

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«Чеченский государственный университет
имени Ахмата Абдулхамидовича Кадырова»

Байсангурова А.А., Мутузова М.Х.

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

теоретическое и практическое учебно-методическое пособие к
практическим и семинарским занятиям обучающихся по
направлению подготовки 04.03.01 «Химия»

Грозный – 2025

Печатается по решению Ученого совета
ФГБОУ ВО «Чеченский государственный университет им. А.А. Кадырова»
протокол №07 от 26.06.2025 г.,
и по решению УМС
ФГБОУ ВО «Чеченский государственный университет им. А.А. Кадырова»
протокол №09 от 24.06.2025 г.

УДК 542.1(076.5)

ББК 24:15.13

Б 18

Рецензенты: Солтамурадов Г.Д., доцент, и.о. зав. кафедрой химии
ФГБОУ ВО «Чеченский государственный университет им.
А.А. Кадырова»;

Хасбулатова З.С., д-р хим. наук, профессор кафедры химии и
методики преподавания химии ФГБОУ ВО «Чеченский
государственный педагогический университет»

Байсангурова А.А., Мутузова М.Х. Общая и неорганическая химия. Теоретическое и практическое учебно-методическое пособие к практическим и семинарским занятиям обучающихся по направлению подготовки 04.03.01 «Химия»: [Электронное издание] / Байсангурова А.А., Мутузова М.Х. – Грозный: издательство ФГБОУ ВО «Чеченский государственный университет им. А.А. Кадырова», 2025. – 80 с.

Издание содержит теоретическое и практическое руководство к лабораторным и семинарским занятиям, по изучаемым разделам общей и неорганической химии.

Предназначено для студентов первого курса обучающихся по направлению подготовки 04.03.01 Химия, профиль «Химия»

© Байсангурова А.А., Мутузова М.Х., 2025

© ФГБОУ ВО «Чеченский государственный университет им. А.А. Кадырова», 2025

ОГЛАВЛЕНИЕ

ВВЕДЕНИЕ	4
ЧАСТЬ 1 ОСНОВНЫЕ ПРАВИЛА БЕЗОПАСНОСТИ	5
ЧАСТЬ 2 ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ СТЕХИОМЕТРИИ	9
2.1 Теоретическая часть	9
2.2 Решение задач	17
2.3 Экспериментальная часть	19
ЧАСТЬ 3 ХИМИЧЕСКИЙ ЭКВИВАЛЕНТ	23
3.1 Теоретическая часть	23
3.2 Решение задач	30
3.3 Экспериментальная часть	32
ЧАСТЬ 4 СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ	28
4.1 Теоретическая часть	28
4.2 Решение задач	36
4.3 Экспериментальная часть	39
ЧАСТЬ 5 ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ	42
5.1 Теоретическая часть	43
5.2 Решение задач	45
5.2 Экспериментальная часть	49
ЧАСТЬ 6 РАСТВОРЫ. ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ	51
6.1 Теоретическая часть	51
6.2 Решение задач	55
6.3 Экспериментальная часть	65
РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА	72

ВВЕДЕНИЕ

Учебное пособие общей и неорганической химии дает базовые знания об атомной структуре химических веществ, химических связях, общих свойствах растворов, общих особенностях реакций (стехиометрия, спонтанность, полнота, скорость) и основных параметрах, которые влияют на эти свойства, элементах термодинамики и кинетики. Данное учебное пособие даст возможность студенту определить структуру, геометрию и номенклатуру неорганических соединений, а также студент научится уравнивать химические реакции, исходя из реагентов, и предсказывать, являются ли они спонтанными реакциями или нет. Кроме того, предлагаются теория, практические задачи и примеры для обеспечения надлежащего понимания программы. Студенты имеют доступ к вспомогательным материалам и библиографии для подготовки к решению некоторых прикладных задач.

На практических занятиях применяются некоторые теоретические знания, перенося изучение на более практический уровень. Стимулируется самостоятельность студента и способность к интерпретации и обсуждению результатов.

ЧАСТЬ 1 ОСНОВНЫЕ ПРАВИЛА БЕЗОПАСНОСТИ

Основные правила безопасности. Следующие правила безопасности должны соблюдаться всегда во время работы в лаборатории.

Разумные меры предосторожности и правильное понимание методов, которые необходимо следует сделать химическую лабораторию не более опасной, чем любой другой кабинет.

1. В лаборатории необходимо носить защитные очки. Очки и контактные линзы не являются приемлемой защитой глаз.

Студенты, не соблюдающие это правило, должны покинуть лабораторию немедленно.

2. Никогда не ешьте и не пейте в лаборатории. Пища может содержать токсичные химические вещества.

3. Никогда не вдыхайте дым или пары. Используйте вытяжные шкафы для опасных или раздражающие химические вещества. Всегда направляйте запахи к носу рукой.

4. Никогда не пробуйте химические вещества на вкус. Некоторые химические вещества очень агрессивны и ядовиты в очень малых количествах.

5. Никогда не проводите самостоятельно эксперименты и никогда не работайте в лаборатория без ответственного лаборанта или преподавателя. Авария может произойти при смешивании простых химикатов даже.

6. Никогда ничего не выносите из лаборатории (химикаты, стеклянную посуду и т. д.).

7. Промаркируйте всю посуду, чтобы идентифицировать их содержимое.

8. Никогда не кладите ничего обратно в бутылку с реагентом. Как только реагент миновал устье своего контейнера, он миновал точку невозврата.

Всегда принимайте как можно меньше химикатов. Используйте только чистые и сухие лопаточки для удаления химикатов из бутылок. Правильно избавляйтесь от лишнего химикаты.

9. Оставляйте химикаты на своем месте. Не переносить происхождение

контейнеры с химикатами на рабочий стол.

10. Не прикасайтесь к горячим предметам. Ожоги – распространенное несчастье в химической лаборатории. Будьте осторожны при использовании горячих плит и предметов, греющих на них. Используйте щипцы для стаканов, чтобы достать горячие емкости из горячей плиты.

11. Немедленно смойте пролитое средство с кожи. Смойте все химикаты, пролитые на кожу немедленно облить большим количеством воды.

12. Немедленно убирайте разбитую стеклянную посуду. Поместите его в маркированный кувшин перед лабораторией. Получите сменную посуду у инструктора.

13. Правильно утилизируйте химические отходы. Некоторые жидкости можно наливать в раковину и смывается водой, а остальные сливаются в специальные контейнеры для мусора. Большинство твердых отходов размещается в специально отведенных для этого местах черепки. Ваш инструктор предоставит инструкции по утилизации в каждой лаборатории.

14. Немедленно сообщайте своему инструктору обо всех несчастных случаях.

15. Научитесь находить и использовать (если применимо), аварийный душ, пожарную огнетушитель, фонтан для промывания глаз, противопожарное одеяло и пожарный выход.

Лабораторные процедуры

Ниже приведены процедуры, которые необходимо соблюдать на всех лабораторных занятиях.

Многие из них также связаны с безопасностью.

1. Оденьтесь правильно для лабораторной работы. Носите одежду, закрывающую как можно большую часть кожи. Сандалии не допускаются. Если возможно, носите в лаборатории старую одежду. Вся свободная одежда и длинные волосы должны быть убраны.

2. Прочтите всю информацию об эксперименте, прежде чем прийти в лабораторию. Кратко обсуждайте эксперимент в начале каждой лабораторной работы.

3. Приходите в лабораторию вовремя. Если студент опоздал на лабораторную работу и пропустил значительная часть вводного обсуждения и мер предосторожности, студент может представлять угрозу для себя и других в лаборатории.

Преподаватель может отказать студенту в привилегии выполнить порученное ему задание эксперимент.

4. Работайте самостоятельно, если не указано иное.

5. Следите за тем, чтобы столешница не была загромождена. Уместны только те личные вещи лабораторные работы (лабораторные работы и т.п.) должны находиться на столе у студентов рабочая станция. Сумки с книгами, пальто и т. д. нельзя размещать на столешнице или на полу рядом с лабораторными столами. Поместите все такие предметы в специально отведенные места возле входа в лабораторию.

6. Держите ящики закрытыми. Ящики и шкафы должны быть закрыты, за исключением когда предметы вынимаются из этих ящиков или возвращаются в них.

7. Делайте только запланированные перерывы. Если возникнет необходимость сделать небольшой перерыв, вы может сделать это в любой момент эксперимента, учитывая эти моменты; постарайтесь запланировать перерыв на менее критическое время эксперимента (например, пока что-то остывает); убедитесь, что ваша плита выключена; сообщите соседу и инструктору.

8. Не приходите в лабораторию под воздействием наркотиков. Если в

По мнению инструктора, студент представляет для себя угрозу безопасности или его сокурсников, потому что на студента влияют лекарства,

алкоголь или другие факторы, инструктор может отказать студенту в разрешении продолжать работать в лаборатории в тот же день. Если ситуация отмечена более чем однажды студент может быть навсегда исключен из курса.

9. Уборка по окончании лабораторной работы. По окончании всех лабораторных занятий возвращайтесь чистыми стеклянную посуду в ящик, очистите столешницу и, наконец, вымойте руки тщательно. Убедитесь, что все электрические устройства и вода отключены.

ЧАСТЬ 2 ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ СТЕХИОМЕТРИИ

2.1 Теоретическая часть

Одной из важнейших тем общей химии является стехиометрия.

Стехиометрия — это фундаментальное понятие в химии, которое позволяет нам рассчитывать количества реагентов и продуктов с помощью сбалансированных химических уравнений. В целом, все реакции определяются одним основным фактором: количеством присутствующего вещества. Стехиометрия — термин, происходящий от греческих слов *stoicheion* (что означает «элемент») и *metron* (что означает «мера»). Изучение количественных соотношений в веществах и их реакциях известно как стехиометрия. Расчеты стехиометрии часто имеют дело с массой или объемом продуктов и реагентов.

Сбалансированное химическое уравнение передает много информации в ясной и краткой форме. Химические формулы идентифицируют реагенты и продукты, участвующие в химическом изменении, что позволяет классифицировать реакцию. Относительные числа этих химических видов предоставляются коэффициентами, что позволяет количественно оценить соотношения между количествами потребляемых и производимых в ходе

Законы стехиометрии — это законы, описывающие состав вещества по массе или объему.

Законы стехиометрии:

1. Закон сохранения массы
2. Закон определенных/постоянных пропорций
3. Закон кратной пропорции.
4. Закон обратных пропорций
5. Закон объема газа

Закон сохранения массы

Открыл французский химик Антуан Лавуазье (1774)

В нем говорится, что «масса не увеличивается и не уменьшается в ходе химической реакции» или что «в химической реакции общая масса потребленных реагентов равна общей массе образовавшихся продуктов».

Он также известен как закон неуничтожимости материи.

Если реагенты А и В объединяются с образованием продуктов С и D, то сумма масс А и В равна сумме масс С и D.

Исключения: ядерная реакция, радиоактивный распад.

Ограничение: Не совсем применимо для ядерных реакций, в которых масса образующихся продуктов немного меньше массы реагентов из-за преобразования части массы в энергию в соответствии с уравнением $E = mc^2$.

Закон определенных/постоянных пропорций

Открыт французским химиком Жозефом Луи Прустом в 1799 году

В нем говорится: «Одно и то же химическое соединение всегда содержит одни и те же элементы, соединенные вместе в определенной пропорции по массе, независимо от происхождения соединения или способа его образования».

Атомы углерода и кислорода соединены в соотношении 3:8 по массе в углекислом газе, полученном либо при нагревании известняка, либо при сжигании углерода или углеводорода.

Исключение: изотопная реакция, нестехиометрические соединения (соединения Бертоллида), например, вюстит: $Fe_{0,94}O$ или $(VO)_x$, x может быть любым числом от 0,6 до 1,3.

Ограничения: Этот закон не применяется, если элемент, участвующий в образовании соединения, имеет несколько изотопов. В отличие от первого случая, CO_2 , образованный комбинацией изотопа С-14 и кислорода, содержит атомы углерода и кислорода в соотношении 7:16 по массе. Кроме того, этот закон не применяется к нестехиометрическим соединениям, таким как вюстит, где соотношение железа и кислорода составляет от 0,83:1 до 0,95:1.

Закон кратной пропорции

Открыт Джоном Дальтоном в 1803 году

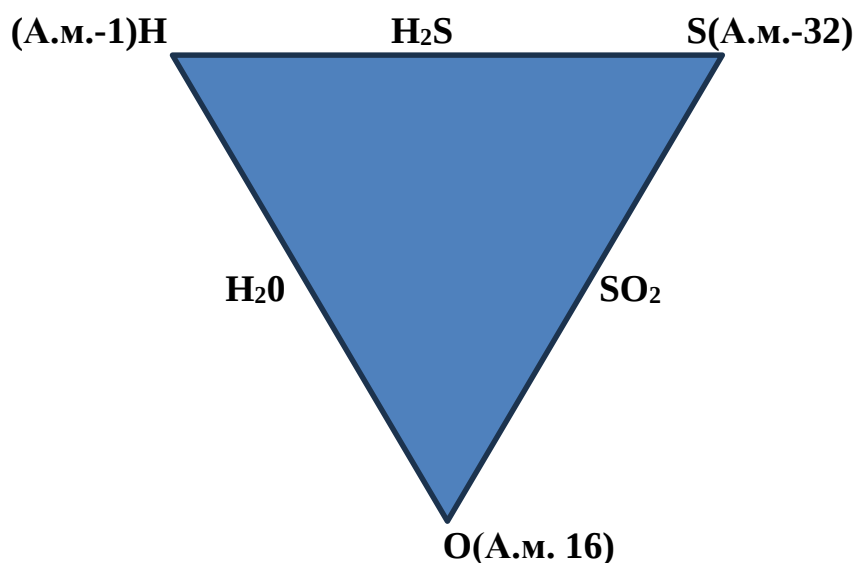
В нем говорится: «Когда два или более различных элемента объединяются, образуя два или более химических соединения, масса одного из элементов, который соединяется с фиксированной массой другого, находится в простом целочисленном соотношении».

Например, азот соединяется с кислородом, образуя ряд оксидов азота, при этом соотношение масс кислорода, соединяющегося с 28 массовыми частями азота, составляет 1:2:3:4:5, что демонстрирует закон кратной пропорции.

Закон объемных отношений

Открыл Рихтер в 1792 г.

В нем говорится: «Отношение масс двух элементов, которые соединяются по отдельности с фиксированной массой третьего элемента, либо одинаково, либо кратно отношению масс, в которых эти элементы соединяются друг с другом».



Рассмотрим в качестве примера элементы водород, кислород и серу. По отдельности кислород и водород реагируют с серой, образуя SO₂ и H₂S. Они также объединяются, образуя H₂O, как показано на рисунке

Закон обратных пропорций (стехиометрия)

32 массовые части серы соединяются с 32 массовыми частями кислорода, образуя диоксид серы (SO₂) .

2 части водорода по массе соединяются с 32 частями серы по массе, образуя сероводород (H_2S).

В результате соотношение масс водорода и кислорода, которые соединяются с фиксированной массой, т.е. 32 массовыми частями серы, равно

2:32 т.е. 1:16..... (I)

В воде (H_2O) две части водорода соединяются с 16 частями кислорода. Массовое отношение водорода к кислороду равно

2:16 т.е. 1:8..... (II)

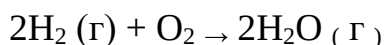
Эти два соотношения соотносятся как $1/16:1/8$, что является простым кратным отношением 1:2.

Закон объема газа

Гей Люссаком в 1808 году

В нем говорится: «Когда газы реагируют друг с другом при одинаковых условиях температуры и давления, они делают это в объемах, которые находятся в простом соотношении друг с другом и с объемами продуктов, если они также являются газами».

Например, если пар образуется путем соединения водорода и кислорода, то существует простое объемное соотношение.

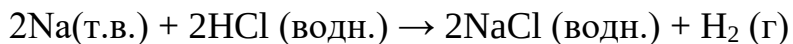


Объемное соотношение реагентов и продуктов составляет 2:1:2.

Стехиометрический коэффициент, также известный как стехиометрическое число, — это число молекул, участвующих в реакции. Любая сбалансированная реакция имеет одинаковое число компонентов по обе стороны уравнения, как вы можете увидеть, если присмотритесь повнимательнее.

Стехиометрические коэффициенты могут быть как дробными, так и целыми числами. Коэффициенты по сути помогают нам определить мольное отношение реагентов к продуктам.

Мы можем сделать вывод из:



2 моля HCl прореагируют с 2 молями Na(s) с образованием 2 молей NaCl(aq) и 1 моля H₂ (г). Если мы знаем, сколько молей Na прореагировало, мы можем использовать соотношение 2 молей NaCl к 2 молям Na, чтобы рассчитать, сколько молей NaCl было получено, или мы можем преобразовать в NaCl, используя соотношение 1 моль H₂ к 2 молям Na. Это называется коэффициентом-множителем. Сбалансированное уравнение позволяет преобразовывать информацию об изменении одного реагента или продукта в количественные данные о другом реагенте или продукте. Понимание этого имеет решающее значение для решения стехиометрических задач.

Реагент, который полностью расходуется в ходе реакции, называется лимитирующим реагентом и контролирует момент окончания реакции.

Точное количество реагента, необходимое для реакции с другим элементом, можно рассчитать с помощью стехиометрии реакции. Если реагенты не смешаны в правильных стехиометрических пропорциях (как указано в сбалансированном химическом уравнении), один будет полностью израсходован, а другой останется. Ограничивающий реагент полностью израсходован; он препятствует протеканию реакции, поскольку не остается ничего, что могло бы реагировать с избытком реагента.

Стехиометрические коэффициенты могут быть как дробными, так и целыми числами. По сути, коэффициенты помогают нам установить мольное соотношение между реагентами и продуктами.

Сбалансированные реакции и мольные соотношения

Атомы и молекулы чрезвычайно малы по размеру, а их количество в очень малом количестве вещества очень велико. Поэтому для представления атомов и молекул в объеме было введено понятие моля. Один моль любого вещества содержит $6,022 \times 10^{23}$ единиц этого вещества. Это число также известно как число Авогадро.

Масса одного моля вещества в граммах называется молярной массой. Молярная масса одного моля вещества численно равна атомной/молекулярной формуле массы.

Взвешивание осадка и определение его массы по разнице относится к гравиметрическому анализу.

Гравиметрический анализ можно разделить на следующие типы:

1. Гравиметрия осаждения – метод включает в себя выделение ионов из раствора путем реакции осаждения, фильтрацию, промывку осадка от загрязнений и, наконец, взвешивание осадка и определение его массы по разнице.
2. Гравиметрия улетучивания – Гравиметрия улетучивания заключается в разделении компонентов смеси путем нагревания или химического разложения образца.
3. Электрогравиметрия – включает электрохимическое восстановление ионов металла на катоде и одновременное осаждение ионов на катоде. Катод взвешивается до и после электролиза, и разница в весе соответствует массе аналита, изначально присутствовавшего в образце.

2. Объемный анализ

Объемный анализ заключается в количественном измерении объема вещества.

Принцип: В объемном анализе известный объем (V_1) вещества, концентрация (N_1) которого известна, реагирует с неизвестным объемом (V_2) раствора вещества, концентрация (N_2) которого должна быть рассчитана. Объем V_1 отмечается в конечной точке реакции. Концентрация N_2 рассчитывается с использованием следующего уравнения.

$$N_1 \times V_1 = N_2 \times V_2$$

Конечная точка такой реакции определяется изменением цвета или выпадением осадка и т. д.

Термины, используемые в объемном анализе, следующие:

1. Титрование. Процесс определения объема раствора, необходимого для полной реакции с объемом другого раствора, называется титрованием.
2. Титрант – Раствор известной концентрации называется титрантом.
3. Титровать – Раствор, концентрацию которого необходимо оценить, называется титровать.

Закон Авогадро

Закон помогает в определении молекулярной формулы вещества, так как соотношение объемов газов может указывать на соотношение молекул.

Для смеси газов:

$$v_{(см)} = m_{(см)} / M_{(см)}, \text{ моль}; M_{(см)} = m_{(см)} / v_{(см)},$$

$$m_{(см)} = m_1 + m_2, v_{(см)} = v_1 + v_2.$$

Массу атома или молекулы можно рассчитать по закону Авогадро.

Для этого составим следующую пропорцию:

$$\begin{array}{ccc} 6,02 \cdot 10^{23} \text{ атомов (C)} & \text{-----} & 12 \text{ г (C)} \\ 1 \text{ атом (C)} & \text{-----} & m_o \text{ (C)} \end{array}$$

отсюда получим:

$$m_o(C) = 12 / 6,02 \cdot 10^{23} = 1,993 \cdot 10^{-23} \text{ г}$$

или в общем виде можно записать:

$$m_o = A_r / N_A \quad \text{или} \quad m_o = M / N_A \quad (3.1).$$

Отсюда получим для молярной массы:

$$M = m_o N_A \quad (3.2).$$

Выразим теперь относительную молекулярную массу (M_r). Для этого запишем выражение для атомной единицы массы:

$$\frac{1}{12} \cdot m_o(C^{12}) = \text{а.е.м.}, m_o(C) = 1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг},$$

$$\text{а.е.м.} = 1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг} / 12 = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}.$$

Тогда получим выражение для M_r :

$$M_r = \frac{m_o}{1/12 m_o(C)} \quad \text{или} \quad M_r = \frac{m_o}{\text{а.е.м.}}$$

Отсюда получим:

$$m_o = \frac{1}{12} m_o(C) \cdot M_r \quad \text{или} \quad m_o = \text{а.е.м.} \cdot M_r \quad (3).$$

Теперь, из уравнения (1) и (3) получим:

$$M = \frac{1}{12} \cdot m_o(C) \cdot M_r \cdot N_A \quad (3.4).$$

Таким образом, молярную массу M выразили через относительную молекулярную массу M_r .

Для углерода из уравнения (2) получим:

$$M(C) = m_o(C) \cdot N_A = 1,993 \cdot 10^{-23} \text{ г} \cdot N_A = 12 \text{ г/моль}.$$

Подставив полученное значение в уравнение (3.4), получим:

$$M = \frac{M_r}{12} 12 \text{ г/моль} = M_r \cdot \text{г/моль} \quad \text{или} \quad M = M_r \cdot \text{г/моль}.$$

Таким образом, выполняется равенство $M = M_r$, но M имеет размерность г/моль, а M_r не имеет размерности.

2.2 Решение задач

№1: Рассчитайте, сколько гидроксида натрия потребуется для приготовления 500 мл 0,10 М раствора.

Решение:

Молярная масса NaOH = 40г.

Объем NaOH = 500 мл = 0,5 л

Молярность = 0,10М

Молярность = моли / объем в литрах

Итак, вес NaOH = молярная масса NaOH x объем x молярность

$$= 0,10 \times 40 \times 0,5 = 2\text{г.}$$

№2: Чтобы приготовить 3М 400мл HCl, сколько 11М HCl нужно разбавить водой?

Решение:

Учитывая, что $M_1 = 11\text{М}$, а $M_2 = 3\text{М}$

Также, $V_1 = ?$, а $V_2 = 400\text{мл}$

Теперь, $M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$

$$V_1 = (3 \times 400) / 11 = 109\text{мл}$$

№3: Сколько молей азота потребуется для получения 8,2 молей аммиака при реакции азота с водородом?

Решение:

Сбалансированное химическое уравнение имеет вид:



2 моль NH_3 получаются из = 1 моль N_2

8,2 моль NH_3 образуется из = $(1/2) \times 8,2 = 4,1$ моль N_2

№4: Какова температура при давлении 1,00 атм в градусах Кельвина одного моля газа CH_4 , занимающего 20,0л?

Решение:

Уравнение идеального газа имеет вид:

$$PV=nRT$$

$$T=PV/nR \quad (1)$$

Дано давление 1,00 атм, поэтому $P=1,00$ атм. один моль газа CH_4 , поэтому $n=1$ моль, газ CH_4 занимает 20,0 л, поэтому $V=20,0$ л. Газовая постоянная равна $R=0,082$.

Подставив эти значения в уравнения (1).

$$T = (1,00\text{атм})(20,0\text{л})/(1\text{моль})(0,082)$$

$$T = 244\text{К}$$

2.3 Экспериментальная часть

«Определение относительной молекулярной массы веществ»

Относительная атомная масса

Символ относительной атомной массы — A_r .

Относительную атомную массу для каждого элемента можно найти в Периодической таблице вместе с атомным номером.

Относительная атомная масса указана на атомном символе. Он всегда больше атомного номера (за исключением водорода, у которого они одинаковы).

Атомы слишком малы, чтобы их точно взвесить, но ученым нужен был способ сравнить массы атомов.

Углерод-12 используется в качестве стандартного атома и имеет фиксированную массу 12 единиц. Масса всех остальных атомов сравнивается с массой углерода-12. Относительная атомная масса углерода составляет 12. Относительная атомная масса магния составляет 24, что означает, что магний в два раза тяжелее углерода.

Относительная атомная масса водорода равна 1, что означает, что он имеет одну двенадцатую массы одного атома углерода-12.

Относительная молекулярная (формула) масса

Символ относительной молекулярной массы — M_r

Относительная молекулярная масса — это сумма относительных атомных масс всех атомов в молекуле. Термин «относительная формульная масса» используется, когда речь идет об общей массе ионного соединения. Чтобы вычислить M_r вещества, необходимо сложить относительные атомные массы всех атомов, присутствующих в формуле

Таблица расчетов относительной формулы массы

Вещество	Атомы присутствуют	Расчет	Масса
Водород H_2	2 x H	(2 x 1)	2

Вода H_2O	$(2 \times \text{H}) + (1 \times \text{O})$	$(2 \times 1) + (1 \times 16)$	18
Карбонат калия K_2CO_3	$(2 \times \text{K}) + (1 \times \text{C}) + (3 \times \text{O})$	$(2 \times 39) + (1 \times 12) + (3 \times 16)$	138
Гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$	$(1 \times \text{Ca}) + (2 \times \text{O}) + (2 \times \text{H})$	$(1 \times 40) + (2 \times 16) + (2 \times 1)$	74
Сульфат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	$(2 \times \text{H}) + (8 \times \text{H}) + (1 \times \text{C}) + (4 \times \text{O})$	$(2 \times 14) + (8 \times 1) + (1 \times 32) + (4 \times 16)$	132

Пример 1

Рассчитаем относительную формульную массу:

1. Хлорид натрия, NaCl
2. Оксид меди, CuO
3. Нитрат магния, $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$

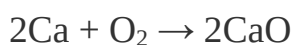
Решение

1. Хлорид натрия: $\text{NaCl} = 23 + 35,5 = 58,5$
2. Оксид меди: $\text{Cu}_2\text{O}_3 = 63,5 + 16 = 79,5$
3. Нитрат магния: $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 = 24 + (14 \times 1 \times 2) + (16 \times 3 \times 2) = 148$

Рассчитаем реагирующие массы

Закон сохранения массы гласит, что масса не может быть создана или уничтожена. В химической реакции общая масса реагентов равна общей массе продуктов. Мы можем использовать это вместе с относительными атомными/формульными массами для выполнения расчетов по определению количеств реагентов или продуктов, участвующих в химической реакции.

Пример 2



Относительные атомные массы: $\text{Ca} = 40$; $\text{O} = 16$

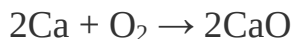
Используя уравнение сбалансированного символа:

$$2 \times 40 = 80 \text{ единиц массы кальция}$$

$$2 \times 16 = 32 \text{ единицы массы кислорода (молекула } O_2, 16 + 16 = 32)$$

Решение

$$2 \times (40 + 16) = 112 \text{ единиц массы CaO}$$



$$80 + 32 = 112$$

Соотношение масс реагирующих кальция и кислорода всегда будет одинаковым, независимо от единиц измерения.

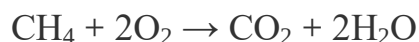
80 г кальция прореагируют с 32 г кислорода, образуя 112 г оксида кальция.

80 тонн кальция прореагируют с 32 тоннами кислорода, образуя 112 тонн оксида кальция.

Итак, 40 кг кальция прореагируют с 16 кг кислорода, образуя 56 кг оксида кальция.

Пример 3

Рассчитаем массу углекислого газа, образовавшегося при полной реакции 32 г метана CH_4 в избытке кислорода:



Относительные атомные массы, A_r : $H = 1$; $C = 12$; $O = 16$

Решение:

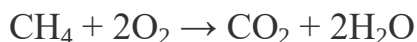
Используя уравнение сбалансированного символа:

$$12 + (4 \times 1) = 16 \text{ единиц массы метана}$$

$$2 \times 16 = 32 \text{ единицы массы кислорода (молекула } O_2 \rightarrow 16 + 16 = 32)$$

$$12 + (2 \times 16) = 44 \text{ единицы массы углекислого газа}$$

$$2 \times ((2 \times 1) + 16) = 36 \text{ единиц массы воды}$$



$$16 + 64 \rightarrow 44 + 36$$

Итак, 16г метана прореагируют с избытком кислорода, образуя 44г углекислого газа.

32г метана — это вдвое больше количества метана из уравнения баланса символов

Таким образом, это приведет к образованию в два раза большего количества диоксида углерода.

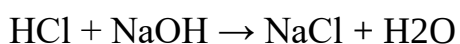
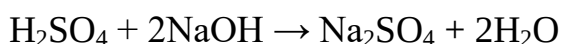
$2 \times 44 = 88$ г углекислого газа

ЧАСТЬ 3 ХИМИЧЕСКИЙ ЭКВИВАЛЕНТ

3.1 Теоретическая часть

В мире химии не все кислоты и основания созданы одинаково. Некоторые имеют врожденную способность нейтрализовать более эффективно, чем другие. Рассмотрим, например, соляную кислоту (HCl) и серную кислоту (H₂SO₄). Если вы смешаете 1 М гидроксида натрия (NaOH) с 1 М соляной кислоты, вам нужно будет добавить равные количества каждого, чтобы создать нейтральный раствор хлорида натрия (NaCl) и воды (H₂O). Однако, если вы смешаете гидроксид натрия с серной кислотой, вам нужно будет добавить в два раза больше гидроксида натрия, чем серной кислоты, чтобы создать раствор сульфата натрия (Na₂SO₄) и воды.

Почему такое вопиющее неравенство кислот? Ответ кроется в сбалансированных реакциях нейтрализации для обеих пар кислота/основание:



Коэффициенты в сбалансированных уравнениях являются ключом к пониманию этого неравенства. Чтобы сбалансировать второе уравнение, необходимо добавить коэффициент 2 к гидроксиду натрия, указывающий, что для нейтрализации 1 моль серной кислоты должно присутствовать 2 моль этого вещества.

На молекулярном уровне это происходит, потому что серной кислоте нужно отдать два кислотных атома водорода, а один гидроксид в молекуле гидроксида натрия может нейтрализовать только один из этих двух кислотных атомов водорода, образуя воду. Таким образом, на каждый 1 моль серной кислоты требуется 2 моль гидроксида натрия.

С другой стороны, соляная кислота имеет только один кислотный водород, поэтому ее можно нейтрализовать равным количеством гидроксида натрия, который имеет только один гидроксид, участвующий в нейтрализации.

Число молей кислоты или основания, умноженное на число атомов водорода или гидроксидов, которые молекула должна внести в реакцию нейтрализации, называется числом *эквивалентов* этого вещества.

По сути, количество доступных *эффективных* нейтрализующих молей определяет соотношение кислоты и основания в реакции нейтрализации. В примере с соляной кислотой присутствует 1 эквивалент кислоты (из HCl) и 1 эквивалент гидроксида натрия (NaOH).

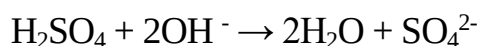
Во втором примере присутствуют 2 эквивалента кислоты (из H₂SO₄) и 2 эквивалента гидроксида (из NaOH и коэффициента 2). В химической жизни эта идея может оказаться весьма полезной, когда вы хотите нейтрализовать кислоту или основание для утилизации или очистки.

Помимо более распространенного понятия молярности, вы можете столкнуться с мерой концентрации, называемой *нормальностью*, которая представляет собой просто число эквивалентов, деленное на объем в литрах: Молярность и нормальность очень похожи. Нормальность, однако, учитывает эквиваленты. Смешивание равных количеств кислых и основных растворов одинаковой нормальности всегда приводит к нейтральному раствору, тогда как то же самое нельзя сказать о растворах одинаковой молярности.

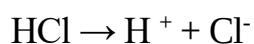
Эквивалентный вес в химии является наиболее распространенным термином и одним из основных понятий химии в части физической химии. Эквивалентный вес, который также известен как грамм-эквивалент, может быть определен как масса одного эквивалента, то есть масса данного вещества, которое будет соединяться с фиксированным количеством другого вещества или вытеснять его. Таким образом, другими словами, грамм-эквивалент или эквивалентный вес вещества - это масса вещества, которая может вытеснить 1,008 грамма водорода или 8,0 грамма кислорода или 35,5 грамма хлора. Таким образом, чтобы узнать эквивалентный вес, атомный вес вещества делится на его валентность. Например, эквивалентный вес кислорода будет равен $16,0 \text{ г} / 2 = 8,0 \text{ г}$. В кислотно-основной реакции эквивалентная масса кислоты или основания всегда равна количеству массы, которая поставяет или реагирует с

одним молем иона водорода (H^+). Аналогично, для окислительно-восстановительной реакции эквивалентный вес вещества - это масса, которая поставляет или реагирует с одним грамм-молем электронов (e^-), полученных в окислительно-восстановительной реакции. Он имеет размерность единицы массы, которая отличается от размерности атомной массы, которая по своей природе безразмерна. Эквивалентный вес можно определить экспериментально, и его можно определить из молярной массы вещества. Кроме того, эквивалентный вес можно определить, разделив молекулярную массу на количество положительных или отрицательных электрических зарядов, которые возникают в результате растворения соединения. Здесь мы рассмотрели важные темы, связанные с эквивалентным весом металла. Каково определение эквивалентного веса в химии? Количество веществ, которые полностью реагируют друг с другом в реакции, называется эквивалентным весом в химии. Отвечая на вопрос, что такое эквивалентный вес, следует иметь в виду, что его определение зависит от двух факторов: молярной массы и фактора валентности соединения. Эквивалентный вес кислоты и основания:

Для кислот: Возьмем в качестве примера серную кислоту:



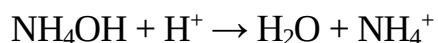
Эквивалентный вес кислоты можно определить, определив индивидуальный молекулярный вес каждого из элементов периодической таблицы и сначала сложив их вместе. Это даст нам молекулярный вес кислоты. $2(1) + (32) + 4(16) = 98,0$. Кислота, как видно, отдает два протона, поскольку сульфат-ион приобретает отрицательные заряды. Поэтому эквивалентный вес кислоты будет равен $98,0/2 = 49,0$. В случае соляной кислоты:



Число ионов водорода или ионов гидроксония, выделяемых соляной кислотой, равно единице. Таким образом, фактор валентности будет равен единице. Молекулярная масса соляной кислоты = 36,45.

Эквивалентная масса = Молекулярная масса / Эквивалентный вес соляной кислоты = $36,45 / 1 = 36,45$

Для основания то же самое. Например, гидроксид аммония может принять протон в растворе, чтобы стать ионом аммония:



Молекулярная масса гидроксида будет следующей

$$(14) + (4)(1) + (16) + 1 = 35,0.$$

Здесь, поскольку принимается только один протон, эквивалентный вес равен $35,0/1 = 35,0$. Для основания X (фактор валентности) — это кислотность. Кислотность — это количество гидроксильных ионов или гидроксид-ионов, выделяемых основанием. В случае основания гидроксида кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$

$$2\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}^{+2} + 2 \text{OH}^-$$

Число гидроксильных ионов, выделяемых основанием гидроксида кальция, равно 2. Следовательно, фактор валентности или значение X будет равно двум. Молекулярная масса основания гидроксида кальция составляет 74.

Как мы знаем, эквивалентная масса = молекулярная масса / эквивалентная масса основания гидроксида кальция = $74 / 2 = 37$.



Число гидроксильных ионов, выделяемых основанием гидроксида алюминия, равно 3. Следовательно, его фактор валентности или значение X будет равно трем. Молекулярная масса основания гидроксида алюминия составляет 78 г/моль. Как мы знаем, Эквивалентная масса = Молекулярная масса / X Эквивалентная масса основания гидроксида кальция = $78 / 3 = 26$.

Эквивалентный вес металла в соли или соединениях 1. Хлорид алюминия
Пошаговый расчет для нахождения эквивалентной массы солей алюминия.

Для металлов X (фактор валентности) — это общий положительный заряд положительного иона (катиона). В случае соли хлорида алюминия



Число положительных зарядов на катионе алюминия равно трем. Следовательно, его фактор валентности или значение X будет равно трем. Молекулярная масса основания хлорида алюминия составляет 133,34 г/моль.

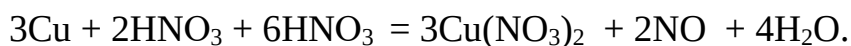
Эквивалентная масса = Молекулярная масса / X
Эквивалентная масса соли хлорида алюминия = $133,34 / 3 = 44,44$. Карбонат серебра (Ag_2CO_3).

Пошаговый расчет для нахождения эквивалентной массы солей серебра. Для солей X (фактор валентности) представляет собой общий положительный заряд положительного иона (катиона). В случае соли карбоната серебра Ag_2CO_3 диссоциация протекает по следующей схеме: $\text{Ag}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{Ag}^+ + \text{CO}_3^{3-}$

Общий положительный заряд катиона серебра равен двум. Следовательно, фактор валентности или значение X будет равно двум. Молекулярная масса соли карбоната серебра составляет $275,75$ г/моль. Как мы знаем, эквивалентная масса = молекулярная масса / эквивалентный вес соли карбоната серебра = $275,75 / 2 = 137,87$.

Эквивалентный вес используется при расчете нормальности. Нормальность раствора определяется как количество грамм-эквивалентов растворенного вещества, присутствующих на литр раствора. Она представлена символом N. Нормальность = грамм-эквивалент растворенного вещества / объем раствора в литрах. Количество грамм-эквивалентов растворенного вещества рассчитывается следующим образом: $\text{Количество грамм-эквивалентов} = \frac{\text{масса растворенного вещества в граммах}}{\text{эквивалентная масса растворенного вещества}}$. Краткое содержание. Эквивалентные массы кислот, оснований и солей рассчитываются следующим образом: $\text{Эквивалентная масса кислоты} = \frac{\text{молекулярная масса кислоты}}{\text{основность}}$. $\text{Эквивалентная масса основания} = \frac{\text{молекулярная масса основания}}{\text{кислотность}}$. $\text{Эквивалентная масса соли} = \frac{\text{молекулярная масса соли}}{\text{суммарная положительная валентность атомов металла}}$. Эквивалентное число в окислительно-восстановительных реакциях определяется числом переносимых от одной формульной единицы восстановителя к одной формульной единице окислителя электронов.

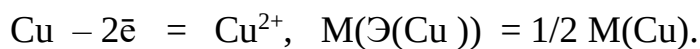
Рассмотрим реакцию:



Эквивалентное число, фактор эквивалентности и молярная масса эквивалента окислителя:



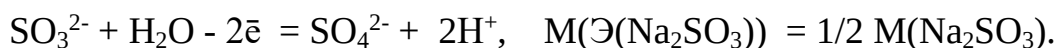
Эквивалентное число, фактор эквивалентности и молярная масса эквивалента восстановителя:



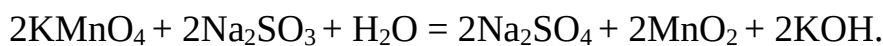
Аналогично для реакции



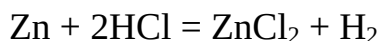
получим:



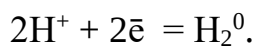
Определите самостоятельно фактор эквивалентности и молярную массу эквивалента для следующих реакций:



Для реакции



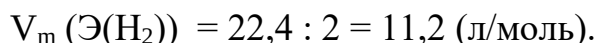
запишем полуреакцию восстановления 2 моль ионов водорода:



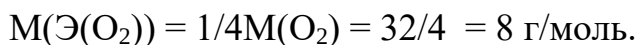
Тогда на 1 моль ионов водорода получим: $\text{H}^+ + 1\bar{e} = 1/2\text{H}_2$,



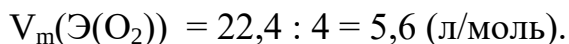
Поэтому 1 моль эквивалентов водорода при н.у. занимает объем:



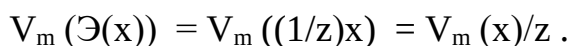
Аналогично для полуреакции $\text{O}_2 + 4\bar{e} = 2\text{O}^{2-}$ получим:



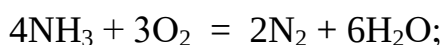
Поэтому 1 моль эквивалентов кислорода при н.у. занимает объем:

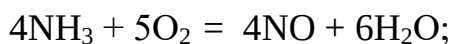
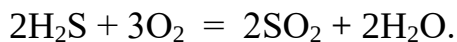


Итак, для любого газообразного вещества x при н.у. можно записать:



Определим молярный объем эквивалента окислителя O_2 и восстановителей, NH_3 и H_2S при н.у. в реакциях:





Решение: Молярный объем эквивалента определяем по формуле:

$$V_m(\text{Э}(\text{x})) = V_m(\text{x})/z :$$

$$V_m(\text{Э}(\text{O}_2)) = 22,4 / 4 = 5,6 \text{ л.}$$

$$V_m(\text{Э}(\text{NH}_3)) = 22,4 / 3 = 7,47 \text{ л} - \text{в первой реакции.}$$

$$V_m(\text{Э}(\text{NH}_3)) = 22,4 / 5 = 4,48 \text{ л} - \text{во второй реакции.}$$

$$V_m(\text{Э}(\text{H}_2\text{S})) = 22,4 / 6 = 3,73 \text{ л.}$$

Закон эквивалентов

Массы веществ, вступающих в реакцию или образующихся в результате реакции (m_1 и m_2), пропорциональны их молярным массам эквивалентов ($M(\text{Э}(\text{x}_1))$ и $M(\text{Э}(\text{x}_2))$):

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\text{Э}(\text{x}_1)}{\text{Э}(\text{x}_2)} \text{ или } \frac{m_1}{M(\text{Э}(\text{x}_1))} = \frac{m_2}{M(\text{Э}(\text{x}_2))}$$

Аналогично для газообразных веществ закон эквивалентов можно записать так:

$$\frac{V_1}{V_m((1/z)_{\text{x}_1})} = \frac{V_2}{V_m((1/z)_{\text{x}_2})}$$

Таким образом, теория молярной массы эквивалента помогает лучше понять и предсказать поведение веществ в химических реакциях.

3.2 Решение задач

Задача 1. При сгорании 5,00 г металла образуется 9,44 г оксида металла. Расчитайте эквивалентную массу металла.

Решение:

Для решения используем следующие формулы:

$$m_{\text{оксида}} = m_{\text{о}} + m_{\text{э}}$$

$$m_{\text{о}} = m_{\text{оксида}} - m_{\text{э}}$$

$$\text{Масса металла} = 5 \text{ г}$$

$$\text{Масса оксида} = 9,44 \text{ г}$$

$$\text{Таким образом, масса кислорода} = 9,44 - 5 = 4,44 \text{ г}$$

$$\text{Эквивалентная масса} = \text{масса элемента} \times 8 / \text{масса кислорода}$$

$$= 5 \times 8 / 4,44 = 9 \text{ г/моль}$$

Задача 2. Эквивалентная масса металла составляет 12 г /моль – 1. Какая будет эквивалентная масса его оксида?

Решение:

$$\text{Эквивалентная масса металла} = 12 \text{ г /моль} - 1$$

$$\text{Эквивалентная масса кислорода} = 8 \text{ г моль} - 1$$

$$\text{Эквивалентная масса оксида металла} = 20 \text{ г моль} - 1$$

Задача 3. Эквивалентная масса хлора составляет 35,5, а молярная масса меди составляет 63,5. Эквивалентная масса хлорида меди составляет 99,0.

$$\begin{aligned} \text{Экв. масса хлорида меди} &= 99 \text{ Экв. масса хлора} = 35,5. \text{ Экв. масса меди} \\ &= 99 - 35,5 = 63,5. \text{ Валентность меди} = (\text{при массе меди}) / (\text{Экв. масса меди}) = 1. \end{aligned}$$

Формула хлорида меди (I) - CuCl. Эквивалентная масса меди = 1.

3.3 Экспериментальная часть

Определение молярной массы эквивалента алюминия

Алюминий является самым распространенным металлом на Земле. Поэтому, чтобы разумно использовать металл в различных областях человеческой жизни, многие отрасли промышленности разработали несколько компонентов из алюминиевого сплава. Более того, были разработаны также академические программы, чтобы помочь кандидатам соответствовать требованиям промышленной рабочей силы. Но одна из самых сложных частей этих программ включает шаги по расчету молярной массы алюминия. Если вы застряли в решении задачи по молекулярной массе алюминия и вам нужна помощь, чтобы сделать это правильно, прочитайте этот блог. Здесь мы обсудили некоторые темы, такие как:

- понятие молярной массы,
- химические и физические свойства алюминия,
- примеры задач по расчету молярной массы алюминия
- изотоп алюминия
- использование алюминия

Если вы заинтересованы в том, чтобы узнать, как рассчитать молярную массу алюминия, вы должны сначала иметь четкое представление о том, что такое молярная масса.

Моль — это фундаментальная единица, используемая в химии для расчета количества вещества или чего-либо, что имеет массу и занимает пространство. Вы также можете называть ее химической массой вещества.

Однако молярная масса, также известная как молекулярный вес, представляет собой общее значение массы атомов в граммах, присутствующих в молекуле, атоме или ионах. Так же, как стандартное значение, такое как дюжина, дает расчет 12 элементов; аналогично, моль измеряет количественный размер наименьших объектов. Стандартное значение молярной массы вещества представляет собой значение $6,022 \times 10^{23}$ молекулы.

Когда вы хотите организовать эксперимент, молярная масса может оказать большую помощь. Вы можете понять, сколько вам следует измерить на шкале, если вы находите значения, требующие определенных количеств вещества (например, алюминия), вычислив его молярную массу. Представьте себе эксперимент, требующий использования 2 молей чистого алюминия. Когда вы знаете, что алюминий имеет молярную массу 26,98 г/моль, вы можете просто умножить значение на 2 моля, чтобы определить результат. Вам потребуется 53,96 г углерода.

Молярная масса также используется для анализа того, как процент каждого элемента в соединении добавляется к общей массе этого соединения. Взгляните на следующий пример: у вас есть образец 28,00 г оксида углерода. Если вы знаете, что молярная масса углерода составляет 12,01 г/моль, а молярная масса кислорода составляет 16,00 г/моль. Это означает, что углерод составляет 42,89 процента от общей массы ($12,01/28,00$ умножить на 100).

Прежде чем обсуждать шаги по расчету молярной массы алюминия, давайте подробно изучим элемент алюминий.

Химическое название: Алюминий (Al).

Масса атомов в г/моль: 26,98.

Молекулярная масса атома алюминия: 26,981539 а.е.м.

Число атомов: алюминий имеет только один атом. Он включает в себя следующее:

- Положительно заряженное ядро, состоящее из 13 протонов, 14 нейтронов,
- 3 электронные оболочки, состоящие из 13 электронов

Температура плавления алюминия: 660 °C.

Температура кипения алюминия: 2518,82 °C.

Молярный объем алюминия: 10,00 см³/моль.

Алюминий — матово-белый металл, легкий по весу и ковкий по текстуре. Вы найдете его в названии Al в 3-й группе периодической таблицы. Он имеет атомный номер 13 и атомную массу 26,98154.

Известно, что датский физик Ганс Христиан Орстед открыл алюминий. Однако это не совсем так. Швейцарский врач Парацельс первым попытался отделить квасцы от сульфатов. Он предположил, что открытый алюминий был солью земли. Затем, в 1959 году, немецкий врач и химик Андреа Либавиус смог отделить квасцы от зеленых и синих сульфатов и назвал квасцы «глиноземом». Однако в тот период глинозем не был известен, так как врач не смог открыть чистую форму алюминия. В то время металл не был популярен, так как люди не находили его в чистом виде. Но, наконец, в 1825 году Ганс Христиан Орстед выделил металл в форме, которую мы знаем сегодня.

Активность алюминия в его соединениях показывает валентности 3. Эти данные помогут вам в дальнейших расчетах.

Как только вы познакомитесь с валентностью, вы сможете определить количество молей в алюминии. Здесь мы посчитали, что есть только один атом. Поэтому формула будет выглядеть так:

$$M = Ar, Ar(Al) = Al \cdot 1 \text{ моль} = 26,98 \text{ г/моль}.$$

Если у вас есть вещество сульфат алюминия, то химическая формула будет $Al_2(SO_4)_3$. Здесь ясно, что сульфат алюминия состоит из 3 элементов. Следовательно, вы должны сложить массы элементов. Это даст вам моль вещества.

Наконец, для определения массы одного моля алюминия необходимо использовать следующую формулу:

$$m(Al) = Pr(Al)/NA = 27/6,02 \cdot 10^{23} = 4,3 \cdot 10^{23} \text{ г}.$$

Таким образом, масса одного моля алюминия составляет 26,98. Однако при необходимости ее можно округлить до 27.

При решении задачи на молярную массу в задании будет полезно знать шаги расчета молярной массы алюминия.

Задание: показать растворение оксида алюминия.

Решение: с одной стороны, массу оксида алюминия можно объяснить следующим образом:

$$M Al_2O_3 = \rho V = \rho Sh$$

В этой формуле:

V = объем растворенного оксида алюминия

ρ = плотность оксида алюминия

h = толщина барьерного слоя

S = площадь оксидной пленки

Напротив, масса алюминия в растворе составляет:

Здесь:

$V \text{ Al}^{3+}$ = количество алюминия;

$C \text{ Al}^{3+}$ = интенсивность ионных соединений алюминия

$M \text{ Al}$ = молярная масса алюминия;

V_p = объем раствора

$M \text{ Al}^{3+}$ = масса алюминия в растворе.

В соединении оксида алюминия на 2 атома алюминия приходится 3 атома кислорода. Следовательно, массу оксида алюминия можно выразить через массу металла.

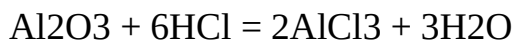
При наличии следующих данных:

$$h \approx 40 \text{ нм}$$

Из этого списка вы можете использовать фосфорную и соляную кислоты для растворения оксида алюминия. Это может выглядеть как:



Кислота вырабатывается в избытке. Поэтому эта соль кислая. Однако, если этого не произошло, присутствующий здесь фосфат алюминия останавливает растворение кислоты. В конце концов, она превращается в



Тем не менее, растворить кремниевую кислоту в оксиде алюминия невозможно, поскольку она сама по себе нерастворима в воде.

Физические свойства алюминия

Алюминий можно определить по следующим его свойствам:

Проводить электричество

Проводить тепло

Податливость

Пластичность

Антикоррозийная

Морозостойкость

Для достижения этих целей алюминий подвергается штамповке, ковке, волочению, прокатке и сварке.

Алюминий очень восприимчив к кислороду. Поэтому образуется тонкая пленка оксида алюминия, которая сохраняется до тех пор, пока он находится в контакте с воздухом. Она также предотвращает последующее окисление металла и даже развивает антикоррозионные свойства металла. Еще одним примечательным физическим свойством металла является его инертность или нереактивность по отношению к морской и пресной воде, органическим кислотам и концентрированной или разбавленной азотной кислоте.

Химические свойства алюминия

Алюминий амфотерен. Обычно на металле образуется тонкий, но прочный слой оксида. Он повышает его сопротивление. Однако, если снять слой оксида, алюминий становится активным и восстанавливающим металлом. Металл взаимодействует с различными другими основаниями и кислотами в различных условиях.

При очень высокой температуре

Если его подвергнуть очень сильному нагреванию, он вступит в реакцию с кислородом.

При высокой температуре

При нагревании до высокой температуры алюминий может реагировать с серой, фосфором, азотом, углеродом и йодом.

При нормальной температуре

При нормальной температуре он смешивается с другими химическими веществами, такими как хлор, бром, магний и калий, образуя химические соединения.

Исключение: алюминий не реагирует с водородом.

При очистке кислорода от оксидной пленки он сильно взаимодействует с водой. Реакция с другими разбавленными кислотами протекает более бурно. Например, при нагревании он взаимодействует с концентрациями азотной и серной кислот.

Кроме того, амфотерность металла позволяет ему довольно легко реагировать со щелочами. В металлургии в ходе реакций алюминотермии алюминий восстанавливается из оксидов и солей. В результате этой реакции образуются алюминий (Al), вода (H₂O), хлорид натрия (NaCl), хлорид алюминия (AlCl₃), водород (H₂) и гидроксид натрия (NaOH).

Есть ли у алюминия изотопы?

Алюминий может образовывать изотоп. Он называется ²⁷Al. Массовое число изотопа равно 27. Если вы посмотрите на его атомную структуру, то заметите, что алюминий имеет 13 протонов и 14 нейтронов. Кроме того, изотопы алюминия радиоактивны с массовыми числами от 21 до 42. Среди них изотоп ²⁶Al имеет долгую жизнь. Период полураспада этого изотопа составляет 720 лет.

Как люди получают алюминий?

Алюминий является самым распространенным металлом на земле, но в основном он доступен в соединениях. Он находится на 8% поверхности земли в виде горных пород и минералов. Фундамент континентов земли или каменные оболочки построены из алюмосиликатов. Помимо этого, ткани животных и элементы растений также состоят из следов алюминия. Однако алюминий в основном доступен в форме бокситов. Вы легко найдете их в тропических и субтропических странах. Кроме того, вы можете получить соединения алюминия в форме нефелина. Однако вы получаете несколько других элементов при извлечении алюминия из этой местной породы. По пути получают поташ, кальцинированная сода, цемент и удобрения.

Применение алюминия

Алюминий используется в различных целях.

Металлургия

Люди используют алюминий в качестве основы для нескольких сплавов. Вот некоторые из наиболее распространенных:

Дюралюминий – сплав меди и алюминия

Промышленное назначение

Люди используют алюминиевые сплавы в повседневной жизни, а также в строительстве, архитектуре, судостроении, автомобилестроении, космической и авиационной технике.

Ювелирные изделия и взрывчатые вещества

Алюминий используется в химической промышленности для создания взрывчатых веществ. Кроме того, анодированный алюминий используется для изготовления ювелирных изделий.

Травление и крашение тканей

Алюминий играет большую роль в текстильной и кожевенной промышленности. Текстильные фабрики используют нитрат алюминия для травления тканей перед окраской. Кроме того, он также используется при дублении кожи.

Обрабатывающая промышленность

Все производители электротехнической продукции используют алюминий для изготовления нити накаливания.

ЧАСТЬ 4 СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

4.1 Теоретическая часть

Электромагнитное излучение

Электромагнитное излучение является формой энергии, и его присутствие в химической реакции может увеличить скорость реакции, поскольку оно дает частицам реагентов больше энергии.

Интенсивность света

Даже интенсивность света влияет на скорость реакции. Частицы поглощают больше энергии с увеличением интенсивности света, тем самым увеличивая скорость реакции.

Наличие катализатора

1. Катализатор можно определить как вещество, которое увеличивает скорость реакции, фактически не участвуя в ней. Само определение описывает его влияние на химические реакции.

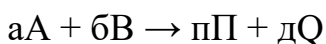
2. Присутствие катализатора увеличивает скорость как прямой, так и обратной реакции, обеспечивая альтернативный путь с более низкой энергией активации.

Площадь поверхности реагентов

Площадь поверхности реагентов влияет на скорость реакции. Если размер частицы мал, площадь поверхности будет больше, и это увеличит скорость гетерогенных химических реакций.

Формула скорости реакции

Возьмем традиционную химическую реакцию.



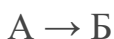
Заглавные буквы (A&B) обозначают реагенты, а (P&Q) — продукты, тогда как строчные буквы (a,b,p,q) обозначают стехиометрические коэффициенты.

$$r = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{p} \frac{d[P]}{dt} = \frac{1}{q} \frac{d[Q]}{dt}$$

Здесь знак «минус» используется для указания на уменьшение концентрации реагента.

Средняя скорость реакции

Теперь давайте рассмотрим следующую реакцию, чтобы понять это еще яснее.



В этой реакции реагент А вступает в химическую реакцию, давая продукт В. Общепринято представлять концентрацию любого реагента или продукта как [реагент] или [продукт]. Таким образом, концентрацию А можно представить как [А], а концентрацию В как [В]. Пусть время начала реакции будет начальным временем, то есть $t=0$.

Давайте рассмотрим следующую ситуацию:

При $t=t_1$,

Концентрация $A=[A]_1$

Концентрация $B=[B]_1$

При $t=t_2$,

Концентрация $A=[A]_2$

Концентрация $B=[B]_2$

Теперь мы хотим узнать скорость исчезновения А (реагента) и скорость появления продукта В в интервале времени между t_1 и t_2 . Следовательно,

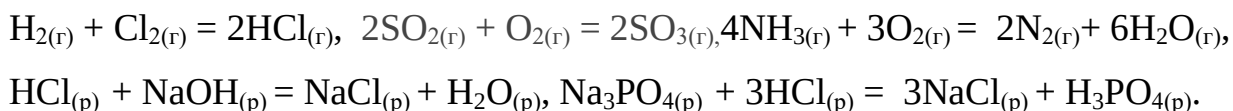
Скорость исчезновения

$$A = [A]_2 - [A]_1 / t_2 - t_1 = - \Delta[A] / \Delta t$$

Гомогенными называются реакции, в которых реагирующие вещества находятся в одной фазе, и столкновение реагирующих частиц происходит во всем объеме реакционной смеси, так как растворяются друг в друге

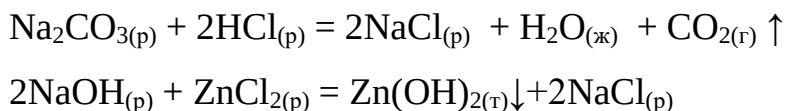
неограниченно. В данном случае нельзя заменить слово «фаза» на слова «агрегатное состояние». Чуть ниже покажем это.

Примером гомогенных реакций может служить любая реакция, протекающая между веществами, находящимися в газообразном состоянии, так как они смешиваются неограниченно. Любая реакция между веществами, находящимися в растворе в одном и том же растворителе – пример гомогенной реакции:



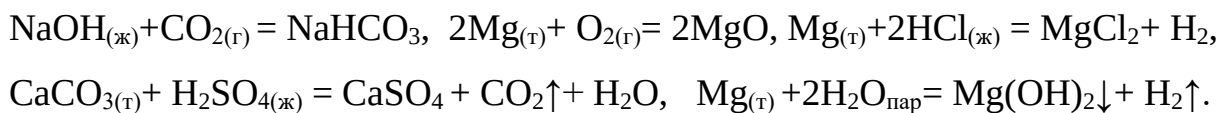
Однако если в ходе гомогенных реакций образуются вещества в другом агрегатном состоянии, нежели исходные, то система в целом будет гетерогенной. Поэтому надо различать гомогенные и гетерогенные реакции, гомогенные и гетерогенные системы.

Например, реакции



являются гомогенными, а системы в целом гетерогенны, так как образуются газообразный продукт $\text{CO}_{2(\text{г})}$ и осадок $\text{Zn}(\text{OH})_{2(\text{т})}$.

Их смысл заключается в том, что скорость реакции может зависеть от площади поверхности реагентов, что делает их более сложными для анализа и контроля:



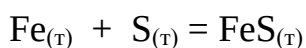
Таким образом, гетерогенные реакции отличаются от гомогенных наличием границы раздела фаз.

Гомогенные реакции, наоборот, происходят между веществами в одной фазе (например, все реагенты в газообразном состоянии). Скорость таких реакций обычно легче предсказать и измерить, так как все реагенты равномерно распределены в пространстве.

В гетерогенной же системе должна быть хотя бы одна фаза, отличная от других фаз, включая продукты реакции. И в этом случае появляется граница раздела фаз.

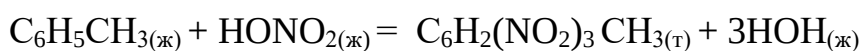
Как было сказано выше, гомогенная реакция может быть гетерогенной.

Не всегда понятие «фаза» совпадает с понятием «агрегатное состояние». Например, в реакции



все вещества находятся в одном твердом агрегатном состоянии, однако, как реакция и как система она гетерогенная, так как железо и сера - две различные несмешивающиеся фазы, образующие границу раздела фаз.

В реакции нитрования толуола азотной кислотой в присутствии серной кислоты



исходные вещества представлены в жидком агрегатном состоянии, однако они не смешиваются, образуют различные фазы и границу раздела фаз.

Скоростью гомогенной реакции называется количество вещества (Δn), вступающего в реакцию или образующегося при реакции за единицу времени ($\Delta \tau$) в единице объема (V) системы:

$$v_{\text{гом}} = \pm \Delta n / V \cdot \Delta \tau \quad (\text{моль} / (\text{л} \cdot \text{сек})); \quad (1)$$

$$\text{Так как отношение } \Delta C = \Delta n / V \quad (\text{моль} / \text{л}) \quad (2)$$

выражает изменение молярной концентрации, то из (1) и (2) получим:

$$v_{\text{гом}} = \pm \Delta C / \Delta \tau, \quad (\text{моль} / (\text{л} \cdot \text{сек})). \quad (3)$$

Скорость гомогенной реакции — это мера того, как быстро реагенты превращаются в продукты в однородной системе, где все компоненты находятся в одной фазе (например, все в газообразном или жидком состоянии). Основные аспекты скорости гомогенной реакции:

Катализаторы: Применение катализаторов может значительно увеличить скорость реакции, снижая энергию активации.

Механизм реакции: Разные реакции имеют разные механизмы, которые могут влиять на скорость. Например, некоторые реакции могут проходить через несколько промежуточных стадий.

Уравнения (1) и (2) выражают среднюю скорость реакции в некотором концентрационном интервале $\Delta C = C_2 - C_1$. Мгновенную скорость химической реакции. Она определяется пределом, к которому стремится отношение $\Delta C / \Delta \tau$ при $\Delta \tau$, стремящемся к нулю:

$$v_{\text{гом}} = \lim_{\Delta \tau \rightarrow 0} [- \Delta C / \Delta \tau] = \pm dC / d\tau, \quad (4)$$

Отношение предельно малой величины изменения концентрации (dC) к предельно малому промежутку времени ($d\tau$) определяет *истинную скорость реакции* в момент времени τ :

$$v_{\text{гом}} = \pm dC / d\tau. \quad (5)$$

Скорость химической реакции:

$$v_{\text{гом}} = - dC / d\tau, \text{ или } v_{\text{гом}} = dC / d\tau. \quad (6)$$

Скоростью *гетерогенной* реакции:

$$v_{\text{гет}} = \pm \Delta n / S \cdot \Delta \tau \text{ (моль / (см}^2 \cdot \text{сек).} \quad (7)$$

Факторы, влияющие на скорость химической реакции

1. Концентрация реагирующих веществ.
2. Температура.
3. Катализаторы.
4. Степень измельчения твердых веществ - площадь поверхности соприкосновения твердых веществ.
5. Внешнее давление.
6. Природа реагирующих веществ (природа химической связи).

Ни масса, ни количество твердого вещества не влияют на скорость реакции. А уж тем более нельзя говорить о концентрации твердого вещества. Скорость гомогенной реакции зависит от концентрации реагирующих веществ, что описывается законом действующих масс.

Закон действующих масс:

$$v = k [A]^m [B]^n$$

где:

v - скорость реакции,

k - константа скорости,

$[A]$ и $[B]$ - концентрации реагентов,

(m) и (n) — стехиометрические коэффициенты.

Влияние концентрации:

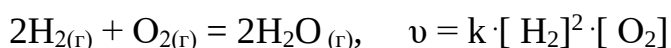
Увеличение концентрации реагентов обычно приводит к увеличению скорости реакции, так как увеличивается вероятность столкновений между молекулами.

Для реакций с порядком выше 1 (например, 1-й или 2-й порядок) увеличение концентрации значительно увеличивает скорость реакции.

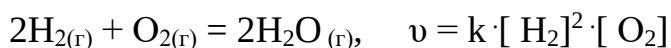
Примеры:

Для реакции ($A + B = C$) с равенством ($v = k [A][B]$), если увеличить концентрацию (A) в два раза, скорость реакции также увеличится в два раза, при условии, что концентрация (B) остается постоянной.

Так, для реакции $2A + B = C$ можно записать кинетическое уравнение третьего порядка: $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$ или $v = k \cdot C_A^2 \cdot C_B$. (8)



Увеличим концентрации исходных реагентов реакции



в два раза, тогда получим:

$$v' = k \cdot [2H_2]^2 \cdot [2O_2], \quad v'/v = 8,$$

т.е. скорость реакции увеличивается в 8 раз.

Влияние давления на скорость химической реакции. Давление сильно влияет на скорость реакции с участием газообразных веществ, так как оно непосредственно определяет их концентрации. Выразим из уравнения Менделеева-Клапейрона

$$PV = \nu RT$$

давление:

$$P = \nu RT / V \text{ или } P = C_m RT,$$

так как молярная концентрация выражается равенством: $C_m = \nu / V$.

Отсюда можно выразить молярную концентрацию:

$$C_m = P / RT.$$

Таким образом, концентрация газообразного вещества прямо пропорционально давлению. Чем выше давление, тем меньше объем и тем больше концентрация.

Увеличим давление в системе $2A_{\text{г}} + B_{\text{г}} = C$ в два раза, тогда концентрации всех газообразных веществ также увеличатся в два раза.

Запишем кинетическое уравнение реакции до и после изменения давления:

$$\nu = k \cdot [A]^2 \cdot [B], \quad \nu = k \cdot [A]^2 \cdot [B], \quad \nu' = k \cdot [2A]^2 \cdot [2B], \quad \nu' / \nu = 8,$$

т.е. скорость реакции увеличивается в 8 раз.

Уменьшим теперь давление в системе $2A_{\text{г}} + B_{\text{г}} = C$ в два раза, тогда концентрации всех газообразных веществ также уменьшатся в два раза:

$$\nu' = k \cdot [1/2H_2]^2 \cdot [1/2O_2], \quad \nu' / \nu = 1/8, \text{ уменьшается в 8 раз.}$$

Влияние катализаторов на скорость химической реакции.

Например: окисление аммиака NH_3 кислородом в присутствии порошка платины Pt или разложение пероксида водорода под действием оксидов марганца (IV).

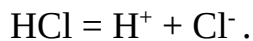
Предполагается, что на поверхности катализатора-адсорбента имеются активные центры, на которых адсорбируются реагирующие вещества, что и приводит к повышению их концентраций. При этом также образуется промежуточный активированный комплекс с низким уровнем E_a , который за доли секунды распадается с образованием продуктов реакции.

Действие катализатора избирательно, т.е. из одних и тех же исходных веществ можно получить разные продукты, применяя разные катализаторы.



Влияние природы реагирующих веществ на скорость химической реакции

Вещества с ионными и сильнополярными ковалентными связями в водных растворах взаимодействуют при обычных условиях с большой скоростью, так как распадаются на ионы:



Вещества с неполярными и малополярными ковалентными связями взаимодействуют с различной скоростью, что обусловлено различной окислительно-восстановительной активностью:



Влияние площади поверхности соприкосновения реагирующих веществ на скорость гетерогенных реакций.

Гетерогенные реакции протекают только на границе раздела различных фаз, поэтому скорость гетерогенных реакций зависит от величины поверхности соприкосновения реагирующих веществ.

3.1 Решение задач

№1. В два сосуда введены: в первый – 1 моль газа А и 2 моля газа В, во второй – 2 моля газа А и 1 моль газа В. Будет ли различаться скорость реакции между газами А и В в этих сосудах, если скорость реакции выражается: а) уравнением $V_1 = k_1 [A] [B]$; б) уравнением $V_2 = k_2 [A]^2[B]$?

Решение Поскольку средняя кинетическая энергия связана как с абсолютной температурой, так и с молекулярной скоростью, мы можем объединить приведенное выше уравнение с предыдущим, чтобы определить среднеквадратичную скорость.

$$\begin{aligned}\overline{E_k} &= \frac{1}{2} m \overline{u^2} = \frac{3}{2} kT \\ &= \sqrt{\overline{u^2}} = \sqrt{\frac{3kT}{m}}\end{aligned}$$

Если скорость выражается уравнением а) $V_1 = k_1 \cdot [A] \cdot [B]$, величина скорости реакции не изменится, она будет в первом сосуде:

$$V = k \cdot [A] \cdot [B]^2,$$

а во втором сосуде

$$V = k \cdot [A]^2 \cdot [B];$$

если же скорость выражается уравнением б) $V_2 = k_2 \cdot [A]^2 \cdot [B]$, величина скорости реакции изменится, она будет в первом сосуде:

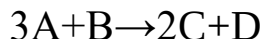
$$V = k \cdot [A]^2 \cdot [B]^2,$$

а во втором сосуде

$$V = k \cdot [A]^2 \cdot [B].$$

№2. В реакции $3A+B \rightarrow 2C+D$: $[A] = 0,03$ моль/л; $[B] = 0,01$ моль/л; $[C] = 0,008$ моль/л. Каковы исходные концентрации веществ А и В?

Решение



При решении подобных задач исходят из уравнения реакции. Из уравнения реакции следует, что при взаимодействия 3 молей вещества А с 1 моль вещества В образуется 2 моль вещества С и один моль вещества D.

Так как по условию задачи в каждом литре системы образовалось 0,008 моль вещества С, то по уравнению реакции на образование 0,008 моль вещества С было израсходовано $3/2 \cdot 0,008 = 0,012$ моля вещества А и $1/2 \cdot 0,008 = 0,004$ моль вещества В.

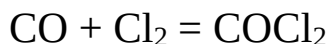
Таким образом исходные концентрации веществ А и В были равны:

$$[A_0] = 0,03 + 0,012 = 0,042 \text{ моль/л}$$

$$[B_0] = 0,01 + 0,004 = 0,014 \text{ моль/л}$$

№3. В системе $CO + Cl_2 = COCl_2$ концентрацию увеличили от 0,03 до 0,12 моль/л, а концентрацию хлора – от 0,02 до 0,06 моль/л. Во сколько раз возросла скорость прямой реакции?

Решение



Скорость прямой реакции до изменений была равна:

$$V = k \cdot 0,03 \cdot 0,02 = 0,0006$$

Теперь, когда концентрации веществ изменены, скорость реакции:

$$V' = k \cdot 0,12 \cdot 0,06 = 0,0072$$

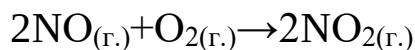
Определяем, во сколько раз возросла скорость реакции:

$$\frac{V'}{V} = \frac{0,0072}{0,0006} = 12 \text{ раз}$$

№4. Как изменится скорость реакции

$2\text{NO}_{(\text{г.})} + \text{O}_{2(\text{г.})} \rightarrow 2\text{NO}_{2(\text{г.})}$, если: а) увеличить давление в системе в 3 раза; б) уменьшить объем системы в 3 раза; в) повысить концентрацию NO в 3 раза?

Решение



Записываем выражение скорости приведенной реакции:

$$V = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]$$

а) При увеличении давления в системе в 3 раза:

При увеличении давления в системе три раза в три раза увеличится концентрация реагирующих веществ:

$$\begin{aligned} \frac{V'}{V} &= \frac{k \cdot (3[\text{NO}])^2 \cdot 3[\text{O}_2]}{k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]} = \frac{3^3 \cdot 3 \cdot k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}{k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]} \\ &= 27 \text{ раз возрастает} \end{aligned}$$

б) При уменьшении объема системы увеличивается давление во столько раз во сколько уменьшили объем. Тогда результат тот же, что и в (а).

в) При повышении концентрации NO в 3 раза, скорость реакции возрастает в

$$\frac{V'}{V} = \frac{k \cdot (3[\text{NO}])^2 \cdot [\text{O}_2]}{k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]} = \frac{3^2 \cdot k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}{k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]} = 9 \text{ раз}$$

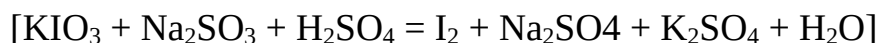
3.2 Экспериментальная часть

Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость реакции при определенной температуре.

Опыт 1. Взаимодействие йодата калия с сульфитом натрия в сернокислой среде. Взаимодействие йодата калия (KIO_3) с сульфитом натрия (Na_2SO_3) в сернокислой среде представляет собой окислительно-восстановительную реакцию, в которой йодат калия выступает в роли окислителя, а сульфит натрия — в роли восстановителя.

Эта реакция может быть использована для демонстрации окислительно-восстановительных процессов и может служить индикатором, так как образование йода может быть визуально наблюдаемо (например, изменение цвета).

Общая реакция может быть записана следующим образом:



Такое взаимодействие может быть использовано в аналитической химии для определения концентрации сульфитов или йодатов.

Влияние температуры на скорость химической реакции

Опыт 1. Взаимодействие тиосульфата натрия с серной кислотой.

В три нумерованные пробирки налить по 1 мл раствора тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{SO}_3\text{S}$. Отметить температуру воздуха в лаборатории. В первую пробирку добавить 1 мл 2 н. раствора H_2SO_4 , встряхнуть и определить время с момента добавления кислоты до появления едва заметного помутнения раствора.

Вторую пробирку поместить в стакан с водой и нагреть до температуры, превышающей комнатную на 10 °С (следить по термометру). В эту же воду опустить пробирку с 1 мл 2 н. раствора H₂SO₄. Затем содержимое пробирок слить, встряхнуть и отметить время с момента добавления кислоты до появления едва заметного помутнения раствора.

Аналогично нагреть третью пробирку до температуры, превышающей комнатную на 20 °С, и проделать тот же самый опыт. Полученные данные занести в таблицу 8.

Таблица 8. Влияние температуры на скорость химической реакции

№ опыта	Объём раствора Na ₂ SO ₃ S (мл)	Объём раствора H ₂ SO ₄ (мл)	Температура, °С	Время, τ	Скорость υ=1/τ
1	10	10	22 ⁰		
2	10	10	32°		
3	10	10	42°		

Скорость внутримолекулярной окислительно-восстановительной реакции $\text{Na}_2\text{S}^{+6}\text{O}_3\text{S}^{-2} + \text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow \text{SO}_2 + \text{S}\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ условно выразить как величину, обратную времени протекания реакции от момента смешения до помутнения раствора ($\upsilon = 1/\tau$) и занести также в таблицу.

Построить график зависимости υ от температуры и определить характер этой зависимости.

Эксперимент по взаимодействию тиосульфата натрия (Na₂S₂O₃) с серной кислотой (H₂SO₄) демонстрирует кинетику химической реакции и позволяет изучить влияние различных факторов на скорость реакции.

Суть эксперимента:

При смешивании тиосульфата натрия с серной кислотой происходит реакция, в результате которой образуются сульфат натрия, диоксид серы и вода. Уравнение реакции можно записать следующим образом: $[\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}]$

В ходе эксперимента можно наблюдать изменение цвета раствора, образование газа (SO_2) и осадка, что позволяет визуально оценить ход реакции. Эксперимент позволяет исследовать влияние концентрации реагентов, температуры и других условий на скорость реакции. Например, увеличение концентрации серной кислоты может ускорить реакцию.

Заключение:

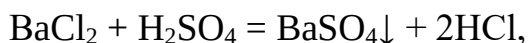
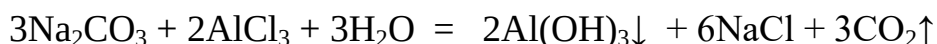
Эксперимент с тиосульфатом натрия и серной кислотой является наглядным примером для изучения химической кинетики и позволяет понять, как различные факторы влияют на скорость химических реакций

Часть 4 Химическое равновесие

Реакции бывают необратимыми и обратимыми.

Необратимые реакции в химическом равновесии - это реакции, которые протекают в одном направлении и не достигают состояния равновесия. В таких реакциях продукты образуются в значительных количествах, и обратная реакция (превращение продуктов обратно в реагенты) практически не происходит. Суть необратимых реакций:

1. Односторонний процесс: Реакция идет только в одном направлении, от реагентов к продуктам.
2. Полное превращение: В большинстве случаев реагенты полностью превращаются в продукты, и их концентрация становится равной нулю.
3. Энергетические изменения: Необратимые реакции часто сопровождаются значительными изменениями энергии, например, выделением тепла (экзотермические реакции).
4. Примеры необратимых реакций включают горение, распад веществ, такие как разложение CaCO_3 на оксид кальция и углекислый газ.



Реакция сопровождается образованием слабого электролита (вода):

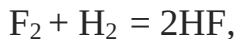
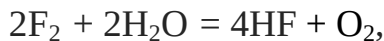
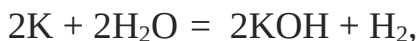
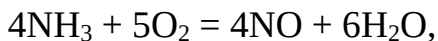
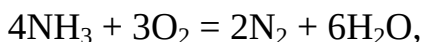
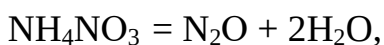
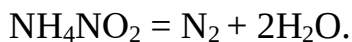


Реакция сопровождается выделением большого количество энергии (реакции активных металлов с кислородом):





Необратимыми также являются некоторые взрывные реакции, реакции горения, разложения и др.:



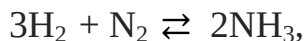
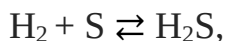
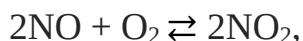
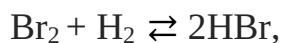
Обратимые реакции в химическом равновесии - это реакции, которые могут протекать в обоих направлениях.

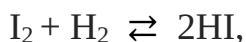
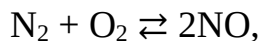
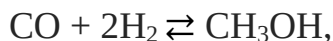
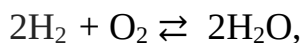
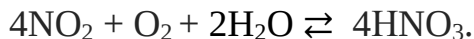
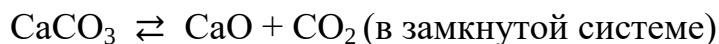
Примеры: Примеры обратимых реакций включают синтез аммиака из азота и водорода (реакция Габера) и реакцию между углекислым газом и водой с образованием угольной кислоты.

Кинетика: Обратимые реакции часто имеют разные активационные энергии для прямой и обратной реакций, что может влиять на скорость их протекания.

Таким образом, обратимые реакции играют важную роль в химическом равновесии и позволяют системам достигать состояния стабильности при изменении условий.

К обратимым относятся реакции: соединения, разложения, гидролиза, этерификации, гидрирования-дегидрирования, гидратации-дегидратации и др.:





Запишем для обратимой равновесной системы $\text{A} + 2\text{B} \leftrightarrow 2\text{D}$ кинетические уравнения:

$$v_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} \cdot [\text{A}] \cdot [\text{B}]^2, \quad v_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} \cdot [\text{D}]^2, \quad v_{\text{пр}} = v_{\text{обр}}$$

Увеличим теперь концентрацию В в 3 раза и запишем кинетическое уравнение для прямой реакции

$$v'_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} \cdot [\text{A}] \cdot [3\text{B}]^2 \quad \text{или} \quad v'_{\text{пр}} = 9k_{\text{пр}} \cdot [\text{A}] \cdot [\text{B}]^2$$

Тогда отношение $v'_{\text{пр}} / v_{\text{пр}} = 9$ покажет, что скорость прямой реакции возросла в 9 раз.

При этом выполняется неравенство $v'_{\text{пр}} > v_{\text{обр}}$ и равновесие смещается вправо, в сторону образования D.

Увеличим теперь концентрацию D в два раза и запишем кинетическое уравнение для обратной реакции

$$v'_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} \cdot [2\text{D}]^2, \quad v'_{\text{обр}} = 4k_{\text{обр}} \cdot [\text{D}]^2$$

Тогда отношение $v'_{\text{обр}} / v_{\text{обр}} = 4$ покажет, что скорость обратной реакции возросла в 4 раза. При этом выполняются неравенства

$$v'_{\text{обр}} > v_{\text{обр}}, \quad v'_{\text{обр}} > v_{\text{пр}}$$

и равновесие смещается влево, в сторону образования А и В.

Уменьшим теперь концентрацию В в 3 раза, тогда получим:

$$v'_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} \cdot [\text{A}] \cdot [1/3\text{B}]^2 \quad \text{или} \quad v'_{\text{пр}} = 1/9k_{\text{пр}} \cdot [\text{A}] \cdot [\text{B}]^2, \quad v'_{\text{пр}} / v_{\text{пр}} = 1/9$$

При этом выполняются неравенства

$v'_{\text{пр}} < v_{\text{пр}}, \quad v'_{\text{пр}} < v_{\text{обр}}$ и равновесие смещается влево, в сторону образования А и В.

Нарушение равновесия при изменении давления

При увеличении давления в системе равновесие сдвигается в сторону той реакции, которая сопровождается уменьшением числа молей газообразных веществ, т.е. – в сторону меньших молярных объемов. Изменение давления приводит к изменению концентрации всех газообразных веществ во столько же раз. Увеличим давление в системе $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$, $K = [\text{NO}_2]^2 / [\text{NO}]^2[\text{O}_2]$ в два раза. Тогда, для прямой реакции:

$$v_1 = k_1[\text{NO}]^2[\text{O}_2], \quad v'_1 = k_1[2\text{NO}]^2[2\text{O}_2] \quad \text{или} \quad v'_1 = 8k_1[\text{NO}]^2[\text{O}_2], \quad v'_1 / v_1 = 8;$$

-для обратной реакции:

$$v_2 = k_2[\text{NO}_2]^2, \quad v'_2 = k_2[2\text{NO}_2]^2 \quad \text{или} \quad v'_2 = 4k_2[\text{NO}_2]^2,$$

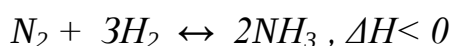
$$v'_2 / v_2 = 4.$$

Таким образом, скорость прямой реакции возрастет в 8 раз, а скорость обратной - в 4 раза, что свидетельствует о смещении равновесия реакции вправо. Когда равновесие вновь установится, то $[\text{NO}_2]$ будет уже больше первоначальной.

Нарушение равновесия при изменении температуры

Химические реакции обычно протекают или с выделением, или с поглощением энергии. При этом отвод теплоты из реакционных систем смещает равновесие в сторону образования новых порций теплоты, и наоборот, нагревание таких систем (подвод теплоты) сдвигает равновесие в сторону поглощения теплоты.

При экзотермическом синтезе аммиака в промышленности выделяющуюся теплоту отводят из реакционной системы. В противном случае происходит интенсивное разложение образовавшегося аммиака.



Но понижать бесконечно температуру процесса нельзя, так как скорость реакции понижается. Поэтому подобрана оптимальная температура 450 °С.

4.1 Решение задач

Задача 1: Если ΔG° для реакции составляет -4,606 Ккал в состоянии равновесия, то найдите константу равновесия для следующей реакции $X \rightleftharpoons Y + Z$ при 227°C.

Решение:

$$\Delta G^\circ = -2,303 RT \log_{10} K$$

$$-4,606 = -2,303 RT \log_{10} K$$

$$K = 10^2$$

Задача 2: Если в реакции коэффициент реакции Q больше, чем K в газовой фазе, то что происходит с реакцией?

Если $Q = K_c$, то реакция находится в равновесии. Если Q меньше K_c , то реакция идет в прямом направлении. Если Q больше K_c , то это означает, что концентрация продуктов больше концентрации реагентов, то реакция идет в обратном направлении до достижения равновесия.

Задача 3: Какое условие является неверным для химической реакции, достигшей динамического равновесия при определенной температуре?
При равновесии реакция никогда не останавливается, к моменту наступления равновесия будет завершена только некоторая часть реакции, тогда как при равновесии скорости прямой и обратной реакции будут равны, концентрация реагентов и продуктов постоянна.

Задача 4: В реакции $A + 2B \rightleftharpoons 2C$, если 2 моля A, 3,0 моля B и 2,0 моля C помещены в колбу объемом 2 л, а равновесная моль C составляет 0,5 моль. Константа равновесия (K_c) для реакции равна?

Решение:



Начальные моли, 2, 3, 2

В равновесии, $(2 - x) (3 - 2x) 2 - 2x$

Дано: Число молей C = 0,5

Итак, $2 - 2x = 0,5$

Это означает, что $x = 0,75$.

Равновесные моли: $A = (2 - 0,75) = 1,25 \text{ моль}$ моль

$B = (3 - 2 \times 0,75) = 1,5 \text{ моль}$

$C = 0,5 \text{ моль}$

Равновесная концентрация: $[A] = 1,25/2 \text{ М}$; $[B] = 1,5/2 \text{ М}$; $[C] = 0,5/2 \text{ М}$

$K = [(0,5/2)^2 / ((1,5/2)^2 \times (1,25/2))] = 0,148$

Задача 5: K_1 и K_2 — константы равновесия реакций (I) и (II) Как будут меняться реакции? (I) $N_2(g) + O_2(g) = 2NO(g)$; (II) $NO(g) = N_2(g) + 1/2 O_2(g)$.

Решение

$N_2 + O_2 = 2NO \quad K_1$

$NO = 1/2 N_2 + 1/2 O_2 \quad K_2$

Реакция делится пополам и меняется на обратную $K_2 = \sqrt{1/K_1}$

Задача 6: Изменение свободной энергии системы при постоянной температуре и давлении будет: $\Delta G_{\text{системы}} = \Delta H_{\text{системы}} - T\Delta S_{\text{системы}}$. При постоянной температуре и давлении, если реакция имеет положительные значения ΔH и ΔS . Из этого какой будет вывод, для реакции?

Решение

$\Delta G_{\text{система}} = \Delta H_{\text{система}} - T\Delta S_{\text{система}}$

Так как и ΔH , и ΔS положительны, и если $T\Delta S$ больше $\Delta H_{\text{система}}$, то только ΔG будет отрицательным. А если ΔG будет отрицательным, то реакция будет самопроизвольной, и для того, чтобы это произошло, $T\Delta S$ должно быть высоким, а для этого T должно быть высоким.

Задача 7: Для равновесной реакции, если значение стандартной свободной энергии Гиббса ΔG° равно нулю, то значение константы равновесия K будет равно?

Решение:

$\Delta G^\circ = -2,303 RT \log_{10} K$

$0 = \log_{10} K$

$K \text{ равен } 1$

Задача 8: При 27°C и 127°C константы равновесия реакции составляют $1,6 \times 10^{-3}$ и $7,6 \times 10^{-2}$ соответственно. Это эндотермическая или экзотермическая реакция?

Решение:

Константа равновесия эндотермической реакции увеличивается с ростом температуры. Учитывая, что константы равновесия увеличились с температурой от $1,6 \times 10^{-3}$ до $7,6 \times 10^{-2}$, реакция является эндотермической в прямом направлении.

Задача 9: Каково значение термина «Динамическое равновесие» для химического равновесия?

Стадия равновесия определяется как стадия, на которой скорость прямого отклика равна скорости обратной реакции. Количество молекул реагентов, превращающихся в продукты, и молекул продуктов, превращающихся в реагенты, в этой точке одинаково. Химическое равновесие является динамическим, поскольку то же самое равновесие может быть достигнуто с теми же реагентами в идентичных условиях в любом месте с непрерывным обменом молекул.

Задача 10: Что происходит со скоростями прямой и обратной реакции при достижении равновесия?

При достижении равновесия скорость прямой реакции становится равна скорости обратной реакции.

Задача 11: В каком направлении сместится равновесие реакции в присутствии катализатора?

Скорость прямой и обратной реакции одинаково благоприятствует катализатору. В результате присутствие катализатора не оказывает влияния на равновесие.

Задача 12: Если повысить температуру следующей реакции, в каком направлении сместится равновесие?



Решение

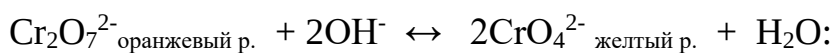
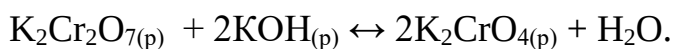
Этот процесс эндотермический, поскольку заданная теплота реакции положительна. Поэтому повышение температуры, согласно принципу Ле Шателье, сместит равновесие вправо, производя больше NO_2 .

4.2 Экспериментальная часть

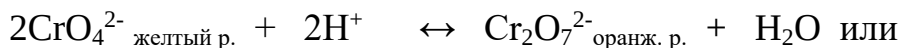
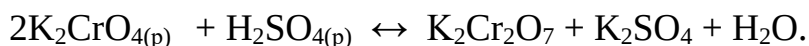
Обратимость смещения химического равновесия

Опыт 1. В пробирку налить 1 мл раствора $K_2Cr_2O_7$ (оранжевый) и добавить по каплям концентрированный раствор щелочи. Наблюдать за изменением окраски раствора. Когда раствор пожелтеет, добавить по каплям концентрированную серную кислоту до появления оранжевой окраски, после чего снова прибавить несколько капель щелочи до появления желтой окраски раствора.

В кислой и нейтральной средах устойчивы оранжевые дихроматы, а в щелочной – желтые хроматы. Между хроматами и дихроматами в растворах устанавливается равновесие. При добавлении к раствору дихромата раствора щелочи равновесие смещается в сторону образования желтых хроматов.



Если же к раствору хромата добавить раствор сильной кислоты, то равновесие смещается в сторону образования оранжевых дихроматов:



Влияние температуры на химическое равновесие.

Опыт 1. Использовать для опыта два сообщающихся сосуда, заполненных двуокисью азота. Колбу 1 опустить в стакан, заполненный снегом или толченым льдом, колбу 2 поместить в стакан с водой. Подогреть стакан с водой и наблюдать изменение цвета газа в обеих колбах:
 $2NO_{2(г, бурый)} \leftrightarrow N_2O_{4(г, бесцветный)}, \Delta H < 0.$

В какую сторону смещается равновесие при охлаждении?

Отрицательное значение энтальпии реакции свидетельствует об экзотермичности прямого процесса. В соответствии с принципом Ле-Шателье охлаждение смеси будет способствовать протеканию прямого процесса, а нагревание – обратного процесса. Значит с понижением температуры будет увеличиваться доля N_2O_4 и смесь будет становиться более прозрачной. С

повышением температуры смесь приобретает бурый цвет, вследствие смещения равновесия в сторону увеличения доли NO_2 .

Влияние концентрации реагирующих веществ на химическое равновесие

Опыт 1. Эксперимент с раствором хлорида железа (III) (FeCl_3) и раствором роданида аммония (NH_4SCN) демонстрирует влияние концентрации реагирующих веществ на химическое равновесие. При смешивании растворов FeCl_3 и NH_4SCN происходит реакция, в результате которой образуется комплексный ион $[\text{Fe}(\text{SCN})]^{2+}$, придающий раствору характерный красный цвет+}]

1. Влияние концентрации:

- увеличение концентрации одного из реагентов (например, FeCl_3 или NH_4SCN) сдвигает равновесие в сторону образования продукта, что приводит к более интенсивному красному цвету раствора.
- уменьшение концентрации одного из реагентов приводит к ослаблению цвета, так как равновесие смещается в сторону исходных веществ.

Часть 5 Растворы. Приготовление растворов

Растворы - это однородные смеси, состоящие из растворителя и растворенного вещества. Будем делить растворы по агрегатному состоянию:

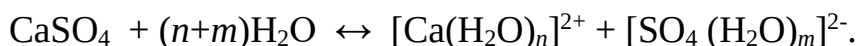
Газовые растворы — смеси газов (например, воздух).

Жидкие растворы — смеси, где растворенное вещество находится в жидком состоянии (например, соль в воде).

Твердые растворы — однородные смеси твердых веществ (например, сплавы).

Эти характеристики помогают понять поведение растворов в различных химических процессах и их применение в лабораторной практике.

Процесс химического растворения твердого малорастворимого или практически нерастворимого вещества в воде состоит из разрушения кристаллической решетки, обратимого распада на ионы и гидратации ионов. Суммарную электролитическую диссоциацию малорастворимого электролита на ионы с последующей их гидратацией с точки зрения протолитической теории можно выразить следующим уравнением реакции:



Константу равновесия данной реакции в насыщенном растворе:

$$K_c = \frac{[\text{Ca}(\text{H}_2\text{O})_n]^{2+} [\text{SO}_4(\text{H}_2\text{O})_m]^{2-}}{[\text{H}_2\text{O}]^{n+m}} \quad (1)$$

Так как равновесная концентрация воды в разбавленном растворе практически постоянна (изменением концентрации за счет диссоциации можно пренебречь), то ее можно ввести в постоянную для константы K_c .

Произведение двух постоянных величин обозначим

$$K_{\text{гидратации}} = K_c \cdot [\text{H}_2\text{O}]^{n+m} \quad (2)$$

Тогда из (1) и (2) получим:

$$K_r(\text{CaSO}_4) = [\text{Ca}(\text{H}_2\text{O})_n]^{2+} [\text{SO}_4(\text{H}_2\text{O})_m]^{2-} \quad (3)$$

$$\text{Или упрощенно: } K_r(\text{CaSO}_4) = [\text{Ca}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] \quad (4)$$

где K_r - константа гидратации.

В рамках теории электролитической диссоциации диссоциацию малорастворимого вещества можно записать в виде:



$$K_c = [\text{Ca}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] / [\text{CaSO}_4] \quad (5)$$

$$[\text{CaSO}_4] = \text{const} \quad (6)$$

Введем его в постоянную K_c и обозначим произведение двух постоянных величин буквами ПР (произведение растворимости):

$$\text{ПР}(\text{CaSO}_4) = [\text{Ca}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] \quad (7)$$

Таким образом, произведение растворимости (ПР) малорастворимого вещества прямо пропорционально произведению концентрации его ионов в растворе. Данное равенство соответствует равновесному состоянию между ионами в растворе (Ca^{2+} , SO_4^{2-}) и твердым веществом CaSO_4 .

При выполнении неравенства

$$\text{ПР}(\text{CaSO}_4) < [\text{Ca}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}]$$

равновесие нарушается, согласно принципу Ле-Шателье избыточное количество ионов (Ca^{2+} , SO_4^{2-}) соединяются и наблюдается выпадение в осадок CaSO_4 . Этот процесс осаждения будет продолжаться до тех пор, пока не будет выполняться равенство (7).

При выполнении неравенства

$$\text{ПР}(\text{CaSO}_4) > [\text{Ca}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}]$$

равновесие нарушается, согласно принципу Ле-Шателье начнется дополнительное растворение CaSO_4 . Процесс растворения CaSO_4 будет продолжаться до тех пор, пока не будет выполняться равенство (7).

Таким образом произведение растворимости позволяет определить растворение или осаждение малорастворимого вещества.

Применяют следующие способы выражения концентрации растворов: 1) массовая доля вещества в растворе (ω), мольная доля вещества в растворе (N), моляльная концентрация (m), молярная концентрация (C_m) и нормальная концентрация (C_n).

Массовую долю вещества в растворе (ω) выражают числом единиц массы растворенного вещества, содержащихся в 100 единицах массы раствора. Массовую долю выражают в долях единицы или в процентах:

$$\omega = \frac{m(x)}{m_p} \quad \text{или} \quad \omega = \frac{m(x)}{m_p} 100 \%$$

где $m(x)$ – масса растворенного вещества, m_p – масса раствора.

Молярную концентрацию (C_m) выражают числом моль растворенного вещества в 1 л раствора:

$$C_m = \frac{v}{V} \cdot \frac{\text{моль}}{\text{л}} \text{ или } C_m = \frac{m}{MV} \cdot \frac{\text{моль}}{\text{л}}$$

Раствор, в 1 л которого содержится 1 моль растворенного вещества, называют одномолярным или молярным (1 М). Если в 1 л раствора содержится 0,1 моль растворенного вещества, то его называют децимолярным (0,1 М). Если в 1 л раствора содержится 0,01 моль растворенного вещества, то его называют сантимольным и обозначают (0,01 М).

Приготовление растворов является важным процессом в химии, биологии, фармацевтике и многих других областях, где требуется работа с химическими веществами.

Титр раствора

Титр (Т) – один из способов выражения концентрации раствора, используемый в титриметрическом анализе.

Титр (Т) раствора показывает массу растворенного вещества в 1 мл (1 см³) раствора: $T = \frac{m}{V}$, г/мл. (1)

В титриметрическом анализе применяются и другие концентрации: молярная (C_m) и нормальная (C_n). Между ними и титром существует взаимосвязь:

1. Титр связан с молярностью раствора следующим соотношением:

$$C_m = \frac{m}{M V_1}, m = C_m M V_1 \quad (2)$$

Из 1 и 2 получим:

$$T = \frac{C_m M V_1}{V} \quad (3)$$

Так как для C_m объем (V_1) выражается в литрах (л), а для Т объем выражается в миллилитрах (V), то справедливо равенство: $V = 1000V_1$ (4)

Тогда из 3 и 4 получим:

$$T = \frac{C_m M V_1}{1000V_1} \text{ или } T = \frac{C_m M}{1000}, \text{ г/мл}$$

2. Титр связан с нормальностью раствора (смотрите выше) следующим соотношением:

$$C_n = \frac{m}{M_{\text{экв}} V_1}, m = C_n M_{\text{экв}} V_1 \quad (5)$$

Из 1 и 5 получим:

$$T = \frac{C_n M_{\text{экв}} V_1}{V} \quad (6)$$

3. Титр связан с массовой долей растворенного вещества следующим соотношением: $m_{\text{г}} = \omega \rho V_p$ (8). Тогда из 1 и 8 получим:

$$T = \frac{\omega \rho V_p}{V_p} \text{ или } T = \omega \rho, \text{ г/мл}$$

Определение точки эквивалентности: Продолжайте добавлять титран до тех пор, пока не произойдет изменение цвета, что указывает на достижение точки эквивалентности.

Расчет концентрации: Запишите объем использованного титрана. Используйте уравнение реакции для расчета концентрации кислоты:

[$C_1 V_1 = C_2 V_2$], где:

(C_1) — концентрация кислоты,

(V_1) — объем кислоты,

(C_2) — концентрация титрана,

(V_2) — объем титрана.

Метод титрования является точным и надежным способом определения концентрации растворов кислот и оснований, что делает его незаменимым в аналитической химии.

5.1 Решение задач

Задача 1. Рассчитайте, сколько граммов медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ нужно добавить к раствору массой 300 г с массовой долей CuSO_4 5% , для приготовления 10 %-ного раствора сульфата меди?

Решение. Находим массу соли в растворе массой 300г:

$$m(\text{CuSO}_4) = 300 \cdot 0,05 = 15 \text{ г};$$

Находим массовую долю CuSO_4 в медном купоросе $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$:

$$M(\text{CuSO}_4) = 160 \text{ г/моль}, M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 250 \text{ г/моль}.$$

$$\omega(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 160 \text{ г/моль} : 250 \text{ г/моль} = 0,64.$$

Выразим массу CuSO_4 в медном купоросе $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$:

$m(\text{CuSO}_4) = 0,64 \cdot m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})$, пусть $m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = x$ г, тогда получим:

$$m(\text{CuSO}_4) = 0,64x$$

Составим уравнение и рассчитаем массу купороса:

$$0,1 = \frac{15 + 64x}{300 + x}, \quad x = 27,8 \text{ г}$$

Задача 2. Рассчитайте массу 90% раствора, необходимую для приготовления 10% раствора массой 500 г.

Решение. Находим массу вещества в растворе массой 500г:

$$m = 500 \cdot 0,1 = 50 \text{ г}$$

Находим массу исходного раствора: $m_p = m : \omega = m : 0,9 = 50 : 0,9 = 55,56 \text{ г}$

Задача 3. Рассчитайте объемы 70% -ного ($\rho_1 = 1,5 \text{ г/мл}$) и 5% -ного ($\rho_2 = 0,5 \text{ г/мл}$) растворов уксусной кислоты, необходимые для приготовления столового уксуса с массовой долей 9% и массой раствора 50 г.

Решение. Пусть массы растворов составляют x_1 и x_2 соответственно, тогда массы веществ можно выразить следующим образом:

$$m_1 = 0,7 x_1, \quad m_2 = 0,05 x_2. \quad \text{Так как } x_1 + x_2 = 50 \text{ г, тогда } x_1 = 50 - x_2.$$

Найдем массу вещества в конечном растворе: $m = 50 \cdot 0,09 = 4,5 \text{ г}$

Составим уравнение и найдем переменные x_1 и x_2 :

$$4,5 = 0,7 x_1 + 0,05 x_2 \quad \text{или} \quad 4,5 = (0,7(50 - x_2) + 0,05 x_2)..$$

Отсюда получим: $x_2 = 46,92 \text{ г}$, $x_1 = 3,08 \text{ г}$; $V_{p1} = 3,08 \text{ г} : 1,5 \text{ г/мл} = 2,053 \text{ мл}$,

$$V_{p2} = 46,92 \text{ г} : 0,8 \text{ г/мл} = 58,65 \text{ мл}.$$

Удобно также использовать для решения подобных задач «конверт Пирсона»:

- 1) массовые доли смешиваемых растворов ω_1 и ω_2 записывают друг под другом, если известны массы растворов, то их записывают рядом слева;
- 3) заданная массовая доля конечного раствора ω_3 записывают чуть правее и между ω_1 и ω_2 ;
- 4) проводят диагонали, на которых находят разность чисел и записывают в конце диагоналей, эти числа показывают соотношение исходных растворов;
- 5) далее решают задачу через полученную пропорцию.

Для последней задачи запишем «конверт Пирсона»

$$\begin{array}{rcl} x_1) & 0,7 & \\ & \swarrow \quad \searrow & \\ & 0,09 & \\ x_2) & 0,05 & \end{array} \begin{array}{l} 0,04 \\ 0,61 \end{array}, \quad \frac{x_1}{x_2} = \frac{0,04}{0,61} \text{ или } \frac{50-x_2}{x_2} = \frac{0,04}{0,61}$$

Отсюда получим: $x_2 = 46,92$ г, $x_1 = 3,08$ г; $V_{p1} = 3,08 \text{ г} : 1,5 \text{ г/мл} = 2,053 \text{ мл}$,

$$V_{p2} = 46,92 \text{ г} : 0,8 \text{ г/мл} = 58,65 \text{ мл}.$$

№4. Рассчитайте объем 80% -ного раствора ($\rho_1 = 1,5$ г/мл) этилового спирта, который надо добавить к 300 г 20% -ного раствора этилового спирта, необходимый для приготовления 40% -ного раствора спирта.

$$\begin{array}{rcl} x) & 0,8 & \\ & \swarrow \quad \searrow & \\ & 0,4 & \\ 300) & 0,2 & \end{array} \begin{array}{l} 0,2 \\ 0,4 \end{array}, \quad \frac{x}{300} = \frac{0,2}{0,4}$$

$x = 150$ г, масса 80% раствора, $V_p = 150 \text{ г} : 1,5 \text{ г/мл} = 100 \text{ мл}$,

Решим эту задачу первым способом:

Находим массу вещества в растворе массой 300г:

$$m = 300 \cdot 0,2 = 60 \text{ г}$$

Выразим массу 80%-ного раствора: $m_p = 0,8 x$, где x – масса раствора. Теперь можно составить уравнение и найти x :

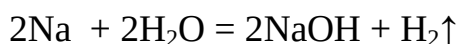
$$0,4 = \frac{60 + 0,8x}{300 + x}, \quad x = 150 \text{ г}, \quad V_p = 150 \text{ г} : 1,5 \text{ г/мл} = 100 \text{ мл},$$

Если же в задаче к исходному раствору заданной концентрации добавляется вода, то в «конверте Пирсона» ставится ноль (нет растворенного вещества), а если - индивидуальное вещество, то ставится единица (нет воды).

Приготовление растворов, связанное с протеканием химических реакций

Задача 5. Найти массу металлического натрия, которую необходимо растворить в 200 мл воды, чтобы получить раствор с массовой долей гидроксида натрия 10%.

Решение.



$$\nu(\text{Na}) = \nu(\text{NaOH}) = x \text{ моль}, \quad \nu(\text{H}_2) = \frac{1}{2} x,$$

$$m(\text{Na}) = 23x, \quad m(\text{NaOH}) = 40x, \quad m(\text{H}_2) = \frac{1}{2} (2x) = x.$$

$$m_{\text{р-ра}} = m(\text{Na}) + m(\text{H}_2\text{O}) - m(\text{H}_2) \quad \text{или} \quad m_{\text{р-ра}} = 23x + 200 - x$$

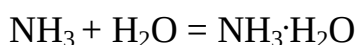
$$\omega(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{m_{\text{р}}} ; \quad 0,1 = \frac{40x}{23x+200-x}$$

$$x = 0,529 \text{ моль}, \quad m(\text{Na}) = 23x = 23 \cdot 0,529 = 12,17 \text{ г}$$

Задача 6. Какой объем аммиака (н.у) следует растворить в 200 г 10% раствора аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, чтобы получить 15%-ный раствор аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$

Решение.

$$m_1(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 200 \cdot 0,1 = 20 \text{ г},$$



$$\nu(\text{NH}_3) = \nu(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = x \text{ моль},$$

$$m(\text{NH}_3) = 17x, \quad m_2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 35x$$

$$m_{\text{р2}} = m(\text{NH}_3) + m_{\text{р1}} \quad \text{или} \quad m_{\text{р2}} = 17x + 200$$

$$m_3(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = m_1(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) + m_2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) \quad \text{или}$$

$$m_3(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 20 + 35x$$

$$\omega(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = \frac{m_3(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})}{m_{\text{р}}} ; \quad 0,15 = \frac{20 + 35x}{17x + 200}$$

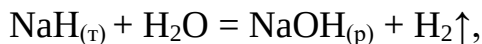
$$x = 0,308 \text{ моль}, \quad V(\text{NH}_3) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 0,308 \text{ моль} = 6,9 \text{ л}.$$

Задача 7. Какую массу гидрида натрия надо добавить к 500 мл 20%-ного раствора гидроксида натрия ($\rho = 1,5 \text{ г/мл}$), чтобы массовая доля гидроксида увеличилась до 30%.

Решение:

1) находим массу раствора и массу вещества NaOH в исходном объеме раствора: $m_{p1}(\text{NaOH}) = \rho_1 \cdot V_{p1}$, $m_{p1}(\text{NaOH}) = 1,5 \text{ г/мл} \cdot 500 \text{ мл} = 750 \text{ г}$,

$$m_1(\text{NaOH}) = m_{p1}(\text{NaOH}) \cdot \omega_1(\text{NaOH}), \quad m_1(\text{NaOH}) = 750 \text{ г} \cdot 0,2 = 150 \text{ г}.$$



$$\nu(\text{NaH}) = \nu(\text{NaOH}) = \nu(\text{H}_2) = x, \quad m(\text{NaH}) = 24x, \quad m(\text{NaOH}) = 40x, \quad m(\text{H}_2) = 2x$$

$$m_2(\text{NaOH}) = m_1(\text{NaOH}) + m(\text{NaOH})$$

$$m_2(\text{NaOH}) = 150 + 40x, \quad m_{p2}(\text{NaOH}) = 750 \text{ г} + 24x - 2x$$

$$\omega(\text{NaOH}) = \frac{m_2(\text{NaOH})}{m_{p2}}; 0,3 = \frac{150 + 40x}{750 + 24x - 2x}, \quad x = 2,245 \text{ моль},$$

$$m(\text{NaH}) = 24x = 24 \text{ г/моль} \cdot 2,245 \text{ моль} = 53,88 \text{ г}.$$

Взаимосвязь массовой доли и молярной концентрации:

$$\omega(x) = \frac{C_m M V}{m_p} \quad \text{или} \quad \omega(x) = \frac{C_m M V}{\rho \cdot V_p}, \quad V_p = 1000V,$$

$$\omega(x) = \frac{C_m M V}{\rho \cdot 1000V} \quad \text{или} \quad \omega(x) = \frac{C_m M}{\rho \cdot 1000}, \quad C_m = \frac{\rho \cdot 1000 \cdot \omega}{M}$$

C_m -молярная концентрация (смотри ниже), моль/л; M -молярная масса, г/моль;
 ρ –плотность раствора, г/мл.

Молярная концентрация

Задача 8. Приготовить 0,5М раствор серной кислоты объемом 50 мл из 0,25М раствора серной кислоты. Определить объем 0,25М раствора серной кислоты.

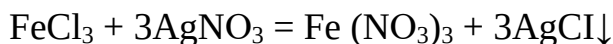
Решение: $C_m = \nu / V$, $\nu = C_m V = 0,25 \cdot 0,05 = 0,0125 \text{ моль}$,

$$0,5 = 0,0125 / V, \quad V = 0,0125 / 0,5 = 0,025 \text{ л} \quad (25 \text{ мл}).$$

Мерным цилиндром отмеряем 25 мл серной кислоты, переносим в колбу объемом 50 мл, водой доводим объем раствора до 50 мл.

Задача 9. Какой объем 1 М раствора нитрата серебра нужно добавить к 100 мл 1 М раствора хлорида железа (III), чтобы образовался хлорид серебра?

Решение



По реакции видно, что на один моль FeCl_3 требуется три моль AgNO_3 .

$$\nu(\text{FeCl}_3) = C_m V = 1 \cdot 0,1 = 0,1 \text{ моль}, \quad \nu(\text{AgNO}_3) = 3\nu(\text{FeCl}_3) = 3 \cdot 0,1 = 0,3 \text{ моль},$$

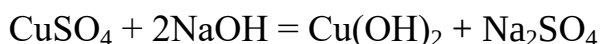
$$V(\text{AgNO}_3) = 0,3 / 1 = 0,3 \text{ л}, \quad V(\text{AgNO}_3) = 300 \text{ мл}.$$

Или попробуем решить задачу через соотношение: $C_1V_1 = C_2V_2$. Но данное равенство справедливо, когда стехиометрические коэффициенты перед формулами в уравнении реакции равны. В данном случае имеет место равенство:

$$\nu(\text{AgNO}_3) = 3\nu(\text{FeCl}_3), \text{ следовательно, справедливо равенство:}$$

$$3C_1V_1 = C_2V_2, \text{ отсюда получим: } 3 \cdot 1 \cdot 0,1 = 1 \cdot V_2, \quad V_2 = 0,3 / 1 = 0,3 \text{ л (300 мл)}.$$

А в другом уравнении:



следует, что на один моль CuSO_4 требуется два моля NaOH .

$$\nu(\text{CuSO}_4) = C_m V = 0,5 \cdot 0,02 = 0,01 \text{ моль}, \quad \nu(\text{NaOH}) = 2\nu(\text{CuSO}_4) = 2 \cdot 0,01 = 0,02 \text{ моль}, \\ V(\text{NaOH}) = 0,02 / 2 = 0,01 \text{ л}, \quad V(\text{NaOH}) = 10 \text{ мл}.$$

Решить задачу можно также через равенство $C_1V_1 = C_2V_2$, преобразовав его в другое равенство: $\nu(\text{NaOH}) = 2\nu(\text{CuSO}_4)$, $C_1V_1 = 2C_2V_2$, отсюда получим:

$$2 \cdot V_1 = 2 \cdot 0,02 \cdot 0,5, \quad 2 \cdot V_1 = 0,02, \quad V_1 = 0,02 / 2 = 0,01 \text{ л (10 мл)}.$$

5.2 Экспериментальная часть

Определение растворимости дихромата калия

Опыт 1. Для определения растворимости дихромата калия ($K_2Cr_2O_7$) можно провести эксперимент, в котором будет измеряться количество дихромата калия, растворяющегося в воде при различных температурах. Вот общий план эксперимента и пример графика, который можно построить на основе полученных данных.

Материалы: Дихромат калия ($K_2Cr_2O_7$), дистиллированная вода, стеклянные ёмкости (пробирки или колбы), весы, термометр, мешалка

Ход работы

Подготовьте несколько ёмкостей с определённым объёмом воды дистиллированной (например, 100 мл). Измерьте и добавьте известное количество дихромата калия в каждую ёмкость. Нагрейте воду до различных температур (например, $0^{\circ}C$, $20^{\circ}C$, $40^{\circ}C$, $60^{\circ}C$, $80^{\circ}C$, $100^{\circ}C$) и перемешивайте, пока дихромат калия не перестанет растворяться. Запишите количество дихромата калия, которое растворилось в каждой температуре. Создайте таблицу с температурой и соответствующим количеством растворившегося дихромата калия.

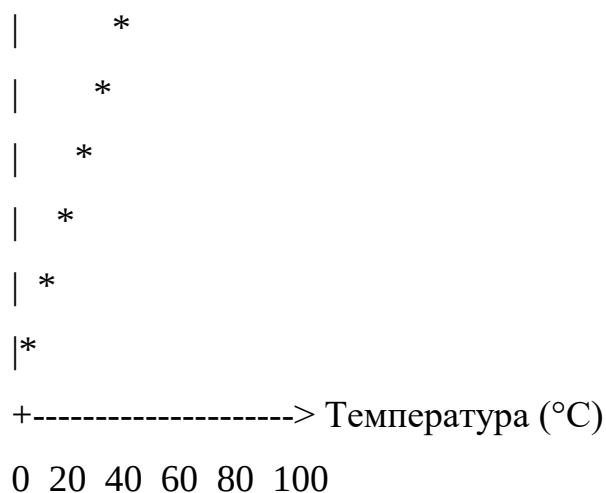
Пример таблицы данных

Температура ($^{\circ}C$)	Масса $K_2Cr_2O_7$ (г)	Температура ($^{\circ}C$)	Масса $K_2Cr_2O_7$ (г)
0	0.5	60	2.0
20	1.0	80	2.5
40	1.5	100	3.0

На графике по оси X можно отложить температуру, а по оси Y — массу растворившегося дихромата калия. График может выглядеть следующим образом:

Масса $K_2Cr_2O_7$ (г)

|



Выводы

На основе полученных данных можно сделать вывод о том, как температура влияет на растворимость дихромата калия. Обычно с повышением температуры растворимость увеличивается.

Определение концентрации приготовленных растворов кислот методом титрования

Опыт 2. Необходимо определить молярную концентрацию раствора соляной кислоты объемом 20 мл путем титрования раствором щелочи с молярной концентрацией 0,1 моль/л.

Бюретку (рис.1, 2) закрепляем в штатив и заполняем раствором щелочи (титрант). В колбу объемом 100 мл переносим 20 мл раствора соляной кислоты и добавляем несколько капель фенолфталеина. При этом раствор остается бесцветным. Подставляем колбу с раствором соляной кислоты под бюретку с раствором щелочи и начинаем титрование до тех пор, пока цвет последнего не станет слабо малиновым. Тут же титрование заканчиваем. При этом происходит полная нейтрализация раствора соляной кислоты щелочью, а последняя избыточная капля раствора щелочи окрашивает полученный раствор в малиновый цвет. По показанию бюретки определяем объем израсходованной щелочи.

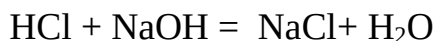
Обработка результатов эксперимента

$$[\text{HCl}] = v_1 / V_1, \text{ моль/л. (1), } [\text{NaOH}] = v_2 / V_2, \text{ моль/л. (2).}$$

Количество щелочи:

$$v_2 = [\text{NaOH}] \cdot V_2, \quad v_2 = 0,1 \text{ моль/л.} \cdot 0,0486 \text{ л} = 0,00486 \text{ моль}$$

В соответствии с уравнением реакции



вещества реагируют в равных количествах:

$$v_1 = v_2 = 0,00486 \text{ моль.}$$

Зная количество вещества соляной кислоты, определяем ее концентрацию:

$$[\text{HCl}] = v_1 / V_1, \quad [\text{HCl}] = 0,00486 \text{ моль} / 0,02 \text{ л} = 0,243 \text{ моль/л.}$$

Таким образом, если в соответствии с уравнением реакции вещества реагируют в равных количествах, то их количество вещества равны. В этом случае можно использовать следующее равенство:

$$v_1 = v_2 \quad \text{или} \quad [\text{HCl}] \cdot V_1 = [\text{NaOH}] \cdot V_2.$$

Отсюда можно также найти концентрацию кислоты:

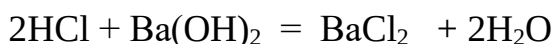
$$[\text{HCl}] = [\text{NaOH}] \cdot V_2 / V_1, \quad [\text{HCl}] = 0,1 \text{ моль/л.} \cdot 0,0486 \text{ л} / 0,02 \text{ л} = 0,243 \text{ моль/л.}$$

Опыт 3. Необходимо определить молярную концентрацию раствора соляной кислоты объемом 20 мл путем титрования раствором гидроксида бария с молярной концентрацией 0,0154 моль/л.

Бюретку закрепляем в штатив и заполняем раствором гидроксида бария (титрант). В колбу объемом 100 мл переносим 20 мл раствора соляной кислоты и добавляем несколько капель фенолфталеина. При этом раствор остается бесцветным. Подставляем колбу с раствором соляной кислоты под бюретку с раствором гидроксида бария и начинаем титрование щелочью, до получения малинового цвета. По показанию бюретки определяем объем израсходованной щелочи.

Обработка результатов эксперимента

Записываем уравнение реакции нейтрализации:



$$[\text{HCl}] = v_1 / V_1, \text{ моль/л. (1), } [\text{Ba}(\text{OH})_2] = v_2 / V_2, \text{ моль/л. (2).}$$

Из формулы (2) выражаем количество вещества щелочи:

$$v_2 = [\text{Ba}(\text{OH})_2] \cdot V_2, \quad v_2 = 0,0154 \text{ моль/л.} \cdot 0,0274 \text{ л} = 0,000422 \text{ моль.}$$

В соответствии с уравнением реакции $v_1 = 2v_2$, тогда

$$v_1 = 0,000422 \text{ моль} \cdot 2 = 0,000844 \text{ моль}.$$

Зная количество вещества соляной кислоты, определяем ее концентрацию:

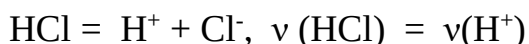
$$[\text{HCl}] = 0,000844 / 0,02 = 0,0422 \text{ моль/л}.$$

Определение pH раствора в ходе титрования

Опыт 4. Определить pH раствора до титрования и в ходе титрования.

Выдается 20 мл раствора соляной кислоты с молярной концентрацией 0,5 моль/л и раствор гидроксида натрия с молярной концентрацией 0,5 моль/л.

Определяем pH раствора соляной кислоты до титрования:



$$[\text{H}^+] = [\text{HCl}] = 0,5 \text{ моль/л}, \quad \text{pH} = -\lg 0,5 = 0,301.$$

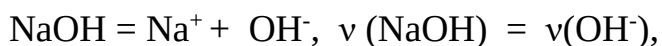
Нанесем эту точку на кривую титрования (рис.1).

Добавляем теперь в исходный раствор кислоты 10 мл раствора гидроксида натрия и рассчитаем pH полученного раствора. Для этого находим количество вещества HCl в исходном растворе:

$$[\text{H}^+] = v(\text{HCl}) / V_p(\text{HCl}), \quad v(\text{HCl}) = [\text{H}^+] \cdot V_p(\text{HCl}),$$

$$v(\text{HCl}) = 0,5 \cdot 0,02 = 0,01 \text{ моль}, \quad v(\text{HCl}) = v(\text{H}^+), \quad v(\text{H}^+) = 0,01 \text{ моль}.$$

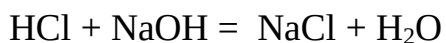
Аналогично рассчитаем количество вещества NaOH в исходном растворе:



$$[\text{OH}^-] = v(\text{OH}^-) / V_p(\text{NaOH}), \quad v(\text{OH}^-) = [\text{OH}^-] \cdot V_p(\text{NaOH}),$$

$$v(\text{OH}^-) = 0,5 \cdot 0,01 = 0,005 \text{ моль}.$$

В соответствии с уравнением реакции



Записываем равенство: $v(\text{H}^+) = v(\text{OH}^-) = 0,005 \text{ моль}$. Именно столько кислоты и щелочи вступают в реакцию, но кислота оказывается в избытке:

$$v(\text{H}^+)_{\text{ост}} = 0,01 - 0,005 = 0,005 \text{ моль}.$$

Находим ее концентрацию в полученном растворе объемом:

$$V_p = 20 \text{ мл} + 10 \text{ мл} = 30 \text{ мл} (0,03 \text{ л}).$$

$$[\text{H}^+] = v(\text{H}^+) / V_p, \quad [\text{H}^+] = 0,005 / 0,03 = 0,17 \text{ моль/л}$$

$$\text{pH} = -\lg 0,17 = 0,77 \text{ (сильнокислая среда)}.$$

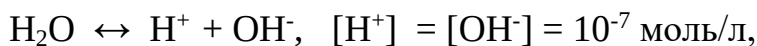
Наносим эту точку на кривую титрования.

Опыт 5. Добавляем теперь в исходный раствор кислоты 20 мл раствора щелочи и проводим аналогичные расчеты:

$$\nu(\text{OH}^-) = 0,5 \cdot 0,02 = 0,01 \text{ моль}, \nu(\text{H}^+) = \nu(\text{OH}^-) = 0,01 \text{ моль}.$$

Как видно, произошла полная нейтрализация: $\nu(\text{H}^+) = 0$ и $\nu(\text{OH}^-) = 0$.

Убеждаемся, что раствор нейтральный, как и в чистой воде:



$$\text{pH} = -\lg 1 \cdot 10^{-7} = 7 - \lg 1 = 7 - 0 = 7.$$

Наносим эту точку эквивалентности на кривую титрования (рис.1).

Опыт 6. Добавим теперь в исходный раствор кислоты 20,5 мл раствора щелочи и проводим аналогичные расчеты:

$$\nu(\text{OH}^-) = 0,5 \cdot 0,0205 = 0,01025 \text{ моль}, \nu(\text{H}^+) = \nu(\text{OH}^-) = 0,01 \text{ моль}.$$

$$\nu(\text{OH}^-)_{\text{ост}} = 0,01025 - 0,01 = 0,00025 \text{ моль}, [\text{OH}^-] = \nu(\text{OH}^-) / V_p,$$

$$V_p = 0,02 + 0,0205 = 0,0405 \text{ л (объем полученного раствора)},$$

$$[\text{OH}^-] = 0,00025 / 0,0405 = 0,006 \text{ моль/л}.$$

$$\text{pOH} = -\lg 0,006 = 2,22, \text{ pH} + \text{pOH} = 14,$$

$$\text{pH} = 14 - 2,22 = 11,78 \text{ (щелочная среда)}.$$

Наносим эту точку эквивалентности на кривую титрования (рис.1).

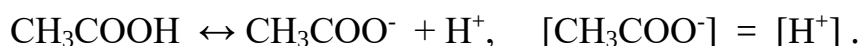
Убеждаемся, что на кривой титрования точке эквивалентности соответствует

$$\text{pH} = 7 \text{ при } V_p(\text{NaOH}) = 20 \text{ мл}.$$

Опыт 7. Определить pH раствора уксусной кислоты до титрования и в ходе титрования ($K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$).

Для проведения опыта (рис.1, 2) выдается 50 мл раствора уксусной кислоты с молярной концентрацией 0,2 моль/л и раствор гидроксида натрия с молярной концентрацией 0,05 моль/л.

Определим pH в исходном растворе уксусной кислоты.



$$\text{Пусть } [\text{H}^+] = x, \text{ тогда } [\text{CH}_3\text{COO}^-] = x \text{ и } [\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{дисс}} = x,$$

$$\text{а } [\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{ост}} = 0,2 - x.$$

Концентрации $[\text{H}^+]$, $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ и $[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{ост}}$ называются равновесными.

Запишем константу равновесной диссоциации уксусной кислоты:

$$Ka = [H^+][CH_3COO^-] / [CH_3COOH]_{ост} \quad \text{или}$$

$$Ka = x^2 / 0,2 - x$$

CH₃COOH- слабая кислота, поэтому $x \ll 1$, то есть изменением концентрации уксусной кислоты вследствие диссоциации можно пренебречь, тогда можно

$$\text{записать: } Ka = x^2 / 0,2; \quad x^2 = 0,2Ka, \quad x = 0,0019 \text{ моль/л,}$$

$$[H^+] = 0,0019 \text{ моль/л, } pH = -\lg 0.0019, \quad pH = 2,72.$$

Опыт 8. Добавим теперь в исходный раствор уксусной кислоты 100 мл раствора щелочи. Найдем количество щелочи в этом объеме раствора:

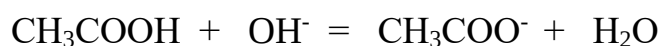
$$[OH^-] = \nu(OH^-) / V_p(NaOH), \quad \nu(OH^-) = [OH^-] \cdot V_p(NaOH),$$

$$\nu(OH^-) = 0,05 \cdot 0,1 = 0,005 \text{ моль.}$$

Аналогично найдем количество уксусной кислоты в исходном растворе:

$$\nu(CH_3COOH) = 0,05 \cdot 0,2 = 0,01 \text{ моль.}$$

В соответствии с уравнением реакции нейтрализации



$$\nu(CH_3COOH)_{\text{в реакцию}} = \nu(OH^-),$$

$$\nu(CH_3COOH)_{ост} = 0,01 - 0,005 = 0,005.$$

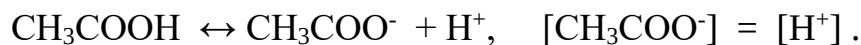
Убеждаемся, что кислота остается в избытке, среда - кислой.

Находим концентрацию кислоты в полученном растворе:

$$[CH_3COOH]_{ост} = \nu(CH_3COOH)_{ост} / V_p,$$

$$[CH_3COOH]_{ост} = 0,005 / 0,15 = 0,033 \text{ моль/л.}$$

Определим теперь значение pH в полученном растворе.



$$[H^+] = x, \text{ тогда } [CH_3COO^-] = x \text{ и } [CH_3COOH]_{\text{дисс}} = x,$$

$$[CH_3COOH]_{ост} = 0,033 - x.$$

Концентрации $[H^+]$, $[CH_3COO^-]$ и $[CH_3COOH]_{ост}$ называются равновесными.

Запишем константу равновесной диссоциации уксусной кислоты:

$$Ka = [H^+][CH_3COO^-] / [CH_3COOH]_{ост} \quad \text{или}$$

$$Ka = x^2 / 0,033 - x$$

CH₃COOH- слабая кислота, поэтому $x \ll 1$, то есть изменением концентрации уксусной кислоты вследствие диссоциации можно пренебречь, тогда получим:
 $Ka = x^2 / 0,033$; $x^2 = 0,2Ka$, $x = 0,006$ моль/л, $[H^+] = 0,006$ моль/л,
 $pH = -\lg 0,006 = 2,22$.

По полученным точкам построить кривую титрования.

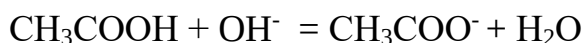
Опыт 9. Добавим теперь в исходный раствор уксусной кислоты 200 мл щелочи. Количество каждого из исходных веществ можно выразить так:

$$[OH^-] = v(OH^-) / V_p(NaOH), \quad v(OH^-) = [OH^-] \cdot V_p(NaOH),$$

$$v(OH^-) = 0,05 \cdot 0,2 = 0,01 \text{ моль. } v(CH_3COOH) = 0,05 \cdot 0,2 = 0,01 \text{ моль.}$$

Видно, что $v(OH^-) = v(CH_3COOH) = 0,01$ моль.

В соответствии с уравнение реакции нейтрализации



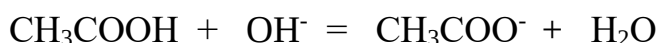
Выполняется то же самое равенство, значит исходные вещества реагируют без остатка и происходит полная нейтрализация: $pH = 7$. Это точка эквивалентности при объеме раствора 250 мл.

Опыт 10. Добавим теперь в исходный раствор уксусной кислоты 300 мл щелочи. Найдем количество каждого из исходных веществ:

$$v(OH^-) = [OH^-] \cdot V_p(NaOH), \quad v(OH^-) = 0,05 \cdot 0,3 = 0,015 \text{ моль.}$$

$$v(CH_3COOH) = 0,05 \cdot 0,2 = 0,01 \text{ моль.}$$

В соответствии с уравнением реакции нейтрализации



$$v(CH_3COOH) = v(OH^-) = 0,01 \text{ моль,}$$

следовательно, щелочь в избытке: $v(OH^-)_{изб} = 0,015 - 0,01 = 0,005$ моль.

Найдем концентрацию избыточной щелочи и pH раствора:

$$[OH^-] = v(OH^-) / V_p, \quad [OH^-] = 0,005 / 0,350 = 0,0143 \text{ моль/л}$$

$$pOH = -\lg 0,0143 = 1,845, \quad pH + pOH = 14, \quad pH = 14 - 1,845 = 12,155.$$

Рекомендуемая литература

Основная

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия : учебник для вузов / Н. С. Ахметов. – М. : Лань, 2021. – 744 с.
2. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия : учебник для вузов / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М. : Ленанд, 2018. – 600 с.
3. Глинка, Н. Л. Общая химия : учебник для вузов / Н. Л. Глинка. – С-Пб. : Химия, 2003. – 728 с.
4. Коровин, Н. В. Общая химия / Н. В. Коровин. – М. : ИЦ «Академия», 2013. – 496 с. 12
4. Лабораторный практикум по химии: учебное пособие / под ред. В.И. Спицына. – М.: МГУ, 1976. – 298 с.
5. Бабич Л.В., Балезин С.А. и др. Практикум по неорганической химии. – М.: Просвещение, 1973. – 368 с.

Дополнительная

1. Кочкаров Ж.А. Лабораторный практикум. Учебное пособие: Изд-во КБГУ. –Нальчик.-2017. 150с.
3. Кочкаров Ж.А. Химия в уравнениях реакций: учебное пособие. – Ростов-на-Дону: Феникс, 2017. – 450 с.
- 4.Кочкаров Ж.А., Кяров А.А. Основы химической термодинамики и химической кинетики: Учебное пособие.- изд. КБГУ. 2018. 145с.
5. Кочкаров Ж.А. Электролиз растворов и расплавов солей и окислительно-восстановительные реакции: учебное пособие. – Нальчик: КБГУ, 2010. – 50 с.
6. Кочкаров Ж.А. Особенности кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойства неорганических веществ: учебное пособие. – Нальчик: КБГУ, 2015.– 80с.
7. Байсангурова А.А., Сириева Я.Н./Основы общей химии/ Учебно-практическое пособие для студентов всех форм обучения / Грозный, 2015.

8. Байсангурова А.А., Сириева Я.Н./ Руководство к лабораторным занятиям по общей химии /Грозный, 2012.

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

теоретическое и практическое учебно–методическое пособие
к практическим и семинарским занятиям
обучающихся по направлению подготовки 04.03.01 Химия

Подписано в печать 04.07.2025 г. Формат 60х84/16
Бумага офисная. Печать-ризография.
Уч.-изд. л. 2,6. Тираж 100 экз.

Издательство Чеченского государственного университета им. А.А. Кадырова
Адрес: 364037 ЧР, г. Грозный, ул. Субры Кишиевой, 33