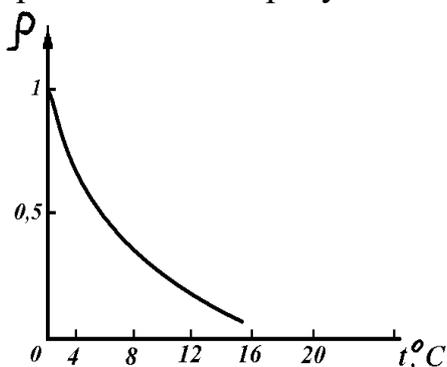


Рисунок 3

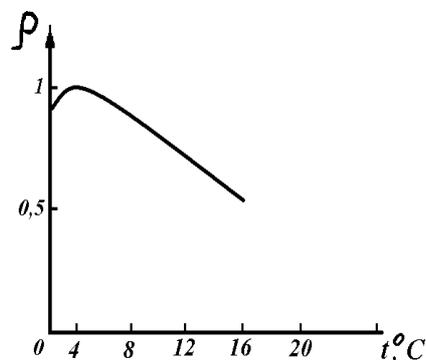


Рисунок 4

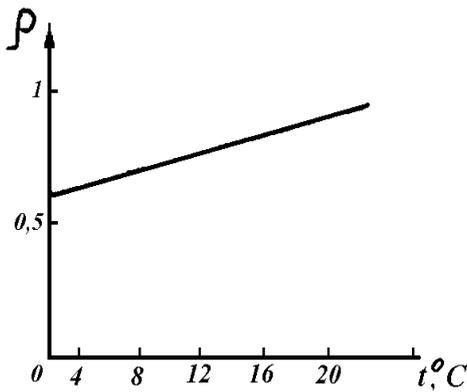


Рисунок 5

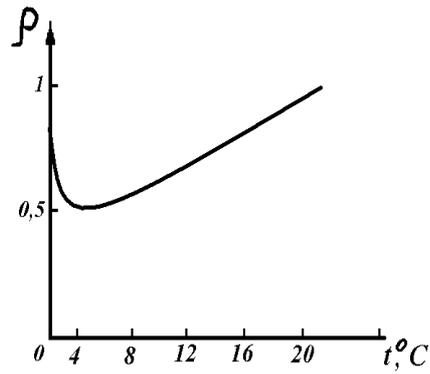


Рисунок 6

6. Плотность $H_2O_{кр}$:

- 1) равна; 2) выше; 3) ниже
плотности $H_2O_{ж}$.

ТЕСТ 2

РАСТВОРЫ

1. Растворы (точнее молекулярные растворы) – это дисперсные:

- 1) гомогенные, 2) гетерогенные

системы с радиусом (r) частиц дисперсной фазы:

- 1) больше 10^{-5} см, 2) меньше 10^{-7} см, 3) 10^{-7} см $< r < 10^{-5}$ см,

состоящие минимум из: 1) одного, 2) двух, 3) трех, 4) четырех компонентов.

Компонент, взятый в избытке и сохраняющий свое фазовое состояние при образовании растворов, называют.....

2. Образование растворов сопровождается:

- 1) всегда выделением теплоты ($\Delta H_{раств.} < 0$), 2) всегда поглощением теплоты ($\Delta H_{раств.} > 0$), 3) или поглощением, или выделением теплоты.

3. Теплота растворения ($\Delta H_{раств.}$) кристаллических веществ является суммой теплоты разрушения кристаллической решетки растворяемого вещества ($\Delta H_{разр.кр.реш.}$) и теплоты гидратации ($\Delta H_{гидр.}$).

$$\Delta H_{раств.} = \Delta H_{разр.кр.реш.} + \Delta H_{гидр.}$$

Установите соответствие:

Теплота процесса	Знак теплового эффекта
1. $\Delta H_{разр.кр.реш.}$	А. > 0
2. $\Delta H_{гидр.}$	Б. < 0

4. В таблице приведены значения ΔH растворения некоторых солей в воде при $25^\circ C$:

Соль	AgNO ₃	AgF	AlCl ₃	CaCl ₂	NH ₄ Cl
ΔH _{раств} , кДж/моль	+23	-18	-330	-77	+16

Вклад теплоты гидратации в величину ΔH_{раств} максимален для соли.....

5. Установите соответствие: способ выражения концентрации – формула для расчета:

Способы выражения концентраций	Формула для расчета
1. Массовая доля	$C_H = \frac{m_{p.с}}{\rho \cdot V}$
2. Массовый процент	$T = \frac{m_{p.с}}{V \cdot 1000}$
3. Молярная концентрация	$\omega = \frac{m_{p.с}}{m_{p-ра}} \cdot 100 \%$
4. Эквивалентная концентрация	$\omega = \frac{m_{p.с}}{m_{p-ра}}$
5. Титр	$C_M = \frac{m_{p.с}}{M \cdot V}$

В формулах масса выражена в граммах, объём в литрах.

6. Правильность расчета эквивалентной концентрации зависит от умения правильно рассчитать величину эквивалентной массы растворенного вещества. Установите соответствие: вещество – формула для расчета его эквивалентной массы.

Вещество	Формула для расчета эквивалентной массы
1. Кислота	А. Молярная масса / число гидроксильных групп
2. Основание	Б. Молярная масса / число атомов металла · заряд иона металла
3. Соль	В. Молярная масса / число ионов водорода

7. В трех мерных колбах на 1 литр приготовлены 0,1М растворы: 1) фосфорной кислоты, 2) гидроксида натрия, 3) карбоната натрия.

Выполнив предварительные расчеты, установите соответствие: раствор вещества – эквивалентная концентрация.

0,1М раствор вещества	Эквивалентная концентрация, экв/л
1. Фосфорная кислота	А. 0,1
2. Гидроксид натрия	Б. 0,2

8. В 250 г органического растворителя содержится q г растворенного неэлектролита с молярной массой M . Криоскопическая постоянная растворителя равна K . $\Delta t_{\text{крист}}$ рассчитывают по формуле: 1) $K \cdot q/M$; 2) $4K \cdot q/M$; 3) $K \cdot q/4M$.
9. Приготовлены два раствора. В 200 г воды растворено: 31 г карбамида $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ и 90 г глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. Температура кипения этих растворов: 1) одинаковая; 2) выше для карбамида; 3) выше для глюкозы.
10. Осмотическое давление 0,5М раствора глюкозы ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) при 25 °С в кПа: 1) 1,24; 2) 32,4809,5; 3) 3,72; 4) 4,96

Литература

1. Глинка Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – М.: Кронус, 2020. – 750с.: ил.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: Уч. пособие для вузов / Под ред. В.А. Рабинович и Х.М. Рубиной. – М.: Интеграл-Пресс, 2002. – 240 с.
3. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия / Н.С. Ахметов. – М.: Лань, 2020. – 744 с.
4. Коровин Н.В. Общая химия. Лабораторный практикум: Учебное пособие для бакалавров. – М. Кронус, 2017. – 336 с.
5. Яблоков В.А., Яблокова Н.В. Краткий курс физической химии: учебное пособие / В.А.Яблоков, Н.В.Яблокова. – М. : Триумф, 2019. – 285 с.

Васина Янина Александровна
Захарова Ольга Михайловна

РАСТВОРЫ

Учебно-методическое пособие
для выполнения лабораторных работ по дисциплине «Химия»
для обучающихся по направлениям подготовки 08.03.01 Строительство,
08.05.01 Строительство уникальных зданий и сооружений,
13.03.01 Теплоэнергетика и теплотехника,
09.03.02 Информационные системы и технологии,
20.03.01 Техносферная безопасность,
05.03.05 Экология и природопользование,
20.05.00 Метрология, стандартизация и сертификация

Подписано в печать формат 60x90 1/16. Бумага газетная. Печать трафаретная.
Уч.изд.л. Усл.печ.л. Тираж 200 экз. Заказ №

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования «Нижегородский государственный архитектурно-строительный университет»

603950, Нижний Новгород, ул. Ильинская, 65.
Полиграфический центр ННГАСУ, 603950, Нижний Новгород, ул.Ильинская,65
<http://www.nngasu.ru>, srec@nngasu.ru