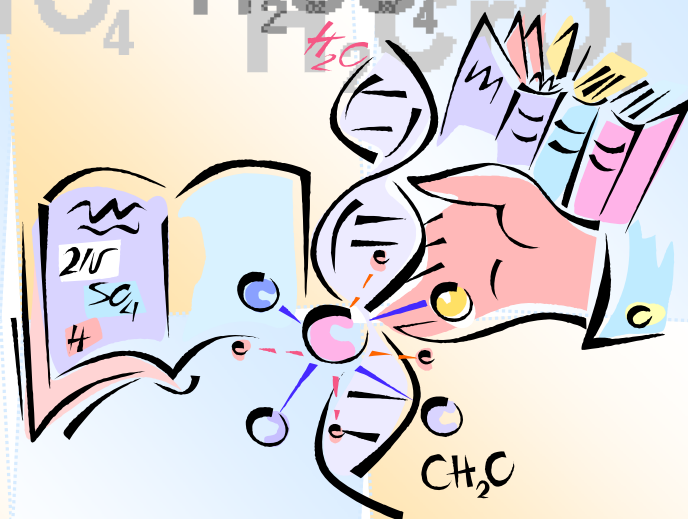


Департамент образования города Москвы
Государственное автономное образовательное учреждение
среднего профессионального образования города Москвы
Технологический колледж № 28

Буре Л.В.

ХИМИЯ

**Методические рекомендации к практическим занятиям для
студентов, обучающихся по специальности 260807 Технология
продукции общественного питания (базовая подготовка)**



Москва, 2012 год

Методические рекомендации к практическим занятиям по химии для специальности 260807 Технология продукции общественного питания (базовая подготовка).

В пособии представлены рекомендации к выполнению практических работ по разделам курса химии: «Физическая химия», «Коллоидная химия» и «Аналитическая химия». Дано краткое содержание теоретического материала, приведены примеры выполнения соответствующих задач, составлены задания для самостоятельной деятельности студентов.

Тематика практических занятий отражает требования к содержанию курса химии в соответствии с учебным планом.

Пособие предназначено для студентов средних профессиональных учебных заведений. Может быть использовано преподавателями химии учреждений начального и среднего профессионального образования.

Составитель: Буре Любовь Васильевна, преподаватель
общеобразовательных дисциплин.

Рецензент: Капранова Елена Викторовна – руководитель структурного подразделения ГАОУ СПО ТК № 28

Рукопись рассмотрена и одобрена на заседании ЦМК общеобразовательных дисциплин, протокол № 8 от 16.03.2012г.

ВВЕДЕНИЕ

В соответствии с Федеральным Государственным Образовательным Стандартом среднего профессионального образования по специальности 260807 Технология продукции общественного питания технолог общественного питания должен уметь проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям реакции. Реализация этого требования в полной мере обеспечивается при проведении практических занятий. Практическое занятие - это форма учебного занятия, где преподаватель организует детальное рассмотрение студентами отдельных теоретических положений учебной дисциплины и формирует умение и навыки их практического приложения путем индивидуального выполнения студентом в соответствии со сформулированными заданиями.

Расчеты, выполняемые в ходе практической работы, позволяют осмысленно подойти к пониманию важнейших законов химии, показывают важность их изучения при освоении специальности 260807 Технология продукции общественного питания. Умение пользоваться справочной литературой – важнейшая составляющая работы высококвалифицированного специалиста. Развитие этих умений и навыков в полной мере реализуется также при выполнении практических работ.

В настоящем сборнике представлены практические работы согласно учебному плану. Каждая практическая работа содержит теоретическую часть, практическую часть, примеры решения задач, контрольные вопросы, задачи для самоконтроля.

Теоретическая часть включает тот минимальный объем материала, который позволит студентам сознательно выполнять практическую работу. Примеры решения типовых задач по данной теме облегчат самостоятельную работу студентов при выполнении практической части и позволят правильно оформить расчетную часть. Практическая часть представляет собой перечень задач, которые используются преподавателем при составлении вариантов задания для каждого студента. Контрольные вопросы и задачи для самоконтроля позволят не только закрепить теоретический материал, полученный на лекции, и отработать технологию решения задач, но и более качественно подготовиться к сдаче экзамена по данному курсу.

При выполнении практических работ студенты имеют право пользоваться справочной литературой и вычислительной техникой.

Перечень практических занятий:

1. **Практическое занятие № 1** «Решение задач на расчет энтальпий химических реакций»
2. **Практическое занятие № 2** «Решение задач на расчет изменения скорости химической реакции»
3. **Практическое занятие № 3** «Расчеты концентраций растворов, осмотического давления, температур кипения, замерзания, рН среды»
4. **Практическое занятие № 4** «Составление формул и схем строения мицелл»
5. **Практическое занятие № 5** «Решение задач на правило произведения растворимости»
6. **Практическое занятие № 6** «Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций»
7. **Практическое занятие № 7** «Вычисления в весовом анализе»
8. **Практическое занятие № 8** «Расчеты в объемном анализе»
9. **Практическое занятие № 9** «Расчеты эквивалентов окислителя и восстановителя»

Практическое занятие №1

Решение задач на расчет энтальпий химических реакций

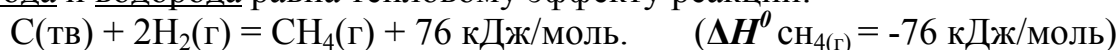
Теоретическая часть:

Тепловой эффект (энтальпия) химической реакции находится как разность между суммой теплот образования всех продуктов реакции и суммой теплот образования всех реагирующих веществ в данной реакции с учетом стехиометрических коэффициентов (следствие закона Гесса):

$$\Delta H_{\text{х.р.}} = \Sigma \Delta H^{\circ}_{\text{обр. (продуктов)}} - \Sigma \Delta H^{\circ}_{\text{обр. (реагентов)}}$$

Под стандартной теплотой образования (энтальпией образования) понимают тепловой эффект реакции образования одного моля вещества из простых веществ, его составляющих, находящихся в устойчивых стандартных состояниях. Обозначается $\Delta H^{\circ}_{\text{обр.}}$.

Например, стандартная энтальпия (теплота) образования 1 моль метана из углерода и водорода равна тепловому эффекту реакции:

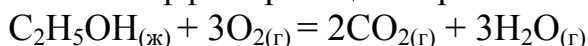


Энтальпия образования (стандартная теплота образования) простых веществ принимается равной нулю, причем нулевое значение энтальпии образования относится к агрегатному состоянию, устойчивому при $T = 298 \text{ К}$. Например, для йода в кристаллическом состоянии $\Delta H^{\circ}_{\text{I}_2(\text{кр.})} = 0 \text{ кДж/моль}$, а для жидкого йода $\Delta H^{\circ}_{\text{I}_2(\text{ж.})} = 22 \text{ кДж/моль}$. Энтальпии образования простых веществ при стандартных условиях являются их основными энергетическими характеристиками.

Значения стандартных теплот образования (энтальпий) различных веществ даны в справочной таблице 3.

Примеры решения задач:

Задача 1: Вычислите тепловой эффект реакции горения этилового спирта:

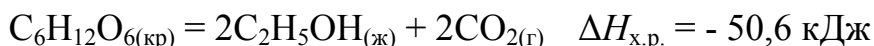


Решение:

$\Delta H_{\text{х.р.}} = (2 \Delta H^{\circ}_{\text{обр. CO}_{2(\text{г})}} + 3 \Delta H^{\circ}_{\text{обр. H}_2\text{O}_{(\text{г})}}) - (\Delta H^{\circ}_{\text{обр. C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{ж})}} + 3 \Delta H^{\circ}_{\text{обр. O}_{2(\text{г})}})$, подставляя значения теплот образования из таблицы 3 и учитывая, что $\Delta H^{\circ}_{\text{обр. O}_{2(\text{г})}} = 0$, получаем:

$$\Delta H_{\text{х.р.}} = (2 \cdot (-393,6) + 3 \cdot (-241,8)) - (-277,7) = \underline{-1234,9 \text{ (кДж)}}$$

Задача 2: Процесс спиртового брожения глюкозы протекает по уравнению реакции:



Вычислите стандартную теплоту образования глюкозы.

Решение:

$$\Delta H^0_{\text{х.р.}} = (2 \Delta H^0_{\text{обр.}} \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{ж})} + 2 \Delta H^0_{\text{обр.}} \text{CO}_{2(\text{г})}) - \Delta H^0_{\text{обр.}} \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_{6(\text{кр})}$$
,
отсюда выводим:

$$\begin{aligned} \Delta H^0_{\text{обр.}} \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_{6(\text{кр})} &= (2 \Delta H^0_{\text{обр.}} \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{ж})} + 2 \Delta H^0_{\text{обр.}} \text{CO}_{2(\text{г})}) - \Delta H^0_{\text{х.р.}} = \\ &= (2 \cdot (-277,9) + 2 \cdot (-383,6)) - (-50,6) = -555,8 - 767,2 + 50,6 = \underline{-1272,4 \text{ (кДж)}} \\ \Delta H^0_{\text{обр.}} \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_{6(\text{кр})} &= -1272,4 \text{ кДж/моль} \end{aligned}$$

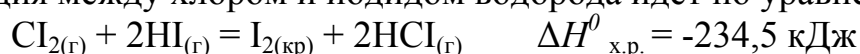
Практическая часть:

Задача 1: Вычислите тепловой эффект реакции, используя данные таблицы 3:

1. $3\text{CuO}_{(\text{кр})} + 2\text{NH}_{3(\text{г})} = 3\text{Cu}_{(\text{кр})} + \text{N}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$
2. $2\text{HCl}_{(\text{г})} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(\text{г})} = \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})}$
3. $4\text{NH}_{3(\text{г})} + 5\text{O}_{2(\text{г})} = 4\text{NO}_{(\text{г})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$
4. $\text{SO}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})} = 3\text{S}_{(\text{кр})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$
5. $\text{CaCO}_{3(\text{кр})} = \text{CaO}_{(\text{кр})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$
6. $\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{кр})} + \text{CO}_{(\text{г})} = 3\text{FeO}_{(\text{кр})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$

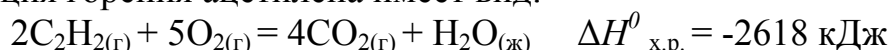
Задача 2:

1. Реакция между хлором и иодидом водорода идет по уравнению:



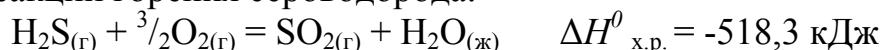
Вычислите стандартную теплоту образования иодоводорода (HI).

2. Реакция горения ацетилена имеет вид:



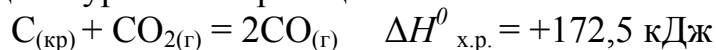
Вычислите стандартную теплоту образования углекислого газа (CO₂).

3. По реакции горения сероводорода:

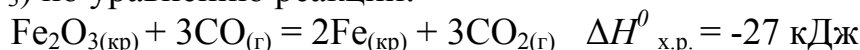


Вычислите стандартную теплоту образования оксида серы (IV) (SO₂).

4. Найдите стандартную теплоту образования оксида углерода (II) (CO), исходя из уравнения реакции:



5. Вычислите стандартную теплоту образования оксида железа (III) (Fe₂O₃) по уравнению реакции:



6. Найдите стандартную теплоту образования оксида азота (II) (NO) по уравнению реакции:

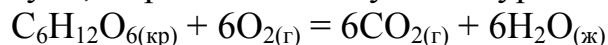


Контрольные вопросы:

1. Что изучает термохимия?
2. Сформулируйте первый закон термохимии.
3. Что показывает стандартная теплота образования?
4. Как читается закон Гесса?
5. Назовите условия самопроизвольного протекания процессов в изолированной системе.
6. Приведите примеры практического использования знания законов термодинамики в технологии приготовления пищи.

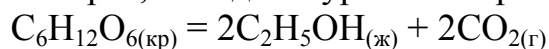
Задачи для самостоятельного решения:

1. Процесс окисления глюкозы, который происходит при длительном хранении муки, выражается следующим уравнением:



Найдите тепловой эффект этой реакции, используя значения теплот образования (таблица 3).

2. При спиртовом брожении 0,1 моль глюкозы, происходящем при изготовлении теста, выделяется 5,06 кДж теплоты. Вычислите теплоту образования спирта, исходя из уравнения реакции:



Практическое занятие № 2

Решение задач на расчет изменения скорости химической реакции

Теоретическая часть:

Химическая кинетика изучает скорость и механизм протекания химических реакций. Скорость химических реакций зависит от природы реагирующих веществ, от площади поверхности фаз, от концентрации реагентов, от температуры, от катализатора.

Зависимость скорости реакции от концентрации выражает основной закон химической кинетики - закон действующих масс: при постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в реакции.

Так, для химической реакции: $mA + nB = C$
скорость определяется по формуле:

$$V = k \cdot [A]^m \cdot [B]^n \quad (1)$$

где k – константа скорости данной реакции.

Зависимость скорости реакции от температуры определяется правилом Вант-Гоффа: при увеличении температуры на каждые 10 градусов, скорость химической реакции увеличивается в 2 - 4 раза:

$$V_2 = V_1 \cdot Y^{t_2 - t_1 / 10} \quad (2)$$

V_1 – скорость химической реакции при начальной температуре t_1 ;

V_2 – скорость этой же реакции при повышенной температуре t_2 ;

Y – температурный коэффициент реакции

Все химические реакции можно разделить на обратимые и необратимые. Обратимыми называют реакции, продукты которых могут между собой реагировать с образованием исходных веществ. В обратимых реакциях скорость прямой реакции вначале имеет максимальное значение, а затем снижается из-за уменьшения концентрации исходных веществ. Обратная реакция, наоборот, протекает с увеличением скорости. Наконец, наступает такой момент, когда скорости прямой и обратной реакций становятся равными. Такое состояние называется химическим равновесием. Количественной характеристикой состояния химического равновесия является константа равновесия. Константа равновесия равна отношению произведения концентраций продуктов реакции к произведению концентраций исходных веществ после достижения равновесия (равновесных концентраций). Для реакции:

$aA + bB = cC + dD$ константа равновесия равна:

$$K = [C]^c [D]^d / [A]^a [B]^b \quad (3)$$

Константа равновесия – величина безразмерная, не зависит от концентрации реагирующих веществ и изменяется только с изменением температуры.

Примеры решения задач:

Задача 1: Как изменится скорость реакции $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightarrow 2\text{NO}_{2(г)}$, если давление в системе увеличить в 2 раза?

Решение: Скорость данной реакции, согласно закону действующих масс (1), определяется по формуле:

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

Увеличение давления в газовой системе пропорционально увеличивает концентрацию веществ. Следовательно, увеличение давления в два раза, означает, что концентрации NO и O_2 тоже увеличатся в два раза. Скорость реакции при увеличенном давлении будет определяться:

$$V_1 = k \cdot [2\text{NO}]^2 \cdot [2\text{O}_2] = k \cdot 2^2 \cdot [\text{NO}]^2 \cdot 2 \cdot [\text{O}_2] = 8k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]$$

Чтобы найти как изменится скорость реакции, записываем соотношение:

$$V_1 / V = 8k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2] / k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2] = 8$$

Ответ: скорость реакции увеличится в 8 раз.

Задача 2: Температурный коэффициент скорости реакции равен 2. Как изменится скорость реакции при повышении температуры от 25^0 до 45^0 ?

Дано:

$$t_1 = 25^0$$

$$t_2 = 45^0$$

$$Y = 2$$

$$V_2 = ?$$

Решение:

Согласно правилу Вант-Гоффа (2):

$$V_2 = V_1 \cdot Y^{(t_2 - t_1) / 10}$$

Подставляем значения из условия задачи:

$$V_2 = V_1 \cdot 2^{(45 - 25) / 10} = V_1 \cdot 2^{20 / 10} = V_1 \cdot 2^2 = V_1 \cdot 4$$

Ответ: скорость реакции увеличится в 4 раза.

Задача 3: При некоторой температуре равновесие: $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$ установилось при следующих концентрациях: $[\text{SO}_2] = 0,06$ моль/л, $[\text{O}_2] = 0,03$ моль/л, $[\text{SO}_3] = 0,04$ моль/л. Вычислите константу равновесия при этой температуре.

Дано:

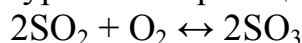
$$[\text{SO}_2] = 0,06 \text{ моль/л}$$

$$[\text{O}_2] = 0,03 \text{ моль/л}$$

$$[\text{SO}_3] = 0,04 \text{ моль/л.}$$

$$K = ?$$

Записываем формулу константы равновесия (3), исходя из уравнения реакции:



$$K = [\text{SO}_3]^2 / [\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]$$

Подставляем значения из условия задачи:

$$K = 0,04^2 / 0,06^2 \cdot 0,03 = 0,0016 / 0,0036 \cdot 0,03 = 14,8$$

Практическая часть:

1. Как изменится скорость реакции $2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow 2\text{SO}_{3(\text{ж})}$, если давление в системе уменьшить в 2 раза?
2. Взаимодействие между углекислым газом и водородом идет по уравнению: $\text{CO}_{2(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})} \rightarrow \text{CO}_{(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$. Концентрация CO_2 равна 0,2 моль/л, а водорода 0,1 моль/л. Как изменится скорость реакции, если увеличить концентрацию CO_2 до 0,3 моль/л, а концентрацию H_2 до 0,4 моль/л?
3. Температурный коэффициент скорости реакции равен 2. Как изменится скорость реакции при повышении температуры от 30° до 70° ?
4. При некоторой температуре равновесие: $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$ установилось при следующих концентрациях: $[\text{NO}] = 0,056$ моль/л, $[\text{O}_2] = 0,028$ моль/л, $[\text{NO}_2] = 0,044$ моль/л. Вычислите константу равновесия при этой температуре.
5. При 20°C реакция протекает за 2 минуты. За какой промежуток времени будет протекать эта же реакция при 40°C ? Температурный коэффициент реакции равен 3.
6. Как изменится скорость реакции $\text{N}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} \rightarrow 2\text{NH}_{3(\text{г})}$, если давление в системе увеличить в 3 раза?
7. Взаимодействие между водородом и хлором идет по уравнению: $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} \rightarrow 2\text{HCl}_{(\text{г})}$. Концентрация H_2 равна 0,3 моль/л, а хлора - 0,2 моль/л. Как изменится скорость реакции, если увеличить концентрацию водорода до 0,4 моль/л, а концентрацию хлора до 0,6 моль/л?
8. Температурный коэффициент скорости реакции равен 3. Как изменится скорость реакции при повышении температуры от 40° до 80° ?
9. При некоторой температуре равновесие: $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{NO}_{2(\text{г})}$ установилось при следующих концентрациях: $[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,0055$ моль/л, $[\text{NO}_2] = 0,0189$ моль/л. Вычислите константу равновесия при этой температуре.
10. При 30°C реакция протекает за 3 минуты. За какой промежуток времени будет протекать эта же реакция при 50°C ? Температурный коэффициент реакции равен 2.

Контрольные вопросы:

1. Изменение концентрации каких веществ учитывают при определении скорости химической реакции?
2. Какие факторы влияют на скорость химической реакции?
3. Что показывает температурный коэффициент химической реакции?
4. Какое состояние системы называется равновесным?
5. Какие факторы влияют на величину константы равновесия?

Задачи для самостоятельного решения:

1. Взаимодействие между угарным газом и кислородом идет по уравнению: $2 \text{CO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightarrow 2 \text{CO}_{2(г)}$. Концентрация CO равна 0,3 моль/л, а кислорода 0,15 моль/л. Как изменится скорость реакции, если увеличить концентрацию CO до 0,6 моль/л, а концентрацию O₂ до 0,3 моль/л?
2. Составьте задачу на определение скорости реакции по следующим данным: $t_1 = 35^{\circ}$; $t_2 = 65^{\circ}$; $\gamma = 3$.

Практическое занятие №3

Расчеты концентраций растворов, осмотического давления, температур кипения, замерзания, рН среды

Теоретическая часть:

Существуют различные способы выражения концентрации:

- **Массовая доля растворенного вещества (ω)** - отношение массы растворенного вещества (г, кг) к массе всего раствора в процентах - показывает, сколько граммов растворенного вещества содержится в 100г раствора:

$$\omega = \frac{m_{\text{раств. в-ва}}}{m_{\text{раствора}}} \cdot 100 \%;$$

$$m_{\text{р-ра}} = V_{\text{р-ра}} \cdot \rho_{\text{р-р}}; \quad m_{\text{р-ра}} = m_{\text{в-ва}} + m_{\text{растворителя}};$$

- **Молярная концентрация C_M или M (молярность)** – показывает количество молей растворенного вещества, содержащихся в 1л раствора:

$$C_M = \frac{V_{\text{мольр-ра}}}{V} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}} \cdot V_{\text{р-ра}}};$$

Важнейшим свойством разбавленных растворов является осмос – односторонний переход растворителя через полупроницаемую мембрану из раствора с меньшей концентрацией в раствор с большей концентрацией. Сила, обуславливающая осмос, называется осмотическим давлением. Осмотическое давление зависит от концентрации раствора и температуры. Для разбавленных растворов неэлектролитов эта зависимость выражается уравнением Вант – Гоффа: **осмотическое давление прямо пропорционально концентрации раствора и абсолютной температуре:**

$$P_{\text{осм}} = n \cdot R \cdot T / V$$

где V — объем раствора; n — число молей растворенного вещества; R — универсальная газовая постоянная ($R = 8,313 \cdot 10^3$ Дж/град моль); T — абсолютная температура. Так как отношение n/V — представляет собой концентрацию раствора C_M , выражаемую в моль/л, можно написать:

$$P_{\text{осм}} = C_M \cdot R \cdot T$$

Пользуясь уравнением, можно рассчитать осмотическое давление раствора, если известны его концентрация и температура. Зная $P_{\text{осм}}$ при заданной температуре, можно определить концентрацию растворов.

Зависимость температуры кипения и температуры замерзания растворов от концентрации выражает **второй закон Рауля: понижение температуры замерзания или повышение температуры кипения**

растворов прямо пропорционально концентрации растворенного вещества.

Математически это можно выразить так:

$$\Delta t_{\text{зам.}} = K_{\text{кр.}} \cdot C$$

где $\Delta t_{\text{зам}}$ — понижение температуры замерзания раствора; $K_{\text{кр}}$ — криоскопическая константа; C — концентрация раствора, моль/1000 г растворителя.

Константа замерзания, или **криоскопическая константа** — величина, характерная для данного растворителя, и представляет собой понижение температуры замерзания, вызываемое растворением 1 моля вещества в 1000г этого растворителя.

Метод, которым измеряют понижение температуры замерзания растворов, называют **криоскопией**. Он применяется при определении молекулярных масс растворенных веществ по понижению температуры замерзания:

$$M = K_{\text{кр.}} \cdot 1000 \cdot m / \Delta t_{\text{зам.}} \cdot A$$

M — молекулярная масса; A — масса растворителя; m — масса растворенного вещества.

Аналогично повышение температуры кипения растворов описывается следующей зависимостью:

$$\Delta t_{\text{кип.}} = K_{\text{эб.}} \cdot C$$

Где $\Delta t_{\text{кип}}$ — повышение температуры кипения раствора; $K_{\text{эб}}$ — эбуллиоскопическая константа; C — концентрация раствора, моль/1000 г растворителя.

Константа кипения, или **эбуллиоскопическая константа**, является величиной, также характерной для данного растворителя, и представляет собой повышение температуры кипения, вызываемое растворением 1 моля вещества в 1000г этого растворителя. Метод, которым измеряют повышение температуры кипения растворов, называют **эбуллиоскопией**. Он применяется для определения молекулярных масс растворенных веществ, что выражается формулой:

$$M = K_{\text{эб.}} \cdot 1000 \cdot m / \Delta t_{\text{кип.}} \cdot A$$

Знание законов Рауля позволяет, зная понижение температуры замерзания или повышение температуры кипения растворов, найти молекулярную массу растворенного вещества, и наоборот, зная молекулярную массу растворенного вещества, найти температуру кипения и замерзания.

Степень кислотности или щелочности раствора принято выражать **водородным показателем**, который обозначают рН: водородный показатель равен отрицательному десятичному логарифму концентрации ионов водорода, находящихся в растворе:

$$\text{pH} = -\text{Lg}[\text{H}^+]$$

В нейтральной среде $[\text{H}^+] = 10^{-7}$ моль/л, $\text{pH} = -\text{Lg}[\text{H}^+] = -\text{Lg} 10^{-7} = 7$.

Если среда кислая $\text{pH} < 7$, в щелочной среде $\text{pH} > 7$.

В более кислом растворе концентрация ионов водорода выше, а значение рН меньше; в более щелочном растворе концентрация водородных ионов ниже, а значение рН больше.

Примеры решения задач:

Задача 1: Вычислите массовую долю раствора, полученного при растворении 4г хлорида кальция (CaCl_2) в 396 мл воды ($\rho = 1$ г/мл).

Дано:

$$\begin{aligned} m(\text{CaCl}_2) &= 4\text{г} \\ V(\text{H}_2\text{O}) &= 396\text{мл} \\ \hline \end{aligned}$$

$$\omega(\text{р-ра}) = ?$$

Решение:

Записываем формулу массовой доли раствора, исходя из условия задачи:

$$\omega(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{CaCl}_2) \cdot 100\%}{m(\text{р-ра})};$$

Из уравнения следует, что для вычисления массовой доли необходимо знать массу раствора, определяем ее по формуле:

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{CaCl}_2) + m(\text{H}_2\text{O}) = 4\text{г} + 396\text{г} = 400\text{г},$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = V(\text{H}_2\text{O}) \cdot \rho(\text{H}_2\text{O}) = 396\text{мл} \cdot 1 \text{ г/мл} = 396\text{г};$$

Подставляем полученные данные, и данные задачи в уравнение массовой доли раствора:

$$\omega(\text{р-ра}) = \frac{4\text{г} \cdot 100\%}{400\text{г}} = 1\%;$$

Ответ: массовая доля раствора равна 1%.

Задача 2: Сколько граммов серной кислоты (H_2SO_4) содержится в 150мл 0,2М раствора?

Дано:

$$\begin{aligned} V(\text{р-ра}) &= 150\text{мл} \\ C_{\text{М}} &= 0,2\text{М} \\ \hline \end{aligned}$$

Решение:

Записываем исходную формулу для определения молярной концентрации раствора:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = ?$$

$$C_M = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V(\text{p-ра})}$$

Из формулы выводим: $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = C_M \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V(\text{p-ра});$

Вычисляем молярную массу серной кислоты:

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 98 \text{ (г/моль);}$$

Объем раствора переводим из миллилитров в литры:

$$V(\text{p-ра}) = 150 \text{ мл} = 0,15 \text{ л}$$

Подставляем числовые значения в формулу:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,2 \cdot 98 \cdot 0,15 = 2,94 \text{ (г)}$$

Ответ: масса серной кислоты равна 2,94 г.

Задача 3: Концентрация ионов водорода $[\text{H}^+]$ в растворе равна 10^{-3} моль/л. Чему равен pH этого раствора? Какова среда этого раствора?

Дано:

$$[\text{H}^+] = 10^{-3} \text{ моль/л}$$

$$\text{pH} = ?$$

Решение:

$$\text{pH} = -\text{Lg}[\text{H}^+] = -\text{Lg}(10^{-3}) = 3$$

Так как найденное значение $\text{pH} < 7$,

следовательно, делаем вывод, что среда данного раствора – кислотная.

Ответ: pH = 3, среда раствора – кислотная.

Задача 4: Определите осмотическое давление 0,02М раствора глюкозы ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) при 25°C .

Дано:

$$C_M = 0,02 \text{ М}$$

$$t = 25^\circ\text{C}$$

$$\text{Росм} = ?$$

Решение:

Осмотическое давление вычисляем по формуле:

$$\text{Росм} = C_M \cdot R \cdot T$$

Из формулы видно, что для расчета необходимо знать абсолютную температуру:

$$T = t + 273 = 25 + 273 = 298 \text{ К};$$

Универсальная газовая постоянная равна:

$$R = 8,313 \cdot 10^3 \text{ Дж/град моль} = 8,313 \text{ Дж/град} \cdot \text{кмоль}$$

Подставляем данные задачи в формулу:

$$\text{Росм} = 0,2 \cdot 8,313 \cdot 298 = 1,66 \text{ (Па)}$$

Ответ: осмотическое давление раствора равно 1,66 Па.

Практическая часть:

1. Вычислите массовую долю раствора, полученного при растворении 20г сульфата натрия (Na_2SO_4) в 400 мл воды ($\rho = 1 \text{ г/мл}$)?
2. Вычислите массовую долю раствора, полученного при растворении 50г хлорида натрия (NaCl) в 650 мл воды ($\rho = 1 \text{ г/мл}$).
3. В 282г воды растворили 18г фосфорной кислоты (H_3PO_4). Рассчитайте молярность этого раствора (плотность раствора $\rho = 1,03 \text{ г/мл}$).
4. В 33,3г воды растворили 16,7г серной кислоты (H_2SO_4). Рассчитайте молярность полученного раствора (плотность раствора $\rho = 1,28 \text{ г/мл}$).
5. Сколько граммов хлороводорода (HCl) содержится в 250мл 2М раствора соляной кислоты?
6. Сколько граммов азотной кислоты (HNO_3) содержится в 300мл 0,5М раствора?
7. Вычислите температуру кипения 10%-ного раствора глюкозы ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) в воде (для расчетов возьмите массу раствора, равную 100г).
8. Вычислите температуру замерзания 15%-ного раствора сахарозы ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) в воде (для расчетов возьмите массу раствора, равную 100г).
9. Концентрация ионов водорода $[\text{H}^+]$ в растворе равна 10^{-3} моль/л. Чему равен рН этого раствора? Какова среда раствора?
10. Концентрация ионов водорода $[\text{H}^+]$ в растворе равна 10^{-5} моль/л. Чему равен рН этого раствора? Какова среда раствора?
11. Концентрация гидроксид-ионов $[\text{OH}^-]$ в растворе равна 10^{-8} моль/л. Чему равен рН этого раствора?
12. Концентрация гидроксид-ионов $[\text{OH}^-]$ в растворе равна 10^{-2} моль/л. Чему равен рН этого раствора?
13. Вычислить рН 0,1М раствора серной кислоты, считая, что кислота диссоциирует полностью.
14. Вычислить рН 0,2М раствора соляной кислоты, считая, что кислота диссоциирует полностью.
15. Определите осмотическое давление 0,05М раствора сахарозы ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) при 25°C .
16. Определите осмотическое давление 0,04М раствора глюкозы ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) при 20°C .
17. Плотность 26%-ного щелочи калия (KOH) равна 1,24г/мл. Какова молярность раствора?
18. Вычислите массовую долю нитрата серебра (AgNO_3) в 1,4М растворе его, плотность которого равна 1,18г/мл.

Контрольные вопросы:

1. Какие способы выражения концентрации раствора вам известны?
2. Что означает запись: 5%-ный раствор поваренной соли?
3. Что показывает молярность раствора?
4. Как концентрация раствора влияет на температуру кипения и температуру замерзания?
5. Что показывают криоскопическая и эбуллиоскопическая константы?
6. На каком свойстве растворов основана технология хранения овощей и фруктов при температуре, равной -1°C ?
7. Приведите примеры влияния кислотности среды на технологические процессы приготовления пищи.

Задачи для самостоятельного решения:

1. Столовый уксус представляет собой 6%-ный водный раствор уксусной кислоты. Рассчитайте, сколько граммов кислоты содержится в 120г столового уксуса.
2. В простокваше, йогурте, кефире содержится 0,6-1% молочной кислоты, которая обладает противомикробным действием. Рассчитайте молярность молочной кислоты в 200г этих продуктов (плотность растворов примите равной 0,99 г/мл).

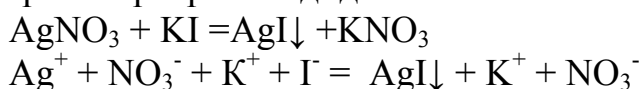
Практическое занятие №4

Составление формул и схем строения мицелл

Теоретическая часть:

Мицелла — электрически нейтральная коллоидная частица, способная к самостоятельному существованию. Она определяет все основные свойства коллоидной системы. Состоит мицелла из ядра кристаллического или аморфного строения, адсорбционного (неподвижного относительно частицы) и диффузного (подвижного) слоев.

Строение мицеллы рассмотрим на примере образования золя йодистого серебра, который получается при взаимодействии очень разбавленных растворов нитрата серебра и иодида калия:



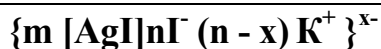
Если иодид калия и нитрат серебра взяты в эквивалентных количествах, частицы AgI растут, достигая значительной величины, превосходящей размеры коллоидных частиц, и быстро выпадают в осадок. Если же реакцию проводят с очень разбавленными растворами при небольшом избытке одного из реагентов, то осадок не выпадает, а образуется коллоидный раствор иодида серебра.

Вещество ядра коллоидной частицы, имеющее кристаллическую или аморфную структуру, нерастворимое в дисперсионной среде, составляет основную массу мицеллы и построено из нейтральных молекул или атомов. В рассматриваемом примере ядро — мельчайший кристаллик иодида серебра, состоящий из большого числа молекул: $m[\text{AgI}]$.

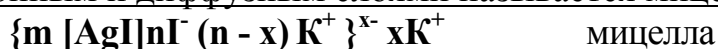
Полученное ядро коллоидной степени дисперсности является носителем свободной поверхностной энергии, поэтому на его поверхности идет адсорбционный процесс. Согласно правилу Пескова — Фаянса, на поверхности ядра мицеллы обычно адсорбируются ионы, находящиеся в избытке и имеющиеся в составе ядра частиц, в данном случае, адсорбируются ионы серебра или ионы иода — те, которые находятся в избытке. Если получать коллоидный раствор при избытке иодида калия, то адсорбироваться будут ионы иода, ибо они находятся в избытке. Ионы иода достраивают кристаллическую решетку ядра, прочно входят в его структуру, образуя адсорбционный слой, и придают ядру отрицательный заряд: $m[\text{AgI}]n\text{I}^-$. Эти ионы, адсорбирующиеся на поверхности ядра и придающие ему соответствующий заряд, называются потенциалопределяющими ионами.

В растворе находятся также и ионы, противоположные по знаку потенциалопределяющим ионам, их называют противоионами. В данном, примере противоионами являются катионы K^+ , которые электростатически

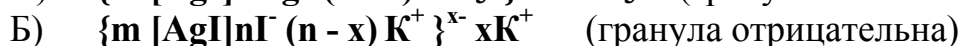
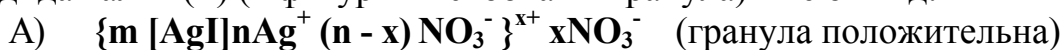
притягиваются потенциалопределяющими ионами адсорбционного слоя. Часть противоионов K^+ прочно связывается электрическими и адсорбционными силами и входит в адсорбционный слой. Ядро с адсорбционным слоем называется частицей или гранулой:



В адсорбционном слое гранулы преобладают потенциалопределяющие ионы, число которых можно обозначить nI^- , а количество противоионов – $(n - x)$. Оставшаяся часть противоионов образуют диффузный слой ионов. Ядро с адсорбционным и диффузным слоями называется мицеллой:



Если получать золь йодистого серебра при избытке нитрата серебра, т. е. при избытке Ag^+ , то коллоидная частица благодаря адсорбции ионов Ag^+ на поверхности ядра получит положительный заряд. Следовательно, мицеллы золя иодида серебра, полученного в избытке нитрата серебра (А) и в избытке иодида калия (Б) (в фигурных скобках – гранула) имеют вид:



Числа m, n, x в зависимости от условий приготовления золь могут изменяться в широких пределах, т. е. мицелла не имеет строго определенного состава.

Чтобы составить формулу мицеллы необходимо выполнить ряд последовательных действий:

1. записать уравнение реакции, в результате которой получают золь;
2. записать ядро мицеллы (формула нерастворимого соединения);
3. определить, какое вещество взято в избытке и какие ионы являются потенциалопределяющими (см. правило Пескова-Фаянса);
4. записать рядом с формулой ядра мицеллы потенциалопределяющие ионы с коэффициентом n ;
5. определить противоионы (ионы, находящиеся в избытке и противоположные по знаку потенциалопределяющим ионам);
6. записать противоионы с коэффициентом $(n - x)$;
7. полученную формулу гранулы взять в фигурные скобки;
8. записать противоионы с коэффициентом x .

Примеры решения задач:

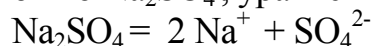
Задача 1: Записать формулу мицеллы золя, образующегося при смешивании растворов $BaCl_2$ и Na_2SO_4 , взятого в избытке.

Решение:

Записываем уравнение реакции: $BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4 \downarrow + 2NaCl$

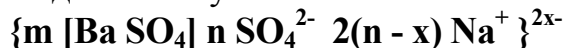
Записываем ядро мицеллы: $m [Ba SO_4]$

В избытке по условию Na_2SO_4 , уравнение диссоциации которого имеет вид:



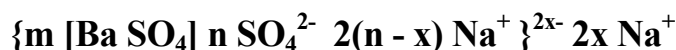
Из этого уравнения определяем, что потенциалопределяющими ионами являются ионы SO_4^{2-} , записываем: $m [\text{Ba SO}_4] n \text{SO}_4^{2-}$

Противоионами в данном случае являются ионы Na^+ , записываем:



(2 перед $n-x$ поставили потому, что заряд иона SO_4^{2-} равен -2, а заряд иона Na^+ равен +1)

Полученная формула является формулой гранулы. Записываем остальные противоионы:



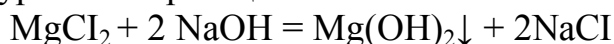
Полученная формула является формулой мицеллы.

Задача 2: При достаточно медленном введении вещества «В» в разбавленный раствор вещества «А» возможно образование гидрозоля вещества «С». Напишите формулу мицеллы и укажите знак электрического заряда коллоидных частиц этого золя.

Вещества: А - MgCl_2 В - NaOH С - $\text{Mg}(\text{OH})_2$

Решение:

Записываем уравнение реакции:



Записываем ядро мицеллы: $m [\text{Mg}(\text{OH})_2]$

В избытке по условию вещество «А», уравнение диссоциации которого имеет вид:



Из этого уравнения определяем, что потенциалопределяющими ионами являются ионы Mg^{2+} , записываем: $m [\text{Mg}(\text{OH})_2] n \text{Mg}^{2+}$

Заряд потенциалопределяющих ионов равен +2.

Противоионами в данном случае являются ионы Cl^- , записываем:



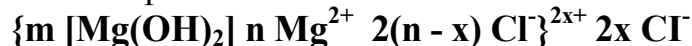
Заряд противоионов равен -1.

(2 перед $n-x$ поставили потому, что заряд иона Mg^{2+} равен 2+)

Полученная формула является формулой гранулы.

Заряд гранулы равен +2х.

Записываем остальные противоионы:



Полученная формула является формулой мицеллы.

Практическая часть:

1. Записать формулу мицеллы золя, образующегося при смешивании растворов:
А) сульфида калия (K_2S) и нитрата серебра ($AgNO_3$) (избыток);
Б) фосфата натрия (Na_3PO_4) (избыток) и сульфата алюминия ($Al_2(SO_4)_3$);
В) хлорида бария ($BaCl_2$) (избыток) и сульфата калия (K_2SO_4);
Г) гидроксида натрия ($NaOH$) и сульфата меди (II) ($CuSO_4$) (избыток);
Д) сульфида натрия (избыток) и нитрата серебра;
Е) гидроксида калия (избыток) и сульфата меди (II).

2. При достаточно медленном введении вещества «В» в разбавленный раствор вещества «А» возможно образование гидрозоль вещества «С». Напишите формулу мицеллы и укажите знак электрического заряда коллоидных частиц этого золя.

- А) вещества: А – $Ba(NO_3)_2$; В – Na_2SO_4 ; С – $BaSO_4$
- Б) вещества: А – Na_2S ; В – $CdCl_2$; С – CdS
- В) вещества: А – $NaOH$; В – $ZnCl_2$; С – $Zn(OH)_2$
- Г) вещества: А – Na_2SO_4 ; В – $Pb(NO_3)_2$; С – $PbSO_4$
- Д) вещества: А – $Mg(NO_3)_2$; В – KOH ; С – $Mg(OH)_2$
- Е) вещества: А – $CaCl_2$; В – Na_2CO_3 ; С – $CaCO_3$

Контрольные вопросы:

1. Какие дисперсные системы называются коллоидными растворами?
2. Чем отличаются аэрозоли от гидрозоль? Приведите примеры.
3. Назовите условия, необходимые для получения золь.
4. Дайте определения понятиям: мицелла, гранула, противоионы, потенциалопределяющие ионы.
5. Приведите примеры пищевых продуктов, относящихся к коллоидным растворам.

Задачи для самостоятельного решения:

1. Напишите формулу мицеллы иодида серебра, полученного при взаимодействии 20мл 0,001н раствора нитрата серебра и 20мл 0,0001н раствора иодида калия.
2. При достаточно медленном введении $SrCl_2$ в разбавленный раствор NaF , возможно образование гидрозоль SrF_2 . Напишите формулу мицеллы и укажите знак электрического заряда коллоидных частиц этого золя.

Практическое занятие № 5

Решение задач на правило произведения растворимости

Теоретическая часть:

В аналитической практике важным вопросом является изучение условий образования или растворения осадков электролитов. Как известно, при растворении твердого вещества в воде растворение прекращается, когда получается насыщенный раствор, т.е. когда между растворяемым веществом и находящимися в растворе молекулами того же вещества устанавливается равновесие. При растворении электролитов, кристаллы которых построены из ионов, в раствор переходят не молекулы, а отдельные ионы, поэтому и равновесие в насыщенном растворе устанавливается между перешедшими в раствор ионами и осадком, т. е. твердым состоянием вещества. Например, в насыщенном растворе сульфата бария BaSO_4 устанавливается равновесие:



Произведение концентраций ионов труднорастворимого электролита в насыщенном растворе при неизменной температуре имеет постоянную величину и называется произведением растворимости (ПР).

Для BaSO_4 величина произведения растворимости вычисляется по формуле:

$$\text{ПР}_{\text{BaSO}_4} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}],$$

где $[\text{Ba}^{2+}]$ и $[\text{SO}_4^{2-}]$ – концентрации ионов (моль/л) в насыщенном растворе BaSO_4 .

В тех случаях, когда электролит содержит два или несколько одинаковых ионов, концентрации этих ионов при вычислении произведения растворимости должны быть возведены в соответствующие степени.

Например, для сульфида меди (I) Cu_2S , уравнение диссоциации которого имеет вид:



Произведение растворимости вычисляется по формуле:

$$\text{ПР}_{\text{Cu}_2\text{S}} = [\text{Cu}^+]^2 \cdot [\text{S}^{2-}],$$

Произведение растворимости (ПР) характеризует способность электролита растворяться.

Растворимость большинства электролитов зависит от температуры, в результате чего, меняются и характерные для них значения произведений растворимости.

Произведение растворимости имеет большое значение в аналитической химии. Используя его, можно заранее предвидеть направление реакции и примерно представить себе возможность выпадения в осадок того или иного иона или, наоборот, растворение осадка электролита.

Осадок образуется в том случае, когда произведение концентраций ионов электролита превысит величину произведения растворимости, и наоборот, осадок растворяется тогда, когда произведение концентраций ионов

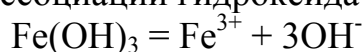
электролита будет меньше произведения растворимости. Величину произведения растворимости всегда можно рассчитать, зная растворимость данного вещества (концентрацию в насыщенном растворе) и, наоборот, по произведению растворимости можно определить концентрацию ионов в насыщенном растворе.

Примеры решения задач:

Задача 1: Напишите выражение для произведения растворимости гидроксида железа (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$

Решение:

Уравнение диссоциации гидроксида железа (III) имеет вид:



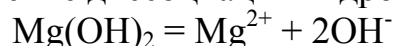
Произведение растворимости равно произведению концентрации ионов с учетом стехиометрических коэффициентов. Следовательно:

$$\text{ПР}_{\text{Fe}(\text{OH})_3} = [\text{Fe}^{3+}] \cdot [\text{OH}^-]^3$$

Задача 2: Определить произведение растворимости $\text{Mg}(\text{OH})_2$, если растворимость его при комнатной температуре равна $1,1 \cdot 10^{-4}$ моль/л.

Решение:

Запишем уравнение диссоциации гидроксида магния:



Из уравнения видно, что при диссоциации из одной молекулы $\text{Mg}(\text{OH})_2$ образуются один ион Mg^{2+} и два иона OH^- . Следовательно, концентрация ионов магния равна концентрации гидроксида магния:

$$[\text{Mg}^{2+}] = [\text{Mg}(\text{OH})_2] = 1,1 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}$$

Концентрация гидроксид-ионов в два раза больше, чем концентрация гидроксида магния:

$$[\text{OH}^-] = 2 \cdot [\text{Mg}(\text{OH})_2] = 2 \cdot (1,1 \cdot 10^{-4}) = 2,2 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

С учетом стехиометрических коэффициентов произведение растворимости равно:

$$\text{ПР}_{\text{Mg}(\text{OH})_2} = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2$$

Подставляя значения концентраций ионов, получаем:

$$\text{ПР}_{\text{Mg}(\text{OH})_2} = 1,1 \cdot 10^{-4} \cdot (2,2 \cdot 10^{-4})^2 = 5,324 \cdot 10^{-12}$$

Ответ: $\text{ПР}_{\text{Mg}(\text{OH})_2} = 5,324 \cdot 10^{-12}$

Задача 3: Рассчитать концентрацию насыщенного раствора (растворимость) иодида серебра AgI при 25°C (в моль/л и в г/л), если произведение растворимости этой соли составляет $8,31 \cdot 10^{-17}$.

Решение:

Диссоциация иодида серебра протекает по уравнению:



Произведение растворимости, согласно уравнению, равно:

$$\text{ПР}_{\text{AgI}} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{I}^-]$$

Обозначим концентрацию ионов серебра – **c**. Поскольку $[\text{Ag}^+] = [\text{I}^-] = c$, то уравнение произведения растворимости примет вид: $\text{ПР}_{\text{AgI}} = c^2$

Тогда $c = \sqrt{\text{ПР}_{\text{AgI}}} = \sqrt{8,31 \cdot 10^{-17}} = \sqrt{83,1 \cdot 10^{-18}} = 9,1 \cdot 10^{-9}$ моль/л.

Так как $[\text{Ag}^+] = [\text{AgI}]$, следовательно, концентрация насыщенного раствора AgI, т.е. растворимость AgI, равна $9,1 \cdot 10^{-9}$ моль/л.

Чтобы определить растворимость AgI в г/л, необходимо найти массу AgI, соответствующую количеству вещества $9,1 \cdot 10^{-9}$ моль:

$$m(\text{AgI}) = \nu(\text{AgI}) \cdot M(\text{AgI}) = 9,1 \cdot 10^{-9} \cdot (108 + 127) = 2138,5 \cdot 10^{-9}(\text{г}) = 0,21385 \cdot 10^{-5}(\text{г})$$

Ответ: растворимость AgI равна $9,1 \cdot 10^{-9}$ моль/л или $0,21385 \cdot 10^{-5}$ г/л.

Задача 4: Вычислить произведение растворимости карбоната магния MgCO_3 , если 1л его насыщенного раствора содержит 0,27г соли.

Решение:

Произведение растворимости равно произведению молярных концентраций ионов в насыщенном растворе, следовательно, нам необходимо рассчитать молярную концентрацию MgCO_3 . Другими словами, находим количество вещества, соответствующее 0,27г MgCO_3 :

$\nu = m/M$, где ν – количество вещества (моль), m – масса вещества (г), M – молярная масса вещества (г/моль).

$$M(\text{MgCO}_3) = 24 + 12 + 16 \cdot 3 = 84 \text{ (г/моль)}$$

$\nu(\text{MgCO}_3) = 0,27/84 = 0,0032$ (моль), следовательно, молярная концентрация карбоната магния равна $0,0032$ моль/л или $3,2 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

Составляем уравнение диссоциации карбоната магния:



Записываем выражение произведения растворимости:

$$\text{ПР}_{\text{MgCO}_3} = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}]$$

Из уравнения диссоциации определяем:

$$[\text{Mg}^{2+}] = [\text{CO}_3^{2-}] = [\text{MgCO}_3] = 3,2 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

Подставляем значения концентраций в формулу:

$$\text{ПР}_{\text{MgCO}_3} = 3,2 \cdot 10^{-3} \cdot 3,2 \cdot 10^{-3} = 10,24 \cdot 10^{-6}$$

Ответ: $\text{ПР}_{\text{MgCO}_3} = 10,24 \cdot 10^{-6}$

Практическая часть:

Вариант 1:

1. Напишите выражение для произведения растворимости труднорастворимых веществ: а) PbI_2 б) $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в) BaCO_3
2. Растворимость гидроксида железа (II) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ при 20°C равна $4,9 \cdot 10^{-6}$ моль/л. Рассчитайте произведение растворимости $\text{Fe}(\text{OH})_2$ при данной температуре.
3. Произведение растворимости сульфата кальция CaSO_4 при 25°C равно $6,1 \cdot 10^{-5}$. Вычислить растворимость CaSO_4 (в моль/л и в г/л) при указанной температуре.
4. В 1л насыщенного при комнатной температуре раствора AgIO_3 содержится 0,044г соли. Вычислить произведение растворимости AgIO_3 .
5. Насыщенный раствор сульфида цинка ZnS содержит $3,5 \cdot 10^{-12}$ моль/л ионов Zn^{2+} . Чему равно произведение растворимости ZnS ?

Вариант 2:

1. Напишите выражение для произведения растворимости труднорастворимых веществ: а) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ б) PbCl_2 в) SrSO_4
2. Растворимость гидроксида цинка $\text{Zn}(\text{OH})_2$ при 18°C равна $1,4 \cdot 10^{-6}$ моль/л. Рассчитайте произведение растворимости $\text{Zn}(\text{OH})_2$ при данной температуре.
3. Произведение растворимости карбоната бария BaCO_3 при 25°C равно $8 \cdot 10^{-9}$. Вычислить растворимость BaCO_3 (в моль/л и в г/л) при указанной температуре.
4. В 1л насыщенного раствора сульфата бария BaSO_4 содержится 0,0025г соли. Вычислите произведение растворимости BaSO_4 .
5. Насыщенный раствор хлорида серебра AgCl содержит $1,25 \cdot 10^{-5}$ моль/л ионов Ag^+ . Чему равно произведение растворимости AgCl ?

Задачи для самостоятельного решения:

1. Растворимость карбоната кальция при некоторой температуре составляет $6,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Определить произведение растворимости этой соли.
2. Произведение растворимости PbCl_2 при 20°C равно $2,0 \cdot 10^{-5}$. Вычислите молярную концентрацию PbCl_2 в насыщенном растворе при этой температуре.
3. Может ли образоваться осадок $\text{Mg}(\text{OH})_2$, если смешать равные объемы 0,5М раствора MgCl_2 и 0,1М раствора NaOH ?

Практическая работа №6

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

Теоретическая часть:

Реакции, сопровождающиеся изменением степени окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ, называются окислительно-восстановительными. Изменение степени окисления связано с перемещением электронов от одних атомов или ионов к другим.

Степень окисления - это количественная оценка состояния элемента (атома или иона). Степень окисления элемента может быть положительной, нулевой, отрицательной. Положительная степень окисления определяется числом отданных электронов, отрицательная степень окисления - числом принятых электронов.

Вещество, атом или ион которого отдает электроны, называется восстановителем. Процесс отдачи электронов называется **окислением**. При окислении степень окисления восстановителя увеличивается.

Вещество, атом или ион которого принимает электроны, называется окислителем. Процесс присоединения электронов называется **восстановлением**. При восстановлении степень окисления окислителя уменьшается.

Правила определения степени окисления в химических соединениях:

1. Степень окисления элемента в простом веществе равна нулю.
Например: K^0 ; H_2^0
2. Степень окисления фтора во всех соединениях равна -1.
Например: $H^{+1}F^{-1}$; $S^{+6}F_6^{-1}$.
3. Степень окисления кислорода в большинстве соединений равна -2 (в пероксидах степень окисления кислорода равна -1).
Например: $H_2^{+1}O^{-2}$, но $H_2^{+1}O_2^{-1}$.
4. Водород в соединениях имеет степень окисления +1. В гидридах (соединения с металлами) степень окисления водорода -1.
Например: $H_2^{+1}O^{-2}$; $N^{-3}H_3^{+1}$, но $K^{+1}H^{-1}$.
5. Степень окисления металлов в соединениях всегда положительна.
6. Степень окисления металлов 1,2,3 групп главных подгрупп равна номеру группы.
Например: Al находится в периодической системе элементов в третьей группе главной подгруппе, следовательно, в соединениях степень окисления алюминия равна +3: $Al_2^{+3}O_3^{-2}$.
7. Максимальная положительная степень окисления элемента равна номеру группы, в которой находится элемент (исключения: Cu^{+2} ; Au^{+3}).

Например: максимальная степень окисления серы в соединениях равна +6, так как сера находится в VI группе периодической системы химических элементов.

8. Минимальная степень окисления элемента равна номеру группы минус восемь.

Например: минимальная степень окисления серы в соединениях равна: -2 ($6 - 8 = -2$)

9. В соединении сумма степеней окисления всех атомов равна нулю.

Исходя из приведенных правил, можно определить степень окисления любого атома в соединении по его формуле.

Составление уравнений реакций окисления – восстановления:

Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций необходимо знать состав и свойства исходных веществ и состав продуктов реакций. На основании химических формул можно рассчитать степень окисления элементов, установить, какие элементы изменили степень окисления, определить окислитель и восстановитель. Общее число атомов в левой части равенства должно быть равно их числу в правой части, а для этого необходимо подобрать коэффициенты. Один из методов расстановки коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях называется методом электронного баланса. Он основан на том, что **общее число электронов, отданное в процессе реакции восстановителем, должно быть равно числу электронов, присоединенных окислителем.** Подсчет числа отданных и присоединенных электронов ведется с учетом степени окисления атомов элементов.

Примеры решения задач:

Задача 1: Рассчитать степень окисления серы в сульфате калия (K_2SO_4).

Решение:

Вначале записываем степени окисления элементов, имеющих постоянную степень окисления: степень окисления калия равна +1, т.к. калий находится в первой группе главной подгруппе; степень окисления кислорода равна -2.

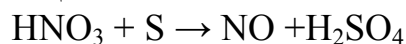


Так как в соединении два атома калия, то сумма положительных зарядов равна: $2 \cdot (+1) = +2$. В соединении четыре атома кислорода, значит сумма отрицательных зарядов равна: $4 \cdot (-2) = -8$. Обозначим неизвестную степень окисления серы – X. Так как молекула электронейтральна, составляем уравнение:

$$\begin{aligned} 2 \cdot (+1) + X + 4 \cdot (-2) &= 0 \\ +2 + X - 8 &= 0; \quad X = +8 - 2 = +6. \end{aligned}$$

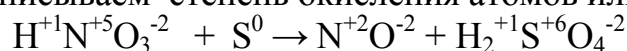
Степень окисления серы в данном соединении равна +6: $K_2^{+1} S^{+6} O_4^{-2}$.

Задача 2: Расставьте коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции:

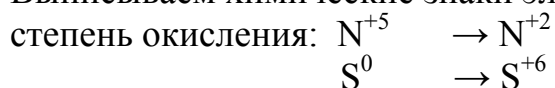


Решение:

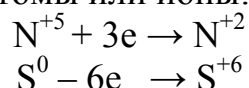
Определяем и записываем степень окисления атомов или ионов:



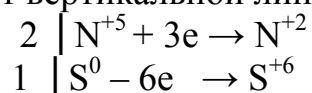
Выписываем химические знаки элементов, атомы или ионы которых меняют



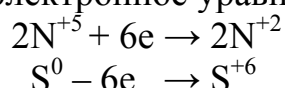
Находим и записываем, сколько электронов отдают или присоединяют соответствующие атомы или ионы:



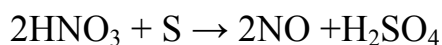
Составляем электронный баланс, учитывая, что электронный обмен является эквивалентным (равноценным). Определим общее число электронов по правилу нахождения наименьшего общего кратного. В данном примере наименьшее общее кратное 6 (наименьшее число, которое делится на 3 и на 6). Находим дополнительные множители: $6:3=2$; $6:6=1$. Множители 2 и 1 будут, соответственно, коэффициентами перед окислителем и восстановителем, их записывают слева от вертикальной линии:



В результате ионно-электронное уравнение принимает вид:

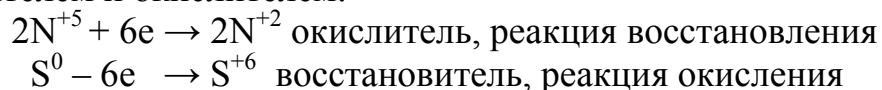


Найденные коэффициенты ставим перед соответствующими формулами в уравнении реакции:



Проверяем, соответствует ли число атомов всех элементов в левой части уравнения числу атомов в правой части уравнения.

В ионно-электронном уравнении подписываем, какие атомы или ионы являются восстановителем и окислителем:



Практическая часть:

Задание 1: Определите степени окисления каждого элемента в соединениях:

Вариант 1: NaI; Fe₂O₃; K₂CrO₄; нитрат цинка.

Вариант 2: CaO; Al₂S₃; MnSO₄; гидроксид железа (III).

Вариант 3: PH₃; MnO₂; KMnO₄; сульфат алюминия.

Задание 2: Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в следующих уравнениях окислительно-восстановительных реакций:

Вариант 1: а) FeCl₃ + H₂S → FeCl₂ + S + HCl

б) HCl + MnO₂ → MnCl₂ + Cl₂ + H₂O

в) HCl + KMnO₄ → KCl + MnCl₂ + Cl₂ + H₂O

г) Cr₂(SO₄)₃ + Cl₂ + NaOH → Na₂CrO₄ + NaCl + Na₂SO₄ + H₂O

Вариант 2: а) Zn + H₂SO₄ → ZnSO₄ + H₂S + H₂O

б) FeCl₃ + NaI → NaCl + FeCl₂ + I₂

в) K₂SO₃ + KMnO₄ + H₂SO₄ → K₂SO₄ + MnSO₄ + H₂O

г) KClO₃ + FeSO₄ + H₂SO₄ → KCl + Fe₂(SO₄)₃ + H₂O

Вариант 3: а) H₂SO₃ + H₂S → S + H₂O

б) Fe(OH)₂ + O₂ + H₂O → Fe(OH)₃

в) K₂SO₃ + KMnO₄ + KOH → K₂SO₄ + K₂MnO₄ + H₂O

г) H₂S + K₂Cr₂O₇ + H₂SO₄ → S + K₂SO₄ + Cr₂(SO₄)₃ + H₂O

Определите окислитель и восстановитель в каждой реакции.

Задания для самостоятельного решения:

- Какие из веществ: H₂S; H₂SO₄; NH₃; H₂SO₃; KI; KMnO₄ – будут проявлять только: а) окислительные свойства; б) восстановительные свойства; в) как восстановительные, так и окислительные свойства и почему?
- На каком правиле основан метод электронного баланса при расстановке коэффициентов в уравнении окислительно-восстановительной реакции?
- Какие из приведенных реакций относятся к окислительно-восстановительным?
 - H₂ + Br₂ → HBr
 - NH₄Cl → NH₃ + HCl
 - 4KMnO₄ + 4KOH → 4K₂MnO₄ + O₂ + 2H₂O
 - Fe + S → FeS
 - Al(OH)₃ + 3HNO₃ → Al(NO₃)₃ + 3H₂O
- Расставьте коэффициенты методом электронного баланса:
 - KMnO₄ + MnSO₄ + H₂O → MnO₂ + K₂SO₄ + H₂SO₄
 - K₄[Fe(CN)₆] + Br₂ → K₃[Fe(CN)₆] + KBr

Практическое занятие № 7

Вычисления в весовом анализе

Теоретическая часть:

Гравиметрический (весовой) анализ - один из методов количественного анализа, который позволяет определять состав анализируемого вещества путем измерения массы. Этот метод часто используется в пищевых лабораториях для определения влажности, зольности, содержания отдельных элементов или соединений. По результатам анализа производят соответствующие вычисления.

1. Определение зольности продукта.

Взвешенный на аналитических весах исходный продукт (навеску) сжигают, полученную золу доводят до постоянной массы (прокаливают до тех пор, пока не перестанет изменяться масса) и взвешивают. Пусть исходная навеска продукта составляет **A** г, масса прокаленной золы - **B** г, тогда зольность продукта (в %) вычисляется, исходя из пропорции:

$$\begin{array}{l} \text{навеска } A \text{ г} \quad \text{составляет} \quad 100 \% \\ \text{масса золы } B \text{ г} \quad \quad \quad - \quad \quad \quad x \% \\ X = B \cdot 100\% / A \end{array}$$

2. Определение влажности продукта.

Из навески исходного вещества полностью удаляют определяемую составную часть и остаток взвешивают. Навеску исходного вещества **A** г высушивают в сушильном шкафу до постоянной массы - **B** г.

Масса удаленной влаги (**A - B**) г. Определяем влажность продукта (в %):

$$\begin{array}{l} A \text{ г продукта} \quad \text{составляет} \quad 100\% \\ (A - B) \text{ г влаги} \quad \quad \quad - \quad \quad \quad X\% \\ X = (A - B) \cdot 100\% / A \end{array}$$

3. Определение содержания отдельных элементов.

Определяемую составную часть количественно связывают в такое химическое соединение, в виде которого она может быть выделена и взвешена. Соединение, в виде которого определяемая часть выпадает в осадок, называется его осаждаемой формой, а в виде которого оно взвешивается - гравиметрической формой.

Расчетная формула для определения содержания (в %) любого элемента по исходной навеске и массе гравиметрической формы:

$$Q \% = \frac{F \cdot B \cdot 100\%}{A}$$

A – масса исходной навески (г);
 B – масса гравиметрической формы (г);
 F – фактор пересчета, равный отношению атомной массы определяемого элемента к молекулярной массе соединения, представляющего гравиметрическую форму вещества:

$$F = \frac{A_r(\text{определяемого элемента})}{M_r(\text{гравиметрической формы})}$$

Пример 1: Навеску чистого $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ массой 0,4872г для определения содержания бария перевели в осадок BaSO_4 . Масса осадка после прокаливания равна 0,4644г. Рассчитайте содержание (массовую долю) бария в данном образце.

Дано:

$$\begin{array}{l} A = 0,4872\text{г} \\ B = 0,4644\text{г} \\ Q(\text{Ba}) = ? \end{array}$$

Решение:

$$Q = \frac{F \cdot B \cdot 100\%}{A}; \quad F = \frac{A_r(\text{Ba})}{M_r(\text{BaSO}_4)}$$

$$M_r(\text{BaSO}_4) = 137 + 32 + 16 \cdot 4 = 233;$$

$$F = 137 / 233 = 0,59$$

$$Q(\text{Ba}) = \frac{0,59 \cdot 0,4644 \cdot 100\%}{0,4872} = 56,24\%$$

4. Пересчет результатов анализа на сухое вещество.

Часто состав двух продуктов невозможно сравнить потому, что они различаются по содержанию гигроскопической влаги. Поэтому прибегают к пересчету на абсолютно сухое вещество. Для этого из суммы составных частей вычитают количество воды и содержание отдельных компонентов выражают в процентах к остатку. Таким же способом при необходимости производят пересчет на беззольное или на обезжиренное вещество, соответственно вычитая из суммы компонентов массу золы или жира.

Пример 2: Требуется сравнить два продукта по содержанию сахара, если анализом установлен их состав (%):

	мука	сахар	вода
1-й продукт.....	82,87	5,53	11,6
2-й продукт.....	74,07	4,93	21,0

Решение: Пересчитаем содержание сахара на абсолютно сухое вещество:

$$\begin{array}{l} \text{1-й продукт} \\ (100 - 11,6) \text{ составляет } 100\% \\ 5,53 \quad - \quad x\% \end{array}$$

$$\begin{array}{l} \text{2-й продукт} \\ (100 - 21) \text{ составляет } 100\% \\ 4,93 \quad - \quad x\% \end{array}$$

$$x = \frac{5,53 \cdot 100}{(100 - 11,6)} = 6,25\%$$

$$x = \frac{4,93 \cdot 100}{(100 - 21)} = 6,25\%$$

Расчет показывает, что содержание сахара в анализируемых продуктах одинаковое.

Практическая часть:

1. В пшеничной муке высшего сорта минеральных веществ (зола) должно быть не более 0,55%. Рассчитайте зольность следующих образцов муки по ниже приведенным данным анализа и сделайте вывод о соответствии их стандартным требованиям.
А) Навеску муки 1,8562г прокалили, сожгли, довели массу до постоянной величины 0,0496г.
Б) Навеску муки 1,6734г прокалили, сожгли, довели массу до постоянной величины 0,0215г.
2. Навеску крахмала 2,6284г высушили в сушильном шкафу до постоянной массы 2,4933г. Определите влажность продукта.
3. Определите влажность сахара, если навеску 3,0742г высушили до постоянной величины 2,9116г.
4. Вычислите фактор пересчета в следующих примерах:
А) определяемый элемент – Са;
гравиметрическая форма – СаО;
Б) определяемый элемент – Сl;
гравиметрическая форма – AgCl;
5. Навеску $Al_2(SO_4)_3 \cdot xH_2O$ массой 0,7000г перевели в осадок Al_2O_3 массой 0,1070г. Рассчитайте массовую долю алюминия в навеске.
6. Из навески $Na_2SO_4 \cdot xH_2O$ массой 0,4000г получен осадок $BaSO_4$ массой 0,3262г. Рассчитайте массовую долю серы в навеске.
7. Даны два продукта, состав которых установлен в ходе анализа:

	мука	крахмал	соль	вода
1 продукт:	76,62%	18,95%	1,04%	3,39%
2 продукт:	80,14%	17,34%	1,46%	1,06%

А) сравните эти продукты по содержанию крахмала;
Б) сравните эти продукты по содержанию соли.

Задания для самостоятельного решения:

1. Как содержание влаги влияет на качество и на срок хранения продуктов?
2. Что такое фактор пересчета?
3. Вычислите фактор пересчета по данным: определяемый элемент – Fe; гравиметрическая форма – $FePO_4$.
4. Вычислите массовую долю магния в навеске 0,5520г $MgSO_4 \cdot xH_2O$, из которой получен осадок $Mg_2P_2O_7$ массой 0,2492г.

Практическое занятие № 8

Расчеты в объемном анализе

Теоретическая часть:

При объемно-аналитических определениях чаще всего приходится вычислять одну из трех величин: объем стандартного раствора V , израсходованный на титрование определяемого вещества (мл), концентрацию стандартного раствора c и содержание определяемого вещества Q в растворе, в граммах. Данные величины связаны между собой, поэтому, зная две из них, всегда можно найти третью.

Концентрацию вычисляют по формулам:

$$T = g / V \quad (1)$$

где T - титр раствора, г/мл; g - навеска вещества, г; V - объем раствора, мл

$$N = \frac{T \cdot 1000}{\Xi} \quad (2)$$

где N – нормальность раствора; Ξ – эквивалентная масса вещества
Массу вещества Q в растворе рассчитывают по формуле:

$$Q = T \cdot V \quad (3) \quad \text{или} \quad Q = \frac{N \cdot \Xi \cdot V}{1000} \quad (4)$$

Для расчетов можно использовать и титр по определяемому веществу. Согласно закону эквивалентов на титрование 1 эквивалента любого вещества будет израсходован 1 эквивалент другого вещества. Из этого вытекает правило: объемы двух растворов разных веществ (например, кислоты и щелочи) реагируют между собой в количествах, обратно пропорциональных их нормальным концентрациям. Поэтому объем раствора можно вычислить из следующих соотношений:

$$\frac{V_k}{V_{щ}} = \frac{N_{щ}}{N_k} \quad \text{или} \quad V_k \cdot N_k = V_{щ} \cdot N_{щ} \quad (5)$$

Задача 1: В 250,0 мл раствора NaOH содержится 10,00г этого вещества. Чему равен титр этого раствора?

Дано:

$$\begin{array}{l|l} g_{\text{NaOH}} = 10,00\text{г} & | \\ \hline V_{\text{NaOH}} = 250,0 \text{ мл} & | \\ T_{\text{NaOH}} = ? & \end{array}$$

Решение:

$$\begin{array}{l} \text{Титр раствора определяем по формуле (1):} \\ 10,00 \\ T_{\text{NaOH}} = \frac{\quad}{250,0} = 0,040 \text{ (г/мл)} \end{array}$$

Ответ: $T_{\text{NaOH}} = 0,040 \text{ г/мл}$

Задача 2: Какой объем 0,05н HCl потребуется для титрования 20,00мл 0,1н раствора KOH?

Дано:

$$\left. \begin{array}{l} N_{\text{HCl}} = 0,05\text{н (экв/л)} \\ V_{\text{KOH}} = 20,00\text{мл} \\ \underline{N_{\text{KOH}} = 0,1\text{н}} \\ V_{\text{HCl}} = ? \end{array} \right\}$$

Решение:

На основании формулы (5) имеем:

$$V_{\text{HCl}} \cdot 0,05 = 20,00 \cdot 0,1$$

Отсюда:

$$V_{\text{HCl}} = \frac{20,00 \cdot 0,1}{0,05} = 40,00 \text{ (мл)}$$

Ответ: $V_{\text{HCl}} = 40,00$ мл

Задача 3: На титрование 0,2173г соды Na_2CO_3 израсходовано 23,17 мл раствора HCl. Вычислить нормальную концентрацию HCl и титр соляной кислоты по соде.

Дано:

$$\left. \begin{array}{l} g_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 0,2173\text{г} \\ \underline{V_{\text{HCl}} = 23,17 \text{ мл}} \\ N_{\text{HCl}} = ? \\ T_{\text{HCl}} = ? \end{array} \right\}$$

Решение:

Рассчитаем, сколько эквивалентов соды содержится в навеске массой 0,2173г:

$$\text{Э}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = M(\text{Na}_2\text{CO}_3)/2 = \frac{23 \cdot 2 + 12 + 16 \cdot 3}{2} = 53 \text{ (г)}$$

$$\frac{0,2173}{53} = 0,0041 \text{ экв.}$$

Согласно закону эквивалентов, вещества взаимодействуют в количествах, пропорциональных их эквивалентам, поэтому в 23,17 мл HCl содержалось точно такое же количество ее эквивалентов, т.е. 0,0041 экв. Из пропорции вычислим количество эквивалентов HCl в 1л раствора, иначе - вычислим нормальную концентрацию HCl

$$\begin{array}{l} \text{в } 23,17\text{мл содержится } 0,0041 \text{ экв HCl} \\ \text{в } 1000 \text{ мл содержится } \quad \quad \quad x \text{ экв HCl} \end{array}$$

$$X = \frac{0,0041 \cdot 1000}{23,17} = 0,1769 \text{ экв/л}$$

Титр соляной кислоты по соде определяем по формуле:

$$T(\text{HCl} / \text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{N(\text{HCl}) \cdot \text{Э}(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{1000} = \frac{0,1769 \cdot 53}{1000} = 0,009375 \text{ г/мл}$$

Задача 4: На титрование раствора NaOH израсходовано 21,72 мл 0,1251н раствора HCl. Вычислить массу NaOH в растворе.

Дано:

$$\begin{array}{l} V_{\text{HCl}} = 21,72 \text{ мл} \\ N_{\text{HCl}} = 0,1251 \text{ н} \\ Q(\text{NaOH}) = ? \end{array} \quad |$$

Решение:

Массу NaOH определяем по формуле (4):

$$Q(\text{NaOH}) = \frac{0,1251 \cdot 40 \cdot 21,72}{1000} = 0,1087 \text{ г.}$$

Ответ: $Q(\text{NaOH}) = 0,1087 \text{ г}$

Практическая часть:

Вариант 1:

- Задача 1:** Определить титр и нормальность раствора, в 300мл которого содержится 0,690г K_2CO_3 .
- Задача 2:** На титрование 10 мл раствора HCl израсходовано 15 мл 0,120н раствора NaOH. Определите нормальность раствора HCl.
- Задача 3:** Какой объем 0,03н раствора KOH потребуется для титрования 15,00 мл 0,01н раствора HNO_3 .
- Задача 4:** На титрование 0,2208г K_2CO_3 израсходовано 34,24 мл раствора HCl. Вычислить нормальную концентрацию HCl и титр соляной кислоты по карбонату калия.
- Задача 5:** На титрование раствора KOH израсходовано 16,64 мл 0,1335н раствора HCl. Вычислить массу KOH в растворе.

Вариант 2:

- Задача 1:** Определить титр и нормальность раствора, 250 мл которого содержит 0,355г Na_2SO_4 .
- Задача 2:** На титрование 10 мл 0,1234н раствора NaOH израсходовали 11,25 мл H_2SO_4 . Определите нормальность раствора H_2SO_4 .
- Задача 4:** Какой объем 0,02н раствора HNO_3 потребуется для титрования 10,00 мл 0,015н раствора NaOH.
- Задача 4:** На титрование 0,1794г K_2CO_3 израсходовано 26,12 мл раствора HCl. Вычислить нормальную концентрацию HCl и титр соляной кислоты по карбонату калия.
- Задача 5:** На титрование раствора HCl израсходовано 23,12 мл 0,086н раствора NaOH. Вычислить массу HCl в растворе.

Контрольные вопросы:

1. С какой степенью точности производят расчеты при объемном анализе?
2. В какой зависимости находятся титр и нормальность раствора?
3. Какие расчеты позволяет осуществлять закон эквивалентов?

Задания для самостоятельного решения:

1. Какую навеску буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ следует взять для приготовления 150,00 мл 0,25 н. раствора?
2. Сколько граммов NaOH содержалось в растворе, если на его титрование израсходовано 24,5 мл 0,05 н раствора HCl ?
3. Какой объем раствора азотной кислоты потребуется для нейтрализации KOH массой 0,28г, если $T(\text{HNO}_3) = 0,001260$ г/мл.

Практическое занятие № 9

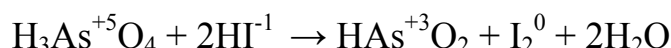
Расчеты эквивалентов окислителя и восстановителя

Теоретическая часть:

Эквивалент – это условная частица вещества, равноценная одному электрону в окислительно-восстановительной реакции. Понятие «эквивалент» применимо ко всем типам реакций и веществ, как простым, так и сложным. Чтобы показать, какая часть молекулы (или атома) вещества является эквивалентом, используют понятие «фактор эквивалентности».

Фактор эквивалентности ($f_{\text{экв}}$) – число, показывающее, какая доля частицы (атома, молекулы) этого вещества равноценна одному электрону в данной окислительно-восстановительной реакции. Это безразмерная, рассчитанная на основании стехиометрии реакции, величина, равная или меньше единицы. Для окислительно-восстановительных реакций фактор эквивалентности вычисляют по числу электронов, участвующих в реакциях окисления и восстановления.

Например, в реакции:



1 моль H_3AsO_4 присоединяет 2 электрона, следовательно, фактор эквивалентности для этого соединения равен $\frac{1}{2}$ ($f_{\text{экв}} = 1/2$).

1 моль HI присоединяет 1 электрон, следовательно $f_{\text{экв}}(\text{HI}) = 1$.

Молярная масса эквивалента ($M_{\text{экв}}$) – это масса одного моль эквивалента вещества, равная произведению фактора эквивалентности на молярную массу вещества. Другими словами, молярная масса эквивалента окислителя и восстановителя определяется делением молярной массы на изменение степени окисления (на 1 моль вещества) в рассматриваемой реакции.

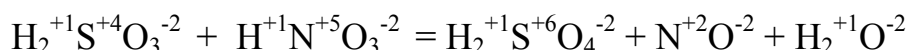
Для вышеприведенной реакции:

$$M_{\text{экв}}(\text{H}_3\text{AsO}_4) = f_{\text{экв}} \cdot M(\text{H}_3\text{AsO}_4) = \frac{1}{2} \cdot (1 \cdot 3 + 75 + 16 \cdot 4) = \frac{1}{2} \cdot 142 = 71$$

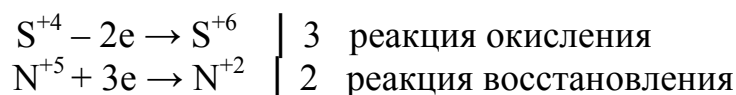
Задача 1: Дана схема реакции: $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{HNO}_3 = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
Определите фактор эквивалентности и молярные массы эквивалентов окислителя и восстановителя.

Решение:

1) определяем степень окисления атомов элементов:



2) составляем электронный баланс с учетом принципа равенства числа отдаваемых и принимаемых электронов:



- 3) записываем коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции:



- 4) выписываем формулы вещества окислителя и восстановителя:

H_2SO_3 – восстановитель;

HNO_3 – окислитель;

- 5) рассчитываем фактор эквивалентности:

$f_{\text{экр}}(\text{H}_2\text{SO}_3) = 1/2$, так как 1 моль H_2SO_3 отдает 2 электрона
(см. электронный баланс, пункт 2);

$f_{\text{экр}}(\text{HNO}_3) = 1/3$, так как 1 моль HNO_3 присоединяет 3 электрона.

- 6) рассчитываем молярные массы эквивалентов восстановителя и окислителя:

$$M_{\text{экр}}(\text{H}_2\text{SO}_3) = 1/2 \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_3) = 1/2 \cdot (1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 3) = 1/2 \cdot 82 = 41 (\text{г/моль})$$

$$M_{\text{экр}}(\text{HNO}_3) = 1/3 \cdot M(\text{HNO}_3) = 1/3 \cdot (1 + 14 + 16 \cdot 3) = 1/3 \cdot 63 = 21 (\text{г/моль})$$

Ответ: $f_{\text{экр}}(\text{H}_2\text{SO}_3) = 1/2$; $f_{\text{экр}}(\text{HNO}_3) = 1/3$;
 $M_{\text{экр}}(\text{H}_2\text{SO}_3) = 41 \text{ г/моль}$; $M_{\text{экр}}(\text{HNO}_3) = 21 \text{ г/моль}$.

Практическая часть:

Задание 1: Определите фактор эквивалентности и молярные массы эквивалентов окислителя и восстановителя по схемам окислительно-восстановительных реакций:

- $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ag} \downarrow + \text{HNO}_3 + \text{O}_2 \uparrow$
- $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{HCl}$
- $\text{KMnO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{NO} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{NaNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Cu} + \text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

Приложение

Таблица 1

Некоторые фундаментальные физико-химические константы.

Название	Обозначение	Величина
Авогадро постоянная	N_A	$6,022 \cdot 10^{23}$
Атомная единица массы	$m_u = m(^{12}\text{C})/12$	$1,661 \cdot 10^{-27}$ кг моль ⁻¹
Нормальное давление	p	1 атм = $1,013 \cdot 10^5$ Па
Объем моля идеального газа при н.у.	V_m	22,4 л/моль
Универсальная газовая постоянная	R	$8,314$ Дж·моль ⁻¹ ·К ⁻¹
Абсолютная температура	T	273,15 К

Таблица 2

Основные единицы физико-химических величин в системе СИ

Физическая величина	Наименование единицы	Обозначение
Длина	метр	м
Масса	килограмм	кг
Время	секунда	с
Температура	кельвин	К
Количество вещества	моль	моль
Площадь	квадратный метр	м ²
Объем	кубический метр	м ³
Сила	ньютон	Н
Плотность	килограмм на куб.метр	кг/м ³
Динамическая вязкость	паскаль-секунда	Па·с
Давление	паскаль	Па
Работа, энергия	джоуль	Дж
Энтальпия	джоуль на моль	Дж/

Таблица 3

**Энтальпии образования некоторых веществ при 298 К
(стандартные теплоты образования)**

Вещество	$\Delta H_{обр.}$, кДж/моль	Вещество	$\Delta H_{обр.}$, кДж/моль
C ₆ H ₁₂ O ₆ (кр)	-1260	H ₂ O (ж.)	-285,8
CH ₄ (г)	-74,85	H ₂ O (кр.)	-291,8
CO(г)	-110,5	NH ₃ (г)	-46,2
CO ₂ (г)	-393,6	NO(г)	+90,25
Fe ₂ O ₃ (кр)	-822,2	SO ₂ (г)	-296,9
Fe O(кр)	-264,8	SO ₃ (ж.)	-439,0
H ₂ O (г)	-241,8	H ₂ S(г)	-20,15
HCl(г)	-92,2	CuO(кр)	-162
CaCO ₃ (кр)	-1207	CaO(кр)	-635,1
Fe ₃ O ₄ (кр)	1117	HF(г)	-268,61
HBr(г)	-35,98	HI(г)	+25,94
C ₂ H ₂ (г)	+226,8	C ₆ H ₆ (г)	+83,2
CH ₃ COOH(ж)	-484	H ₂ SO ₄ (ж)	-811,3
HNO ₃ (ж)	-173,0	SO ₃ (г)	-395,2
NO ₂ (г)	+33,89	Na Cl (кр)	-410,9
Na OH (кр)	-426,6	C ₂ H ₅ OH(ж)	-277,7
C ₂ H ₄ (г)	+52,3	CH ₃ OH(ж)	-238,6

Таблица 4

Значение криоскопической константы для некоторых растворителей

Растворитель	K_{кр.}, град.
Вода	1,86
Бензол	5,12
Анилин	5,87
Фенол	2,27
Уксусная кислота	3,9
Нитробензол	6,9

Таблица 5**Значение эбуллиоскопической константы для некоторых растворителей**

Растворитель	$K_{эб.}$, град.
Вода	0,52
Бензол	2,57
Уксусная кислота	3,4
Этиловый спирт	1,11
Анилин	3,69
Хлороформ	3,88

Буре Л.В. – преподаватель ГАОУ ТК № 28

Сдано в печать 20.04.2012г.

Формат бумаги 60x84/8

Тираж 30 экз.

Компьютерный набор, верстка – Беловой В.М.

Государственное автономное образовательное учреждение
среднего профессионального образования

Технологический колледж № 28

109383, Москва, улица Полбина, дом 72, стр. 1,2,3

тел./ факс 8 (495) 354-90-29

E-mail: 28prof.educom.ru

Отпечатано в типографии ГОУ СПО ТК № 28

Москва, ул. Кабельная, дом 2/2

тел. 8(495) 673-54-22

e-mail: 78@prof.educom.ru