

МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

ФГБОУ ВО Иркутский государственный аграрный
университет имени А.А.Ежевского

Химический анализ нативных растворов

**Методические указания по изучению дисциплины
и выполнению контрольных работ**

**35.04.03 Агрохимия и агропочвоведение
заочная форма обучения**

УДК 546 + 547] (075.8)
П 449

Печатается по решению методической комиссии агрономического факультета Иркутского государственного аграрного университета им. А.А. Ежевского; протокол № 4 от 15 декабря 2020 года

Подшивалова А.К.

Химический анализ нативных растворов. Методические указания по изучению дисциплины и выполнению контрольных работ. Направление подготовки 35.04.03 Агрохимия и агропочвоведение; заочная форма обучения / А.К. Подшивалова; Иркут. гос. аграр. ун-т им. А.А. Ежевского. Молодежный: Изд-во ИрГАУ, 2020. - 23 с.

Рецензент:

Рябинина О.В., кандидат биологических наук, доцент кафедры земледелия и растениеводства

© ФГБОУ ВО Иркутский государственный
аграрный университет им. А.А. Ежевского, 2020

© А. К. Подшивалова. 2020

Задания для контрольной работы

Из каждого раздела (разделы 1-5) необходимо выполнить одно задание в соответствии с последней цифрой номера зачетной книжки. Например, если номер заканчивается цифрой 5, то задание 5 из каждого раздела; если номер заканчивается цифрой 0, то задание 10.

Раздел 1. Внутренние свойства воды. Вода как растворитель

1. Химия воды, ее место в системе наук о Земле. Связь химии воды с другими науками.
2. Направления научных исследований в гидрохимии. Важнейшие центры современных гидрохимических исследований.
3. Происхождение воды на Земле.
4. Аномальные физические свойства воды.
5. Структура воды в разных агрегатных состояниях.
6. Изотопные разновидности воды, их распространенность, участие в природных процессах.
7. Сульфатно-кальциевая система равновесия.
8. Карбонатно-кальциевое равновесие.
9. Сульфидное равновесие.
10. Методы расчета содержания отдельных компонентов равновесий.

Раздел 2. Растворы

1. Истинные растворы. Классификация. Вода как универсальный растворитель. Теория электролитической диссоциации кислот, оснований и солей в водных растворах. Степень электролитической диссоциации. Константа диссоциации.

2. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН) водных растворов. Значение рН для характеристики природных растворов. Методы определения рН.

3. Гидролиз солей. Степень гидролиза. Константа гидролиза. Процессы гидролиза в природе.

4. Растворимость. Зависимость растворимости от факторов. Тепловые эффекты при растворении.

5. Концентрация раствора. Важнейшие способы выражения состава растворов (массовая доля; молярная; моляльная; нормальная). Решить задачи 2-3 (задачи приведены на с. 21-22)

6. Расчеты по приготовлению растворов заданной концентрации. Решить задачи 4-5 (задачи приведены на с. 21-22)

7. Расчеты по приготовлению растворов заданной концентрации. Решить задачи 6-7 (задачи приведены на с. 21-22)

8. Расчеты по приготовлению растворов заданной концентрации. Решить задачи 8-9 (задачи приведены на с. 21-22)

9. Осмос. Осмотическое давление. Изотонические растворы. Осмос в биологических системах. Обратный осмос, его применение.

10. Давление пара над растворами. Температуры кипения и отвердевания растворов. Эбуллиоскопическая и криоскопическая константы.

Раздел 3. Макроэлементы. Растворенные газы. Биогенные вещества

1. Классификация химического состава природных вод.
2. Растворенные газы, их распространенность и диапазон концентраций. Общие закономерности растворимости газов в воде.
3. Процессы, обогащающие воду кислородом. Процессы, уменьшающие содержание кислорода в воде.
4. Источники углекислого газа в водоемах. Процессы потребления углекислого газа.
5. Биогенные вещества природных вод. Круговорот азота в воде.
6. Фосфор, формы его соединений. Круговорот фосфора. Источники поступления в водные объекты соединений азота и фосфора.

7. Кремний, зависимость форм существования от pH раствора. Источники поступления.
8. Органическое вещество природных вод.
9. Микроэлементы. Миграция химических элементов в поверхностных водах.
10. Классификация природных вод по минерализации.

Раздел 4. Формирование природных вод. Особенности водных объектов

1. Прямые факторы формирования химического состава природных вод: горные породы, почвы, живые организмы, деятельность человека.
2. Косвенные факторы формирования химического состава природных вод.
3. Гидрохимия атмосферных осадков
4. Гидрохимия рек
5. Гидрохимия озер и искусственных водоемов
6. Эвтрофирование водоемов. Особенности гидрохимического режима эвтрофных водоемов.
7. Водохранилища. Особенности формирования химического состава воды водохранилищ, влияние режима регулирования.
8. Гидрохимия подземных вод
9. Гидрохимия океана и морей
10. Химия природного льда

Раздел 5. Основные методологические подходы и принципы в анализе водных растворов. Приборы и оборудование для гидрохимического анализа

1. Требования ГОСТа к химическим реактивам и методам анализа проб воды.
2. Оценка достоверности результатов анализа. Форма представления результатов анализа воды.
3. Принципиальные основы физических (спектральных) методов анализа. Важнейшие разновидности спектральных методов анализа: ИК-спектроскопия, УФ-спектроскопия, рентгеновская спектроскопия. Области применения методов.
4. Принципиальные основы важнейших физико-химических методов анализа. Области применения.

5. Хроматографический метод анализа, его принципиальные основы. Разновидности хроматографического метода анализа. Области применения.
6. Спектрофотометрический метод анализа. Принципиальная основа метода. Область применения. Последовательность выполнения операций анализа.
7. Химические методы анализа. Макро-, микро- и ультрамикрометоды анализа.
8. Важнейшие разновидности химического метода анализа.
9. Титриметрический метод анализа, его принципиальная основа. Основные понятия: титр, титрование, анализируемый раствор, рабочий раствор, точка эквивалентности.
10. Гравиметрический метод анализа. Принципиальная основа метода. Последовательность операций. Условия осаждения кристаллических и аморфных осадков

Приготовление растворов заданной концентрации. Основные типы расчетных задач

Основные понятия и определения

Раствор (истинный) - это гомогенная (однородная) система переменного состава, состоящая из двух или более компонентов и продуктов их взаимодействия.

Например, водный раствор серной кислоты состоит из молекул H_2O , H_2SO_4 и продуктов их взаимодействия: ионов H_3O^+ , HSO_4^- , SO_4^{2-} .

Агрегатное состояние раствора может быть жидким (например, растворы кислот, щелочей), твердым (сплавы), газообразным (воздух).

Растворитель в смеси веществ выделяют по признакам:

а) если смешиваемые вещества находятся в разных агрегатных состояниях, то растворителем является вещество, агрегатное состояние которого совпадает с агрегатным состоянием полученного раствора.

Например, при смешении соли и воды растворителем является вода, поскольку полученный раствор представляет собой жидкость. Палладий, насыщен-

ный водородом, является разновидностью твердого раствора, растворитель - благородный металл палладий.

б) если смешиваемые вещества находятся в одинаковых агрегатных состояниях, то растворителем является вещество, которого взято больше.

Так, в смеси спирт — вода растворителем может являться как тот, так и другой компонент смеси в зависимости от их количественного соотношения. То же самое можно сказать о сплавах металлов, смесях газов (в частности, в соответствии с определением, в составе воздуха растворителем является азот).

Растворимостью называется способность частиц вещества (молекул, атомов, ионов) равномерно распределяться в объеме растворителя.

Растворимость может быть ограниченной или неограниченной. В случае ограниченной растворимости учитывают **коэффициент растворимости (S)**, характеризующий максимальную массу вещества (в граммах), способную раствориться в 100 г воды (или иного растворителя) при определенной температуре. В случае газов растворимость выражают максимальным объемом газа (в литрах), который растворяется в 1 л воды (или иного растворителя) при данной температуре и давлении.

С учетом исключительной роли воды как растворителя в дальнейшем обсуждении будут рассматриваться лишь водные растворы.

Твердые вещества по растворимости в воде при обычных условиях (температура 20°C) можно подразделить на хорошо растворимые ($S > 1$ г), малорастворимые ($S = 0,01 - 1,0$ г) и практически нерастворимые ($S < 0,01$ г). При этом следует помнить, что нельзя полностью отрицать растворимость какого-либо вещества, абсолютно нерастворимых веществ не существует.

Примером малорастворимых в воде веществ могут служить твердые вещества: гипс, сульфат свинца; жидкие вещества: диэтиловый эфир, бензол; газообразные вещества: метан, азот, кислород.

Примером хорошо растворимых веществ в воде могут служить твердые вещества: сахар, медный купорос, гидроксид натрия; жидкие вещества: спирт, ацетон; газообразные вещества: хлороводород, аммиак.

Растворимость большинства (но не всех!) твердых веществ с увеличением температуры увеличивается, а растворимость газов, наоборот, уменьшается.

Мерой растворимости вещества при данных условиях является его *содержание* в *насыщенном* растворе. В процессе растворения вещество равномерно распределяется по всему объему растворителя благодаря диффузии. Процесс растворения вещества находится в динамическом равновесии с процессом кристаллизации этого вещества: скорость растворения вещества равна его скорости кристаллизации.

По соотношению числа частиц, переходящих в раствор и удаляющихся из раствора, различают растворы *насыщенные*, *ненасыщенные* и *пересыщенные*. Раствор, в котором данное вещество при данной температуре больше не растворяется (раствор, находящийся в динамическом равновесии с растворяемым веществом) называют *насыщенным*, а раствор, в котором находится меньше вещества, чем можно растворить, называется *ненасыщенным*. В *пересыщенном* растворе вещества находится больше, чем в насыщенном растворе при той же температуре. Получение пересыщенного раствора заключается в приготовлении насыщенного раствора при повышенной температуре с последующим его охлаждением, исключая действия, вызывающие кристаллизацию растворенного вещества. Пересыщенные растворы очень неустойчивы, небольшое встряхивание раствора или внесение кристаллика вещества вызывает кристаллизацию растворенного вещества. Пересыщенные растворы используют для очистки веществ от примесей методом кристаллизации: находящиеся в растворе примеси не выпадают в осадок, так как раствор по отношению к ним является ненасыщенным.

Способы выражения состава растворов

Концентрацией раствора называется соотношение между количествами, массами, объемами растворенного вещества и растворителя.

Поскольку для оценки этого соотношения можно использовать разные единицы измерения величин, существует достаточно большое разнообразие способов выражения состава растворов.

Количественные способы выражения состава растворов

Важнейшими являются следующие:

а) **массовая доля** (процентная концентрация) - показывает, сколько граммов вещества содержится в 100 г раствора.

Обозначение: w ; единицы измерения - доли единицы или %

$$w(\text{вещества}) = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})} \quad (1)$$

Например, запись 25% NaOH означает, что в 100 г раствора содержится 25 г NaOH и 75 г H₂O.

Несложно выявить взаимосвязь между массовой долей вещества в насыщенном растворе и растворимостью:

$$w(\text{вещества}) = \frac{S}{S + 100} \quad (2)$$

б) **молярная концентрация** - характеризует количество вещества (моль), которое содержится в 1 л раствора.

Обозначение: C_M ; единица измерения - моль/л

$$C_M(\text{вещества}) = \frac{v(\text{вещества})}{V(\text{раствора})} \quad (3)$$

Так, запись 2M H₂SO₄ означает, что в 1 л раствора содержится 2 моль H₂SO₄.

Раствор с содержанием растворенного вещества 1 моль/л называется *одномолярным*; 0,1 моль/л - *децимолярным*; 0,01 моль/л - *сантимолярным*; 0,001 моль/л - *миллимолярным*.

в) **нормальная (или эквивалентная) концентрация** - показывает, сколько моль эквивалентов вещества содержится в 1 л раствора.

Обозначение: $C_{1/z}$; единица измерения – моль/л.

$$C \frac{1}{z} (\text{вещества}) = \frac{v \frac{1}{z} (\text{вещества})}{V (\text{раствора})} \quad (4)$$

Например, в 1 л 5 н H_3PO_4 содержится 5 моль - эквивалентов H_3PO_4 . Соответственно используются приставки деци-, санти-и милли- в названиях растворов.

Также могут использоваться иные способы оценки состава растворов:

г) **моляльная концентрация** - характеризует количество вещества (моль), содержащееся в 1000 г H_2O .

Обозначение: **Cm**; единица измерения - **моль/кг H_2O** .

Эта разновидность концентрации используется в том случае, когда необходимо исключить зависимость от температуры, тогда как молярная и нормальная концентрация изменяется с температурой вследствие изменения объема.

д) **объемная доля** - отношение объема компонента раствора к общему объему раствора.

Обозначение: φ ; единицы измерения - **доли единицы или %**.

$$\varphi (\text{вещества}) = \frac{V (\text{вещества})}{V (\text{раствора})} \quad (5)$$

Используется для характеристики состава смесей газов.

е) **молярная доля** - отношение количества вещества компонента (моль) к общему количеству веществ в растворе.

Обозначение: χ ; единицы измерения - **доли единицы или %**.

$$\chi (\text{вещества}) = \frac{v (\text{вещества})}{\sum v (\text{раствора})} \quad (6)$$

В задачах рассматриваемого типа также используются следующие формулы и соотношения:

1) **v — количество вещества (моль)**

$$v (\text{вещества}) = \frac{m (\text{вещества})}{M (\text{вещества})} \quad (7)$$

для газов:

$$\nu(\text{газа}) = \frac{V(\text{газа})}{V_m} \quad (8)$$

где $V_m = 22,4$ л/моль - молярный объем любого газа при нормальных условиях.

2) $M1/z$ - молярная масса эквивалента вещества, г/моль(экв)

$$M \frac{1}{z}(\text{кислоты}) = \frac{M(\text{кислоты})}{z} \quad (9)$$

где z - основность кислоты, которая в общем случае равна числу ионов H^+ , входящих в состав ее молекулы. При рассмотрении конкретной химической реакции соответствует числу H^+ , замещаемых в данной реакции на ионы металла. Так, в общем случае для $H_3PO_4z = 3$; в реакции



$$M \frac{1}{z}(\text{основания}) = \frac{M(\text{основания})}{z} \quad (10)$$

где z - кислотность основания, которая определяется числом ионов OH^- , входящих в состав основания (в общем случае) или числом ионов OH^- , замещенных на кислотные остатки (с учетом конкретной химической реакции). Например, для $Ba(OH)_2z=2$; в реакции $Ba(OH)_2 + HCl \rightarrow BaOHCl + H_2O$ для $Ba(OH)_2z = 1$.

$$M \frac{1}{z}(\text{соли}) = \frac{M(\text{соли})}{z} \quad (11)$$

z - произведение степени окисления металла, образующего соль, на число его атомов.

Пример: для $Al_2(SO_4)_3z = 3 \cdot 2 = 6$.

3) $\nu1/z$ - количество эквивалентов вещества моль(экв)

$$\nu \frac{1}{z}(\text{вещества}) = \frac{m(\text{вещества})}{M \frac{1}{z}(\text{вещества})} \quad (12)$$

4) Взаимосвязь между массой и объемом жидкости

$$m = V \cdot \rho \quad (13)$$

где ρ - плотность жидкости (г/мл)

Значения плотности растворов различной концентрации содержатся в справочной литературе.

Приготовление раствора путем смешения вещества и растворителя

Алгоритм решения задачи:

- 1) записать формулу для расчета соответствующей разновидности концентрации;
- 2) выяснить, какие величины известны и что необходимо уточнить;
- 3) рассчитать недостающие величины;
- 4) выполнить окончательный расчет в соответствии с условием задачи;

Примечание: для оптимизации записи справочные данные (значения плотностей растворов) включаются в условие задачи.

Задача 1. Рассчитайте массу нитрата калия и объем воды, которые нужно взять для приготовления раствора с массовой долей KNO_3 16% объемом 500 мл. Плотность воды 1,0 г/мл; плотность полученного раствора 1,103 г/мл.

Решение:

Дано:

$$V(\text{раствора}) = 500 \text{ мл}$$

$$\rho(\text{раствора}) = 1,103 \text{ г/мл}$$

$$\omega(KNO_3) = 16\% = 0,16$$

$$\rho(H_2O) = 1.0 \text{ г/мл}$$

$$m(KNO_3) - ? \quad V(H_2O) - ?$$

Записываем формулу для расчета массовой доли вещества:

$$\omega(KNO_3) = \frac{m(KNO_3)}{m(\text{раствора})}$$

Для нахождения искомой величины, а именно $m(KNO_3)$, необходимо уточнить $m(\text{раствора})$:

$$m(\text{раствора}) = V(\text{р-ра}) \cdot \rho(\text{р-ра}) = 500 \text{ мл} \cdot 1,103 \text{ г/мл} = 551,5 \text{ г}$$

Следовательно, $m(\text{KNO}_3) = m(\text{p-ра}) \cdot \omega(\text{KNO}_3) = 551,5\text{г} \cdot 0,16 = 88,2\text{г}$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{раствора}) - m(\text{KNO}_3) = 551,5\text{г} - 88,2\text{г} = 463,3\text{г}$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{\rho(\text{H}_2\text{O})} = \frac{463,3\text{г}}{1\text{г/мл}} = 463,3\text{мл}$$

Таким образом, для получения 16%-ного раствора KNO_3 объемом 500 мл необходимо смешать 88,2 г KNO_3 и 463 мл H_2O или поместить в мерную колбу на 500 мл 88,2 г KNO_3 и довести объем водой до метки.

Задача 2 Выполнить расчеты, необходимые для приготовления 2М раствора сульфата меди (II) объемом 100 мл.

Дано:
$V(\text{раствора}) = 100\text{мл}$
$C_M(\text{CuSO}_4) = 2\text{моль/л}$
$m(\text{CuSO}_4) - ?$

Решение:

Запишем формулу для расчета молярной концентрации:

$$C_M(\text{CuSO}_4) = \frac{v(\text{CuSO}_4)}{V(\text{раствора})}$$

Из формулы находим $v(\text{CuSO}_4)$, что позволит затем рассчитать $m(\text{CuSO}_4)$.

$$v(\text{CuSO}_4) = C_M(\text{CuSO}_4) \cdot V(\text{раствора}) = 2\text{ моль/л} \cdot 0,1\text{ л} = 0,2\text{ моль}$$

Из формулы (7):

$$m(\text{CuSO}_4) = v(\text{CuSO}_4) \cdot M(\text{CuSO}_4) = 0,2\text{ моль} \cdot 160\text{ г/моль} = 32\text{ г.}$$

Следовательно, для приготовления 2М CuSO_4 объемом 100 мл необходимо навеску CuSO_4 (32 г) поместить в мерную колбу на 100 мл и довести водой до метки.

Задача 3 Рассчитайте нормальную концентрацию раствора, полученного смешением Na_2CO_3 массой 10,6 г с водой объемом 100 мл. Плотность полученного раствора 1,10 г/мл, плотность воды 1 г/мл.

Решение:

Дано:
$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 10,6\text{г}$
$V(\text{H}_2\text{O}) = 100\text{мл}$
$\rho(\text{раствора}) = 1,10\text{г/мл}$

$\rho(\text{H}_2\text{O})=1,0\text{г/мл}$
$C1/z(\text{Na}_2\text{CO}_3)\text{-?}$

Формула для расчета нормальной концентрации:

$$C \frac{1}{z}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{v \frac{1}{z}(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{V(\text{раствора})}$$

Необходимо уточнить $v1/z(\text{Na}_2\text{CO}_3)$ и $V(\text{раствора})$. По формуле (12):

$$v \frac{1}{z}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{M \frac{1}{z}(\text{Na}_2\text{CO}_3)}$$

По формуле (11):

$$M \frac{1}{z}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{M(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{1 \cdot 2} = \frac{10,6 \text{ г / моль}}{2} = 53 \text{ г / моль}$$

Тогда $v \frac{1}{z}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{10,6 \text{ г}}{53 \text{ г / моль}} = 0,2 \text{ моль}$

$$V(\text{раствора}) = \frac{m(\text{раствора})}{\rho(\text{раствора})};$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 100 \text{ мл} \cdot 1,0 \text{ г/мл} = 100 \text{ г}$$

$$m(\text{раствора}) = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 100 \text{ г} + 10,6 \text{ г} = 110,6 \text{ г}.$$

Следовательно, $v(\text{раствора}) = \frac{110,6 \text{ г}}{1,10 \text{ г / мл}} = 100,5 \text{ мл}$

Таким образом, после уточнения указанных величин рассчитаем

$$C \frac{1}{z}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{0,2 \text{ моль}}{0,1005 \text{ л}} = 1,99 \text{ моль / л}$$

Примечание: если в условии подобной задачи не указана плотность раствора, ее можно найти в справочнике после предварительного расчета массовой доли Na_2CO_3 :

$$\omega[\text{Na}_2\text{CO}_3] = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{m(\text{раствора})} = \frac{10,6 \text{ г}}{100 \text{ г} + 10,6 \text{ г}} = 0,096 \text{ (9,6\%)}$$

Справочные данные: плотность раствора с $\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 9,6\%$ составляет 1,10 г/мл.

Приготовление раствора заданной концентрации путем разбавления исходного

Данный тип задач — наиболее важный в практическом отношении, поскольку растворы многих веществ, в первую очередь кислот, готовят разбавлением концентрированных. В этом случае в расчетах используются характеристики двух растворов: исходного (раствор 1) и того, который нужно приготовить (раствор 2).

При этом необходимо соблюдать следующие правила:

1) обязательно пронумеровать характеристики первого и второго растворов (например: V_1 (раствора); ρ_2 (раствора) и т.д.) для того, чтобы исключить ошибку в их использовании;

2) расчеты начинают исходя из характеристик того раствора, который нужно приготовить;

3) помнить, что суть решения задачи заключается в том, чтобы выяснить, в каком объеме исходного раствора заключается масса (или количество) растворенного вещества, необходимое для приготовления требуемого;

4) в растворах одинаковая масса (или количество) растворенного вещества, но разный объем воды вследствие разбавления исходного раствора для приготовления требуемого.

Алгоритм решения задачи:

1. Записать формулу для расчета концентрации, соответствующей требуемому раствору, и, после уточнения необходимых величин, найти массу или количество растворенного вещества.

2. Записать формулу для расчета концентрации, соответствующей исходному раствору, и подставить в нее найденное значение массы или количества растворенного вещества. Рассчитать массу или объем исходного раствора, необходимого для приготовления требуемого.

Задача 1. Какой объем концентрированного раствора серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 , 96% и плотностью 1.835 г/мл нужно взять для приготовления 2 М раствора этого вещества объемом 250 мл?

Дано:
$\omega_1(\text{H}_2\text{SO}_4)=96\%=0,96$
$\rho_1(\text{раствора})=1,835\text{г/моль}$
$C_{M_2}(\text{H}_2\text{SO}_4)=2\text{моль/л}$
$V_2(\text{раствора})=250\text{мл}$
$V_1(\text{раствора})=?$

Решение:

Для второго раствора указана молярная концен-

трация: $C_{M_2}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{v(\text{H}_2\text{SO}_4)}{V_2(\text{раствора})}$. Отсюда $v(\text{H}_2\text{SO}_4) =$

$$2\text{моль/л} \cdot 0,25\text{л} = 0,5\text{моль}$$

Для первого раствора указана массовая доля:

$$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{m_1(\text{раствора})}$$

Для нахождения $m_1(\text{раствора})$ нужно найти

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = v(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5\text{ моль} \cdot 98\text{ г/моль} = 49\text{ г.}$$

$$\text{Следовательно, } m_1(\text{раствора}) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{\omega_1(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{49\text{ г}}{0,96} = 51\text{ г.}$$

Рассчитаем объем исходного раствора:

$$V_1(\text{раствора}) = \frac{m_1(\text{раствора})}{\rho_1(\text{раствора})} = \frac{51\text{ г}}{1,835\text{ г/мл}} = 28\text{ мл}$$

Таким образом, для приготовления 250 мл 2М H_2SO_4 необходимо 28 мл концентрированного раствора H_2SO_4 (с $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 96\%$) перенести в мерную колбу на 250 мл и довести объем водой до метки.

Задача 2. Рассчитайте объем 5 М раствора ортофосфорной кислоты, необходимый для приготовления 500 мл раствора с массовой долей этого вещества 30% и плотностью 1,18 г/мл объемом 500 мл.

Дано:
$C_{M_1}(\text{H}_3\text{PO}_4)=5\text{моль/л}$
$\omega_2(\text{H}_3\text{PO}_4)=30\%=0,3$
$\rho_1(\text{раствора})=1,18\text{г/моль}$
$V_2(\text{раствора})=500\text{мл}$
$V_1(\text{раствора})=?$

Решение:

Для второго раствора указана массовая доля:

$$\omega_2(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{m(\text{H}_3\text{PO}_4)}{m_2(\text{раствора})}$$

Найдем

$$m_2(\text{раствора}) = V_2(\text{р-ра}) \cdot \rho_2(\text{р-ра}) = 500\text{мл} \cdot 1,18\text{г/мл} = 590\text{ г.}$$

$$\text{Тогда } m(\text{H}_3\text{PO}_4) = m_2(\text{раствора}) \cdot \omega_2(\text{H}_3\text{PO}_4) = 590\text{ г} \cdot 0,3 = 177\text{ г.}$$

Для первого раствора указана молярная концентрация:

$$C_{M_1}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{v(\text{H}_3\text{PO}_4)}{V_1(\text{раствора})}$$

Для нахождения $V_1(\text{раствора})$ необходимо найти

$$v(H_3PO_4) = \frac{m(H_3PO_4)}{M(H_3PO_4)} = \frac{177 \text{ г}}{98 \text{ г / моль}} = 1,8 \text{ моль}$$

$$\text{Следовательно, } v_1(\text{раствора}) = \frac{v_1(H_3PO_4)}{C_{M1}(H_3PO_4)} = \frac{1,8 \text{ моль}}{5 \text{ моль / л}} = 0,36 \text{ л (360 мл)}$$

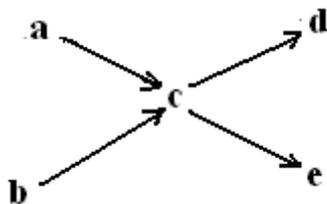
Таким образом, для приготовления 500 мл 30%-ного раствора H_3PO_4 нужно 360 мл 5М H_3PO_4 перенести в мерную колбу на 500 мл и довести объем водой до метки.

Правило смешения

Способ расчета, называемый правилом смешения, позволяет выяснить, в каком соотношении по массе нужно взять два исходных раствора, чтобы при смешении получить третий раствор заданной концентрации.

Ограничение способа: концентрации растворов должны быть выражены только в массовых долях.

Методика расчета:



где a и b - массовые доли вещества в исходных растворах;

c - массовая доля вещества в растворе, который нужно приготовить

$$d = |b - c|$$

$$e = |a - c|$$

показывают, в каком массовом соотношении нужно взять исходные растворы, а именно:

d - доля раствора a

e - доля раствора b .

Задача 1. Рассчитайте объемы растворов азотной кислоты с массовой долей HNO_3 20% (плотность 1,115 г/мл) и 70% (плотность 1,415 г/мл), которые нужно смешать для приготовления 40%-ного раствора этого вещества (плотность 1,245 г/мл) массой 300 г.

Дано:

$$\omega_1(\text{HNO}_3)=20\%=0,2$$

$$\rho_1(\text{раствора})=1,115\text{г/мл}$$

$$\omega_2(\text{HNO}_3)=70\%=0,7$$

$$\rho_2(\text{раствора})=1,415\text{г/мл}$$

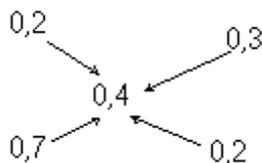
$$m_3(\text{раствора})=300\text{г}$$

$$\omega_3(\text{раствора})=40\%=0,4$$

$$V_1(\text{раствора})=?$$

$$V_2(\text{раствора})=?$$

Решение:



Следовательно, в общей массе раствора (300 г) доля первого раствора (20%) составляет

$$\frac{0,3}{0,2 + 0,3} = 0,6$$

и доля второго раствора (70%) составля-

$$\frac{0,2}{0,2 + 0,3} = 0,4$$

$$\text{Отсюда } m_1(\text{раствора}) = 300 \text{ г} \cdot 0,6 = 180\text{г};$$

$$m_2(\text{раствора}) = 300 \text{ г} \cdot 0,4 = 120 \text{ г}.$$

По формуле (13) рассчитываем объемы растворов:

$$V_1(\text{раствора}) = \frac{180 \text{ г}}{1,115 \text{ г/мл}} = 161 \text{ мл}$$

$$V_2(\text{раствора}) = \frac{120 \text{ г}}{1,415 \text{ г/мл}} = 85 \text{ мл}$$

Таким образом, для получения 300 г раствора с массовой долей HNO_3 40% необходимо смешать 161 мл и 85 мл растворов с массовой долей HNO_3 20% и 70% соответственно.

Правило смешения также используют, если:

а) готовят раствор путем разбавления, т.е. смешивают раствор и воду. В этом случае вода рассматривается как один из исходных растворов с массовой долей растворенного вещества, равной 0;

б) растворяют кристаллогидрат в воде или растворе. В этом случае кристаллогидрат рассматривается как один из исходных растворов, массовую долю растворенного вещества в котором необходимо предварительно рассчитать. Например, массовая доля $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ в кристаллогидрате $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18 \text{H}_2\text{O}$ равна:

$$\omega(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{M(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3)}{M(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18 \text{H}_2\text{O})} = \frac{392 \text{ г / моль}}{716 \text{ г / моль}} = 0,548 \quad (54,8\%)$$

Пересчет концентраций

При работе с растворами у исследователя может возникнуть необходимость расчета массовой доли вещества в растворе, для которого известна молярная или нормальная концентрация, и наоборот. В этом случае, учитывая недостаток исходных данных, необходимо использовать допущение (дополнительное условие).

Алгоритм решения задачи:

1) Пусть:

а) $V(\text{раствора}) = 1 \text{ л}$ (если для раствора указана молярная или нормальная концентрация);

б) $m(\text{раствора}) = 100 \text{ г}$ (если для раствора указана массовая доля растворенного вещества).

2) Исходя из соответствующей разновидности концентрации указывается:

а) количество (моль) растворенного вещества с последующим переходом к массе;

б) масса (г) растворенного вещества с последующим переходом к количеству вещества.

3) Выполняется расчет требуемой разновидности концентрации.

Задача 1. Рассчитайте массовую долю NaOH в 5 М растворе этого вещества (плотность 1,185г/моль).

Дано:

$C_M(\text{NaOH}) = 5 \text{ моль/л}$

$\rho(\text{раствора})=1,185\text{г/мл}$
$\omega(\text{NaOH})=?$

Решение:

Пусть $V(\text{раствора}) = 1$ л, тогда

$\nu(\text{NaOH}) = 5$ моль.

$$m(\text{NaOH}) = \nu(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH}) = 5 \text{ моль} \cdot 40 \text{ г/моль} = 200 \text{ г.}$$

Рассчитаем $\omega(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{m(\text{раствора})}$. Для этого (с учетом допущения) уточ-

ним $m(\text{раствора}) = V(\text{раствора}) \cdot \rho(\text{раствора})$

$$m(\text{раствора}) = 1000 \text{ мл} \cdot 1,185 \text{ г/мл} = 1185 \text{ г.}$$

$$\omega(\text{NaOH}) = \frac{200 \text{ г}}{1185 \text{ г}} = 0,169 \text{ (16,9\%)}$$

Следовательно, массовая доля NaOH в 5М растворе этого вещества составляет 16,9%.

Задача 2. Чему равна нормальная концентрация раствора с массовой долей H_2SO_4 60% и плотностью 1,50 г/мл.

Дано:
$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4)=60\%$
$\rho(\text{раствора})=1,50\text{г/мл}$
$C_{1/z}(\text{H}_2\text{SO}_4)-?$

Решение:

Пусть $m(\text{раствора}) = 100$ г, тогда $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 60$ г.

$$\nu \frac{1}{z}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M \frac{1}{z}(\text{H}_2\text{SO}_4)}$$

По формуле (9)

$$M \frac{1}{z}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{M(\text{H}_2\text{SO}_4)}{2} = \frac{98 \text{ г/моль}}{2} = 49 \text{ г/моль}$$

$$\text{Тогда } \nu \frac{1}{z}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{60 \text{ г}}{49 \text{ г/моль}} = 1,2 \text{ моль}$$

$$\text{Рассчитаем } C_{1/z}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{\nu \frac{1}{z}(\text{H}_2\text{SO}_4)}{V(\text{раствора})}$$

Для этого (с учетом допущения) найдем

$$V(\text{раствора}) = \frac{m(\text{раствора})}{\rho(\text{раствора})} = \frac{100 \text{ г}}{1,50 \text{ г/мл}} = 66,7 \text{ мл} \quad (0,067 \text{ л})$$

$$\text{Отсюда } c \frac{1}{z}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1,2 \text{ моль}}{0,067 \text{ л}} = 17,9 \text{ моль/л}.$$

Следовательно, нормальная концентрация раствора с массовой долей H_2SO_4 60% составляет 17,9 моль/л или 17,9М.

Контроль усвоения темы

«Приготовление растворов заданной концентрации»

1. Чему равна массовая доля FeCl_3 в растворе, насыщенном при 20°C , если его растворимость при данной температуре составляет 91,9 г. (Ответ: 47,9%).

2. В воде объемом 200 мл (плотность 1,0 г/мл) растворили аммиак объемом 67,2 л. Рассчитайте:

а) массовую долю NH_3 в полученном растворе;

б) молярную концентрацию полученного раствора, если его плотность 0,922 г/мл. (Ответ: а) 20,3%; б) 11 моль/л).

3. Рассчитайте массу хлорида кальция, необходимую для приготовления 7н раствора этого вещества объемом 300 мл.

(Ответ: 115,5 г).

4. Чему равна молярная концентрация раствора, полученного смешением NaOH массой 60 г с водой объемом 240 мл.

Плотность воды 1,0 г/мл; плотность полученного раствора 1,22 г/мл. (Ответ: 6,1 моль/л).

5. Какой объем раствора с массовой долей H_3PO_4 70% и плотностью 1,52 г/мл нужно взять для приготовления 4М раствора этого вещества объемом 2л? (Ответ: 736,8 мл).

6. Какой объем 10М H_2SO_4 нужно взять для приготовления 20%-ного раствора этого вещества (плотность 1,14 г/мл) объемом 500 мл? (Ответ: 120 мл).

7. Рассчитайте (по правилу смешения) объемы растворов с массовой долей HCl 10% (плотность 1,05 г/мл) и 30% (плотность 1,15 г/мл), которые необходимы для приготовления 25%-ного раствора HCl массой 200 г.

(Ответ: 48 мл раствора с массовой долей HCl 10% и 150 мл раствора с массовой долей HCl 30%).

8. Рассчитайте (по правилу смешения) объем раствора с массовой долей NaOH 40% (плотность 1,43 г/мл) и объем воды (плотность 1,0 г/мл), которые нужно взять для получения раствора с массовой долей NaOH 10% массой 400 г? (Ответ: NaOH 40% и 300 мл H_2O).

9. Какой объем концентрированного раствора соляной кислоты с массовой долей HCl 37% и плотностью 1,185 г/мл нужно взять для приготовления 2н раствора этого вещества объемом 250 мл? (Ответ: 42 мл).

10. Чему равна молярная концентрация раствора с массовой долей NaOH 40% (плотность раствора 1,43 г/мл).

(Ответ: 14,3 моль/л).

Перечень учебной литературы, необходимой для освоения дисциплины:

Основная литература:

1. Егоров, В.В. Неорганическая и аналитическая химия. Аналитическая химия: учебник / В.В. Егоров, Н.И. Воробьева, И.Г. Сильвестрова. — Санкт-Петербург : Лань, 2014. — 144 с. — ISBN 978-5-8114-1602-8. — Текст : электронный // Электронно-библиотечная система «Лань» : [сайт]. — URL: <https://e.lanbook.com/book/45926> — Режим доступа: для авториз. пользователей.
2. Кусакина, Н.А. Аналитическая химия и физико-химические методы анализа : учебное пособие / Н.А. Кусакина, Т.И. Бокова, Г.П. Юсупова. — Новосибирск : НГАУ, 2010. — 118 с. — Текст : электронный // Электронно-библиотечная система «Лань» : [сайт]. — URL: <https://e.lanbook.com/book/4555> — Режим доступа: для авториз. пользователей.

Дополнительная литература:

1. Егоров, В.В. Экологическая химия : учебное пособие / В.В. Егоров. — 2-е изд., стер. — Санкт-Петербург : Лань, 2017. — 184 с. — ISBN 978-5-8114-0897-9. — Текст : электронный // Электронно-библиотечная система «Лань» : [сайт]. — URL: <https://e.lanbook.com/book/90160> — Режим доступа: для авториз. пользователей.

Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети Интернет, необходимых для освоения дисциплины:

1. <https://www.edu.ru/> - Федеральный портал "Российское образование"
2. <https://window.edu.ru/> - Наиболее обширная электронная база учебников и методических материалов на сайте информационной системы "Единое окно доступа к образовательным ресурсам"
3. <https://lib/library>
4. <https://www.it-kniga.com>