

Министерство образования Приморского края
Краевое государственное автономное профессиональное образовательное учреждение
«Лесозаводский индустриальный колледж»

**Задания для самостоятельной работы
по дисциплине
ЕН.03 Химия**

Преподаватель: Логвиненко Т. Д.

2020 г.

ЗАДАНИЕ №1

1. Изучить теоретический материал по теме «Способы выражения концентрации растворов»
2. Письменно ответить на контрольные вопросы к теме.
2. Решить задачи к данной теме.

Теоретический материал к теме

Раствор — однофазная система переменного состава, состоящая из двух или более компонентов.

Растворы — гомогенные (однородные) системы, то есть каждый из компонентов распределён в массе другого в виде молекул, атомов или ионов.

Понятию *«система»* дается следующее определение:

система – это тело или совокупность тел, обособленных от окружающей среды физическими или мысленными границами.

Химические вещества, входящие в состав системы, являются ее составными частями или компонентами.

Системы могут быть *одно-* или *многокомпонентными*. Если компоненты в системе равномерно распределены друг в друге (диспергированы), то такие системы называются **дисперсными системами**.

Совокупность одинаковых (по составу, структуре и свойствам) участков системы называется **фазой**. Однородные, однофазные системы называются **гомогенными**. Неоднородные многофазные системы называются **гетерогенными**.

Отдельные части гетерогенных систем (фазы) имеют **поверхность раздела фаз**.

Например, кристаллы льда, находящиеся в жидкой воде, образуют одну фазу, жидкая вода – вторую, а водяной пар – третью фазу. Эти фазы отделены друг от друга поверхностями раздела. Таким образом, в данном случае мы имеем дело с гетерогенной трехфазной (твердое тело, жидкость, газ), однокомпонентной (H_2O) системой.

Основными компонентами растворов являются **растворитель** и **растворенное вещество**.

Растворенным веществом, независимо от его количества, считается тот компонент, который придает системе специфические свойства.

В зависимости от агрегатного состояния растворы могут быть **твердыми** (сплавы металлов, некоторые минералы) и **жидкими** (растворы щелочей, морская вода).

Подробнее остановимся на жидких растворах, в которых растворитель – жидкость.

По исходному агрегатному состоянию растворяемого вещества газ (г), жидкость (ж) или твердое тело (*m*) жидкие растворы можно разделять на 3 группы: (ж + г), (ж + ж) и (ж + *m*).

К первой из них относятся такие системы, как растворы соляной, сероводородной и сернистой кислот, представляющие собой водные растворы газообразных HCl , H_2S , SO_2 .

К системе (ж + ж) относятся растворы спиртов, эфиров, уксусной и азотной кислот в воде. Третья группа растворов является самой многочисленной, так как к ней относятся водные растворы большинства солей, щелочей, твердых кислот (например, борной, лимонной).

По типу взятого растворителя различают **водные** (растворитель – H_2O) и **неводные растворы** (растворитель – бензол, хлороформ, ацетон и др.).

Все растворы относятся к дисперсным (раздробленным) системам.

По размеру диспергированных частиц все растворы подразделяются на **истинные** и **коллоидные**. **Раствор является истинным (гомогенной системой), если растворенное вещество не образует отдельную фазу.** Считается, что раствор будет истинным, если размер частиц растворенного вещества мал и не превышает $10A^0$ (10^{-9} м), т.е. они представляют собой отдельные молекулы или ионы.

При увеличении размеров диспергированных частиц в растворе от 10 до $1000 A^0$ (от 10^{-5} до 10^{-7} см) система приобретает специфические свойства, связанные с очень большой поверхностью раздела фаз. Такие системы называют **микрөгетерогенными** или **коллоидными**.

Частицы коллоидных размеров называются мицеллами.

Гетерогенные дисперсные системы, содержащие частицы размером более $1000 A^0$ (более 10^{-5} см), являются **грубодисперсными**. Они обычно неустойчивы и быстро разрушаются. К ним относятся, например, **пены** (дисперсные системы типа газ в жидкости), **эмульсии** (жидкость в жидкости) и **суспензии** (твердые вещества в жидкостях).

Прямой процесс **растворения** вещества в растворителе сопровождается обратным процессом – выделения растворенного вещества из раствора. Для твердых веществ обратным процессом является **кристаллизация** вещества из раствора.

Вещество прекращает растворяться, когда наступает состояние динамического равновесия прямого и обратного процессов и скорость кристаллизации становится равной скорости растворения. Такой раствор называется **насыщенным**. При сохранении условий неизменными, концентрацию растворяемого вещества в нем повысить невозможно.

Если в растворе содержится растворенного вещества меньше, чем может раствориться при данных условиях, то он называется **ненасыщенным**.

В **пересыщенном** растворе растворено вещества больше, чем может раствориться при данных условиях растворения. Получают такие растворы осторожным охлаждением насыщенных при более высокой температуре растворов или при выпаривании части растворителя из насыщенного раствора. Пересыщенные растворы обычно нестабильны и избыток растворенного вещества легко выделяется из раствора.

Растворимость вещества измеряется концентрацией (см. далее) растворенного вещества в его насыщенном растворе.

Количественное значение растворимости обычно выражают максимальной массой вещества в граммах, которую можно растворить в 100 г растворителя при данной температуре. Это количество называется **коэффициентом растворимости** или просто **растворимостью (S)**.

По растворимости вещества делятся на:

хорошо растворимые (коэффициент растворимости $S > 1$ г в 100 г *растворителя*), например KJ, $AgNO_3$,

малорастворимые ($10^{-3} \text{ г} < S < 1 \text{ г}$ в 100 г растворителя), например, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, CaSO_4 , CH_4 , N_2 , O_2 ,

практически нерастворимые (коэффициент растворимости $S \ll 10^{-3} \text{ г}$ в 100 г растворителя), например Ag , BaSO_4 , стекло.

Не существует абсолютно нерастворимых веществ.

В настоящее время для выражения количественного состава растворов используются различные способы. Наиболее часто используются следующие:

1. Концентрированный раствор – раствор, содержащий относительно большое количество растворенного вещества. В этом случае масса растворенного вещества соизмерима с массой растворителя.

Например, в 100 г воды растворено 30 г хлорида натрия (30 г и 100 г – сравнимые величины). Такой раствор можно считать концентрированным.

2. Разбавленный раствор – это раствор, в котором содержание растворенного вещества мало по сравнению с массой растворителя.

Например, в 100 г воды растворено 0,1 г гидроксида натрия. Это разбавленный раствор, так как массы растворенного вещества и растворителя сильно отличаются друг от друга.

Термины концентрированный и разбавленный используются лишь для приблизительного выражения количественного состава растворов. Границы между этими понятиями достаточно условны.

Для точного выражения количественного состава растворов используют следующие способы:

1. Массовая доля (ранее использовался термин «процентная концентрация»).

Массовая доля показывает отношение массы данного компонента, содержащегося в системе (растворе), к общей массе этой системы (раствора).

Обычно массовая доля выражается в долях единицы или процентах и обозначается греческой буквой ω (омега):

$$\omega = \frac{m(\text{растворенного вещества})}{m(\text{раствора})};$$

$$\omega = \frac{m(\text{растворенного вещества})}{m(\text{раствора})} 100 \text{ \%}.$$

При выражении массовой доли раствора (в процентах), ее значение показывает массу растворенного вещества (в граммах), содержащееся в 100 г раствора.

Например, раствор с массовой долей KNO_3 равной 24 % содержит в растворе массой 100 г растворенное вещество (нитрат калия) массой 24 г и растворитель (воду) массой $(100 - 24) = 76 \text{ г}$.

2. Объемная доля.

Этот способ выражения количественного состава представляет собой **отношение объема компонента (растворенного вещества), содержащегося в системе (растворе), к общему**

объему системы (раствора). Объемная доля выражается либо в долях единицы, либо в процентах и обозначается греческой буквой φ (фи).

$$\varphi = \frac{V(\text{компонента})}{V(\text{системы})},$$

$$\varphi = \frac{V(\text{компонента})}{V(\text{системы})} \cdot 100 \%$$

При выражении объемной доли (в процентах) ее значение показывает объем растворенного вещества (в соответствующих единицах объема), содержащийся в 100 аналогичных единицах объема раствора.

3. Молярная (молярная) доля.

Этот способ выражения количественного состава растворов представляет собой **отношение количества вещества (в молях) компонента, содержащегося в данной системе, к сумме количеств всех веществ в системе.** Выражается в долях единицы, либо в процентах и обозначается греческой буквой χ (хи):

$$\chi = \frac{\nu(\text{растворенного вещества})}{\sum \nu(\text{раствора})} \cdot 100 \%$$

где ν – количество вещества в молях,

$\sum \nu$ (раствора) – сумма количеств всех веществ в растворе.

Например, раствор с молярной долей $\chi = 2 \%$ этанола содержит 2 моль этанола на 100 моль системы (2 моль этанола и $100 - 2 = 98$ моль воды).

Если для количественной оценки состава раствора используют отношение массы вещества (m) или его количества (ν) к общему объему раствора (V), то применяют понятие «концентрация» (C).

4. Массовая концентрация.

Представляет собой отношение массы компонента, содержащегося в системе (растворе), к объему этой системы (раствора).

$$C_{\text{масс}} = \frac{m(\text{растворенного вещества})}{V(\text{раствора})}$$

где m – масса растворенного вещества,

V – объем раствора.

Наиболее часто используется массовая концентрация, имеющая размерности [кг/м³], [г/л], [г/см³], [мг/л].

*Масса вещества в граммах, содержащегося в одном кубическом сантиметре или одном миллилитре раствора, называется **титром раствора.***

Например, раствор с титром $T = 0,05$, содержит 0,05 г растворенного вещества в 1 мл раствора.

5. Молярная концентрация.

Представляет собой отношение количества растворенного вещества (в молях) к объему раствора (в литрах).

Значение молярной концентрации показывает число молей растворенного вещества, содержащихся в растворе объемом 1 литр, имеет размерность [моль/л] и обозначается C_M :

$$C_M = \frac{\nu(\text{растворенного вещества})}{V(\text{раствора})}$$

где ν – количество растворенного вещества (в молях);

V – объем раствора (в литрах).

Например, раствор серной кислоты с молярной концентрацией $C_M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2$ моль/л содержит в объеме, равном 1 литру, серную кислоту количеством вещества 2 моль.

6. Нормальная концентрация.

В настоящее время чаще употребляется термин «молярная концентрация эквивалента». Этот способ выражения количественного состава растворов *представляет собой отношение количества эквивалентов растворенного вещества (в молях) к объему раствора (в литрах)*.

$$C_{\text{норм.}} = \frac{\nu(\text{эквивалентов растворенного вещества})}{V(\text{раствора})}$$

Значение нормальной концентрации показывает количество эквивалентов растворенного вещества (в молях), которое содержится в 1 литре раствора.

Размерность нормальной концентрации [моль/л].

Например, раствор гидроксида бария с молярной концентрацией эквивалента $C(^{1/2} \text{BaCl}_2) = 4$ моль/л (нормальной концентрацией $C_N(\text{BaCl}_2) = 4$ моль/л) содержит четыре моль эквивалентов BaCl_2 в растворе объемом 1 литр.

7. Моляльность.

Моляльность раствора характеризуется количеством растворенного вещества в молях, приходящихся на 1 кг растворителя в данном растворе.

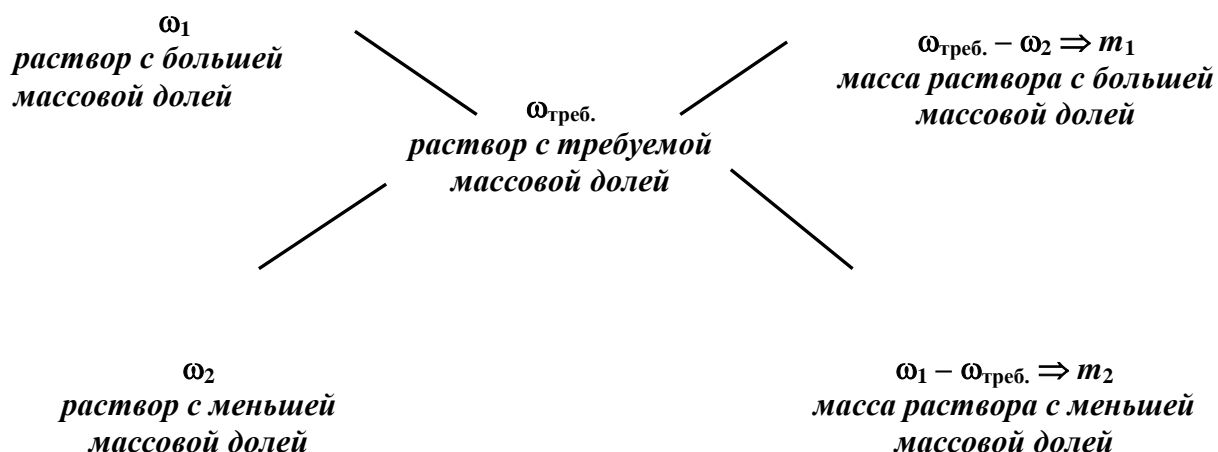
$$C_{\text{моляльн}} = \frac{\nu(\text{растворенного вещества})}{m(\text{растворителя})}$$

Размерность моляльности [моль/кг растворителя].

Наконец, характеризуя количественный состав системы, можно говорить об отношениях массы (или объема или количества вещества) компонента к массе (или объему или количеству вещества) всей системы. В этом случае мы имеем дело с **отношением**, которое может быть, соответственно: **массовым, объемным или молярным**.

Например, если объемное отношение концентрированной серной кислоты и воды может быть равно: $V(\text{H}_2\text{SO}_4) : V(\text{H}_2\text{O}) = 1 : 2$, то это значит, что для приготовления данного раствора необходимо к 1 объему концентрированной серной кислоты добавить 2 объема воды.

При решении задач на смешивание растворов одного и того же вещества или при решении задач на разбавление более концентрированных растворов более разбавленными растворами или водой удобно пользоваться «*правилом смешения растворов*» (*квадратом Пирсона*):



В случае разбавления раствора с большей массовой долей растворенного вещества водой значение массовой доли более разбавленного раствора (в данном случае воды) принимается равным нулю ($\omega_2 = 0$).

Для практического определения концентрации растворов удобно пользоваться **методом титрования**. Для расчетов с целью нахождения неизвестной концентрации раствора при использовании этого метода применяют так называемый **закон эквивалентов для растворов**:

произведение нормальной концентрации одного раствора на его объем равно произведению нормальной концентрации другого раствора на его объем, или

$$C_{H_1} \cdot V_1 = C_{H_2} \cdot V_2, \text{ где}$$

C_{H_1} и V_1 – нормальная концентрация (молярная концентрация эквивалента) и объем первого раствора, C_{H_2} и V_2 – нормальная концентрация (молярная концентрация эквивалента) и объем второго раствора.

1. Контрольные вопросы к теме:

1. Дайте определение понятию «дисперсная система».
2. Как подразделяются все дисперсные системы в зависимости от размера частиц?
3. Дайте определение понятию «раствор».
4. Какой компонент раствора считают растворенным веществом?
5. Какие растворы считаются истинными?
6. Что такое коэффициент растворимости?
7. Что такое насыщенный раствор?
8. Что такое пересыщенные растворы? Как можно их получить?
9. Как подразделяются все вещества по растворимости?
10. Какие способы используют для выражения количественного состава растворов?
11. Что такое концентрированный и что такое разбавленный раствор? В каких случаях употребляются эти понятия?
12. Что такое массовая доля, молярная (мольная) доля, объемная доля растворенного вещества? Есть ли размерность у этих величин?
13. Дайте определение понятию «массовая концентрация».

14. Что такое «молярная концентрация»?
15. Что такое «нормальная концентрация»?
16. Дайте определение понятию «моляльность».

Задачи для решения

1. Смешали 20 г сахара и 250 мл воды. Какова массовая доля сахара в полученном растворе?
2. 66,8 г серной кислоты растворили в 133 г воды. Определите молярную концентрацию если раствор с плотностью 1,25 г/см³.
3. Вычислите молярность раствора, приготовленного в мерной колбе на 500 мл из 4,98 г KI.
4. Рассчитайте массу вещества Na₂CO₃, содержащегося в 200 мл 0,24 М раствора.
5. Сколько граммов Na₂CO₃ нужно взять для приготовления 0,5 л раствора с массовой долей 12% и плотностью 1,1 г/см³?
6. Смешали 100 г раствора NaOH с W%=10% и 0,3 л раствора NaOH с W%=25% Какова массовая доля полученного раствора?
7. Сколько граммов щавелевой кислоты H₂C₂O₄×2H₂O необходимо взять для приготовления 200 мл раствора с молярной концентрацией 0,1 моль/л?
8. Титр раствора H₃PO₄ равен 0,004 г/мл. Вычислить W%, C, этого раствора, если ρ раствора 1,15 г/мл.
9. Найти массовую долю в процентах азотной кислоты в растворе, в 1 литре которого содержится эта кислота массой 224 г. Плотность раствора кислоты равна 1,12 г/мл.
10. Определите массовую долю в процентах раствора, полученного при сливании раствора массой 30 г с массовой долей 10 % и раствора массой 70 г с массовой долей растворенного вещества 20 %.

ЗАДАНИЕ №2

Тема: Первый закон термодинамики

1. Изучить §2.1 в учебнике (стр. 27 – 48).
2. Законспектировать в тетради п. 2.1.1 – 2.1.4 (стр. 27 – 31)
3. Выполнить задания № 1, 2,3,4,7 (стр. 69)
4. Выписать и выучить определения следующих понятий:

1) Термодинамическая система	12) Обратимый процесс
2) Открытая система	13) Внутренняя энергия
3) Закрытая система	14) Энтальпия
4) Изолированная система	15) Isoхорный процесс
5) Гомогенная система	16) Isoбарный процесс
6) Гетерогенная система	17) Isoтермический процесс
7) Термодинамический процесс	18) Адиабатный процесс
8) Термодинамическое равновесное состояние	19) Теплоемкость
9) Тепловое равновесие	20) Термохимия
10) Механическое равновесие	21) Стандартное состояние индивидуального вещества
11) Равновесный процесс	

Контакты преподавателя:
 e-mail: vip.tatyana.petrova.1979@mail.ru
 WhatsApp: 89243292232